

Министерство здравоохранения Республики Беларусь
Учреждение образования
«Гомельский государственный медицинский университет»

Кафедра общей и биоорганической химии

Авторы:

А.И. Макаренко, к.б.н, доцент кафедры;

А.К. Довнар, старший преподаватель кафедры;

М.В. Одинцова, старший преподаватель кафедры;

Ж.Н. Громько, старший преподаватель кафедры.

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ

для проведения лабораторного занятия
по учебной дисциплине «Медицинская химия»
для студентов

I курса медико-диагностического факультета,
обучающихся по специальности 7-07-0911-04 «Медико-диагностическое дело»

Тема 5: Химическая термодинамика как основа биоэнергетики

Время: 3 часа

Утверждены на заседании кафедры
общей и биоорганической химии
(протокол № 9 от 31.08.2024)

УЧЕБНЫЕ И ВОСПИТАТЕЛЬНЫЕ ЦЕЛИ, ЗАДАЧИ, МОТИВАЦИЯ ДЛЯ УСВОЕНИЯ ТЕМЫ

Учебная цель:

– формирование базовой профессиональной компетенции для применения знаний о химических и физико-химических основах процессов жизнедеятельности организма человека и методах исследования биологических жидкостей, растворов лекарственных веществ при решении диагностических, научно-исследовательских и иных задач профессиональной деятельности; познакомить с выполнением термодинамических расчетов важнейших термодинамических функций: ΔH , ΔS , ΔG ; а также термодинамических расчетов тепловых эффектов по стандартным теплотам образования и сгорания веществ; научить применять термодинамические методы для определения калорийности пищевых продуктов и составления диет и оценивать возможность самопроизвольного протекания процессов; научить рассчитывать константы химического равновесия.

Воспитательная цель:

– создание условий для формирования следующих мировоззренческих идей: обусловленность развития химической науки потребностями производства, жизни, быта, уровнем здоровья населения; истинность научных знаний и законов природы;

– развить свой ценностно-личностный, духовный потенциал;

– сформировать качества патриота и гражданина, готового к активному участию в экономической, производственной, социально-культурной и общественной жизни страны;

– осознать социальную значимость своей будущей профессиональной деятельности;

– научиться соблюдать учебную и трудовую дисциплину, нормы медицинской этики и деонтологии.

Задачи:

В результате проведения учебного занятия студент должен

знать:

– основные понятия термодинамики: термодинамические системы и их классификации, термодинамические параметры и процессы, энергия и работа;

– формулировку и математическое выражение первого закона термодинамики для различных типов термодинамических систем;

– понятие об энтальпии, и ее физический смысл;

– понятие о тепловых эффектах химических реакций, теплотах образования и сгорания химических соединений, закон Гесса как следствие первого закона термодинамики;

– калорийность питательных веществ (белков, жиров, углеводов), понятие о диетологии;

– понятие о самопроизвольных и несамопроизвольных, обратимых и необратимых процессах;

– второй закон термодинамики: постулаты и математическую формулировку (неравенство Клаузиуса), понятие об энтропии и энтропийном факторе реакции;

– понятие о свободной энергии Гиббса как критерии равновесия и возможности самопроизвольного протекания процесса, способы расчета $\Delta_r G$;

– понятие о химическом равновесии, константах равновесия, связь константы равновесия со стандартным изменением свободной энергии Гиббса; принцип смещения химического равновесия Ле Шателье.

уметь:

– решать расчетные задачи, используя первый и второй законы термодинамики;

– решать расчетные задачи, используя закон Гесса.

– ориентироваться в информационном потоке, находить необходимые факты, справочные данные, библиографию по проблеме.

владеть:

– навыками расчета тепловых эффектов химических реакций на основании стандартных табличных данных.

Мотивация для усвоения темы:

Химическая термодинамика представляет раздел физической химии, изучающий законы взаимных превращений различных видов энергии, связанных с переходом энергии между телами в форме теплоты и работы. Она является теоретической основой биоэнергетики – науки о превращениях энергии в живых организмах и специфических особенностях превращения одних видов энергии в другие в процессе жизнедеятельности.

В живом организме существует тесная связь между процессами обмена веществ и энергии. Обмен веществ является источником энергии всех жизненных процессов. Осуществление любых физиологических функций (движение, поддержание постоянства температуры тела, выделение пищеварительных соков и т.д.) требует затраты энергии. Источником всех видов энергии в организме являются питательные вещества (белки, жиры, углеводы), потенциальная химическая энергия которых в процессе обмена веществ превращается в другие виды энергии. Применение термодинамических методов дает возможность количественно оценить энергетику структурных превращений белков, нуклеиновых кислот, липидов и биологических мембран.

В практической деятельности врача термодинамические методы наиболее широко используются для определения интенсивности основного обмена при различных физиологических и патологических состояниях организма, а также для определения калорийности пищевых продуктов.

МАТЕРИАЛЬНОЕ ОСНАЩЕНИЕ

1. Методические рекомендации для студентов по теме «Химическая термодинамика как основа биоэнергетики».

2. Учебные таблицы:

а) периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева;

б) таблица растворимости кислот, оснований и солей.

3. Справочник физико-химических величин, изучаемых в курсе медицинской химии.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ ИЗ СМЕЖНЫХ ДИСЦИПЛИН

Полученные знания, умения и навыки потребуются студентам при изучении курсов медицинской физики (затраты энергии при выполнении работы), биохимии (сопряженные реакции, энергетика превращений белков, жиров и углеводов как питательных веществ), кроме того, они будут востребованы при изучении ряда клинических дисциплин: фармакологии (определение «удачной структуры» агонистов и антагонистов для рецепторов, миметиков антител, блокаторов и активаторов ферментов при создании новых лекарственных веществ), физиологии (окислительные процессы для осуществления физиологических функций организма). Также теоретические основы знаний калорийности некоторых пищевых продуктов, как основа тепловых эффектов термодинамики, лежат в основе расчета энергозатрат организма, как основ здорового образа жизни и питания (диетологии).

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ ПО ТЕМЕ ЗАНЯТИЯ [1-14]

1. Основные понятия химической термодинамики. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия системы. Теплота и работа. Энтальпия.
2. Термохимия. Тепловые эффекты химических реакций. Закон Гесса как следствие первого закона термодинамики. Термохимия как основа диетологии.
3. Второй закон термодинамики: формулировки и математическое выражение (неравенство Клаузиуса). Энтропия. Термодинамическое и статистическое толкование энтропии. Уравнение Больцмана.
4. Свободная энергия Гиббса как критерий равновесия и возможности самопроизвольного протекания процессов в закрытых системах в изобарно-изотермических условиях. Способы расчета $\Delta_r G$.
5. Биоэнергетика в медицине. Экз- и эндергонические реакции. Принцип энергетического сопряжения.

ХОД ЗАНЯТИЯ

Теоретическая часть

1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ. ПЕРВЫЙ ЗАКОН ТЕРМОДИНАМИКИ. ВНУТРЕННЯЯ ЭНЕРГИЯ СИСТЕМЫ. ТЕПЛОТА И РАБОТА. ЭНТАЛЬПИЯ.

Химическая термодинамика – это раздел химии, изучающий взаимные превращения энергии, теплоты и работы в термодинамических системах разных типов. Термодинамический метод познания является ведущим в современном естествознании. Он позволяет рассчитать:

- тепловые эффекты химических реакций и физико-химических превращений;
- направление преимущественного протекания процессов;
- максимальный выход продуктов реакции;
- максимальную работу, совершаемую в ходе процесса.

Энергия – это способность совершать работу. Она измеряется в кДж или ккал (1 ккал = 4,184 кДж). Различают потенциальную энергию (энергию взаимодействия) и кинетическую энергию (энергию движения).

Кроме того, по видам совершаемых работ различают химическую, электрическую, световую, механическую, звуковую, поверхностную и другие виды энергии.

Работа (A) – это способ превращения одного вида энергии в другой.

В термодинамике различают:

- 1) работу расширения газа $A = p\Delta V$, где ΔV – это изменение объема системы;
- 2) полезную работу A .

Важнейшими видами полезной работы в организме являются:

- 1) механическая работа, выполняемая при сокращении мышц;
- 2) осмотическая работа почек и цитоплазматических мембран по переносу веществ против градиента концентраций;
- 3) электрическая работа нервной ткани и мозга по переносу заряженных частиц.

Теплота (Q) – это перенос энергии между двумя телами, имеющими разные температуры.

Термодинамическая система – это тело или группа тел, отделенных от окружающей среды термодинамической оболочкой, которая может быть реальной (физической) или абстрактной (математической). Различают три типа термодинамических систем.

Открытые системы – это системы, которые обмениваются с окружающей средой и веществом, и энергией (например, живая клетка, человек и другие биосистемы).

Закрытые системы – это системы, которые обмениваются с окружающей средой только энергией; обмен веществом отсутствует (например, запаянная ампула).

Изолированные системы – это системы, которые не обмениваются с окружающей средой ни веществом, ни энергией. Они не существуют в природе и являются удобными упрощенными моделями реальных процессов.

Важными характеристиками любой системы являются ее термодинамические параметры, такие как температура (T), давление (p), объем (V), химическое

количество вещества (n) и масса (m). Изменение хотя бы одного параметра свидетельствует о протекании термодинамического процесса.

Процесс, протекающий:

- 1) при постоянной температуре ($T = \text{const.}, \Delta T = 0$) – **изотермический**;
- 2) при постоянном давлении ($p = \text{const.}, \Delta p = 0$) – **изобарный**;
- 3) при постоянном объеме ($V = \text{const.}, \Delta V = 0$) – **изохорный**.

Чтобы оценить способность системы совершать полезную работу, рассчитывают термодинамические функции, которые делятся на два вида: функции состояния и функции процесса.

Функции состояния – это такие функции, изменения которых зависят только от начального и конечного состояния системы и не зависят от числа промежуточных стадий процесса. Примером функции состояния служит **внутренняя энергия системы (U)**, являющаяся совокупностью потенциальной и кинетической энергии всех ее структурных единиц, а также иные параметры.

На приведенном рисунке 1 показано, что маршрут перехода системы из начального состояния с запасом внутренней энергии U_1 в конечное с запасом энергии U_2 может быть различным. Однако в любом случае изменение энергии ΔU зависит только от начального и конечного состояния системы: $\Delta U = U_2 - U_1$.

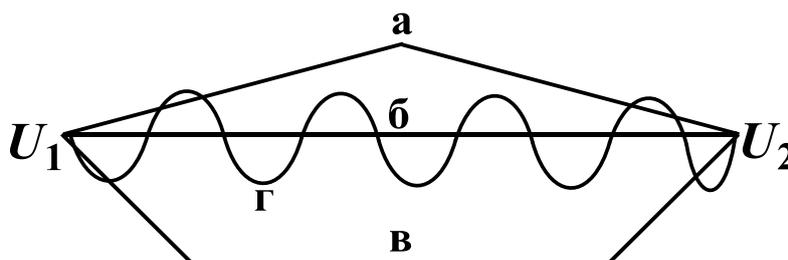


Рисунок 1 – Различные пути протекания процесса (а-г) в термодинамической системе.

В отличие от функций состояния, изменения функций процесса зависят от числа всех промежуточных стадий. К функциям процесса относятся теплота (Q) и работа (A).

ПЕРВЫЙ ЗАКОН ТЕРМОДИНАМИКИ

Энергия не создается и не разрушается; она превращается из одного вида в другой или переходит из одной системы в другую.

Математическое выражение первого закона термодинамики для различных типов систем:

- 1) Внутренняя энергия изолированной системы постоянна:

$$U = \text{const}, \Delta U = 0.$$

- 2) Теплота, подводимая к закрытой системе, расходуется на увеличение ее внутренней энергии и на совершение работы:

$$Q = \Delta U + A \text{ или } Q = \Delta U + A + p\Delta V,$$

где $p\Delta V$ – работа расширения газа; A – полезная работа.

Для изобарного процесса ($p = \text{const}$), при условии, что $A = 0$

$$Q = \Delta U + p\Delta V = (U_2 - U_1) + p(V_2 - V_1) = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1),$$

где $U + pV = H$, H – термодинамическая функция состояния, называемая **энтальпией** или **теплосодержанием системы**, кДж/моль.

Физический смысл энтальпии:

а) внутренняя энергия расширенной системы;

б) теплосодержание.

Соответственно:

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

где ΔH – тепловой эффект изобарного процесса.

Для **экзотермического процесса**, протекающего с выделением теплоты из системы в окружающую среду, $\Delta H < 0$.

Для **эндотермического процесса**, протекающего с поглощением теплоты из окружающей среды, $\Delta H > 0$.

3) Внутренняя энергия открытой системы возрастает как при ее нагревании, так и при увеличении в ней количества вещества:

$$\Delta U = Q \pm \mu \Delta n - A,$$

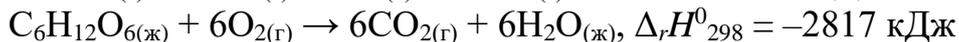
где μ – коэффициент пропорциональности, называемый химическим потенциалом; Δn – изменение количества вещества, моль.

2. ТЕРМОХИМИЯ. ТЕПЛОВЫЕ ЭФФЕКТЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ЗАКОН ГЕССА КАК СЛЕДСТВИЕ ПЕРВОГО ЗАКОНА ТЕРМОДИНАМИКИ. ТЕРМОХИМИЯ КАК ОСНОВА ДИЕТОЛОГИИ.

Термохимия – это раздел химической термодинамики, изучающий тепловые эффекты химических реакций. Тепловой эффект (теплота) химической реакции обозначается $\Delta_r H$ и выражается в кДж или ккал.

$\Delta_r H^0_{298}$ – это обозначение **стандартной теплоты реакции**, т. е. теплоты, измеренной при стандартных условиях: $T = 298$ К, $p = 101,3$ кПа, $C = 1$ моль/л, $pH = 7$.

Уравнения химических реакций, в которых указаны тепловые эффекты и агрегатное состояние веществ, называются **термохимическими уравнениями**. Например:



Центральным законом термохимии является закон, сформулированный в 1840 г. профессором Санкт-Петербургского университета Г. Гессом.

Закон Гесса: тепловой эффект химической реакции, протекающей при постоянном давлении или объеме, зависит от состояния исходных веществ и продуктов реакции и не зависит от числа промежуточных стадий процесса.

Закон Гесса есть следствие первого закона термодинамики, так как энтальпия является функцией состояния и ее изменение определяется лишь энергетическим состоянием реагентов и продуктов:

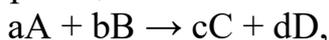
$$\Delta H = H_2 - H_1$$

Следствия из закона Гесса:

1) Расчет теплового эффекта реакции по теплотам образования индивидуальных веществ.

Теплота образования, обозначаемая $\Delta_f H$, – это тепловой эффект образования одного моль сложного вещества из простых веществ (кДж/моль). Стандартные теплоты образования простых веществ в их наиболее устойчивых формах равны нулю.

Для условной химической реакции:



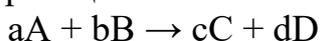
теплота реакции рассчитывается как сумма теплот образования продуктов за вычетом суммы теплот образования реагентов:

$$\Delta_r H = \sum \Delta_f H_{\text{продуктов}} - \sum \Delta_f H_{\text{реагентов}}$$
$$\Delta_r H = c \cdot \Delta_f H(C) + d \cdot \Delta_f H(D) - a \cdot \Delta_f H(A) + b \cdot \Delta_f H(B)$$

2) Расчет теплового эффекта химической реакции по теплотам сгорания индивидуальных веществ.

Теплота сгорания, обозначаемая $\Delta_{cr} H$ – это тепловой эффект окисления одного моль вещества в чистом кислороде до высших оксидов.

Для условной химической реакции:



теплота реакции рассчитывается как сумма теплот сгорания реагентов за вычетом суммы теплот сгорания продуктов:

$$\Delta_r H = \sum \Delta_{cr} H_{\text{реагентов}} - \sum \Delta_{cr} H_{\text{продуктов}}$$
$$\Delta_r H = a \cdot \Delta_{cr} H(A) + b \cdot \Delta_{cr} H(B) - c \cdot \Delta_{cr} H(C) + d \cdot \Delta_{cr} H(D)$$

Термохимия является основой диетологии – науки о рациональном питании.

Протекание жизненных процессов требует затрат энергии. Единственным источником энергии для живого организма служит пища.

Суточная потребность человека в энергии составляет:

- при легкой мышечной работе – 2500 ккал;
- при умеренной и напряженной мышечной работе (студенты, врачи и др.) – 3500 ккал;
- при тяжелом физическом труде (литейщики, каменщики и др.) – 4500 ккал;
- при особо тяжелом физическом труде (спортсмены) – 7000 ккал.

Высокая физическая активность способствует увеличению энергозатрат организма на 30-50 %. Энергозатраты организма возрастают при различных заболеваниях. Например, при ревматоидном артрите энергетическая прибавка на болезнь составляет ~ 10 %.

Увеличение калорийности пищи при одновременном снижении мышечной активности являются главными причинами ожирения. Ожирение называют неинфекционной эпидемией XXI в. По данным ВОЗ в мире зарегистрировано

300 млн. больных ожирением. В развитых странах число, страдающих от ожирения составляет 30 % от общего числа населения. Проверить состояние пациента можно, рассчитав индекс массы тела ИМТ:

$$\text{Индекс массы тела} = \frac{\text{Масса (кг)}}{\text{Рост}^2(\text{м})}$$

Если ИМТ > 30, то имеет место ожирение, которое повышает риск сердечно-сосудистых заболеваний, диабета и некоторых форм рака.

Калорийность важнейших компонентов пищи: жиры ~ 9 ккал/г; белки ~ 4 ккал/г; углеводы ~ 4 ккал/г. Приведенные в таблице 1 теплоты сгорания (кДж/г или ккал/г) пищевых продуктов характеризуют их энергетическую ценность.

Таблица 1 – Химический состав и калорийность некоторых пищевых продуктов

Название продукта	Содержание, %				Калорийность, кДж/г
	белки	жиры	углеводы	вода	
Хлеб ржаной	6,3	1,3	46,1	43,9	9500
Макаронные изделия	11,0	0,9	74,2	13,6	14980
Сахар	–	–	99,9	0,1	17150
Масло сливочное	0,5	83,0	0,5	16,0	32470
Говядина	18,0	10,5	–	71,3	7150
Картофель	2,0	–	21,0	76	3930
Яблоки	0,4	–	11,3	87	2130

Количество теплоты, выделяющейся или поглощаемой при протекании химических реакций, процессов растворения, процессов жизнедеятельности организма и т.д. можно определить в специальных устройствах, называемых калориметрическими бомбами или калориметрами, либо рассчитать теоретически, используя следствия, вытекающие из закона Гесса. Закон справедлив не только для чисто химических реакций, но и для сложных биохимических процессов. Так, количество теплоты, получаемой при полном окислении до CO₂ и H₂O углеводов и жиров в живом организме и количество теплоты, выделяемое при сжигании этих же веществ в кислороде, будет равным.

Калориметрия – методы измерения количества теплоты, выделяющейся при протекании различных физических или химических процессов. Прибор, используемый для калориметрических измерений, называется калориметром (рис. 1).

Простейший калориметр (рис. 2) – это сосуд с калориметрической жидкостью, помещенной в оболочку с малой теплопроводностью. Зная теплоемкость калориметра и точно измерив изменение температуры жидкости, можно узнать теплоту процесса, проходящего в калориметре.

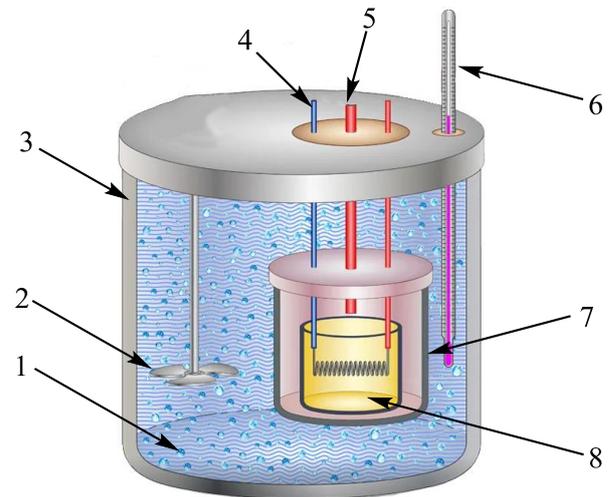


Рисунок 1 – Простейший калориметр. Рисунок 2 – Схема устройства простейшего калориметра: 1 – вода; 2 – мешалка; 3 – внешний сосуд; 4 – электроды; 5 – подача кислорода; 6 – термометр; 7 – калориметрический стакан; 8 – образец вещества.

3. ВТОРОЙ ЗАКОН ТЕРМОДИНАМИКИ: ФОРМУЛИРОВКИ И МАТЕМАТИЧЕСКОЕ ВЫРАЖЕНИЕ (НЕРАВЕНСТВО КЛАУЗИУСА). ЭНТРОПИЯ. ТЕРМОДИНАМИЧЕСКОЕ И СТАТИСТИЧЕСКОЕ ТОЛКОВАНИЕ ЭНТРОПИИ. УРАВНЕНИЕ БОЛЬЦМАНА.

Формулировки второго закона термодинамики:

- 1) Невозможно полностью превратить всю теплоту в работу (У. Кельвин 1851).
- 2) Невозможен процесс, единственный результат которого состоял бы в переходе энергии от холодного тела к горячему (Клаузиус, 1865).
- 3) Самопроизвольные процессы протекают с ростом энтропии. Максимум энтропии достигается в состоянии равновесия (Л. Больцман).

Для математического описания второго закона термодинамики используется термодинамическая функция состояния, называемая **энтропией** (S , Дж/К). Термин «энтропия» был предложен Клаузиусом в 1865 г.

Энтропия (S) – это отношение теплоты, поступающей в систему, к температуре системы:

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

Энтропия является единственной функцией состояния, имеющей два толкования: **термодинамическое и статистическое.**

Термодинамическое толкование энтропии: энтропия является характеристикой тепловых потерь системы в данном интервале температур. Она характеризует ту часть теплоты, которая рассеивается в пространстве, не превращаясь в полезную работу. Чем больше энтропия, тем ниже «качество энергии» (меньше к.п.д. процесса).

Взаимосвязь энтропии, теплоты и температуры описывается **неравенством Клаузиуса:**

$$\Delta S \geq \frac{Q}{T}$$

Статистическое толкование энтропии было предложено Л. Больцманом в 1904 г. Статистическая термодинамика рассматривает энергетическое состояние системы, исходя из состояния ее структурных единиц.

Уравнение Больцмана:

$$S = k \cdot \ln W$$

где k – константа Больцмана, равная $1,38 \cdot 10^{-23}$ Дж/К; W – термодинамическая вероятность системы, т. е. число микросостояний, посредством которых реализуется данное макросостояние.

Из уравнения Больцмана следует, что чем больше W , тем больше S . Таким образом, **энтропия – это количественная мера беспорядка в системе**. Чем больше энтропия системы, тем больше беспорядок в ней.

Расчет изменения энтропии в результате протекания химической реакции ($\Delta_r S$) выполняется на основе закона Гесса:

$$\Delta_r S = \sum \Delta S_{\text{продуктов}} - \sum \Delta S_{\text{реагентов}}$$

Для условной реакции, протекающей по схеме: $aA + bB \rightarrow cC + dD$, изменение энтропии может быть рассчитано как:

$$\Delta_r S = c \cdot S(C) + d \cdot S(D) - a \cdot S(A) - b \cdot S(B)$$

где S – мольная энтропия вещества, Дж/моль·К.

Если $\Delta_r S > 0$, то реакция протекает с увеличением беспорядка; если $\Delta_r S < 0$, реакция протекает с уменьшением беспорядка.

4. СВОБОДНАЯ ЭНЕРГИЯ ГИББСА КАК КРИТЕРИЙ РАВНОВЕСИЯ И ВОЗМОЖНОСТИ САМОПРОИЗВОЛЬНОГО ПРОТЕКАНИЯ ПРОЦЕССОВ В ЗАКРЫТЫХ СИСТЕМАХ В ИЗОБАРНО-ИЗОТЕРМИЧЕСКИХ УСЛОВИЯХ. СПОСОБЫ РАСЧЕТА $\Delta_r G$.

При протекании химических процессов наблюдаются две противоположные тенденции:

а) стремление отдельных частиц соединиться в более крупные агрегаты, что приводит к уменьшению запаса внутренней энергии системы ($H \rightarrow \min$);

б) стремление агрегатов к разделению на более мелкие частицы, что приводит к увеличению энтропии ($S \rightarrow \max$).

Обе тенденции находят свое отражение в термодинамической функции состояния, называемой **свободной энергией Гиббса или изобарно-изотермическим потенциалом (G)**:

$$G = H - TS$$

Физический смысл свободной энергии Гиббса становится понятен из совместного рассмотрения первого и второго законов термодинамики:

$$\begin{cases} Q = \Delta U + A + p\Delta V \\ Q = T \cdot \Delta S \end{cases}$$

Отсюда, $A = -(\Delta H - T\Delta S)$, где $\Delta H - T\Delta S = \Delta G$

Таким образом, $A = -\Delta G$

Соответственно, ΔG имеет смысл полезной работы, выполненной в системе или над системой. **Свободная энергия Гиббса (G)** – это часть внутренней энергии системы, способная превращаться в полезную работу.

Рассчитав ΔG , можно определить:

- характер процесса (само- или несамопроизвольный);
- величину полезной работы, совершаемой при протекании самопроизвольного процесса.

Способы расчета ΔG

1) Изменение свободной энергии Гиббса химической реакции можно рассчитать по уравнению:

$$\Delta_r G = \Delta_r H - T\Delta_r S$$

где $\Delta_r H$ и $T\Delta_r S$ – энтальпийный и энтропийный фактор соответственно.

2) Изменение свободной энергии Гиббса химической реакции можно рассчитать на основе закона Гесса:

$$\Delta_r G = \sum \Delta_f G_{\text{продуктов}} - \sum \Delta_f G_{\text{реагентов}}$$

Для условной реакции: $aA + bB \rightarrow cC + dD$, изменение энергии Гиббса может быть рассчитано как:

$$\Delta_r G = c \cdot \Delta_f G(C) + d \cdot \Delta_f G(D) - a \cdot \Delta_f G(A) - b \cdot \Delta_f G(B)$$

где $\Delta_f G$ – свободная энергия образования сложного вещества из простых веществ, кДж/моль.

3) Расчет ΔG переноса вещества из одной фазы в другую:

$$\Delta_r G = -n \cdot R \cdot T \cdot \ln \frac{C_2}{C_1}$$

где n – количество переносимого вещества, моль; R – универсальная газовая постоянная, равная 8,31 Дж/моль·К; C_1 и C_2 – молярные концентрации вещества в различных фазах, где ($C_1 < C_2$), моль/л.

Данное уравнение можно использовать для расчета осмотической работы, выполняемой почкой.

Знак ΔG (+ или -) является критерием возможности протекания самопроизвольных процессов в закрытых системах.

Так, если процесс является самопроизвольным, то при его протекании совершается полезная работа ($A > 0$); соответственно $\Delta G < 0$. В состоянии термодинамического равновесия полезная работа не выполняется ($A = 0$), следовательно, $\Delta G = 0$. В ходе несамопроизвольного процесса работа выполняется над системой ($A < 0$), соответственно $\Delta G > 0$.

Таким образом, самопроизвольно осуществляются те процессы, протекание которых сопровождается уменьшением свободной энергии Гиббса.

5. БИОЭНЕРГЕТИКА В МЕДИЦИНЕ. ЭКЗ- И ЭНДЕРГОНИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ. ПРИНЦИП ЭНЕРГЕТИЧЕСКОГО СОПРЯЖЕНИЯ.

Биоэнергетика – это раздел термодинамики, изучающий превращения энергии, теплоты и работы в живых системах. С точки зрения биоэнергетики, **человек – это открытая стационарная система, главным источником энергии для которой служит химическая энергия пищи (99 %).** Энергетические затраты человека обеспечиваются за счет:

углеводов на 55-60 %; жиров на 20-25 %; белков на 15-20 %.

Получаемая энергия расходуется:

1) на совершение работы внутренних органов, связанной с дыханием, кровообращением, перемещением метаболитов, секрецией соков и т. д.;

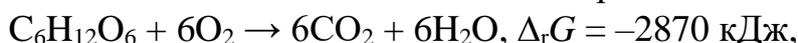
2) на выполнение внешней работы, связанной со всеми перемещениями человека и его трудовой деятельностью;

3) на нагревание вдыхаемого воздуха, потребляемой воды и пищи.

Коэффициент полезного действия превращения химической энергии пищи в организме человека составляет $\sim 25\%$. Таким образом, энтропийные потери организма составляют $\sim 75\%$.

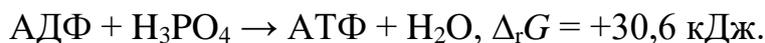
Биохимическими называются химические реакции, протекающие в биосистемах. Они могут быть как **экзергоническими** (самопроизвольными) $\Delta_r G < 0$, так и **эндергоническими** (несамопроизвольными) $\Delta_r G > 0$.

Окисление углеводов и жиров в организме протекает самопроизвольно и сопровождается выделением большого количества энергии:



пальмитиновая кислота

Часть энергии, выделяющаяся при окислении компонентов пищи, накапливается в макроэргических соединениях, таких как АТФ, АДФ, ацетилкофермент А и др. Получение АТФ из АДФ и фосфата описывается уравнением:

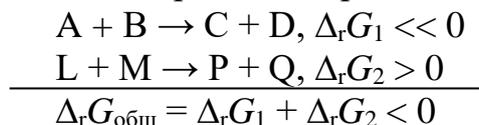


Реакция протекает несамопроизвольно, поглощая энергию, выделяющуюся при окислении глюкозы в клетках.

Энергия, выделяющаяся при окислении одной молекулы глюкозы, достаточна для синтеза 36 молекул АТФ из АДФ и ортофосфорной кислоты. Такие реакции называются **сопряженными**.

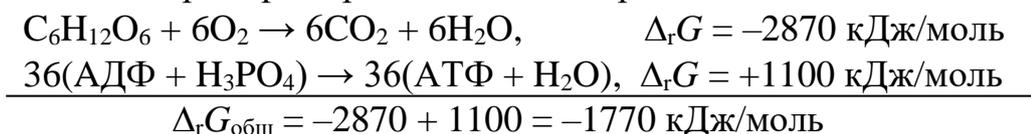
Принцип энергетического сопряжения состоит в следующем: эндергонические реакции протекают за счет энергии экзергонических реакций. Как правило, сопряженные реакции катализируются общим ферментом.

Схема сопряженной реакции:



Таким образом, обе реакции протекают как единый самопроизвольный процесс.

Пример энергетического сопряжения:



Приведенные данные позволяют рассчитать к.п.д. клетки:

выделилось 2870 кДж, аккумулировано 1100 кДж,
энтропийные потери 1770 кДж, к.п.д = $1100/2870 = 0,38$ или 38 %.

Таким образом, клетка аккумулирует лишь 38 % химической энергии глюкозы, а оставшиеся 62 % рассеивается в пространстве как теплота.

В современной медицине широко применяются методы биоэнергетической диагностики и терапии. К биоэнергетическим методам лечения относятся: иглотерапия, гирудотерапия (лечение медицинскими пиявками), массаж, упражнения по системе Йоги и др.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

Пример 1. Вычислите тепловой эффект биохимического процесса брожения глюкозы:



если теплоты сгорания глюкозы и этилового спирта соответственно равны: – 2816 кДж/моль и –1236 кДж/моль.

Решение:

1) В соответствии со следствием из закона Гесса тепловой эффект реакции равен:

$$\Delta_r H = \sum \Delta_{\text{сг}} H_{\text{реагентов}} - \sum \Delta_{\text{сг}} H_{\text{продуктов}}$$

2) Подставим известные значения в приведенную формулу:

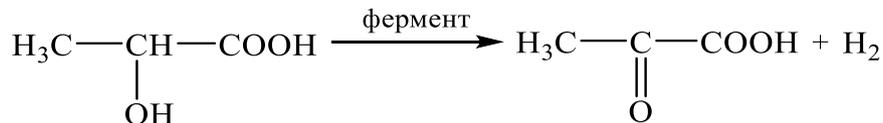
$$\Delta_r H = \Delta_{\text{сг}} H(C_6H_{12}O_6) - 2 \cdot \Delta_{\text{сг}} H(C_2H_5OH) = -2816 - 2 \cdot (-1236) = -314 \text{ кДж/моль.}$$

Данная реакция является экзотермической, протекает с выделением тепла.

Ответ: –314 кДж/моль.

Пример 2. Дайте заключение о возможности самопроизвольного протекания химической реакции при $T = 298^\circ\text{K}$ по следующим данным:

Вещество	$\Delta_f H^0_{298}$, кДж/моль	S^0_{298} , Дж/моль·К
$H_3C-CH(OH)-COOH$ (молочная кислота)	–673	192
$H_3C-CO-COOH$ (пировиноградная кислота)	–586	179
H_2	0	130



Решение:

1) Рассчитаем $\Delta_r H^0_{298}$ по следствию из закона Гесса:

$$\Delta_r H = \sum \Delta_f H_{\text{продуктов}} - \sum \Delta_f H_{\text{реагентов}}$$

2) Подставим известные значения в приведенную формулу:

$$\Delta_r H^0_{298} = \Delta_f H^0_{298}(\text{H}_3\text{C}-\text{CO}-\text{COOH}) - \Delta_f H^0_{298}(\text{H}_3\text{C}-\text{CHON}-\text{COOH}) =$$

$$= -586 - (-673) = 87 \text{ кДж/моль. Реакция эндотермическая.}$$

3) Рассчитаем энтропийный фактор реакции ($\Delta_r S^0_{298}$) по уравнению:

$$\Delta_r S = \sum \Delta S_{\text{продуктов}} - \sum \Delta S_{\text{реагентов}}$$

4) Подставим известные значения в приведенную формулу:

$$\Delta_r S^0_{298} = (S^0_{298}(\text{H}_3\text{C}-\text{CO}-\text{COOH}) + S^0_{298}(\text{H}_2)) - S^0_{298}(\text{H}_3\text{C}-\text{CHON}-\text{COOH}) =$$

$$= (179 + 130) - 192 = 117 \text{ Дж/моль} \cdot \text{K} = 0,117 \text{ кДж/моль} \cdot \text{K. Увеличение энтропии.}$$

5) Рассчитаем $\Delta_r G^0_{298}$ по уравнению:

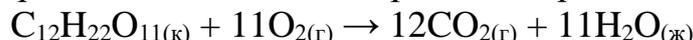
$$\Delta_r G = \Delta_r H - T\Delta_r S$$

При расчетах энергии Гиббса необходимо полученное значение энтропии ($\Delta_r S^0_{298}$) переводить из Дж/моль·К в кДж/моль·К, так как $\Delta_r G$ рассчитывается в кДж.

$$\Delta_r G^0_{298} = 87 - (298 \cdot 0,117) = 52 \text{ кДж/моль} (\Delta_r G > 0).$$

Ответ: данная реакция при стандартных условиях самопроизвольно не протекает.

Пример 3. Рассчитайте изменение энтропии, энергии Гиббса и энтальпии в процессе усвоения в организме человека сахарозы, который сводится к ее окислению:



Вещество	$\Delta_f H^0_{298}$, кДж/моль	S^0_{298} , Дж/моль·К
$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11(\text{к})}$	-2222,0	360,0
$\text{O}_{2(\text{г})}$	0	205,0
$\text{CO}_{2(\text{г})}$	-393,5	214,0
$\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$	-286,0	70,0

Решение:

1) Рассчитаем $\Delta_r H^0_{298}$ по следствию из закона Гесса:

$$\Delta_r H = \sum \Delta_f H_{\text{продуктов}} - \sum \Delta_f H_{\text{реагентов}}$$

2) Подставим известные значения в приведенную формулу:

$$\Delta_r H^0_{298} = (12 \cdot \Delta_f H^0_{298}(\text{CO}_2) + 11 \cdot \Delta_f H^0_{298}(\text{H}_2\text{O})) - (\Delta_f H^0_{298}(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) + 11 \cdot \Delta_f H^0_{298}(\text{O}_2)) =$$

$$= (12 \cdot (-393,5) + 11 \cdot (-286,0)) - (-2222,0 + 11 \cdot 0) = -5646,0 \text{ кДж/моль.}$$

3) Рассчитаем энтропийный фактор реакции ($\Delta_r S^0_{298}$) по уравнению:

$$\Delta_r S = \sum \Delta S_{\text{продуктов}} - \sum \Delta S_{\text{реагентов}}$$

4) Подставим известные значения в приведенную формулу:

$$\Delta_r S^0_{298} = (12 \cdot S^0_{298}(\text{CO}_2) + 11 \cdot S^0_{298}(\text{H}_2\text{O})) - (S^0_{298}(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) + 11 \cdot S^0_{298}(\text{O}_2)) =$$

$$= (12 \cdot (214,0) + 11 \cdot (70,0)) - (360,0 + 11 \cdot 205,0) = 723,0 \text{ Дж/моль} \cdot \text{K.}$$

5) Рассчитаем $\Delta_r G^0_{298}$ по уравнению:

$$\Delta_r G = \Delta_r H - T\Delta_r S$$

Учитываем, что температура тела человеческого организма составляет около 37°C, тогда в Кельвинах она будет составлять $273 + 37 = 310^\circ\text{K}$.

$$\Delta_r G^0_{310} = -5646 - (310 \cdot 0,723) = -5870,13 \text{ кДж/моль } (\Delta_r G < 0).$$

Ответ: $\Delta_r H^0_{298} = -5646,0$ кДж/моль; $\Delta_r S^0_{298} = 723,0$ Дж/моль·К; $\Delta_r G^0_{310} = -5870,13$ кДж/моль. Реакция экзергоническая.

Пример 4. В цикле Кребса цитрат превращается в изоцитрат, а затем в α -кетоглутарат. Рассчитайте величину $\Delta_r G^0$ для этих реакций и оцените полученный результат.

Вещество	$\Delta_r G^0_{298}$, кДж/моль	Вещество	$\Delta_r G^0_{298}$, кДж/моль
Цитрат	-1167,2	$\text{O}_{2(\text{г})}$	0
Изоцитрат	-1160,6	$\text{CO}_{2(\text{г})}$	-394,0
α -кетоглутарат	-796,8	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$	-237,0

Решение:

1) Реакции протекают по следующей схеме.

а) Цитрат \rightarrow Изоцитрат

б) Изоцитрат $\frac{1}{2}\text{O}_{2(\text{г})} + \text{H}^+ \rightarrow \alpha$ -кетоглутарат + $\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$

2) Рассчитаем $\Delta_r G^0_{298}$ первой реакции по уравнению:

$$\Delta_r G = \sum \Delta_f G_{\text{продуктов}} - \sum \Delta_f G_{\text{реагентов}}$$

$$\Delta_r G^0_{298} = \Delta_r G^0_{298}(\text{Изоцитрат}) - \Delta_r G^0_{298}(\text{Цитрат}) = -1160,6 - (-1167,2) = 6,6 \text{ кДж/моль.}$$

3) Рассчитаем $\Delta_r G^0_{298}$ второй реакции по уравнению:

$$\Delta_r G = \sum \Delta_f G_{\text{продуктов}} - \sum \Delta_f G_{\text{реагентов}}$$

$$\Delta_r G^0_{298} = (\Delta_r G^0_{298}(\alpha\text{-кетоглутарат}) + \Delta_r G^0_{298}(\text{H}_2\text{O}) + \Delta_r G^0_{298}(\text{CO}_2)) - \Delta_r G^0_{298}(\text{Изоцитрат}) = (-796,8 + (-237,0) + (-394,0)) - (-1160,6) = -267,2 \text{ кДж/моль.}$$

4) Таким образом:



$$\Delta_r G_{\text{общ}} = \Delta_r G_1 + \Delta_r G_2 = 6,6 + (-267,2) = -260,6 \text{ кДж/моль}$$

Уменьшение свободной энергии второй реакции способствует постоянному распаду изоцитрата и протеканию цикла в прямом направлении, несмотря на то что изомеризация (первая реакция) самопроизвольно не идет.

Ответ: а) $\Delta_r G^0_{298} = 6,6$ кДж/моль; б) $\Delta_r G^0_{298} = -267,2$ кДж/моль. Приведенные реакции сопряженные.

Пример 5. При каких температурах может протекать разложение гидроксида алюминия:



Вещество	$\Delta_f H^0_{298}$, кДж/моль	S^0_{298} , Дж/моль·К
$\text{Al}(\text{OH})_{3(\text{к})}$	-1294,3	70,1
$\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{к})}$	-1675,7	50,9
$\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$	-241,8	188,7

Пренебречь зависимостью энтальпии и энтропии образования от температуры.

Решение:

1) Рассчитываем изменения энтропии и энтальпии реакции по уравнениям:

$$\begin{aligned} \Delta_r H &= \sum \Delta_f H_{\text{продуктов}} - \sum \Delta_f H_{\text{реагентов}}; \Delta_r S = \sum \Delta S_{\text{продуктов}} - \sum \Delta S_{\text{реагентов}} \\ \Delta_r H^0_{298} &= (\Delta_f H^0_{298}(\text{Al}_2\text{O}_3) + 3 \cdot \Delta_f H^0_{298}(\text{H}_2\text{O})) - 2 \cdot \Delta_f H^0_{298}(\text{Al}(\text{OH})_3) = \\ &= (-1675,7 + 3 \cdot (-241,8)) - 2 \cdot (-1294,3) = 187,5 \text{ кДж/моль.} \\ \Delta_r S^0_{298} &= (S^0_{298}(\text{Al}_2\text{O}_3) + 3 \cdot S^0_{298}(\text{H}_2\text{O})) - 2 \cdot S^0_{298}(\text{Al}(\text{OH})_3) = \\ &= (50,9 + 3 \cdot 188,7) - 2 \cdot 70,1 = 476,8 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К.} \end{aligned}$$

2) Процесс возможен только в том случае, если $\Delta_r G^0 \leq 0$. Следовательно, необходимо рассчитать энергию Гиббса и найти интервал температур, при которых $\Delta_r G^0 \leq 0$.

$$\begin{aligned} \Delta_r G &= \Delta_r H - T\Delta_r S \\ \Delta_r G^0 &= 187,5 - T \cdot 0,4768 < 0 \\ T &\geq \frac{187,5}{0,4768} = 393,2 \text{ К} \end{aligned}$$

3) Реакция разложения гидроксида алюминия теоретически возможна при температуре 393,2°К и выше или $393,2 - 273 = 120,2^\circ\text{C}$.

Ответ: $T = 393,2^\circ\text{K}$ и выше.

Пример 6. Вычислите энергию Гиббса тепловой денатурации трипсина при 500°С, если $\Delta_r H^0_{298} = 283,0$ кДж/моль, $\Delta_r S^0_{298} = 288,0$ Дж/моль·К. Приняв, что изменение энтальпии и энтропии не зависят от температуры в диапазоне от 25°С до 50°С. Оцените вклад энтальпийного и энтропийного факторов.

Решение:

1) Рассчитаем значение энергии Гиббса, используя формулу:

$$\begin{aligned} \Delta_r G &= \Delta_r H - T\Delta_r S \\ T &= 50 + 273 = 323^\circ\text{K} \\ \Delta_r G^0_{323} &= 283,0 - 323 \cdot 0,288 = 190 \text{ кДж/моль.} \end{aligned}$$

2) Ввиду того, что $\Delta_r H$ – энтальпийный, $-T\Delta_r S$ – энтропийный фактор, значение энтропийного фактора составляет $323 \cdot 0,288 = 93,024$ кДж/моль. Так как:

$$\Delta_r H > T\Delta_r S$$

самопроизвольное протекание реакции при 50°С невозможно за счет влияния энтальпийного фактора.

Ответ: $\Delta_r G^0_{323} = 190$ кДж/моль, осуществление реакции при 50°С термодинамически невозможно.

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ОРГАНИЗАЦИИ И ВЫПОЛНЕНИЮ СРС

Время, отведенное на самостоятельную работу, может использоваться студентами на:

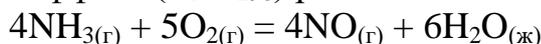
- подготовку к итоговому занятию;
- подготовку к лабораторным работам, их оформление;
- конспектирование учебной литературы;
- выполнение заданий для самоконтроля знаний (проведения типовых расчетов и индивидуальных работ по отдельным разделам содержания дисциплины);
- выполнение исследовательских и творческих заданий;
- подготовку тематических докладов, рефератов, презентаций;
- формирование и усвоение содержания конспекта лекций на базе рекомендованной преподавателем учебной литературы, включая информационные образовательные ресурсы (электронные учебники, электронные библиотеки и др.).

Основные методы организации самостоятельной работы:

- изучение темы и подготовка устных ответов на вопросы, вынесенные на СРС;
- изучение тем и проблем, не освещаемых на учебных занятиях;
- написание реферата и оформление презентации;
- выполнение учебно-исследовательской работы.

Перечень заданий СРС:

1. Вычислите тепловой эффект ($\Delta_r H^0_{298}$) реакции окисления аммиака:



если $\Delta_f H^0_{298}(\text{NH}_{3(\text{г})}) = -46,19$ кДж/моль, $\Delta_f H^0_{298}(\text{NO}_{(\text{г})}) = 90,37$ кДж/моль, $\Delta_f H^0_{298}(\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}) = -285,8$ кДж/моль.

Ответ: $-1168,56$ кДж/моль.

2. Рассчитайте тепловой эффект реакции получения этилового эфира аминокислоты (полупродукта при получении анестезина) при стандартных условиях по уравнению реакции:



если известны стандартные теплоты образования участников реакции:

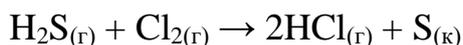
Вещество:	$\Delta_f H^0_{298}$, кДж/моль	Вещество:	$\Delta_f H^0_{298}$, кДж/моль
$\text{C}_9\text{H}_9\text{O}_4\text{N}_{(\text{ж})}$	-463,2	$\text{C}_9\text{H}_{11}\text{O}_2\text{N}_{(\text{ж})}$	-1759,0
$\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$	-273,2	Fe_3O_4	-1068,0

Ответ: $-7294,4$ кДж/моль.

3. Теплота сгорания бензойной кислоты $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ равна $-3227,5$ кДж/моль. Теплоты образования воды и диоксида углерода при тех же условиях соответственно равны $-285,8$ и $-393,5$ кДж/моль. Вычислите теплоту образования $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$.

Ответ: $-384,4$ кДж/моль.

4. Дайте заключение о возможности самопроизвольного протекания химической реакции при $T = 298$ К.

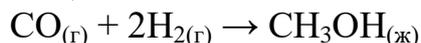


по следующим данным:

Вещество	$\Delta_f H^0_{298}$, кДж/моль	S^0_{298} , Дж/К·моль	Вещество	$\Delta_f H^0_{298}$, кДж/моль	S^0_{298} , Дж/К·моль
$H_2S_{(г)}$	-20,15	205,6	$HCl_{(г)}$	-92,3	186,7
$Cl_{2(г)}$	0	223,0	$S_{(к)}$	0	31,9

Ответ: $\Delta_r H^0_{298} = -164,45$ кДж/моль; $\Delta_r S^0_{298} = -23,3$ Дж/К·моль; $\Delta_r G^0_{298} = -157,51$ кДж/моль; реакция самопроизвольная при стандартных условиях.

5. Рассчитайте $\Delta_r G^0_{298}$ реакции:



Может ли данная реакция протекать самопроизвольно при стандартных условиях?

Вещество	$\Delta_f H^0_{298}$, кДж/моль	S^0_{298} , Дж/моль·К
CO	-110,5	197,4
H_2	0	130,6
$CH_3OH_{(ж)}$	-238,7	126,7

Ответ: -29,29 кДж; реакция самопроизвольная при стандартных условиях.

6. Не производя вычислений, установите знак ΔS следующих процессов:

- а) $2NH_{3(г)} \rightarrow N_{2(г)} + 3H_{2(г)}$; б) $CO_{2(тв)} \rightarrow CO_{2(г)}$; в) $2NO_{(г)} + O_{2(г)} \rightarrow 2NO_{2(г)}$;
г) $2H_2S_{(г)} + 3O_{2(г)} \rightarrow 2H_2O_{(ж)} + 2SO_{2(г)}$; д) $2CH_3OH_{(г)} + 3O_{2(г)} \rightarrow 4H_2O_{(г)} + 2CO_{2(г)}$.

Контроль СРС осуществляется в виде:

- оценки устного ответа на вопрос, сообщения, доклада или презентации;
- индивидуальной беседы.

Контроль усвоения темы:

- проводится в форме письменной самостоятельной работы студентов.

СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННЫХ ИСТОЧНИКОВ:

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия : учебник для вузов / Н.С. Ахметов. – М. : Лань, 2021. – 744 с.
2. Биологическая термодинамика и кинетика: учебное пособие / И.В. Петрова и [др]. – Томск : Издательство СибГМУ, 2018. – 126 с.
3. Болтromeюк, В.В. Общая химия : пособие для студентов учреждений высш. образования, обучающихся по специальностям 1-79 01 01 "Лечеб. дело", 1-79 01 02 "Педиатрия", 1-79 01 04 "Мед.-диагност. дело", 1-79 01 05 "Мед.-психол. дело", 1-79 01 06 "Сестр. дело" / В. В. Болтromeюк ; УО "ГрГМУ", Каф. общей и биоорганической химии. - Гродно : ГрГМУ, 2020. - 574 с. : ил., фот., табл. - Рек. УМО по высш. мед., фармацевт. образованию.
4. Глинка, Н.Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов / Н.Л. Глинка. – М. : Интеграл-Пресс, 2003. – 728 с.
5. Ермишина, Е.Ю. Общая химия с элементами коллоидной химии / Е.Ю. Ермишина, Н.А. Белоконова. – Учебное пособие. – Екатеринбург: УГМУ, 2021. – 338 с.

6. Зейле Л.А. Химия. Курс лекций: учебное пособие / Л. А. Зейле, Н. И. Белоусова, Т. А. Шевцова. – Томск: Издательство СибГМУ, 2021. – 77 с.
7. Зуев, А. Ю. Химическая термодинамика : учебник / А. Ю. Зуев, Д. С. Цветков ; Министерство науки и высшего образования Российской Федерации, Уральский федеральный университет. – Екатеринбург : Изд-во Урал. ун-та, 2020. – 183 с.
8. Карапетьянц, М.Х. Общая и неорганическая химия : учебник для вузов / М.Х. Карапетьянц, С.И. Дракин. – М. : Ленанд, 2018. – 600 с.
9. Карякин, Н.В. Основы химической термодинамики / Н.В. Карякин. – М. : АCADEMA. – 2003. – 462 с.
10. Лабораторные работы по общей химии : практикум / В. В. Хрусталёв [и др.]. – Минск : БГМУ, 2019. – 35 с.
11. Магаев О.В. Основы химической термодинамики : учебное пособие : учеб. пособие / О.В. Магаев, Т.С. Минакова, Л.В. Цыро ; Нац. исслед. Том. гос. ун-т. – Томск : Издательский Дом Томского государственного университета, 2017. – 208 с.
12. Некрасов, Б.В. Основы общей химии: в 2 т. / Б.В. Некрасов. – 3 е изд., испр. и доп. – Л. : Химия, 1973. – Т. 1. – 656 с.
13. Пузаков, С.А. Сборник задач и упражнений по общей химии: учеб. Пособие для академического бакалавриата / С.А. Пузаков, В.А. Попков, А.А. Филиппова. 5-е изд. перераб. и доп. – М. : Юрайт, 2018. – 255 с.
14. Ткачев, С.В. Общая химия : учеб. пособие для студентов учреждений высш. образования по специальностям "Лечеб. дело", "Педиатрия", "Стоматология", "Мед.-профилакт. дело" / С.В. Ткачев, В.В. Хрусталеv. - Минск : Высшэйшая школа, 2020. - 494, [1] с. : ил., табл. - Допущено М-вом образования Респ. Беларусь.