

ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие	3
Модуль 1. Химическая термодинамика и химическая кинетика	5
Занятие 1.1. Химическая термодинамика. Энергетика химических реакций. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Закон Гесса	5
Лабораторная работа. Определение стандартной энтальпии реакции нейтрализации	10
Занятие 1.2. Второе начало термодинамики. Химическое равновесие	14
Занятие 1.3. Химическая кинетика. Зависимость скорости гомогенной реакции от концентрации реагирующих веществ	20
Лабораторная работа. Определение кинетических характеристик реакции окисления иодид-ионов пероксидом водорода	26
Занятие 1.4. Химическая кинетика. Зависимость скорости реакции от температуры	28
Занятие 1.5. Катализ.	32
Лабораторная работа. Влияние катализатора и температуры на скорость реакции	35
Образец билета к защите модуля 1	38
Модуль 2. Свойства растворов и гетерогенных систем	40
Занятие 2.1. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов	40
Лабораторная работа. Криометрическое определение молярной массы неэлектролита	46
Занятие 2.2. Теория растворов сильных электролитов	49
Занятие 2.3. Теоретическое и экспериментальное определение pH	56
Лабораторная работа. Определение pH раствора фотоэлектродного метода	61
Занятие 2.4. Кислотно-основные свойства веществ. Гидролиз	65
Занятие 2.5. Свойства буферных растворов	69
Лабораторная работа. Свойства буферных растворов	72
Занятие 2.6. Буферная емкость	75
Занятие 2.7. Гетерогенные равновесия и процессы	79
Лабораторная работа. Гетерогенные равновесия в растворах электролитов	84
Образец билета к защите модуля 2	86
Модуль 3. Физико-химия поверхностных явлений и дисперсных систем	88
Занятие 3.1. Адсорбционные равновесия и процессы на неподвижных границах раздела фаз	88
Лабораторная работа. Построение изотермы адсорбции уксусной кислоты на угле	94
Занятие 3.2. Адсорбционные равновесия и процессы на подвижной и неподвижной границах раздела фаз. Влияние различных факторов на величину адсорбции. Хроматография	96
Занятие 3.3. Получение и устойчивость дисперсных систем	106

Лабораторная работа. Способы получения дисперсных систем. Коагуляция зольей электролитами	115
Занятие 3.4. Физико-химия дисперсных систем	119
Образец билета к защите модуля 3	126
Модуль 4. Механизмы реакций в органической химии	128
Занятие 4.1. Биологически важные реакции электрофильного присоединения, электрофильного замещения и элиминирования	128
Лабораторная работа. Биологически важные реакции электрофильного присоединения, электрофильного замещения и элиминирования	137
Занятие 4.2. Биологически важные реакции нуклеофильного замещения, нуклеофильного присоединения, нуклеофильного присоединения-отщепления, радикального замещения	140
Лабораторная работа. Биологически важные реакции нуклеофильного замещения, нуклеофильного присоединения, нуклеофильного присоединения-отщепления, радикального замещения	146
Занятие 4.3. Свойства гетерофункциональных соединений. Биологически активные органические соединения неполимерного характера	149
Лабораторная работа. Свойства гетерофункциональных соединений	155
Занятие 4.4. Биологически важные поли- и гетерофункциональные соединения. Гетероциклы	157
Образец билета к защите модуля 4	163
Модуль 5. Строение и свойства биополимеров	165
Занятие 5.1. Строение и свойства аминокислот, пептидов и белков. Определение изоэлектрической точки белка по степени набухания	166
Лабораторная работа. Строение и свойства аминокислот, пептидов и белков. Определение изоэлектрической точки белка по степени набухания	173
Занятие 5.2. Белки и их структурные компоненты	178
Занятие 5.3. Строение и свойства углеводов	186
Лабораторная работа. Строение и свойства углеводов	199
Занятие 5.4. Нуклеиновые кислоты и их структурные компоненты	202
Лабораторная работа. Нуклеиновые кислоты и их структурные компоненты	207
Занятие 5.5. Липиды	209
Лабораторная работа. Изучение свойств липидов и их структурных компонентов	218
Образец билета к защите модуля 5	221
Модуль 6. Редокс-равновесия и процессы	223
Занятие 6.1. Общая теория редокс-процессов. Окислительно-восстановительные процессы в организме	223
Лабораторная работа. Окислительно-восстановительные свойства веществ. Определение направления редокс-процесса	230
Образец билета к защите модуля 6	233
Приложение	234

ПРЕДИСЛОВИЕ

Настоящая книга является учебным пособием для студентов высших медицинских учебных заведений. Материал практикума соответствует учебному плану и программе по дисциплине «Общая и биорганическая химия» по направлению подготовки 31.05.03 «Стоматология», утвержденной приказом Министерства образования и науки Российской Федерации от 9 февраля 2016 г. № 96.

Лабораторный практикум в высшей школе предназначен для углубленного освоения теоретических вопросов изучаемой дисциплины и овладения современными экспериментальными методами науки.

Лабораторные работы как элемент системы учебно-воспитательного процесса обладают значительно более широкими дидактическими возможностями, чем лекции и семинарские занятия. Практикум как форма обучения призван не только выработать у учащихся определенные экспериментальные навыки и культуру экспериментирования, но и, самое главное, развить их научное мышление, сформировать умение интеллектуального проникновения в сущность изучаемых явлений, пробудить интерес к науке, приобщить к научному поиску, умению работать в коллективе.

Лабораторная работа — важнейшая форма самостоятельной работы студентов в учебное время для приобретения новых знаний.

В данном руководстве описаны лабораторные работы, помогающие освоению теоретических основ химии и экспериментальных методов, непосредственно применяемых в медицине.

Весь материал пособия построен в соответствии с модульной организацией занятий. Курс «Общая и биорганическая химия» включает в себя шесть модулей. Каждый модуль представляет собой заверченный блок содержания, который изучается на протяжении нескольких лабораторно-практических и семинарских занятий и освещается в лекциях.

В данном учебном пособии студентам предлагаются для самостоятельной подготовки к каждому занятию теоретический материал, непосредственно связанный с выполняемыми работами, а также задания с перечнем основных вопросов, список рекомендуемой литературы (основной и дополнительной). Лабораторные работы построены так, чтобы обеспечить их осмысленное поэтапное выполнение. В каждой работе поставлена цель и приведены

вопросы, ответив на которые, студент сможет более глубоко разобраться в сущности эксперимента и связанных с ним разделов теории. Пособие содержит также задания и расчетные задачи для контроля уровня усвоения теоретического материала занятия и необходимый справочный материал. В конце модуля приведены образцы билетов письменного контроля.

Авторы выражают искреннюю благодарность за ценные замечания при составлении практикума коллективу кафедры общей химии Первого МГМУ им. И. М. Сеченова.

МОДУЛЬ 1

ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА И ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

Термодинамика — раздел физики, изучающий взаимные превращения энергии в макроскопических системах. Химическая термодинамика, в частности, изучает превращение энергии химических реакций в теплоту и работу. Химическая термодинамика и химическая кинетика являются теоретической основой химии, их изучение позволяет решать вопросы о принципиальной возможности и конкретных путях протекания процессов. Знание основ термодинамики дает возможность понять наиболее общие закономерности обмена энергией (биоэнергетика) и веществом (гомеостаз) между живым организмом и окружающей средой.

Занятие 1.1. Химическая термодинамика. Энергетика химических реакций. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Закон Гесса

Основные понятия. *Термодинамическая система* — тело или группа тел, фактически или мысленно выделенных из окружающей среды и являющихся предметом термодинамического рассмотрения.

Выделение термодинамической системы относительно. Все остальные объекты по отношению к выделенной системе считаются средой. В основе классификации термодинамических систем лежат различные классификационные признаки:

1) по характеру взаимодействия «система — окружающая среда» системы подразделяют на *открытые* (обмен со средой энергией и веществом, $\Delta U \neq 0$; $\Delta m \neq 0$), *закрытые* (обмен только энергией, $\Delta U \neq 0$; $\Delta m = 0$) и *изолированные* (обмен веществом и энергией отсутствует, $\Delta U = 0$; $\Delta m = 0$);

2) по степени однородности системы подразделяют на *гомогенные* и *гетерогенные*. Гетерогенная система — разнородная, состоящая из отдельных частей (фаз), которые имеют реальные поверхности раздела, различающиеся свойствами. При переходе из одной фазы в другую свойства системы на границе раздела резко (скачкообразно) изменяются.

Любую систему можно охарактеризовать совокупностью ее физических и химических свойств, называемых *состоянием системы*. Особое внимание при термодинамическом рассмотрении уделяется двум видам состояния системы: *равновесному* и *стационарному*. Оба состояния характеризуются постоянством во времени всех свойств во всех частях системы. Постоянство может обеспечиваться отсутствием потоков вещества и энергии между системой и средой (*равновесное состояние*) или непрерывным обменом веществом, энергией и информацией между системой и средой, т. е. являться динамическим постоянством (*стационарное состояние*). Последнее характерно для живых систем. При переходе системы из одного состояния в другое происходит изменение ее свойств во времени — такое состояние называется *переходным*.

Совокупность свойств системы (т. е. ее состояние) можно охарактеризовать макроскопическими величинами, называемыми *параметрами состояния* (например, масса, объем, давление, температура, концентрация и т. д.).

Параметры состояния системы подразделяют на две группы:

1) *интенсивные* — их значения не зависят от количества вещества (например, давление, температура, концентрация, плотность);

2) *экстенсивные*, то есть зависящие от количества вещества (например, масса, объем).

При взаимодействии двух систем интенсивные параметры усредняются, а экстенсивные складываются. Изменение параметра обозначается греческой буквой дельта (Δ), например ΔT .

Переход системы из одного состояния в другое с изменением параметров состояния называется *процессом*. Пример термодинамического процесса — любая химическая реакция.

В основе классификации процессов лежат различные признаки:

1) по характеру изменения параметров состояния процессы подразделяют на *изотермические* ($T = \text{const}$, $\Delta T = 0$); *изобарные* ($p = \text{const}$, $\Delta p = 0$), *изохорные* ($V = \text{const}$, $\Delta V = 0$), *адиабатические* ($Q = \text{const}$, $\Delta Q = 0$), *циклические* ($\Delta U = 0$), *экзотермические* ($\Delta Q > 0$) и *эндотермические* ($\Delta Q < 0$);

2) по затратам энергии процессы подразделяются на *самопроизвольные* (протекают без поступления энергии извне) и *несамо-*

произвольные, или *вынужденные* (протекают только при внешних энергетических воздействиях). Вопрос о преимущественном направлении протекания самопроизвольного процесса является одним из основных в химии;

3) с биохимической точки зрения процессы в живых организмах подразделяют на *катаболические* (распад и окисление энергодативных веществ в организме) и *анаболические* (синтез в организме биологически важных соединений).

Пример. Пусть начальное состояние системы характеризуется параметром состояния — температурой T_1 . В ходе процесса (нагревания) состояние системы изменилось (до конечного состояния), изменилась температура (обозначим T_2), тогда изменение температуры в ходе процесса выразим так:

$$\Delta T = T_2 - T_1 > 0$$

Таким образом, состояние системы характеризуется *значениями* параметров состояния, а процесс характеризуется *изменением* (или постоянством) параметров состояния.

Одно из важнейших понятий химической термодинамики — функция состояния. *Функция состояния* — это параметры состояния системы, изменение которых в ходе процесса зависит только от начального и конечного состояний системы и не зависит от пути перехода системы из начального в конечное состояние. Для описания энергетического состояния системы используется функция состояния — внутренняя энергия.

Внутренняя энергия (U) — полная энергия составных частей системы, в том числе на молекулярном, атомном и субатомном уровнях, т. е. общий запас энергии системы. Определить абсолютное значение внутренней энергии системы невозможно. В ходе любого реального процесса происходит изменение внутренней энергии (ΔU) вследствие теплообмена со средой и совершения системой работы. Соответственно выделяют две формы обмена энергией между системой и окружающей средой:

1) *теплота (Q)* — энергетическая мера хаотических форм движения материи;

2) *работа (W)* — энергетическая мера направленных форм движения материи. Для реакций, протекающих в газовой фазе в изобарно-изотермических условиях, под работой, совершаемой системой, понимается работа расширения:

$$W = -p \cdot \Delta V$$

Необходимо отметить: 1) если система совершает работу ($\Delta W > 0$), то она теряет энергию; 2) в отличие от внутренней

энергии формы передачи энергии (теплота и работа) не являются функциями состояния.

Первое начало термодинамики: в любом процессе теплота, сообщенная системе средой, расходуется на совершение системой работы и увеличение ее внутренней энергии.

По сути, первое начало (закон) термодинамики — это закон сохранения энергии применительно к тепловым процессам. Если закрытая термодинамическая система совершает только работу расширения, т. е. не совершается полезная работа (W'), то:

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

Сумма $U + p \cdot V$ является функцией состояния и называется *энтальпией* (H), а ее изменение в результате протекания процесса может быть выражено следующим уравнением:

$$\Delta H = \Delta U + p \cdot \Delta V$$

Таким образом, $Q_p = \Delta H$ при $p = \text{const}$, а $Q_v = \Delta U$ при $V = \text{const}$. Отсюда, *энтальпия* — функция состояния системы, изменение которой равно теплоте изобарного процесса, а *внутренняя энергия* — функция состояния системы, изменение которой равно теплоте изохорного процесса.

Раздел термодинамики, изучающий изменение энтальпии при протекании химических процессов и фазовых превращений, называется *термохимией*. Основное понятие термохимии — тепловой эффект химической реакции.

Тепловой эффект химической реакции — это количество теплоты, выделяемое или поглощаемое системой в результате химического процесса при условиях:

- 1) $p = \text{const}$ (энтальпия реакции ΔH_r) или $V = \text{const}$ (изменение внутренней энергии ΔU);
- 2) система совершает только работу расширения ($W' = 0$);
- 3) температура исходных веществ и продуктов реакции одинакова.

В основе термохимии лежит закон постоянства сумм теплот реакции — **закон Гесса** (Г. Н. Гесс, 1840).

Энтальпия реакции определяется только природой и состоянием исходных веществ и продуктов и не зависит от способа перехода от исходных веществ к продуктам, то есть от пути реакции, при условии, что температура исходных веществ и температура продуктов реакции одинаковы.

Для сравнения одготипных реакций их рассматривают при сопоставимых условиях. За *стандартное состояние* (обозначается верхним индексом «°») принято устойчивое состояние вещества (устойчивая модификация — для веществ в конденсированном состоянии и состояние идеального газа — для газов), в котором оно существует при давлении 101,3 кПа и температуре 298 К.

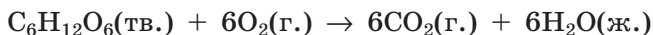
Стандартная энтальпия образования вещества (ΔH_f°) — изменение энтальпии в реакции образования 1 моль данного вещества из простых веществ, взятых в стандартном состоянии при стандартных условиях (обратите внимание: реакция может быть и гипотетической).

Стандартная энтальпия сгорания вещества (ΔH_c°) — изменение энтальпии в реакции окисления 1 моль данного вещества до конечных продуктов окисления при стандартных условиях.

В термодинамике принята термохимическая запись уравнений реакций, например:



$$\Delta H_r^\circ = \Delta H_f^\circ(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)$$



$$\Delta H_r^\circ = \Delta H_c^\circ(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)$$

Так как ΔH_r° рассчитывается на 1 моль вещества и является интенсивным параметром состояния системы (в отличие от ΔH), единицей измерения будет [кДж/моль].

Следствия закона Гесса:

1) энтальпию реакции можно рассчитать как сумму стандартных энтальпий образования стехиометрических количеств продуктов реакции за вычетом суммы стандартных энтальпий образования стехиометрических количеств исходных веществ:

$$\Delta H_r = \sum_j \nu_j \cdot \Delta H_f^\circ(\text{прод.}) - \sum_i \nu_i \cdot \Delta H_f^\circ(\text{исх.})$$

2) энтальпию реакции можно рассчитать как сумму стандартных энтальпий сгорания стехиометрических количеств исходных веществ реакции за вычетом суммы стандартных энтальпий сгорания стехиометрических количеств продуктов реакции:

$$\Delta H_r = \sum_j \nu_j \cdot \Delta H_c^\circ(\text{исх.}) - \sum_i \nu_i \cdot \Delta H_c^\circ(\text{прод.})$$

3) энтальпии прямой и обратной реакций равны по абсолютной величине и противоположны по знаку:

$$\Delta H_{r(\text{прямой})} = -\Delta H_{r(\text{обратной})}$$

Задание для самоподготовки

Разобрать следующие вопросы.

1. Предмет химической термодинамики.
2. Основные понятия химической термодинамики и их классификация:
 - термодинамическая система,
 - параметры состояния системы,
 - термодинамический процесс,
 - функции состояния системы.
3. Внутренняя энергия, формы передачи энергии.
4. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Стандартная энтальпия реакции.
5. Термохимия. Закон Гесса.
6. Термохимические расчеты.

Литература

Основная

1. Ершов Ю. А. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. 10-е изд., перераб. и доп. — М.: Юрайт, 2016. — С. 10–21.
2. Практикум по общей химии. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. 4-е изд. / Под ред. В. А. Попкова, А. В. Бабкова. — М.: Юрайт, 2014. — С. 55–64, 66–67.

Дополнительная

1. Пузаков С. А. Химия. 2-е изд., испр. и доп. — М.: ГЭОТАР-Медиа, 2006. — С. 163–169.
2. Слесарев В. И. Химия. Основы химии живого. 4-е изд., испр. — СПб., 2007. — С. 73–85.
3. Ленский А. С. Введение в бионеорганическую и биофизическую химию. — М.: Высшая школа, 1989. — С. 6–21.

Лабораторная работа. Определение стандартной энтальпии реакции нейтрализации

Цель работы: научиться калориметрически определять энтальпии химических реакций.

Приборы, оборудование и реактивы: лабораторный калориметр, термометр с ценой деления 0,1 °С, мерные цилиндры, растворы кислоты и основания.

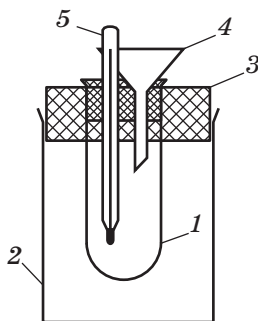


Рис. 1.1. Схема устройства лабораторного калориметра: 1 — калориметрический стакан; 2 — большой термоизоляционный стакан; 3 — крышка; 4 — воронка; 5 — термометр

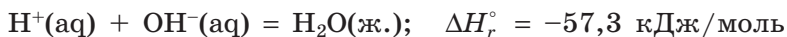
Содержание работы. Теплота реакции нейтрализации определяется калориметрически по измеренному изменению температуры и рассчитанной теплоемкости системы.

Лабораторный калориметр (рис. 1.1) представляет собой калориметрический стакан, находящийся в большом термоизоляционном стакане с крышкой. С внутренним пространством калориметрического стакана контактируют воронка и термометр.

Выделившаяся в результате реакции нейтрализации теплота идет на разогрев термодинамической системы и окружающей среды.

Требуемая точность эксперимента позволяет учитывать только теплоту, пошедшую на разогрев раствора и калориметрического стакана. Теплотой, пошедшей на разогрев других частей калориметра, можно пренебречь.

Энтальпия реакции нейтрализации, протекающей между сильными одноосновными кислотами и сильными одноосновными основаниями, практически не зависит от их природы, так как в реальных растворах протекает одна и та же реакция:



В случае реакции нейтрализации слабых кислот и слабых оснований такого постоянства не наблюдается, так как часть теплоты расходуется на ионизацию слабой кислоты и слабого основания.

Ход работы

Измеряют температуру исходных растворов.

Мерным цилиндром переносят требуемый объем основания и такой же объем кислоты в калориметрический стакан.

Измеряют максимальную температуру раствора после реакции.

Обработка результатов эксперимента

Рассчитывают теплоемкость системы:

$$C = C_1 + C_2$$

Теплоемкость раствора C_1 рассчитывают по формуле:

$$C_1 = [V(\text{к-ты}) \cdot \rho(\text{к-ты}) + V(\text{осн.}) \cdot \rho(\text{осн.})] \cdot C_{\text{уд}}(\text{р-ра}),$$

где V — объемы смешиваемых растворов, мл; ρ — плотность растворов, г/мл; $C_{\text{уд}}(\text{р-ра})$ — удельная теплоемкость раствора, равная 4,184 Дж/г · К.

Теплоемкость стакана C_2 рассчитывают по формуле:

$$C_2 = m \cdot C_{\text{уд}}(\text{стекла}),$$

где m — масса стакана, г; $C_{\text{уд}}(\text{стекла})$ — удельная теплоемкость стекла, равная 0,753 Дж/г · К.

Стандартную энтальпию реакции нейтрализации рассчитывают по формуле:

$$\Delta H_r^\circ = -C \cdot \Delta T / \nu,$$

где ΔT — разница между средним арифметическим значением температур после реакции и средним арифметическим значением температур до реакции; ν — количество вещества воды, образовавшейся в результате реакции.

На практике один из растворов всегда берется в небольшом избытке, поэтому количество образовавшейся в результате реакции воды рассчитывается по недостатку: $\nu = C \cdot V$, где C — концентрация реагента, взятого в недостатке, моль/л; V — объем реагента, взятого в недостатке, л.

Экспериментально определенную величину сравнивают со справочным значением, находят абсолютную и относительную ошибки определения:

абсолютная ошибка: $\Delta H_{\text{теор}}^\circ - \Delta H_{\text{эксп}}^\circ$.

относительная ошибка: $\left| \Delta H_{\text{теор}}^\circ - \Delta H_{\text{эксп}}^\circ \right| / \left| \Delta H_{\text{теор}}^\circ \right|$

Вариант оформления протокола

Название работы.

Содержание работы (со схемой прибора).

Экспериментальные данные (табл. 1.1).

Таблица 1.1

№ опыта	Температура раствора, °С		
	кислоты (исх.)	основания (исх.)	после нейтрализации
1			
2			
3			

Концентрации растворов — .

Объемы растворов — .

Масса калориметрического стакана — .

Справочные величины (удельные теплоемкости, плотности).

Расчеты.

Выводы.

Вопросы к занятию

1. Приведите примеры открытых, закрытых и изолированных систем медико-биологического профиля.

2. Дайте определения гомогенных и гетерогенных систем и приведите примеры.

3. Какой тип процессов рассматривается в основном в термодинамических моделях живых систем? Поясните почему.

4. Сформулируйте закон Гесса. Что называют энтальпией реакции?

5. Что называют стандартной энтальпией образования вещества?

6. Что называют стандартной энтальпией сгорания вещества?

7. Приведите термохимическое уравнение реакции, стандартная энтальпия которой была бы равна стандартной энтальпии сгорания нитробензола.

8. Приведите термохимическое уравнение реакции, стандартная энтальпия которой была бы равна стандартной энтальпии образования этанола.

9. Приведите конкретные примеры медико-биологического профиля, для которых: а) $Q_p = Q_v$, б) $Q_p \neq Q_v$.

10. Вычислите стандартную энтальпию реакции: $C_2H_4(г.) + H_2(г.) \rightarrow C_2H_6(г.)$, используя значения стандартных энтальпий сгорания.

11. Вычислите стандартную энтальпию образования этанола, воспользовавшись для этого стандартными энтальпиями сгорания.

12. Какое количество теплоты выделится при окислении избытком кислорода 1,12 л оксида углерода(II) (объемы измерены при нормальных условиях)?

Занятие 1.2. Второе начало термодинамики. Химическое равновесие

Второе начало термодинамики. Любой вид энергии (механической, электрической или химической) можно полностью превратить в тепловую; тепловую же энергию полностью превратить в другой вид энергии нельзя. Этот постулат выражает сущность **второго начала (закона) термодинамики:**

невозможен процесс, единственным результатом которого было бы превращение теплоты в работу.

Иначе говоря, всегда будет существовать часть теплоты, которую система не может превратить в полезную работу, — ее называют «связанной» энергией, то есть для изобарно-изотермических процессов: $\Delta H = E_{(\text{свободная})} + E_{(\text{связанная})}$. Система может совершить максимально полезную работу (W'_{max}) только при обратимом проведении процесса. Функция состояния, изменение которой равно максимально полезной работе, совершаемой системой, называется *свободной энергией*, а в изобарном процессе ($p = \text{const}$) — *энергией Гиббса* (ΔG). Таким образом:

$$\Delta G = -W'_{\text{max}} \quad [\text{Дж или кДж}]$$

Обратите внимание: если система совершает работу ($W' > 0$), то ее запас энергии уменьшается ($\Delta G < 0$), отсюда знак «-».

При обратимом проведении процесса совершается максимальная работа, при этом системой выделяется минимальное количество теплоты (Q_{min}), определяемое с помощью функции состояния — энтропии (S).

1. Термодинамическое определение энтропии

Энтропия — функция состояния; приращение энтропии (ΔS) равно теплоте, подведенной к системе в обратимом изотермическом процессе, деленной на температуру этого процесса (в К):

$$\Delta S = \frac{Q_{\text{min}}}{T} \left[\frac{\text{Дж}}{\text{К}} \right]$$

То есть $Q_{\text{min}} = T \cdot \Delta S$.

2. Молекулярно-кинетическое определение энтропии

Энтропия — функция состояния, характеризующая степень неупорядоченности системы:

$$\Delta S = k \cdot \ln \omega,$$

где ω — термодинамическая вероятность, k — постоянная Больцмана.

Пример. Рассмотрим фазовый переход $\text{H}_2\text{O}(\text{тв.}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{ж.})$, являющийся обратимым изотермическим процессом. Для плавления 1 моль льда необходимо подвести 6000 Дж теплоты, следовательно:

$$\Delta S^\circ = \frac{6000 \text{ Дж/моль}}{273 \text{ К}} = 22 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$$

В результате данного фазового перехода степень неупорядоченности системы возрастает, так как разрушается упорядоченная кристаллическая решетка льда.

Третье начало термодинамики (постулат Планка): энтропия идеального ионного кристалла при температуре $T = 0 \text{ К}$ равна нулю.

Таким образом, математическое выражение I и II начал термодинамики (объединенное уравнение) может быть представлено в виде:

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

или

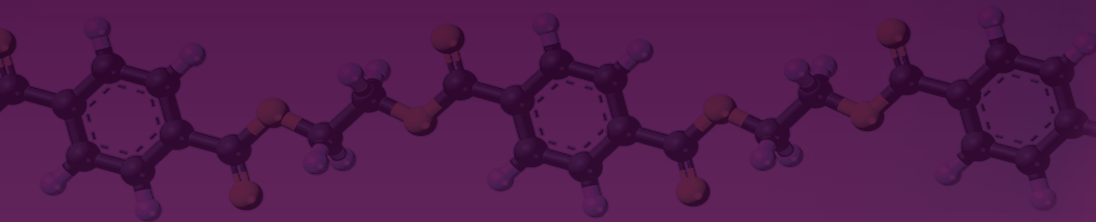
$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

Рассмотренные выше положения позволяют определить критерии самопроизвольного протекания процессов в различных системах:

- в изолированной системе самопроизвольно могут протекать необратимые процессы только с увеличением энтропии ($\Delta S > 0$);
- в закрытой системе в изобарно-изотермических условиях самопроизвольно могут протекать только процессы, в результате которых энергия Гиббса системы уменьшается ($\Delta G < 0$).

Химическое равновесие. На направление протекания самопроизвольного процесса в закрытой системе в изобарно-изотермических условиях оказывают влияние два фактора: энтальпийный и энтропийный. Самопроизвольно при любой температуре протекают экзотермические процессы ($\Delta H < 0$) с увеличением энтропии ($\Delta S > 0$). В этом случае оба фактора благоприятны. Процессы эндотермические, в которых энтропия уменьшается, с термодинамической точки зрения невозможны. В этом случае оба фактора препятствуют протеканию процесса.

В случаях, когда только один из факторов способствует протеканию процесса ($\Delta H > 0$; $\Delta S > 0$ или $\Delta H < 0$; $\Delta S < 0$), изменение температуры влияет на положение химического равновесия и может обратить направление протекания процесса.



Практикум входит в состав **учебно-методического комплекта**, разработанного коллективом авторов кафедры химии Института фармации ФGAOY BO Первый MГМУ им. И. М. Сеченова (Сеченовский Университет):

- **Общая химия с элементами биоорганической химии: учебник**
- **Практикум по общей химии с элементами биоорганической химии**
- **Задачи по общей химии с элементами биоорганической химии**

Содержание книги соответствует требованиям Федерального государственного образовательного стандарта по специальности «Стоматология». Представлены практические задания по общей и биоорганической химии. Подробно описана методика выполнения лабораторных работ, физико-химические принципы проведения эксперимента. Изложен теоретический материал для самостоятельной подготовки к практическому занятию, даны контрольные вопросы и расчетные задания. Приведены справочные данные о свойствах важнейших неорганических и органических соединений.

Для студентов медицинских высших учебных заведений.