

УДК 54+577(075.8)
ББК 24.1:28.072я73
3-15

А в т о р ы:

И. Н. Аверцева, А. А. Матюшин, О. В. Нестерова, В. Ю. Решетняк

Задачи по общей химии с элементами биоорганической химии / И. Н. Аверцева [и др.] ; под ред. В. А. Попкова. — М. : Лаборатория знаний, 2020. — 205 с. : ил.

ISBN 978-5-00101-056-2

Пособие входит в состав УМК, разработанного коллективом авторов кафедры химии Института фармации ФГАОУ ВО Первый МГМУ им. И. М. Сеченова (Сеченовский Университет) в соответствии с требованиями Федерального государственного образовательного стандарта по специальности «Стоматология». Сборник задач и упражнений по общей и биоорганической химии снабжен необходимым справочным материалом. Каждая глава содержит краткое изложение теоретического материала по теме, расчетные или ситуационные задачи с решением и пояснениями, а также задачи для самостоятельного решения. Работа с пособием способствует систематизации и углублению понимания изучаемого материала, прививает навыки работы со справочной литературой.

Для студентов и преподавателей медицинских высших учебных заведений.

УДК 54+577(075.8)
ББК 24.1:28.072я73

Учебное издание

ЗАДАЧИ ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ С ЭЛЕМЕНТАМИ БИООРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Ведущий редактор канд. биол. наук *Т. Е. Толстихина*. Редактор *О. Р. Валединская*
Художественный редактор *В. А. Прокудин*
Технический редактор *Т. Ю. Федорова*. Корректор *Н. В. Бурдина*
Компьютерная верстка: *В. И. Савельев*

Подписано в печать 18.06.19. Формат 70 × 100/16.

Усл. печ. л. 16,9. Заказ

Издательство «Лаборатория знаний»

125167, Москва, проезд Аэропорта, д. 3

Телефон: (499) 157-5272

e-mail: info@pilotLZ.ru, http://www.pilotLZ.ru

ISBN 978-5-00101-056-2

© ФГАОУ ВО Первый МГМУ
им. И. М. Сеченова Минздрава России
(Сеченовский Университет), 2019
© Лаборатория знаний, 2020

ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие	3
Глава 1. Химическая термодинамика	4
1.1. Первое начало термодинамики. Термохимия. Закон Гесса.	4
Примеры решения задач	7
Задачи для самостоятельного решения	9
1.2. Второе начало термодинамики. Энтропия. Энергия Гиббса	12
Примеры решения задач	15
Задачи для самостоятельного решения	16
1.3. Химическое равновесие	17
Примеры решения задач	19
Задачи для самостоятельного решения	19
Глава 2. Основы химической кинетики	22
2.1. Основные понятия. Порядок реакции	22
Примеры решения задач	24
Задачи для самостоятельного решения	26
2.2. Зависимость скорости реакции от температуры	30
Примеры решения задач	32
Задачи для самостоятельного решения	32
2.3. Катализ. Ферментативный катализ	34
Примеры решения задач	36
Задачи для самостоятельного решения	37
Глава 3. Растворы и гетерогенные системы	40
3.1. Коллигативные свойства растворов	40
Примеры решения задач	45
Задачи для самостоятельного решения	47
3.2. Теория кислот и оснований	50
Примеры решения задач	54
Задачи для самостоятельного решения	55
3.3. Буферные системы	57
Примеры решения задач	60
Задачи для самостоятельного решения	61
3.4. Гетерогенные процессы и равновесия	64
Примеры решения задач	67
Задачи для самостоятельного решения	68
Глава 4. Окислительно-восстановительные равновесия и процессы	70
Примеры решения задач	76
Задачи для самостоятельного решения	76
Глава 5. Поверхностные явления. Адсорбция	78
Примеры решения задач	85
Задачи для самостоятельного решения	86

Глава 6. Основы строения и реакционной способности органических соединений	89
6.1. Номенклатура и изомерия	89
Примеры решения задач	92
Задания для самостоятельной работы	93
6.2. Сопряжение и ароматичность	95
Примеры решения задач	97
Задания для самостоятельной работы	98
6.3. Электронные и стерические эффекты	100
Примеры решения задач	103
Задания для самостоятельной работы	105
6.4. Типы реакций и реагентов. Нуклеофильные, электрофильные и радикальные реакции	107
Примеры решения задач. Нуклеофильные реакции	108
Задания для самостоятельной работы (Нуклеофильные реакции)	114
Примеры решения задач. Электрофильные реакции.	116
Задания для самостоятельной работы (Электрофильные реакции)	120
Примеры решения задач. Радикальные реакции	121
Задания для самостоятельной работы (Радикальные реакции).	123
Дополнительные задания к главе 6	124
Глава 7. Биологически важные соединения неполимерного характера	128
7.1. Stereoизомерия	128
Примеры решения задач	129
Задания для самостоятельной работы	132
7.2. Гетерофункциональные соединения	133
Примеры решения задач	135
Задания для самостоятельной работы	139
7.3. Гетероциклические соединения.	141
Примеры решения задач	142
Задания для самостоятельной работы	147
Дополнительные задания к главе 7	150
Глава 8. Биополимеры и их структурные компоненты	152
8.1. Aминокислоты и белки	152
Примеры решения задач	156
Задания для самостоятельной работы	165
8.2. Углеводы.	169
Примеры решения задач	170
Задания для самостоятельной работы	175
8.3. Nуклеиновые кислоты и их структурные компоненты	176
Примеры решения задач	177
Задания для самостоятельной работы	180
Дополнительные задания к главе 8	181
Приложение	185
Справочные таблицы.	185

ПРЕДИСЛОВИЕ

Предлагаемый вашему вниманию сборник упражнений и задач по химии является учебным пособием для студентов высших медицинских учебных заведений. Химия играет важную роль в развитии современной медицины и является неотъемлемой частью естественно-научного образования врача. Материал пособия соответствует программе по дисциплине «Химия» для специальности 31.05.03 — Стоматология.

Химия — фундаментальная дисциплина, входящая в учебный план подготовки врачей, вооружающая студентов медицинского вуза знаниями, необходимыми при рассмотрении физико-химической сущности и механизмов процессов, происходящих в организме человека, на молекулярном и клеточном уровнях, а также знанием строения и свойств веществ, участвующих в процессах жизнедеятельности, в непосредственной связи с познанием их биологических функций.

Предлагаемые задачи позволят студентам более глубоко, на биохимическом уровне, понять функции отдельных систем организма, а также его взаимодействие с окружающей средой. Авторы стремились подобрать задачи, охватывающие все теоретические вопросы курса химии.

Для привития навыков работы со справочной литературой авторы во всех случаях, где это возможно, исключали из текстов задач величины, которые студенты могут найти в приложении к данному задачнику.

Сборник задач разделен на восемь глав: общая химия (главы 1–5) и биорганическая химия (главы 6–8). Каждая глава содержит краткое изложение теоретического материала по теме, расчетные или ситуационные задачи с решениями и пояснениями, а также задачи для самостоятельного решения.

Авторы заранее приносят искреннюю благодарность всем коллегам, которые, ознакомившись со сборником задач, сообщат нам о замеченных просчетах или недостатках.

ГЛАВА 1

ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА

1.1. Первое начало термодинамики. Термохимия. Закон Гесса

Химическая термодинамика — раздел термодинамики, изучающий переход энергии химической реакции в другие формы; устанавливающий количественные закономерности данных переходов, а также направление и возможность самопроизвольного протекания химических процессов.

Объектом изучения в химической термодинамике является система. *Термодинамическая система* — произвольно выбранная область пространства, содержащая одно или несколько веществ (тело или группу тел) и имеющая реальную или воображаемую поверхность раздела. Все остальное пространство и содержащиеся в нем объекты по отношению к конкретной термодинамической системе представляют собой *окружающую среду*.

По степени однородности системы подразделяются на *гомогенные* — не имеющие реальных границ и поверхностей раздела внутри системы, и *гетерогенные*, состоящие из нескольких частей — фаз*.

По своей способности взаимодействовать с окружающей средой термодинамические системы делятся на:

- *открытые* (обмениваются со средой и веществом, и энергией);
- *закрытые* (осуществляется обмен только энергией);
- *изолированные* (эти системы не обмениваются с окружающей средой ни веществом, ни энергией).

Изолированные системы в природе не встречаются, однако на их примере (с определенным приближением) удобно моделировать протекание процессов в реальных системах.

* Фаза — это часть объема гетерогенной системы, однородная во всех точках по химическому составу и физическим свойствам и отделенная от других частей системы поверхностью раздела — фазовой границей.

Состояние системы характеризуется ее свойствами, которые задаются набором величин, называемых параметрами состояния.

Параметры состояния системы — физические величины, определяющие термодинамические свойства системы. Они подразделяются на *интенсивные* (т. е. не зависящие от массы системы — температура (T), давление (p), концентрация (c), плотность (ρ) и т. п.) и *экстенсивные* (т. е. пропорциональные массе системы — объем (V), количество вещества (ν), внутренняя энергия (U), энтальпия (H) и т. п.).

Состояние, в котором находится система, может быть описано при помощи независимых параметров и функций состояния (термодинамических функций). *Независимые параметры* — параметры, с помощью которых заданы и от которых зависят значения других параметров (к ним относятся, в частности, температура, давление, объем, количество вещества). *Функции состояния* — функции независимых параметров, их изменения в ходе процесса определяются только начальным и конечным состояниями системы. Функции состояния определяют термодинамическое состояние системы вне зависимости от того, как это состояние достигнуто. К функциям состояния относятся внутренняя энергия (U), энтальпия (H), энтропия (S), энергия Гиббса (G), теплоемкость (C) и их изменения.

Термодинамическая система может находиться в одном из основных состояний: *равновесном*, *неравновесном* и *стационарном* (состояния, как правило, сопровождающиеся потоками вещества и энергии через систему).

В процессе протекания любой химической реакции происходит изменение энергетического состояния атомов и молекул и, как следствие, выделение или поглощение тепловой энергии, т. е. изменение температуры. Образование химических связей, как правило, сопровождается выделением энергии в окружающую среду (температура повышается), а при разрыве связей система поглощает энергию (температура понижается). Если в ходе процесса происходит уменьшение внутренней энергии системы ($\Delta U < 0$), то процесс будет сопровождаться выделением теплоты — *экзотермический процесс* ($Q > 0$); верно и наоборот.

Если реакция сопровождается выделением газов и изменением объема в изобарных условиях (при постоянном давлении, $p = \text{const}$), то количество выделившейся теплоты будет меньше за счет работы расширения:

$$Q_V = Q_p + p \cdot \Delta V \quad (1.1)$$

или

$$-Q_p = -Q_V + p \cdot \Delta V = \Delta U + p \cdot \Delta V = \Delta H \quad (1.2)$$

Величина, численно равная сумме внутренней энергии и произведения давления на объем, называется **энтальпией** (H , кДж):

$$H = U + p \cdot V \quad (1.3)$$

Изменение энтальпии

$$\Delta H = \Delta U + p \cdot \Delta V \quad (1.4)$$

Уравнение (1.4) представляет собой математическое выражение **первого начала термодинамики**, которое гласит, что вся теплота, поглощенная системой в изобарном процессе, расходуется на увеличение внутренней энергии системы и совершение работы. *Теплота* (Q) и *работа* (W) — две формы передачи энергии между системой и средой, при этом теплота является неупорядоченной формой передачи энергии, а работа — упорядоченной.

При условии, что система не совершает иной работы, помимо работы расширения, количество выделившейся или поглощенной при протекании процесса теплоты называется *тепловым эффектом*. Тепловой эффект реакции, протекающей при постоянном давлении, называется *энтальпией реакции* (ΔH_r). В *термодинамике* тепловой эффект считается *отрицательным* ($\Delta H_r < 0$) при *выделении* теплоты (реакция *экзотермическая*) и *положительным* ($\Delta H_r > 0$) при ее *поглощении* (реакция *эндотермическая*).

Стандартная энтальпия образования вещества (ΔH_f°) — теплота, выделяющаяся или поглощающаяся ($p = \text{const}$) при образовании 1 моля данного вещества из *простых* веществ, находящихся в *стандартных состояниях*, т. е. в тех состояниях, в которых вещества находятся при стандартных условиях. Под *стандартными условиями* в химии понимаются: давление 101 325 Па, если вещества находятся в чистом кристаллическом состоянии, или по 101 325 Па для каждого газообразного компонента смеси; 1 моль/л для каждого компонента, если реакция протекает в растворе; температура 298,15 К. Стандартные условия обозначаются верхним индексом « $^\circ$ » при символе термодинамической характеристики, например ΔH_f° .

Стандартные энтальпии образования *простых веществ* в их *устойчивых* в стандартных условиях аллотропных модификациях *равны нулю*.

Стандартная энтальпия сгорания вещества (ΔH_c°) — теплота, которая выделяется в реакции сгорания 1 моля данного вещества в избытке кислорода при постоянном давлении. Необходимо учитывать, что конечными продуктами *горения* органических со-

единений являются газы CO_2 , SO_2 , N_2 , HX (X — галогеноводороды) и вода *в виде пара* H_2O .

Тепловые эффекты химических реакций и их зависимости от различных физико-химических параметров изучает *термохимия*. Основным законом термохимии является закон постоянства сумм теплот реакций (закон Гесса).

Закон Гесса. Изменение энтальпии в ходе реакции при постоянстве температуры и давления зависит только от вида и состояния исходных веществ и продуктов реакции и не зависит от пути превращения.

Важность закона Гесса для химии заключается в возможности определения тепловых эффектов реакций расчетным путем, не прибегая к непосредственным экспериментам.

Так, в соответствии с законом Гесса энтальпия реакции равна разности сумм энтальпий образования продуктов реакции и энтальпий образования исходных веществ (*первое следствие закона Гесса*):

$$\Delta H_r^\circ = \sum_j \nu_j (\Delta H_f^\circ)_j - \sum_i \nu_i (\Delta H_f^\circ)_i, \quad (1.5)$$

где индексом j обозначены продукты реакции; индексом i — исходные вещества; ν — стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции.

Энтальпия разложения химического соединения равна по модулю, но противоположна по знаку энтальпии его образования из тех же продуктов разложения, находящихся в том же состоянии и при тех же условиях (*второе следствие закона Гесса*):

$$\Delta H_r^\circ \text{ (реакция разложения)} = -\Delta H_f^\circ \text{ (обратная реакция)}$$

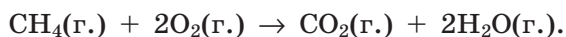
Следовательно, энтальпию реакции можно рассчитать через энтальпию сгорания веществ:

$$\Delta H_r^\circ = \sum_i \nu_i (\Delta H_c^\circ)_i - \sum_j \nu_j (\Delta H_c^\circ)_j \quad (1.6)$$

Примеры решения задач

Задача 1. Рассчитайте стандартную энтальпию реакции окисления метана до углекислого газа и воды (пары), используя значения стандартных энтальпий образования (а) и стандартных энтальпий сгорания веществ (б).

Решение. Составляем уравнение реакции:



- а) Для решения задачи воспользуемся уравнением 1.5, подставив в него значения стандартных энтальпий образования продуктов и исходных веществ:

$$\Delta H_r^\circ = (-393,5 + 2 \cdot (-241,8)) - (-74,6) = -802,5 \text{ кДж/моль}$$

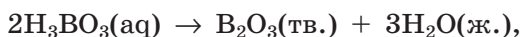
Ответ. $-802,5 \text{ кДж/моль}$.

- б) Поскольку процесс окисления метана до углекислого газа и воды (пары) представляет собой не что иное, как процесс его сгорания, энтальпия всего процесса будет равна стандартной энтальпии сгорания метана:

$$\Delta H_r^\circ = \Delta H_c^\circ = -890 \text{ кДж/моль}$$

Ответ. -890 кДж/моль .

Задача 2. Вычислите стандартную энтальпию реакции (4)



используя данные реакций (1), (2) и (3):



Решение. В соответствии с законом Гесса энтальпия процесса не зависит от количества стадий и их вида, а зависит лишь от состояния исходных веществ и продуктов. Это делает возможным для получения общей энтальпии процесса применение стандартных операций сложения, вычитания, умножения и деления по отношению к энтальпиям отдельных реакций — «этапов» процесса. Соответственно с реакциями (1), (2), (3) и их энтальпиями необходимо произвести такие математические преобразования, чтобы в результате получилась необходимая нам реакция (4) — разложение борной кислоты.

Реакция (1) умножается на 4, поскольку в двух других реакциях участвует борная кислота с брутто-формулой, содержащей четыре атома бора. При этом стандартная энтальпия данной реакции также умножается на 4:

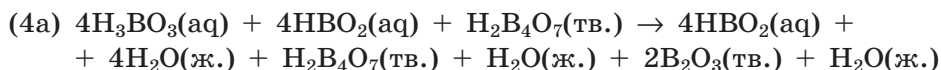


Реакцию (2) необходимо «перевернуть» так, чтобы ее продукты стали исходными веществами, а исходные вещества — продуктами (это позволит нам в дальнейшем исключить из расчетов тетраборную кислоту). Энтальпия реакции в соответствии с законом Гесса изменит свой знак на противоположный:



В реакции (3) в качестве продуктов содержатся оксид бора и вода, являющиеся также продуктами реакции (4) — разложения борной кислоты. Она остается без изменений. Без изменений останется и $\Delta H_r^\circ(3)$.

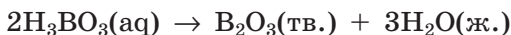
Следующим этапом после преобразования является *суммирование* всех исходных веществ трех преобразованных реакций, а также всех их продуктов:



После сокращения одинаковых веществ справа и слева и суммирования молекул воды получаем следующую реакцию:



Чтобы получить реакцию разложения борной кислоты, указанную в условии, надо сократить коэффициенты в реакции (4a) на два:



Для вычисления стандартной энтальпии данной реакции:

$$\begin{aligned} (\Delta H_r^\circ(1a) + \Delta H_r^\circ(2a) + \Delta H_r^\circ(3))/2 &= (4 \cdot \Delta H_r^\circ(1) + (-\Delta H_r^\circ(2)) + \Delta H_r^\circ(3))/2 = \\ &= (-0,08 + 11,3 + 17,5)/2 = 14,36 \text{ кДж/моль} \end{aligned}$$

Ответ. 14,36 кДж/моль.

Задачи для самостоятельного решения

1. Используя необходимые значения стандартных энтальпий образования, вычислите стандартную энтальпию сгорания гли-

церины (стандартная энтальпия образования глицерина равна $-669,6$ кДж/моль).

2. Вычислите стандартную энтальпию реакции $\text{C}_2\text{H}_4(\text{г.}) + \text{H}_2(\text{г.}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{г.})$, используя необходимые значения стандартных энтальпий сгорания.

3. Вычислите стандартную энтальпию образования бутанола, используя необходимые значения стандартных энтальпий сгорания.

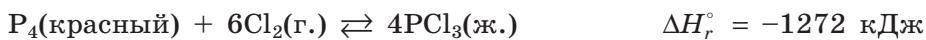
4. Используя необходимые значения стандартных энтальпий образования, вычислите стандартную энтальпию сгорания диметилкетона.

5. Рассчитайте количество теплоты, которое будет выделяться в процессе протекания реакции между 5 г натрия и избытком воды.

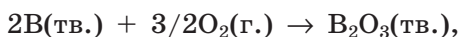
6. Какое количество теплоты выделится при сгорании 1,12 л метана (объемы газов измерены при нормальных условиях)?

7. Стандартная теплота образования CO (г.) равна $-110,5$ кДж/моль. При сгорании 1 моля CO выделяется 283 кДж теплоты. Не прибегая к другим справочным данным, вычислите стандартную энтальпию образования углекислого газа.

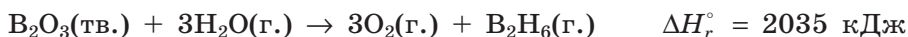
8. Определите стандартную энтальпию образования хлорида фосфора(V) по следующим значениям теплот реакций:



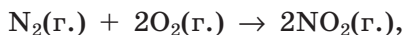
9. Рассчитайте стандартную энтальпию реакции



воспользовавшись для этого значениями энтальпий следующих реакций:



10. Рассчитайте энтальпию реакции

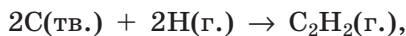


воспользовавшись для этого значениями энтальпий следующих реакций:

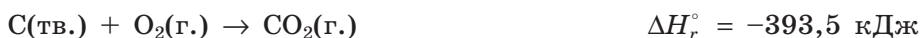
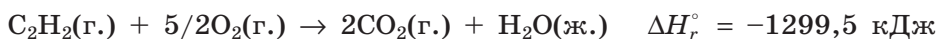
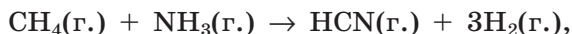


11. Рассчитайте энтальпию реакции

воспользовавшись для этого значениями энтальпий следующих реакций:

**12. Рассчитайте энтальпию реакции**

воспользовавшись для этого значениями энтальпий следующих реакций:

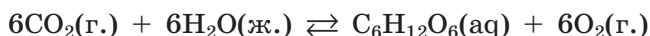
**13. Рассчитайте энтальпию реакции**

воспользовавшись для этого значениями энтальпий следующих реакций:

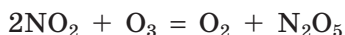


14. Стандартная энтальпия растворения безводного сульфата меди равна $-66,5$ кДж, а стандартная энтальпия гидратации безводного сульфата меди до пентагидрата равна $-8,22$ кДж/моль. Вычислите стандартную теплоту растворения пентагидрата сульфата меди.

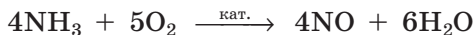
15. Вычислите стандартную энтальпию процесса фотосинтеза, протекающего согласно следующей реакции:



16. Вычислите стандартную энтальпию следующей реакции, протекающей в газовой фазе:



17. Вычислите стандартную энтальпию реакции, протекающей в газовой фазе:



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

1.2. Второе начало термодинамики. Энтропия. Энергия Гиббса

Первое начало термодинамики позволяет количественно оценивать энергетические характеристики химических процессов, однако возможность и направление их протекания зависят не только от энтальпии.

Например, растворение хлорида натрия в воде представляет собой эндотермический процесс, при котором происходит снижение температуры в сосуде, однако процесс происходит самопроизвольно. Это возможно вследствие увеличения энтропии.

Энтропия (S) — функция состояния, изменение которой равно теплоте, подведенной к системе в обратимом изотермическом процессе, деленной на абсолютную температуру этого процесса:

$$\Delta S = \frac{Q_{\text{обр}}}{T} \quad (1.7)$$

Все реальные процессы являются необратимыми, что приводит к росту энтропии:

$$S(\text{необратимого процесса}) > S(\text{обратимого процесса})$$

Если система изолированная, т. е. отсутствует ее теплообмен со средой ($Q = 0$), то с учетом данного положения уравнение (1.7) принимает следующий вид:

$$\Delta S \geq 0$$

В изолированной системе величина и знак изменения энтропии являются критерием направления протекания самопроизвольного процесса*.

* Необходимо помнить, что понятие «процесс» применительно к изолированной системе ($\Delta U = 0$, $Q = 0$, $\Delta m = 0$) является условным.

Математически энтропия отражает меру необратимости процесса; она зависит от степени рассеивания энергии тела или системы, т. е. является мерой «связанной» энергии.

Энтропия является функцией состояния, и ее изменение в ходе процесса подчиняется закону Гесса и может быть рассчитано по значениям стандартных энтропий участников реакции:

$$\Delta S_r^\circ = \sum_j \nu_j (\Delta S_f^\circ)_j - \sum_i \nu_i (\Delta S_f^\circ)_i, \quad (1.8)$$

где индексом j обозначены продукты реакции; индексом i — исходные вещества; ν — стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции.

Энтропия увеличивается при переходе из конденсированного состояния в газообразное (например, в процессах кипения, испарения, сублимации); при растворении твердого и жидкого вещества; в реакциях, в которых происходит увеличение количества газообразных веществ.

При растворении газов энтропия уменьшается.

Более сложные по составу вещества имеют бóльшую энтропию.

Второе начало термодинамики (регламентирует принципиальную возможность протекания процессов). Все самопроизвольные процессы обязательно сопровождаются увеличением суммарной энтропии системы и окружающей ее среды.

Таким образом, в изолированных системах самопроизвольно протекают процессы с увеличением энтропии ($\Delta S_{\text{изол}} > 0$). В открытых и закрытых системах, кроме изменения энтропии, на направление процесса влияние оказывает изменение энтальпии.

Статистическая термодинамика определяет энтропию как меру неупорядоченности (меру термодинамической вероятности) состояния системы:

$$S = \frac{R}{N_A} \cdot \ln \Omega, \quad (1.9)$$

где Ω — термодинамическая вероятность данного состояния системы при определенном запасе внутренней энергии; R — универсальная газовая постоянная; N_A — постоянная Авогадро.

При температуре 0 К для идеального кристалла (не содержащего дефектов и примесей) существует только один способ расстановки частиц, поскольку атомы находятся в единственном, самом низком энергетическом состоянии, т. е. $\Omega = 1$, и уравнение (1.9) принимает следующий вид:

$$S = \frac{R}{N_A} \cdot \ln 1 = 0$$

Данное выражение представляет собой математическое выражение **третьего начала термодинамики** (постулата Планка), гласящего, что *энтропия идеального кристалла индивидуального вещества при температуре абсолютного нуля (0 К) равна нулю*.

Из первого начала термодинамики следует, что система не производит энергию, а лишь преобразует ее (тепловую энергию преобразует в работу, при этом часть теплоты затрачивается на увеличение энтропии системы). Для закрытой системы, находящейся в изобарно-изотермических условиях ($p = \text{const}$, $T = \text{const}$) можно записать:

$$-Q_p = \Delta H \text{ (вся теплота, подведенная к системе);}$$

$Q = T \cdot \Delta S$ — так называемая «связанная» энергия (та часть теплоты, которая не может быть превращена системой в полезную работу и в любом случае накапливается в частицах системы в виде тепловой и химической энергии).

Разность $\Delta H - T \cdot \Delta S$ соответствует той части теплоты, переданной системе, которая может быть преобразована в полезную работу (например работу расширения газа). Эта разность называется *энергией Гиббса* или «свободной» энергией.

Энергия Гиббса (ΔG , кДж/моль) — это *функция состояния системы*, изменение которой равно максимальной полезной работе, совершаемой этой системой в изобарно-изотермическом процессе:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S \quad (1.10)$$

Уравнение (1.10) называется объединенным уравнением первого и второго начал термодинамики.

Энергия Гиббса является критерием направления самопроизвольного протекания и предела протекания (критерий равновесия) процесса в закрытой системе.

Самопроизвольно в закрытых системах (при постоянных давлении и температуре) протекают процессы с уменьшением энергии Гиббса ($\Delta G < 0$) до тех пор, пока не будет достигнуто некоторое минимальное для данных условий значение ($G = G_{\min}$). Дальнейшее уменьшение энергии Гиббса самопроизвольно происходить не будет ($\Delta G = 0$); система приходит в состояние химического равновесия.

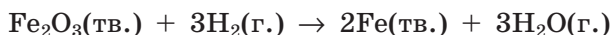
Энергию Гиббса, так же как энтальпию, энтропию и внутреннюю энергию, можно вычислить по уравнению

$$\Delta G_r^\circ = \sum_j \nu_j (\Delta G_f^\circ)_j - \sum_i \nu_i (\Delta G_f^\circ)_i, \quad (1.11)$$

где индексом j обозначены продукты реакции; индексом i — исходные вещества; ν — стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции.

Примеры решения задач

Задача 1. Рассчитайте изменение энтропии, сопровождающее следующую реакцию:



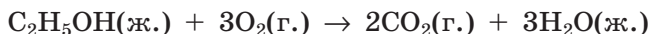
Решение. Подставляя в уравнение (1.8) значения стандартных энтропий продуктов реакции и исходных веществ, получаем

$$\Delta S_r^\circ = (2 \cdot 27,2 + 3 \cdot 188) - (87,4 + 3 \cdot 130,7) = 141,5 \text{ Дж/К}$$

Ответ. 141,5 Дж/К.

Задача 2. Рассчитайте стандартное изменение энергии Гиббса реакции окисления этилового спирта при 25 °С двумя различными способами.

Решение. Составляем уравнение реакции:



(При 25 °С и этиловый спирт, и вода находятся в жидком виде.)

Первый способ заключается в использовании уравнения 1.11, подставляя в которое значения стандартных энергий Гиббса продуктов реакции и исходных веществ (с учетом стехиометрических коэффициентов) получаем

$$\Delta G_r^\circ = (2 \cdot (-394,4) + 3 \cdot (-237)) - (-175) = -1324,8 \text{ кДж}$$

Второй способ заключается в расчете изменения энтальпии и энтропии данного процесса при указанной температуре с последующей подстановкой полученных значений в уравнение 1.10:

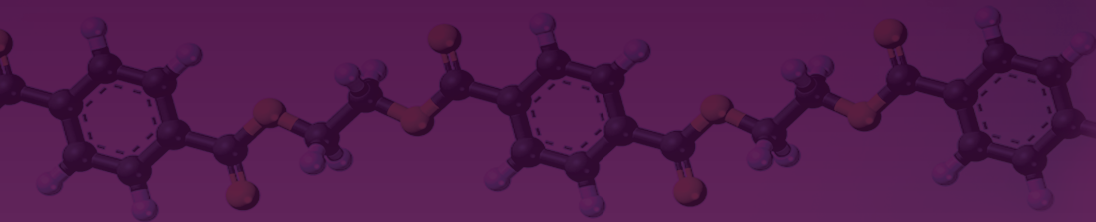
$$\Delta H_r^\circ = (2 \cdot (-393,5) + 3 \cdot (-286)) - (-278) = -1358 \text{ кДж}$$

$$\begin{aligned} \Delta S_r^\circ &= (2 \cdot 214 + 3 \cdot 70) - (161 + 3 \cdot 205) = \\ &= -138 \text{ Дж/К} = -0,138 \text{ кДж/К} \end{aligned}$$

$$\Delta G_r^\circ = -1367 - 298 \cdot (-0,138) = -1326 \text{ кДж}$$

Ответ. $\Delta G_r^\circ = -1324,8 \text{ кДж}$ (первый способ);

$\Delta G_r^\circ = -1326 \text{ кДж}$ (второй способ).



Задачник 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». Пособие включает сборник задач и упражнений по общей и биоорганической химии, а также необходимый справочный материал. Каждая глава содержит краткое изложение теоретического материала по теме, расчетные или ситуационные задачи с решением и пояснениями, а также задачи для самостоятельного решения. Работа с пособием способствует систематизации и углублению понимания изучаемого материала, прививает навыки работы со справочной литературой.

Для студентов медицинских высших учебных заведений.