

Учреждение образования
«БЕЛОРУССКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Г. П. Дудчик, А. К. Болвако

ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

ОБУЧАЮЩИЕ И КОНТРОЛИРУЮЩИЕ ЗАДАНИЯ

Учебно-методическое пособие для студентов специальностей
1-48 01 01 «Химическая технология неорганических веществ,
материалов и изделий», 1-48 02 01 «Биотехнология»,
1-48 02 02 «Технология лекарственных препаратов»,
1-54 01 03 «Физико-химические методы и приборы контроля
качества продукции», 1-57 01 01 «Охрана окружающей среды
и рациональное использование природных ресурсов»,
1-48 01 06 «Промышленная водоподготовка и водоочистка»,
1-48 01 04 «Технология электрохимических производств»

Минск 2023

УДК 544.34(0.034.2PDF)

ББК 24.53я73

Д81

Рассмотрено и рекомендовано к изданию редакционно-издательским советом Белорусского государственного технологического университета.

Рецензенты:

кандидат технических наук, доцент, доцент кафедры химии, технологии электрохимических производств и материалов электронной техники УО «Белорусский государственный технологический университет» *Н. А. Гвоздева*;

кандидат химических наук, доцент, заведующий кафедрой естественнонаучных дисциплин УО «Белорусский государственный аграрный технический университет» *С. В. Слонская*

Дудчик, Г. П.

Д81 Физическая химия. Обучающие и контролирующие задания : учеб.-метод. пособие для студентов специальностей 1-48 01 01 «Химическая технология неорганических веществ, материалов и изделий», 1-48 02 01 «Биотехнология», 1-48 02 02 «Технология лекарственных препаратов», 1-54 01 03 «Физико-химические методы и приборы контроля качества продукции», 1-57 01 01 «Охрана окружающей среды и рациональное использование природных ресурсов», 1-48 01 06 «Промышленная водоподготовка и водоочистка», 1-48 01 04 «Технология электрохимических производств» / Г. П. Дудчик, А. К. Болвако. – Минск : БГТУ, 2023. – 66 с.
ISBN 978-985-897-034-5.

Пособие содержит обучающие тестовые задания по теме «Химическое равновесие» с подробными комментариями возможных ответов, 230 разноуровневых контролирующих заданий и может использоваться для организации самостоятельной работы студентов, а также самоконтроля знаний.

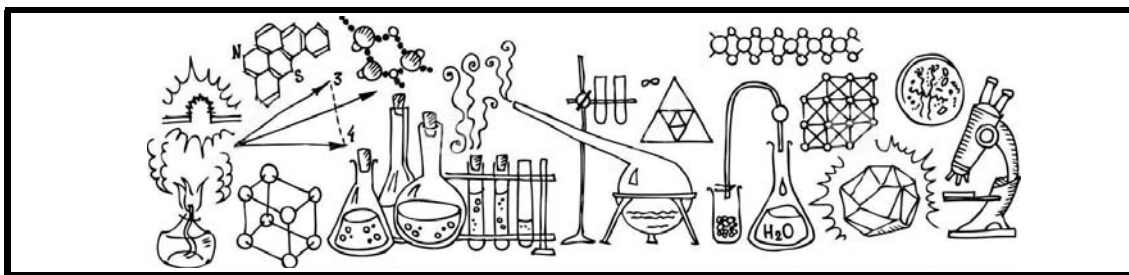
УДК 544.34(0.034.2PDF)

ББК 24.53я73

ISBN 978-985-897-034-5

© УО «Белорусский государственный технологический университет», 2023

© Дудчик Г. П., Болвако А. К., 2023



ПРЕДИСЛОВИЕ

Предлагаемое учебно-методическое пособие включает в себя материал одного из основных разделов физической химии «Химическое равновесие» и предназначено для студентов химико-технологических и инженерно-технических специальностей очной и заочной форм обучения.

Физическая химия по глубине и широте изучаемых вопросов является одной из самых сложных учебных дисциплин, которые изучаются в технологических университетах, поэтому от организации самостоятельной работы студентов и ее систематического контроля в семестре зависит эффективное усвоение обучающимися необходимого учебного материала. Самостоятельная работа должна способствовать активизации учебно-познавательной деятельности студентов, навыков их работы с учебно-методической литературой, самостоятельного приобретения знаний и применения теории для решения практических задач.

На современном этапе развития высшей школы особую роль в организации, контроле и самоконтроле самостоятельной работы студентов приобретает научно-методическое обеспечение этого вида учебно-воспитательного процесса, основанное, в частности, на применении электронного тестирования, в том числе в рамках различных форм дистанционного обучения. При разработке тестовых заданий для контроля самостоятельной работы студентов по разделу «Химическое равновесие» была сделана попытка изменить традиционный формат тестов, усилив положенные в их основу принципы доступности учебного материала и учета уровня подготовки студента.

Индивидуальные задания составлены из двух взаимодополняющих частей. Одна часть содержит обычную традиционную составляющую – контрольные тестовые вопросы с набором ответов, из которых

необходимо выбрать единственно правильный ответ. Вторая обучающая компонента – это тестовые вопросы по той же теме с набором ответов, каждый из которых сопровождается подробными комментариями и анализом возможных ошибок. Кроме того, такой комплекс заданий дополнен необходимым теоретическим материалом и примерами решения типовых задач. Работа с такими тестами должна обеспечить возможность «приблизить» студента к преподавателю как носителю учебной информации, создать условия для поддержания индивидуального подхода к обучаемому, обеспечить необходимый уровень доступности предоставляемых кафедрой образовательных услуг и формирование современной информационно-коммуникативной среды для эффективного сотрудничества участников образовательного процесса.

Разбор возможных ошибок в обучающей части тестов дает студенту более четкие ориентиры для эффективной самостоятельной работы, облегчает доступ к нужной информации – как если бы необходимая подсказка от преподавателя всегда была доступна, «под рукой». Для студентов, имеющих не самый высокий уровень подготовки, такая помощь воспринимается легче, чем поиск верного ответа в обширном теоретическом материале. В предлагаемом пособии примеры обучающих заданий подробно рассмотрены в разделе 4.

Прежде чем обратиться к обучающим тестам из раздела 4, необходимо разобрать теоретический материал, представленный в разделах 1–2, а затем закрепить его, внимательно изучив решения примеров из раздела 3. Примеры из данного раздела показывают возможности приложения термодинамической теории химического равновесия к решению конкретных практических задач, а именно: применение принципа Ле Шателье для предсказания характера влияния внешних параметров на выход продукта, степень превращения и степень диссоциации исходных веществ; определение константы равновесия гомогенных и гетерогенных реакций по справочным термодинамическим характеристикам веществ; оценка термодинамической вероятности протекания реакции на основании информации о начальном состоянии реакционной системы по уравнению изотермы химической реакции и др.

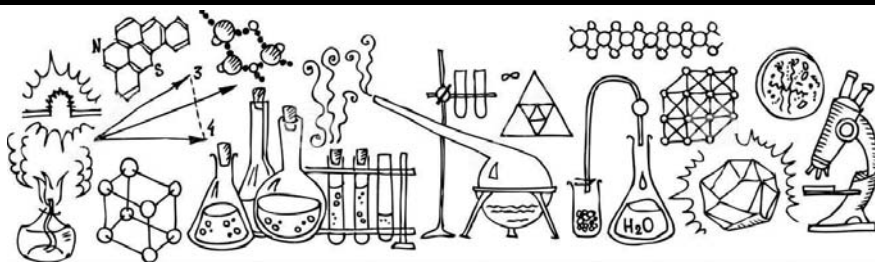
После внимательного изучения материала, представленного в разделах 1–4, можно приступить к решению контрольных тестов раздела 5. В этом разделе тесты разбиты на две группы. Задания уровня А более просты по сравнению с заданиями уровня Б. Задания различаются по своему содержанию и степени сложности, обеспечивают реализацию метода дифференциации при проведении учебных занятий и необходимую степень индивидуализации.

В целом предложенные в учебно-методическом пособии вопросы, за исключением двух вариантов, практически не требуют каких-либо вычислений. Авторы сделали упор на контроль и самоконтроль способности логического мышления студентов при выполнении контрольных заданий, умения оценивать корректность поставленных вопросов и выбора единственно правильного ответа на основе анализа совокупности учебной информации, предоставленной в каждом комплекте (варианте) возможных ответов.

Приведенные в пособии тестовые задания разработаны с учетом требований, изложенных в Инструкции по организации и проведению текущей аттестации студентов I и II ступеней высшего образования, утвержденной ректором университета 24.12.2020. Большое число вариантов тестовых заданий позволяет преподавателю использовать их как для электронного тестирования результатов самостоятельной работы студентов, так и в традиционном формате, при непосредственном контакте преподавателя со студентами – для блиц-опроса студентов на лекционных, практических и лабораторных занятиях, при защите лабораторных работ, перед сдачей коллоквиума и т. д.

Более подробную информацию по рассматриваемым в пособии вопросам, особенностям работы с учебным материалом в электронном виде, примеры решения задач, а также методические рекомендации по другим разделам курса можно найти в электронном учебно-методическом комплексе по учебной дисциплине «Физическая химия» [1]. Теоретический материал приведен в изданиях [2, 3], текстах лекций [4, 5]. Решения типовых задач рассмотрены в учебных изданиях [6–9]. Для выполнения расчетных задач основным изданием является краткий справочник физико-химических величин [10].

1



КОНСТАНТА ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ, ВЫРАЖЕННАЯ РАЗЛИЧНЫМИ СПОСОБАМИ. СВОЙСТВА КОНСТАНТЫ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

Константа химического равновесия является одной из важнейших характеристик обратимой химической реакции, с помощью которой количественно описываются равновесные процессы в реакционных системах, определяются равновесные параметры реакций (равновесный состав реакционной смеси, общее равновесное давление реагирующей смеси, если реакция протекает с участием газов, степень превращения исходных реагентов, степень диссоциации исходных веществ, равновесный выход продуктов).

Для *гомогенных газовых реакций* с участием идеальных газов используются: концентрационная константа равновесия K_C , выраженная через молярные концентрации веществ C_i , константа равновесия K_p , выраженная через парциальные давления газов p_i , и константа равновесия K_x , выраженная через молярные доли веществ x_i .

К свойствам K_C относятся:

- величина K_C определяется только природой реакции и температурой. При $T = \text{const}$ $K_C = \text{const}$;
- величина K_C не зависит от концентрации реагентов и от давления;
- K_C является безразмерной величиной.

Свойствами K_p являются:

1) величина K_p определяется только природой реакции и температурой. При $T = \text{const}$ $K_p = \text{const}$;

2) величина K_p не зависит от давления;

3) K_p является безразмерной величиной.

К свойствам K_x относятся:

– величина K_x определяется природой реакции, температурой и давлением. При $T, P = \text{const}$ $K_x = \text{const}$;

– величина K_x не зависит от молярных долей реагентов;

– K_x является безразмерной величиной.

Связь между константами равновесия *гомогенной газовой реакции* описывается уравнением

$$K_p = K_x p^{\Delta\nu} = K_C (RT)^{\Delta\nu}, \quad (1.1)$$

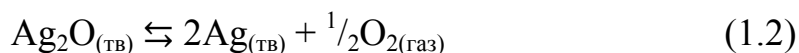
где $\Delta\nu$ – изменение числа молей газообразных веществ в результате протекания реакции.

При практическом использовании соотношения (1.1) давление p следует приводить в тех единицах измерения, в которых выражена величина K_p (атм, Па или мм рт. ст.); универсальная газовая постоянная R здесь равна $0,082 \text{ л} \cdot \text{атм}/(\text{моль} \cdot \text{К})$ (но не $8,314 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К})$).

Если реагирующие вещества находятся в разных фазах гетерогенных реакций с участием идеальных газов и индивидуальных твердых или жидких соединений, то выражения для константы равновесия K_p подобных гетерогенных реакций включают в себя только парциальные давления газообразных веществ.

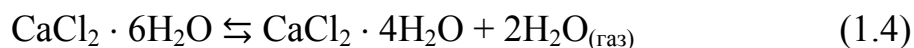
К таким реакциям или к физико-химическим процессам относятся: все реакции термической диссоциации карбонатов и оксидов многих металлов, кристаллогидратов солей; сублимация твердых или испарение чистых жидких веществ при условии, что все вышеперечисленные процессы протекают при давлении, близком к атмосферному.

Так, для реакции разложения оксида серебра



$$K_p = p_{\text{O}_2}^{1/2}. \quad (1.3)$$

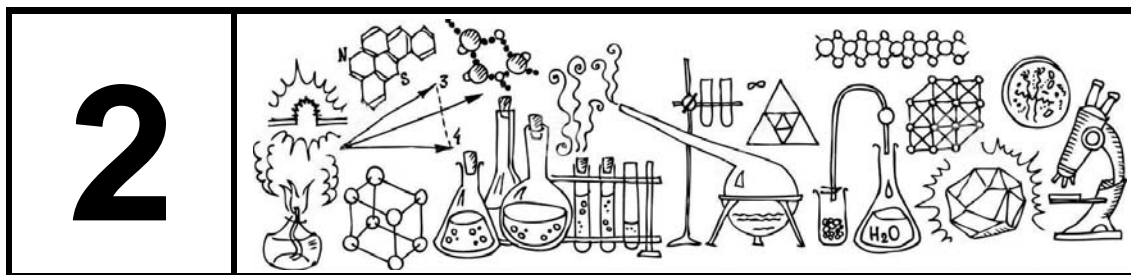
Для реакции разложения гексагидрата хлорида кальция



$$K_p = p_{\text{H}_2\text{O}}^2. \quad (1.5)$$

Нелетучие и нерастворимые конденсированные фазы не влияют на состояние равновесия, потому что изменение их масс в результате реакции не приводит к изменению состава этих фаз. (Чистые индивидуальные твердые или жидкие вещества – фазы постоянного состава!)

В случае веществ, находящихся в ***газовой фазе или в растворе***, ситуация принципиально другая: частичное исчезновение или образование этих веществ *изменяет состав газовой фазы и раствора*. Следовательно, изменяются и величины парциальных давлений газов, концентрации и молярные доли веществ в газовой фазе или в растворе. Очевидно, что все эти три переменные характеристики влияют на состояние химического равновесия и поэтому фигурируют в выражениях для K_p , K_C и K_x .



ИЗМЕНЕНИЕ ЭНЕРГИИ ГИББСА ΔG ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ. УРАВНЕНИЕ ИЗОТЕРМЫ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ И ЕГО ПРИМЕНЕНИЕ ДЛЯ ТЕРМОДИНАМИЧЕСКОГО ОПИСАНИЯ РЕАКЦИОННЫХ СИСТЕМ

Рассмотрим применение термодинамического потенциала (энергии Гиббса) G для описания обратимых реакций. Изменение энергии Гиббса ΔG является критерием равновесия и направленности процесса в любых системах *при заданных начальных условиях его проведения*. То, что выделено курсивом, является принципиально важным моментом: величины ΔG_T и ΔG_T° рассчитываются для *начальных параметров* реакционной смеси, т. е. для той температуры и тех концентраций (или парциальных давлений) компонентов реакционной смеси, при которых планируется проводить реакцию.

Стандартное изменение энергии Гиббса ΔG_T° используется для предсказания возможности протекания реакции в тех случаях, когда все вещества до начала реакции находятся в *стандартных состояниях*. При этом температура может быть *любой*, в том числе и стандартной, потому что температура не является тем параметром, который определяет стандартное состояние вещества и системы в целом. *Однако парциальные давления всех газообразных участников реакции должны быть стандартными, т. е. равными 1 атм.* Таким

образом, величины ΔG_T и ΔG_T° – это характеристики системы, находящейся в начальном, «доравновесном» состоянии. Однако их знак и абсолютная величина позволяют предсказать, в каком направлении возможно протекание реакции при заданных начальных значениях параметров: температуры и состава смеси, выраженном через парциальные давления веществ в газовой фазе или через молярные доли веществ в растворе.

Отрицательные величины ΔG_T и ΔG_T° говорят о термодинамической возможности протекания реакции в сторону образования продуктов реакции соответственно при любых (ΔG_T) или стандартных (ΔG_T°) начальных условиях. Результат $\Delta G_T = 0$ или $\Delta G_T^\circ = 0$ указывает на состояние химического равновесия, что для обратимой реакции означает полное отсутствие тенденции к взаимодействию веществ.

Приближение реакционной системы к состоянию равновесия может происходить как со стороны исходных ($\Delta G_T < 0$), так и со стороны конечных ($\Delta G_T > 0$) веществ, но в любом случае этот процесс протекает так, что энергия Гиббса G в состоянии равновесия достигает своей экстремальной величины. В состоянии равновесия величина энергии Гиббса реакционной системы *минимальна*: $G = G_{\min}$.

Величина ΔG_T° может быть рассчитана по уравнению

$$\Delta G_T^\circ = \Delta H_T^\circ - T\Delta S_T^\circ, \quad (2.1)$$

где ΔH_T° и ΔS_T° – стандартный тепловой эффект реакции и изменение энтропии реакции соответственно.

Значения ΔH_T° и ΔS_T° вычисляются по следующим нижеприведенным формулам:

$$\Delta H_T^\circ = \Delta H_{298}^\circ + \Delta c_{p,298}^\circ \int_{298}^T dT = \Delta H_{298}^\circ + \Delta c_{p,298}^\circ (T - 298), \quad (2.2)$$

$$\Delta S_T^\circ = \Delta S_{298}^\circ + \Delta c_{p,298}^\circ \ln \frac{T}{298}. \quad (2.3)$$

При этом используются справочные данные о стандартных термодинамических характеристиках веществ ($\Delta H_{f,298}^\circ$, S_{298}° , $c_{p,298}^\circ$).

Для расчета величины ΔG_T реакции, в которой веществами являются идеальные газы, находящиеся не в стандартных состояниях, служит уравнение изотермы химической реакции:

$$\Delta G_T = \Delta G_T^\circ + RT \ln \left(\frac{\prod_i p_i^{v_i} \text{ прод}}{\prod_j p_j^{v_j} \text{ исх. в-в}} \right)_{\text{н. усл}} \quad (2.4)$$

В этом уравнении записаны произведения парциальных давлений всех участников реакции в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам v_i и v_j в уравнении реакции. Нижний индекс « i » введен для продуктов реакции, парциальные давления и стехиометрические коэффициенты исходных реагентов записаны в знаменателе дроби с индексом « j ». Нижний индекс «н. усл» у дроби подчеркивает, что парциальные давления всех веществ соответствуют так называемым *начальным условиям проведения реакции*, т. е. это те давления, которые задаются экспериментатором *произвольно*. Другими словами, по своему смыслу p_i и p_j являются *начальными парциальными давлениями* веществ ($p_{0,i}$ и $p_{0,j}$).

Уравнение (2.4) следует рассматривать как сумму двух слагаемых: первое слагаемое (ΔG_T°) отражает влияние химической природы реагирующих веществ на величину ΔG_T и принимает одно-единственное значение при заданной температуре, потому что соответствует оговоренным стандартным значениям парциальных давлений газов (1 атм); второе слагаемое – это концентрационная составляющая в уравнении для ΔG_T , отражающая вклад первоначально заданного состава реакционной смеси в величину ΔG_T . Этим вкладом целиком управляет экспериментатор, руководствуясь теми или иными соображениями, которые вытекают из существа решаемой им проблемы. Таким образом, рассчитав по справочным термодинамическим характеристикам величину ΔG_T° и зная начальные условия проведения процесса, можно заранее определить термодинамическую возможность протекания реакции при данной температуре и заданном *исходном составе* реакционной смеси.

Фундаментальным выражением термодинамики химического равновесия для реакций с участием идеальных газов является следующее уравнение:

$$\Delta G_T^\circ = -RT \ln K_p. \quad (2.5)$$

Иногда это уравнение называют уравнением изотермы химической реакции для случая, когда все участники процесса находятся в *стандартных состояниях*.

Подставив вместо ΔG_T° в уравнение (2.4) правую часть уравнения (2.5), мы получим еще одну форму для записи уравнения изотермы химической реакции, выраженную через константу химического равновесия K_p :

$$\Delta G_T = RT \ln \left(\frac{\prod_i p_i^{y_i}_{\text{прод}}}{\prod_j p_j^{v_j}_{\text{исх. в-в}}} \right)_{\text{н. усл}} - RT \ln K_p. \quad (2.6)$$

Уравнение (2.6) связывает между собой две важнейшие термодинамические характеристики реакции. При этом каждая из них соответствует совершенно разным состояниям реакционной смеси: ΔG_T° – *характеристика стандартного состояния* реакционной системы, в котором парциальные давления всех веществ одинаковы и равны 1 атм; K_p – *функция равновесного состояния*, в котором парциальные давления компонентов не равны 1 атм, не равны между собой и не меняются во времени (пока реакция находится в состоянии равновесия).

Разумеется, величины ΔG_T° и K_p в уравнении (2.6) определены для одной и той же температуры. В соотношении (2.6) заключена некоторая парадоксальность термодинамической модели описания равновесия, но одновременно, и именно благодаря этой парадоксальности, оно имеет особое значение: дает химику-технологу возможность получить информацию о равновесии и равновесном составе реакционной смеси, не проводя трудоемких экспериментов по определению равновесных параметров реакции. Взамен этого можно воспользоваться справочными данными о стандартных характеристиках веществ и рассчитать по ним значения ΔG_T° . Зачастую такой метод исследования равновесия позволяет экономить и время, и значительные материальные ресурсы.

Если реакция протекает в идеальном или в реальном, но очень разбавленном растворе, то равновесие реакции удобно описывать с помощью концентрационной константы равновесия K_C , выраженной через молярные концентрации участников реакции C_i , либо через константу равновесия K_x , выраженную через молярные доли реагентов x_i .

Константа химического равновесия K_x жидких растворов является термодинамической константой равновесия, так же как и K_p , и связана со стандартным изменением энергии Гиббса реакции ΔG_T° следующим соотношением:

$$\Delta G_T^\circ = -RT \ln K_x. \quad (2.7)$$

Поэтому значение K_x можно рассчитать, используя справочные данные о термодинамических характеристиках веществ, участвующих в реакции.

Для расчета концентрационной константы равновесия K_C служит соотношение

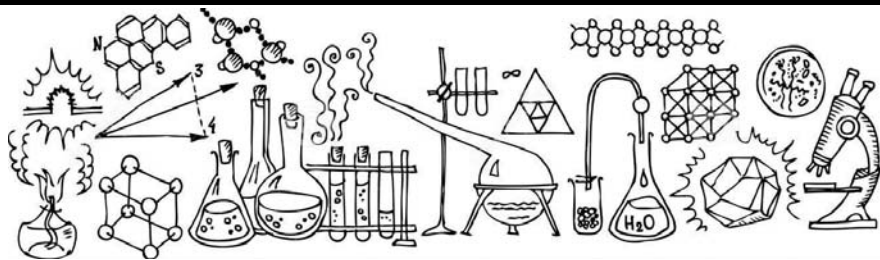
$$K_x = K_C \left(\frac{V}{\sum n_i} \right)^{\Delta v}, \quad (2.8)$$

где V – объем раствора; $\sum n_i$ – суммарное количество молей веществ, участвующих в реакции; Δv – изменение числа молей реагентов в результате протекания реакции: $\Delta v = \sum v_{i, \text{прод}} - \sum v_{j, \text{исх. в-в}}$.

Поскольку K_x и объем V – функции температуры, то величины K_C и K_x для реакции, протекающей в идеальном или очень разбавленном реальном растворе, зависят только от температуры, но не зависят от концентрации реагентов и от давления в реакционной системе.

В реальных жидких растворах значения K_x и K_C уже не будут постоянными при изменении состава реакционной системы, поэтому константу равновесия в таких реакционных системах выражают через *активности реагентов* a_i , которые рассчитываются по концентрациям с учетом коэффициентов активности реагентов γ_i и γ_j . В этом случае используется термодинамическая константа равновесия K_a . Форма записи K_a аналогична той, которая применяется для K_x и K_C . Химические равновесия в реальных жидких растворах, а также равновесия с участием реальных газов в данном учебно-методическом пособии не рассматриваются.

3



ВЛИЯНИЕ РАЗЛИЧНЫХ ФАКТОРОВ НА СМЕЩЕНИЕ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ. ПРИНЦИП ПОДВИЖНОГО РАВНОВЕСИЯ (ПРИНЦИП ЛЕ ШАТЕЛЬЕ), ПРИМЕРЫ ЕГО ПРАКТИЧЕСКОГО ПРИМЕНЕНИЯ

Продолжим рассматривать многокомпонентную систему, свойства которой определяются давлением p , температурой T и химическими переменными $n_1, n_2, n_3, \dots, n_k$, где n_i – число молей i -го компонента. Будем считать, что никакие внешние поля на систему не действуют.

Если система находится в состоянии химического равновесия, то в соответствии с критерием Гиббса $\Delta G = 0$, или $G = G_{\min}$:

$$\Delta G(P, T, n_1, n_2, n_3, \dots, n_k) = 0, \quad (3.1)$$

$$G(P, T, n_1, n_2, n_3, \dots, n_k) = G_{\min}. \quad (3.2)$$

Выражения (3.1) и (3.2) носят совершенно общий характер, поэтому их можно применить и к любой обратимой реакции (3.3), протекающей при постоянной температуре T и постоянном давлении p :



$$\Delta G(p, T, n_A, n_B, n_C, n_D) = 0, \quad (3.4)$$

$$G(p, T, n_A, n_B, n_C, n_D) = G_{\min}. \quad (3.5)$$

Последние два уравнения означают, что если наша реакционная система достигла при постоянных p , T и некотором химическом составе равновесного состояния, то величина энергии Гиббса системы равняется своему экстремальному значению (минимуму) и далее остается постоянной, пока не будет нарушено состояние равновесия.

Нашу равновесную систему можно подвергнуть следующим видам воздействий, или возмущений:

1) механическому воздействию, т. е. изменению давления, действующего на систему (при постоянном объеме системы). Давление – это параметр состояния, который равен силе, действующей в системе на единицу площади поверхности перпендикулярно к поверхности, так что изменение давления – это, действительно, механическое воздействие на систему;

2) тепловому воздействию (путем подвода или отбора теплоты), степень воздействия которого определяется температурой;

3) химическому воздействию (путем добавления или отбора тех или иных веществ). Химическое воздействие выражается через изменение молярной концентрации, молярной доли или величины парциального давления участников реакции. В последнем случае речь идет о газообразных реагентах или продуктах реакции.

Результатом этих воздействий (возмущений) будут соответственно изменения парциального давления, температуры и концентрации (активности) веществ реакционной системы.

Цель термодинамической теории состоит в том, чтобы предсказать реакцию (отзыв, или отклик) равновесной системы на внешние возмущения. *Термодинамику* вообще можно определить как науку об установлении и изучении взаимосвязи между изменениями классических физико-химических параметров: давления (объема), температуры и химического состава любых материальных систем и их влиянии на свойства и условия существования этих систем.

Различные термодинамические уравнения по-разному решают эту задачу, определяя и характер, и величину изменения параметров системы. Однако для применения этих уравнений необходимо иметь набор тех или иных готовых экспериментальных данных, что нередко затрудняет их строгое решение.

К счастью, существует некоторое утверждение, или правило, которое позволяет без предварительных вычислений легко предсказать, в каком направлении система отреагирует на изменение того или иного параметра. Это положение носит название *принципа Ле Шателье* (1884 г.) и формулируется следующим образом.

1. При заданном изменении одной из переменных равновесной системы другие переменные этой системы вынужденно изменяются так, чтобы их изменение ослабило действие первого изменения.

2. Если система находится в состоянии равновесия, то при внешнем воздействии на систему она переходит в новое равновесное состояние, в котором эффект внешнего воздействия ослабляется.

Обе приведенные формулировки эквивалентны.

Поскольку равновесная система как бы внутренне *сопротивляется* внешнему воздействию, можно говорить, что она *ограничивает* («отрицает») действие возмущающего фактора, выводящего ее из состояния равновесия. Поэтому химические системы относятся к классу систем с *отрицательной обратной связью* с внешним окружением.

Принцип Ле Шателье вытекает из второго закона термодинамики и является частным случаем более общего подхода к описанию термодинамических систем, которые выведены из состояния равновесия. Более того, он является проявлением фундаментальной закономерности, которой подчиняются все материальные объекты, вступающие во взаимодействие с внешним миром. Эта закономерность или особенность окружающего нас мира называется *принципом обратной связи*. Данный термин подчеркивает тот непреложный факт, что все вещество во Вселенной находится в непрерывном взаимодействии, связано между собой множеством связей, обнаружить которые и есть задача научного познания.

В зависимости от того, как взаимодействует система с окружающей средой, все системы делятся на две группы. В одну из них объединяются системы, которые в ответ на любое, зачастую совсем слабое, внешнее воздействие усиливают его и в результате такого усиления разрушаются. Это системы, где действует *принцип положительной обратной связи*. Простым примером такого разрушительного взаимодействия системы с окружающей средой является сход снежных лавин или грязевый (селевой) поток в горных районах. Иногда достаточно небольшого по величине внешнего воздействия на равновесную систему – смещение небольшого снежного участка или небольшой группы камней с тающим снегом на вершине, чтобы далее в геометрической прогрессии сама система увеличила степень развития разрушительного процесса и привела к необратимым изменениям в самой себе и в окружающей среде.

В химических системах действует *принцип отрицательной обратной связи*. Его действие *не разрушительное, а созидательное*. При взаимодействии с окружающим миром (а это взаимодействие неизбежно хотя бы потому, что человек всегда будет вмешиваться в

процессы химического взаимодействия, преследуя свои практические цели) равновесная реакционная система откликается на внешнее вмешательство таким образом, чтобы минимизировать его влияние. При этом состояние системы вынужденно изменяется, но она остается жизнеспособной, не изменяет своей природы и не теряет своих внутренних ресурсов, которые позволяют ей при необходимости и далее созидательно взаимодействовать с внешним миром. Поэтому, если результатам разрушительных процессов в системах с положительными обратными связями человек вынужден противостоять и бороться с их последствиями, то процессы в химических системах химикотехнологи научились контролировать и управлять ими таким образом, чтобы извлечь из этого максимальную практическую пользу.

Рассмотрим применимость принципа Ле Шателье к конкретным ситуациям, которые имеют место при описании обратимых химических реакций. При этом будем иметь в виду, что принцип Ле Шателье используется для предсказания влияния внешних факторов только на те реакционные системы, которые находятся в состоянии *химического равновесия*.

Пример 3.1. Пусть в газовой фазе протекает реакция



Как изменится равновесная степень диссоциации N_2O_4 :

- 1) при увеличении общего давления в реакционной системе ($T = \text{const}$);
- 2) повышении температуры ($p = \text{const}$);
- 3) увеличении исходного парциального давления димера N_2O_4 ($V, T = \text{const}$)?

Решение. 1. Внешнее воздействие на равновесную реакционную смесь – повышение общего давления. В соответствии с принципом Ле Шателье откликом системы на данное воздействие должно быть уменьшение давления. Внутренние ресурсы реакционной системы для снижения общего давления – это обратная реакция, идущая с уменьшением объема, или с уменьшением числа молей газообразных веществ. Путем таких простых рассуждений мы приходим к выводу, что равновесие должно сместиться в сторону обратной реакции. Конечный результат – равновесная степень диссоциации N_2O_4 уменьшится.

2. Внешнее воздействие на равновесную реакционную смесь – повышение температуры. Отклик системы на данное воздействие – уменьшение температуры. Внутренние ресурсы для понижения

температуры – реакция, идущая с поглощением теплоты, т. е. эндотермическая. Распад N_2O_4 , как и любая другая реакция диссоциации, идет с поглощением теплоты. Следовательно, чтобы уменьшить температуру, равновесие реакции должно сместиться вправо. При этом равновесная степень диссоциации димера N_2O_4 увеличится. Заметим, что данная ситуация является совершенно общей – повышение температуры усиливает тенденцию к распаду или диссоциации вещества.

3. Внешнее воздействие на равновесную реакцию – увеличение исходного давления димера N_2O_4 при *постоянных объеме и температуре*.

Если какой-либо реагент добавляется в *замкнутый реакционный сосуд* ($V = \text{const}$), то его парциальное давление или концентрация увеличивается. Но если реакция протекает при $p, T = \text{const}$, то введение в реакцию смесь дополнительного количества того или иного вещества носит другой характер и оказывает на равновесную смесь более сложное влияние. Этот случай мы рассматривать не будем.

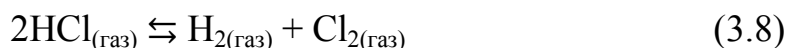
Следует сразу отметить, что повышение парциального давления газообразного участника реакции при постоянном объеме системы равносильно увеличению его молярной концентрации, так как эти два параметра пропорциональны друг другу. Действительно, из уравнения состояния идеального газа $p_i V = n_i RT$ следует, что

$$p_i = \frac{n_i}{V} RT = C_i RT, \quad (3.7)$$

где p_i – парциальное давление данного газа в реакционной смеси, занимающей объем V ; C_i – число молей данного газа в единице объема, или молярная концентрация газа. Поэтому, говоря об изменении парциального давления любого газообразного участника реакции в замкнутой реакционной смеси, мы не будем забывать, что фактически речь идет о химическом воздействии на равновесную систему.

Итак, в реакцию постоянного объема при $T = \text{const}$ добавляется некоторое количество газообразного N_2O_4 . В соответствии с принципом Ле Шателье откликом системы должно быть уменьшение количества данного вещества. Внутренний ресурс системы для «отрицания» внешнего химического вмешательства – прямая реакция, по которой N_2O_4 расходуется. Вывод – равновесие сместится вправо, степень превращения исходного реагента увеличится. Это общее правило: увеличивая количество исходных реагентов в реакционной смеси постоянного объема, можно надеяться на повышение равновесной степени их превращения, или, что то же самое, на увеличение выхода продукта по прямой реакции.

Пример 3.2. Как следует изменить: 1) температуру; 2) давление в равновесной реакционной системе



для смещения равновесия в сторону продуктов реакции?

Решение. 1. Как и подавляющее большинство процессов диссоциации, реакция (3.8) является эндотермической: $\Delta H > 0$. Смещение равновесия в сторону продуктов реакции означает усиление процесса, идущего с поглощением теплоты (т. е. с понижением температуры). Следовательно, если мы хотим, чтобы откликом системы на внешнее возмущение явилось уменьшение температуры и смещение равновесия в сторону продуктов диссоциации, реакцию следует проводить при повышенной температуре.

2. Допустим, что внешним возмущением системы будет увеличение давления. В соответствии с принципом Ле Шателье система должна отреагировать на это возмущение снижением давления.

Однако имеет ли данная система внутренние возможности для такого компенсирующего отклика? Стехиометрия реакции и фазовые состояния реагентов таковы, что реакция протекает без изменения объема. Поэтому, если бы равновесие каким-либо образом сместилось вправо (или влево), это никак не повлияло бы на величину давления в системе.

Таким образом, мы приходим к выводу: в силу своей химической природы реакция (3.8) не имеет возможности для компенсирующего противодействия повышению (так же, как и уменьшению) давления. Следовательно, равновесие (3.8) при любом изменении общего давления не сместится и выход продуктов диссоциации не изменится.

Пример 3.3. В каком направлении сместится равновесие (3.8) при добавлении в реакционную систему некоторого количества HCl при постоянных объеме и температуре?

Решение. По условию наша реакция протекает изохорно-изотермически. Поэтому при добавлении в замкнутый реакционный сосуд некоторого количества HCl его парциальное давление (или его концентрация) возрастет.

Итак, внешнее возмущение заключается в увеличении концентрации исходного реагента, следовательно, откликом системы должно быть ее уменьшение. Это произойдет, если новое состояние равновесия будет отличаться меньшим содержанием исходного вещества и большим – продуктов реакции. Следовательно, равновесие сместится вправо.

Пример 3.4. При стандартном давлении и некоторой температуре, которая называется нормальной (стандартной) температурой плавления, установилось гетерогенное равновесие между твердой и жидкой фазами вещества А:



Что произойдет при изотермическом повышении давления в этой системе?

Решение. Известно, что подавляющее большинство веществ в жидком состоянии имеет меньшую плотность по сравнению с плотностью в твердой фазе, т. е. при плавлении объем системы увеличивается. Самым известным и практически единственным исключением из этой общей закономерности является вода, у которой плотность в жидком состоянии больше плотности в твердом, т. е. молярный объем льда больше молярного объема жидкой воды. Поэтому при кристаллизации (замерзании) воды ее объем увеличивается.

Итак, процесс плавления большинства веществ сопровождается увеличением их молярного объема: $\Delta V_{пл} = V_{ж} - V_{тв} > 0$. На сжатие плавящегося вещества без изменения его температуры равновесная система должна ответить снижением давления, а это возможно только в том случае, если объем системы уменьшится. Следовательно, исчезнет жидкая фаза, равновесие сместится в сторону твердого вещества.

Это означает, что, для того чтобы расплавить вещество при повышенном давлении, необходимо увеличить температуру. Новое состояние равновесия установится уже при более высоких давлении и температуре. Известна закономерность: температура плавления подавляющего большинства веществ с ростом давления повышается.

Комментарии к примерам

Частные выводы, сделанные в рассмотренных выше примерах, можно обобщить следующим образом.

1. При повышении температуры равновесие обратимых химических реакций, протекающих при постоянном давлении, смещается в сторону реакции, идущей с *поглощением теплоты*, так как при этом достигается необходимое *компенсирующее изменение* температуры, а именно ее понижение.

2. Если тепловой эффект реакции (независимо от его знака) невелик ($\Delta H \approx 0$), то не следует пытаться сместить равновесие такой реакции

путем увеличения или понижения температуры: такие системы не имеют внутренних резервов для заметного компенсирующего отклика на внешнее воздействие, вызванное изменением температуры.

3. При повышении общего давления в системе, находящейся при постоянной температуре T , равновесие смещается в сторону реакции, идущей с *уменьшением объема* ($\Delta V < 0$), так как при этом достигается компенсирующее изменение давления – его понижение. Чем больше абсолютная величина ΔV , тем сильнее влияние давления на смещение равновесия, и наоборот.

Например, степень влияния повышения давления на гетерогенное равновесие между твердым и жидким веществом очень мала, так как очень невелико (порядка нескольких кубических сантиметров) изменение молярного объема при плавлении. Поэтому для изменения температуры плавления вещества всего на один градус требуется увеличение давления в среднем на десятки и даже сотни атмосфер. Изменение молярного объема в процессе сублимации и испарения вещества неизмеримо больше – десятки литров, и поэтому процессы парообразования очень чувствительны к изменению давления.

4. Для реакций, в которых, помимо других веществ, участвуют газы, изменение объема фактически определяется разностью ΔV между суммой молярных объемов газообразных продуктов реакции и молярных объемов исходных газов с учетом их стехиометрии. Твердые и жидкие реагенты практически не влияют на изменение объема в результате протекания реакции, так как их молярные объемы существенно меньше по сравнению с молярными объемами газов. Поэтому знак изменения объема ΔV в таких реакциях легко определить по знаку $\Delta \nu$ – изменения числа молей газообразных веществ в результате протекания реакции. Повышение давления в таких реакционных системах смещает равновесие в сторону реакции, идущей с *уменьшением числа молей газообразных веществ*.

5. Если обратимая реакция при $p, T = \text{const}$ протекает без участия газообразных веществ, то любое изменение внешнего давления в системе не приводит к смещению равновесия, поскольку такая реакция не имеет внутренних возможностей для компенсирующего отклика на внешнее возмущение. Объем такой реакционной системы практически не изменяется в процессе протекания реакции, так как твердые и жидкие вещества не сжимаются.

6. Если обратимая реакция с участием газообразных веществ протекает без изменения числа газовых молей ($\Delta \nu = 0$), то давление также не влияет на смещение равновесия реакции. Однако *это правило*

выполняется только для реакций с участием идеальных газов. Для реальных газов равновесие реакций с $\Delta v = 0$ может быть чувствительно к изменению давления, поскольку изменение объема таких реакций при очень высоких давлениях может оказаться не равным нулю.

7. Добавление в равновесную реакционную систему при $V, T = \text{const}$ исходных реагентов смещает равновесие вправо; накопление продуктов реакции смещает равновесие влево. В реакцию вступает только часть внесенного количества вещества. При этом, если речь идет о газообразных веществах, для которых изменение их количества (концентрации) в изохорно-изотермических условиях равносильно изменению их парциального давления, не имеет значения, как протекает реакция – с увеличением, уменьшением или без изменения числа газовых молей.

Данное утверждение справедливо *только для изохорно-изотермических условий*: $V, T = \text{const}$. Если реакция протекает при $p, T = \text{const}$, то введение в нее дополнительного количества того или иного газа оказывает на равновесную смесь другое, более сложное влияние. Подробный анализ этого вопроса выходит за рамки данного пособия.

Принцип Ле Шателье очень полезен для быстрого предсказания *характера* изменения параметров равновесной системы (имеются в виду общее давление, температура, химический состав реакционной смеси, равновесная степень превращения или диссоциации исходных веществ, равновесный выход продуктов) при вмешательстве извне в равновесную систему. Его применение не требует от химика-технолога знания какой-либо дополнительной информации о термодинамических свойствах исследуемой системы. Поэтому принцип подвижного равновесия широко используется на практике при управлении химическим равновесием.

Принцип Ле Шателье применим также к равновесным системам, находящимся в электрическом поле, поле тяготения, под воздействием изменений площади поверхности фаз (ультрамикрогетерогенные системы) и др. Умея использовать принцип Ле Шателье для предсказания направления, в котором будет смещаться равновесие реакционной системы при действии на нее внешних параметров, и помня о свойствах констант равновесия K_p, K_C и K_x , мы можем описать новые состояния равновесия и результат влияния внешних воздействий на значения соответствующих констант равновесия. При этом смещению равновесия в ту или иную сторону не обязательно будет сопутствовать изменение величины константы равновесия. Результат зависит от того, каков характер внешнего воздействия на систему.

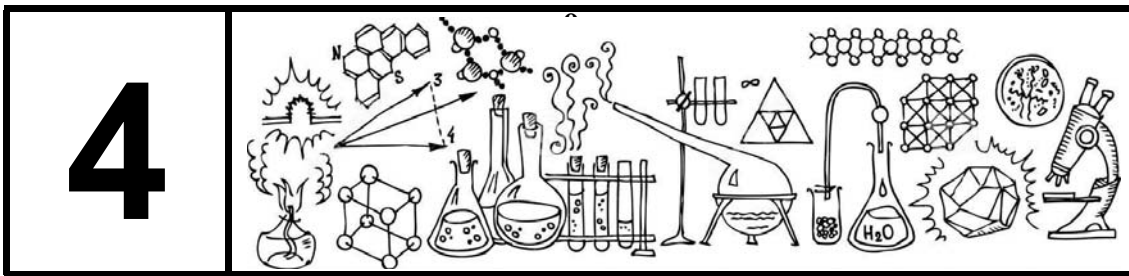
Сопоставим применимость принципа Ле Шателье и термодинамического потенциала – энергии Гиббса G для описания обратимых реакций.

Как уже отмечалось, изменение энергии Гиббса ΔG является критерием равновесия и направленности процесса в любых системах *при заданных начальных условиях его проведения*. Знак и абсолютная величина ΔG позволяют предсказать, в каком направлении возможно протекание реакции при заданных начальных условиях: температуре и составе смеси. Величины ΔG_T и ΔG_T° – это характеристики системы, находящейся в начальном, «*доравновесном*» состоянии.

Состояние химического равновесия является устойчивым состоянием системы, химическое равновесие – это термодинамическая «смерть» реакционной системы, полное прекращение какого-либо дальнейшего ее развития. Если внешнее воздействие на реакционную равновесную смесь исключено, то равновесные концентрации всех участников реакции будут оставаться неизменными сколь угодно долго. (Но было бы большим заблуждением считать их одинаковыми для всех веществ, различия могут быть очень большими!)

Но всякий раз, когда на равновесную систему действуют внешние силы, выводящие ее из состояния равновесия, система стремится вернуться в это устойчивое состояние. Принцип Ле Шателье как раз и позволяет заранее предсказать, в каком направлении будет развиваться равновесная система при вынужденном отклике на внешнее возмущение. Таким образом, принцип Ле Шателье применим к описанию свойств *равновесной системы*.

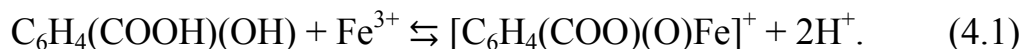
Изменение энергии Гиббса дает важнейшую информацию о реакционной смеси *до начала реакции*, предсказывая возможность или невозможность протекания реакции с образованием целевых продуктов при заданных условиях ее протекания, а принцип Ле Шателье позволяет указать такие способы воздействия на реакционную смесь, достигшую состояния *равновесия*, чтобы получить максимальную степень превращения исходных реагентов или, что то же самое, максимальный выход продуктов.



ОБУЧАЮЩИЕ ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

Рассмотрим примеры решения нескольких контрольных заданий, оформленных в виде тестов закрытого типа. На каждый вопрос предлагается 4 ответа, из которых только один правильный. Все ответы проанализированы, чтобы подчеркнуть наиболее принципиальные моменты и обратить внимание на самые распространенные ошибки в неправильных ответах.

Задание 4.1. В кислом водном растворе имеет место равновесие между салициловой кислотой и катионами Fe^{3+} :



Продуктом взаимодействия кислоты и соли железа является комплексный катион $[\text{C}_6\text{H}_4(\text{COO})(\text{O})\text{Fe}]^+$.

Какие изменения произойдут в реакционной смеси при увеличении температуры ($p = \text{const}$)? Как изменится равновесный выход комплексного иона? Выберите правильный ответ (не прибегая к справочным таблицам термодинамических свойств соединений):

а) процесс образования комплекса из более простых исходных соединений является экзотермическим, поэтому при повышении температуры равновесие сместится в сторону обратной реакции, идущей с поглощением теплоты. В результате концентрация комплексного соединения в растворе уменьшится;

б) невозможно дать ответ на поставленный вопрос, так как неизвестно, какой знак имеет тепловой эффект данной реакции;

в) процесс образования комплекса является эндотермическим, так как на образование новых связей в комплексном соединении требуется

дополнительная энергия. Повышение температуры сместит равновесие реакции вправо, содержание комплексного иона в растворе при этом увеличится;

г) в соответствии с принципом Ле Шателье повышение температуры должно приводить к увеличению скорости реакции, следовательно, содержание комплекса в растворе с ростом температуры увеличится.

Анализ ответов

а) правильный ответ. Знак теплового эффекта реакций образования сложных соединений из более простых всегда отрицательный, поскольку образование новых связей сопровождается уменьшением энергии. Из первого закона термодинамики следует, что один из двух способов изменения закрытой внутренней энергии системы – ее теплообмен с окружающей средой (второй способ – совершение работы). Если энергия уменьшается, но работа над внешней средой не производится, то процесс сопровождается выделением теплоты в окружающую среду. Следовательно, наша реакция является экзотермической и повышение температуры способствует смещению равновесия в сторону обратной, эндотермической реакции, идущей с поглощением теплоты. Именно в этом случае система противодействует внешнему вмешательству. Соответственно, равновесный выход продукта реакции уменьшится;

б) ответ неправильный. Дополнительные пояснения не требуются, достаточно обратиться к анализу правильного ответа в пункте *а*;

в) дополнительная энергия требуется не для образования связей, а для их разрыва. Разрыв связи – процесс энергозатратный, т. е. эндотермический. В нашем случае мы имеем выделение, а не поглощение теплоты (см. анализ правильного ответа в пункте *а*), поэтому повышение температуры сместит равновесие не вправо, а влево, в сторону исходных реагентов. Равновесный выход комплекса при этом не увеличится, а уменьшится;

г) очень распространенное заблуждение – подмена понятия химического равновесия кинетическими представлениями. Действительно, скорость любых реакций увеличивается при повышении температуры, но для обратимых реакций одновременно увеличивается скорость как прямой, так и обратной реакции. При этом состояние равновесия достигается быстрее. Однако действие термодинамического принципа Ле Шателье никак не связано с понятиями скорости реакции или времени достижения состояния равновесия. Ни в одном из уравнений

равновесной химической термодинамики не присутствуют кинетические параметры (скорость и время). Поэтому при ответе на поставленный вопрос необходимо руководствоваться термодинамическим принципом Ле Шателье.

Задание 4.2. В водном растворе индикатора метилового оранжевого (МО) имеет место равновесие между кислотной HIn (красной) и щелочной In^- (желтой) формами индикатора:



Поясните с помощью принципа Ле Шателье, почему при повышении рН раствора окраска индикатора изменяется от красной в сторону желтой. Выберите правильный ответ:

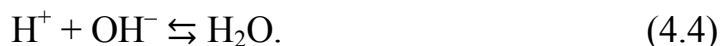
а) процесс диссоциации МО упрощенно можно записать следующим образом, где символом К обозначена красная, а символом Ж – желтая форма индикатора:



Известно, что равновесие (4.3) между двумя формами индикатора наблюдается в диапазоне значений рН примерно от 3 до 4. Красная и желтая формы индикатора поглощают и пропускают видимый свет независимо друг от друга, поэтому наложение желтого и красного света приводит к оранжевой окраске раствора.

При высоком содержании кислоты в растворе ($\text{pH} < 3$) равновесие реакции диссоциации полностью смещено в сторону красной формы индикатора. Чем больше избыток кислоты, тем сильнее отклик реакционной смеси на внешнее воздействие: система стремится уменьшить концентрацию кислоты за счет обратной реакции. Поэтому сильноокислые растворы МО имеют красную окраску.

Если внешнее воздействие на раствор МО заключается в добавлении к нему избытка щелочи, то окраска раствора становится желтой. По своей сути внешнее вмешательство в реакционную смесь представляет собой уменьшение концентрации катионов водорода, одного из продуктов процесса диссоциации, за счет реакции нейтрализации



В соответствии с принципом Ле Шателье реакционная смесь откликается на внешнее воздействие стремлением повысить содержание катионов H^+ в растворе. Это возможно за счет смещения равновесия (4.3) вправо, в сторону продуктов диссоциации красной формы МО.

В результате в избытке щелочи красная форма индикатора диссоциирует полностью и в растворе остается только желтая форма.

Для полноты ответа можно добавить, что в сильноокислых и сильнощелочных средах нет смысла рассуждать о равновесии из-за его отсутствия;

б) при большом содержании кислоты в растворе в соответствии с принципом Ле Шателье равновесие (4.3) почти полностью смещено влево, в равновесной смеси присутствуют красная, желтая и оранжевая формы индикатора, а также катионы водорода. Но равновесная концентрация красной формы намного больше концентрации желтой формы, поэтому раствор имеет красную окраску.

При добавлении щелочи система стремится уменьшить ее концентрацию путем взаимодействия щелочи с катионами водорода. Поэтому равновесие смещается вправо, в сторону желтой формы.

При средних значениях рН в растворе присутствует третья форма индикатора, имеющая оранжевую окраску, поэтому раствор окрашивается в оранжевый цвет;

в) принцип Ле Шателье применим для описания характера смещения равновесия под влиянием следующих типов внешних воздействий на равновесную систему: тепловое (T), механическое (общее давление p) и химическое (изменение концентрации веществ) воздействие. В число этих трех параметров, которые могут влиять на состояние равновесной смеси, не входит водородный показатель рН. Следовательно, объяснить изменение окраски индикатора в зависимости от величины рН раствора на основании принципа Ле Шателье не представляется возможным;

г) добавление кислоты постепенно смещает равновесие процесса диссоциации индикатора влево, в сторону обратной реакции. В этом заключается противодействие системы внешнему воздействию. Поэтому в сильноокислых средах, при значениях рН < 3 , константа равновесия процесса диссоциации $K_C = \frac{C_{\text{Ж}}C_{\text{H}^+}}{C_{\text{К}}}$ невелика, а это означает,

что содержание продуктов диссоциации – желтой формы МО ($C_{\text{Ж}}$) и катионов водорода (C_{H^+}) – очень мало, зато очень велика концентрация красной формы ($C_{\text{К}}$), стоящей в знаменателе выражения для K_C . Окраска раствора, соответственно, красная.

В большом избытке щелочи концентрация катионов водорода, стоящая в числителе выражения для K_C , также очень мала, поэтому мала и величина K_C . И чем больше щелочи добавляется к раствору, тем сильнее противодействие реакционной системы этому внешнему

воздействию – уменьшению величины K_C . Система стремится увеличить значение константы диссоциации за счет увеличения концентрации желтой формы, раствор приобретает желтую окраску.

Оранжевая окраска наблюдается при значениях рН от 3 до 4, когда происходит смешение пропущенного двумя формами индикатора красного и желтого света. В этом случае также имеет место химическое равновесие, но концентрации обеих форм сопоставимы по величине.

Анализ ответов

а) правильный ответ. В этом ответе четко показано действие принципа Ле Шателье для предсказания характера влияния изменения концентрации катионов водорода на смещение равновесия. Дано объяснение влияния щелочи на равновесие путем привлечения понятия о реакции нейтрализации. Подчеркнуто принципиальное различие между растворами с малыми, большими и промежуточными значениями рН, указано, что в избытке кислоты или щелочи нет никакого равновесия между красной и желтой формами, так как в этих случаях полностью исчезает одна из форм МО, красная или желтая;

б) верно отмечается, что в соответствии с принципом Ле Шателье при большом содержании кислоты равновесие смещается в сторону обратной реакции. Однако утверждение о том, что в очень кислых растворах будет иметь место равновесие между красной, желтой и оранжевой (?) формами, принципиально неверно. В этом случае никакое равновесие не наблюдается, в растворе присутствуют только красная форма и большое количество катионов водорода. Объяснение оранжевой окраски раствора при промежуточных значениях рН также содержит грубую фактическую ошибку – не существует так называемой оранжевой формы МО, есть только две, красная и желтая;

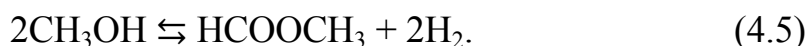
в) в этом ответе содержится серьезная фактическая ошибка, связанная с непониманием того, что водородный показатель – это концентрационный параметр, позволяющий в удобной форме выражать свойства кислых и щелочных растворов: $\text{pH} = -\lg C_{\text{H}^+}$. Следовательно, изменение его величины позволяет проследить характер химического воздействия на равновесную обратимую реакцию с помощью принципа Ле Шателье;

г) сделаны правильные выводы о направлении смещения равновесия диссоциации МО при добавлении к раствору избытка кислоты и избытка щелочи, однако объяснение характера влияния величины рН раствора на равновесие реакции содержит несколько принципиальных ошибок. Во-первых, не показано применение принципа Ле Шателье.

Взамен для объяснения изменения окраски раствора привлечено понятие константы химического равновесия K_C . Это значит, что ответ предполагает наличие химического равновесия в сильноокислых и сильнощелочных растворах. Это вторая фактическая ошибка. И, в-третьих, обращение к концентрационной константе равновесия для объяснения характера смещения направления реакции недопустимо потому, что величина $K_C = \frac{C_{\text{ж}}C_{\text{H}^+}}{C_{\text{к}}}$ не зависит от концентрации участников про-

цесса диссоциации и не может уменьшаться или увеличиваться при изменении концентраций красной и желтой форм индикатора в растворах с промежуточными значениями pH. А к растворам с избытком кислоты или щелочи данное свойство вообще неприменимо из-за отсутствия равновесия.

Задание 4.3. При температуре $T = 504$ К исследуется газофазовая реакция дегидрирования метилового спирта с образованием сложного эфира метилформиата:



Константа равновесия реакции $K_p = 0,140$ (атм).

Необходимо установить, возможна ли реакция дегидрирования метанола в следующих двух опытах.

Опыт 1. Исходная идеальная смесь трех газов находилась в стандартном состоянии, т. е. парциальные давления всех трех веществ одинаковы и равны 1 атм, общее давление ($p_{\text{общ}}$) исходной смеси составляет 3 атм.

Опыт 2. Общее давление исходной реакционной смеси равно 0,9 атм, в ней содержится 82 мол. % CH_3OH , 8 мол. % HCOOCH_3 и 10 мол. % H_2 .

Дана также следующая информация. В первом опыте все вещества находятся в стандартном состоянии, поэтому уравнение изотермы для данной реакции выражается в форме

$$\Delta G_{504}^\circ = -RT \ln K_p. \quad (4.6)$$

Величина $\Delta G_{504}^\circ = 8,23$ кДж.

Для второго опыта значение ΔG_{504} можно рассчитать по следующему уравнению:

$$\Delta G_{504} = \left(RT \ln \frac{p_{\text{H}_2}^2 p_{\text{HCOOCH}_3}}{p_{\text{CH}_3\text{OH}}^2} \right)_{\text{н. усл}} - RT \ln K_p. \quad (4.7)$$

Парциальные давления веществ в исходной смеси определены предварительно на основании следствия из закона Дальтона:

$$p_{\text{CH}_3\text{OH}} = 0,9 \cdot 0,82 = 0,738 \text{ атм}; \quad p_{\text{H}_2} = 0,9 \cdot 0,1 = 0,09 \text{ атм};$$

$$p_{\text{HCOOCH}_3} = 0,9 \cdot 0,08 = 0,072 \text{ атм.}$$

Тогда

$$\Delta G_{504} = (8,314 \text{ Дж/К}) \cdot (504 \text{ К}) \cdot \left(\ln \frac{0,09^2 \cdot 0,072}{0,738^2} - \ln 0,14 \right) = -21,69 \text{ кДж.}$$

Уравнение изотермы (4.7) можно выразить также в равноценной ему форме уравнением

$$\Delta G_{504} = \Delta G_{504}^\circ + \left(RT \ln \frac{p_{\text{H}_2}^2 p_{\text{HCOOCH}_3}}{p_{\text{CH}_3\text{OH}}^2} \right)_{\text{н. усл}} \quad (4.8)$$

и провести расчет ΔG_{504} по этому уравнению:

$$\begin{aligned} \Delta G_{504} &= 8238,5 \text{ Дж} + (8,314 \text{ Дж/К}) \cdot (504 \text{ К}) \cdot \left(\ln \frac{0,09^2 \cdot 0,072}{0,738^2} - \ln 0,14 \right) = \\ &= -21,69 \text{ кДж.} \end{aligned}$$

Как и следовало ожидать, результаты расчетов по двум равноценным уравнениям изотермы (4.7) и (4.8) совпадают.

Имея данную информацию об условиях проведения двух опытов, выберите правильный ответ из четырех предложенных:

а) так как $\Delta G_{504}^\circ > 0$, идеальная газовая смесь указанных газообразных веществ, каждое из которых при $T = 504 \text{ К}$ находится в стандартном состоянии, имеет тенденцию взаимодействовать с образованием метилового спирта, а не эфира. Равновесие реакции сдвинуто влево.

Для второго опыта $\Delta G_{504} < 0$, поэтому при данном исходном составе смеси и $T = 504 \text{ К}$ термодинамически возможно самопроизвольное протекание реакции дегидрирования метилового спирта с образованием метилформиата;

б) поскольку основная термодинамическая характеристика равновесного состояния химической реакции $\Delta G_{504}^\circ > 0$, то данная реакция термодинамически невозможна при любых условиях ее проведения;

в) в первом опыте образование метилформиата невозможно, так как очень мала константа химического равновесия $K_p = 0,140$ (атм), что подтверждается положительной величиной $\Delta G_{504}^\circ = 8,23$ кДж. Во втором опыте, когда начальные парциальные давления реагентов изменились в сторону увеличения содержания в смеси спирта и уменьшения количества продуктов реакции, значение константы равновесия наверняка увеличится за счет увеличения числителя (произведение парциальных давлений продуктов реакции) и уменьшения знаменателя (парциальное давление исходного реагента) в выражении для K_p реакции.

Следовательно, во втором опыте наблюдается тенденция к дегидрированию спирта. Этот вывод подтверждается также отрицательным значением ΔG_{504} реакции, равным $-21,69$ кДж;

г) первый опыт не приведет к образованию сложного эфира, так как величина $\Delta G_{504}^\circ > 0$. Второй опыт отличается от первого тем, что мы оказываем на равновесную реакционную смесь газов внешнее воздействие в виде уменьшения равновесного содержания продуктов реакции – водорода и метилформиата – по сравнению с их содержанием в первом опыте. По принципу Ле Шателье реакционная система будет противодействовать уменьшению парциальных давлений продуктов путем смещения равновесия в сторону образования сложного эфира. Следовательно, реакция получения метилформиата во втором опыте термодинамически возможна.

Анализ ответов

а) правильный ответ. В этом ответе дано четкое объяснение термодинамической возможности протекания процесса в ту или иную сторону на основе понимания физического смысла характеристик химической реакции ΔG_{504} и ΔG_{504}° . Как правило, ошибки в ответе на поставленные в этом тесте вопросы объясняются незнанием принципиального отличия ΔG_{504} от ΔG_{504}° ;

б) ответ неверный. На самом деле положительное значение величины *стандартного изменения энергии Гиббса* ΔG_{504}° означает, что образование продуктов реакции невозможно только в том случае, когда все компоненты исходной реакционной смеси находятся в стандартном состоянии. Если изменить начальные условия так, чтобы состояния участников реакционной смеси были другими, например как во втором опыте, то реакция дегидрирования метилового спирта

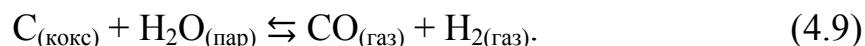
становится возможной. Действительно, соответствующий расчет для второго опыта дает нам отрицательную величину ΔG_{504} , равную $-21,69$ кДж;

в) ответ неверный. В этом ответе содержатся крайне ошибочные представления о константе химического равновесия K_p , ее свойствах и связи K_p с изменением энергии Гиббса. Во-первых, высказано неверное утверждение о том, что изменение начальных парциальных давлений веществ может изменить значение K_p при неизменной температуре в сторону увеличения. На самом деле величина K_p не зависит от давления. Во-вторых, в ответе утверждается, что увеличение K_p приведет к уменьшению значения ΔG_{504} до отрицательной величины, что будет означать возможность протекания реакции дегидрирования. Константа химического равновесия напрямую связана со стандартным значением изменения энергии Гиббса уравнением (4.6), но не уравнением (4.7).

Знак ΔG_{504} в уравнении (4.7) определяется переменным параметром, так называемым концентрационным членом уравнения изотермы, т. е. начальными парциальными давлениями реагентов, которые могут принимать бесчисленное множество значений (по желанию экспериментатора), соответственно, и величина ΔG_{504} будет изменять свое значение и знак, но независимо от постоянного значения K_p в уравнении (4.7). Поэтому объяснять возможность реакции дегидрирования метанола в условиях второго опыта на основании изменения значения K_p было бы грубой ошибкой. Реакция возможна по другой причине – из-за такого изменения начальных парциальных давлений участников процесса в нужном направлении, которое приводит к отрицательному значению ΔG_{504} ;

г) ответ в целом неверный. Возможность протекания реакции в первом опыте объясняется правильно, однако второй опыт интерпретируется неверно. Основная ошибка заключается в том, что здесь происходит подмена понятий – исходное состояние реакционной смеси, определяемое заданными начальными условиями протекания реакции, считается равновесным состоянием, при котором парциальные давления участников реакции равны их равновесным значениям. Для объяснения второго опыта это неверное представление дополняется принципом Ле Шателье, который, как должен знать студент, применяется для предсказания направления смещения равновесия только в равновесных системах. В результате сделан ошибочный вывод о невозможности дегидрирования метанола в условиях второго опыта. И это несмотря на отрицательное значение ΔG_{504} реакции, равное $-21,69$ кДж.

Задание 4.4. При некоторой температуре протекает эндотермическая реакция получения водяного газа по уравнению



Как изменится равновесная степень превращения водяного пара в этой реакции, если одновременно повысить температуру и понизить общее давление в газогенераторе? Выберите правильный ответ:

- а) однозначный ответ дать нельзя;
- б) степень превращения водяного пара увеличится;
- в) степень превращения водяного пара уменьшится;
- г) степень превращения водяного пара не изменится.

Анализ ответов

а) при определении *равновесной степени* превращения исходного вещества (в нашем случае – водяного пара) исходят из того, что устанавливают, какая часть исходного вещества (в молярных процентах) расходуется в реакции на образование продукта. При этом имеют в виду, что конечным состоянием системы является состояние равновесия. Отсюда и название термина – равновесная степень превращения. Смещение равновесия вправо означает для нашей реакции уменьшение доли водяного пара в газовой смеси и, следовательно, увеличение его равновесной степени превращения в водяной газ. Смещение равновесия влево означает повышение содержания водяного пара в смеси и уменьшение его равновесной степени превращения.

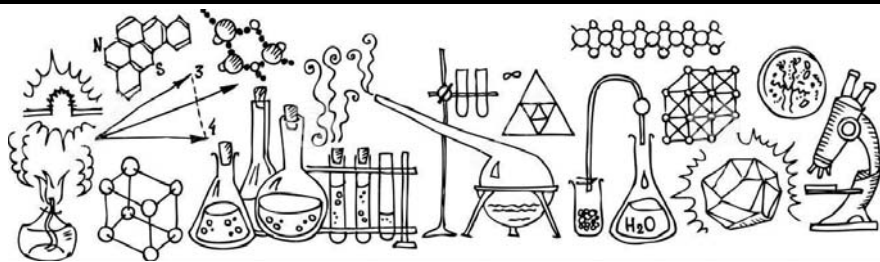
Ответ неверный. В предлагаемом примере тепловое и механическое воздействия на систему приводят к смещению равновесия одинаково: нагревание реакционной смеси, в которой химическое взаимодействие идет с поглощением теплоты, смещает равновесие в сторону продуктов реакции, так же действует на равновесную смесь и уменьшение давления, так как реакция идет с увеличением числа молей газа. Поэтому однозначный ответ такой: равновесие сместится вправо, что вызовет увеличение равновесной степени превращения водяного пара;

б) ответ правильный. Достаточно обратиться к анализу пункта а);

в) ответ неправильный (см. комментарий к ответу в пункте а). При повышении температуры равновесие смещается в сторону эндотермической реакции, т. е. вправо. При уменьшении общего давления – в сторону реакции, идущей с увеличением количества газообразных веществ объема, т. е. тоже вправо. Следовательно, равновесная степень при таком внешнем воздействии на равновесную газовую смесь может только увеличить равновесную степень превращения водяного пара, но не уменьшить ее;

г) ответ неверный (см. комментарии к предыдущим ответам).

5



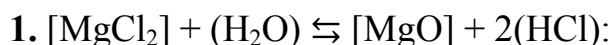
КОНТРОЛИРУЮЩИЕ ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

5.1. Уровень А

5.1.1. При некоторой температуре установилось состояние равновесия в реакционной смеси, в которой протекает химическое взаимодействие в соответствии с приведенным уравнением.

Из предлагаемых выражений для K_p реакции выберите правильный вариант.

Примечание. Для более компактной формы записи использованы следующие обозначения: квадратные скобки – для твердых веществ, круглые – для газообразных.

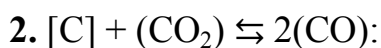


а) $K_p = \frac{p_{HCl}^2}{p_{H_2O}}$;

в) $K_p = p_{HCl}^2 p_{H_2O}$;

б) $K_p = p_{HCl}^2$;

г) $K_p = \frac{p_{HCl}^2 p_{H_2O}}{p_{MgCl_2}}$.

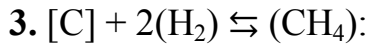


а) $K_p = \frac{p_{CO_2}}{p_{CO}^2}$;

в) $K_p = p_{CO}^2 + p_{CO_2}$;

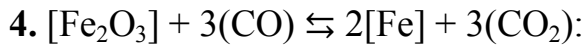
б) $K_p = p_{CO_2} p_C$;

г) $K_p = \frac{p_{CO}^2}{p_{CO_2}}$.



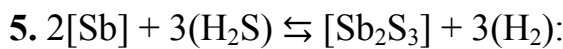
a) $K_p = \frac{p_{CH_4}}{p_{H_2}^2}$; б) $K_p = p_{H_2}^2 + p_{CH_4}$;

б) $K_p = p_{H_2}^2 p_C$; г) $K_p = \frac{p_{H_2}^2}{p_{CH_4}}$.



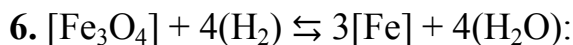
a) $K_p = \frac{p_{CO_2}}{p_{CO}}$; б) $K_p = p_{CO_2}^3 + p_{CO}^3 + p_{Fe_2O_3}$;

б) $K_p = p_{CO_2}^3 p_{CO}^3$; г) $K_p = \frac{p_{CO_2}^3}{p_{CO}^3}$.



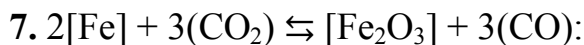
a) $K_p = \frac{p_{H_2}}{p_{H_2S}}$; б) $K_p = p_{H_2}^3 + p_{H_2S}^3 + p_{Sb_2S_3}$;

б) $K_p = p_{H_2S}^3 p_{H_2}^3$; г) $K_p = \frac{p_{H_2}^3}{p_{H_2S}^3}$.



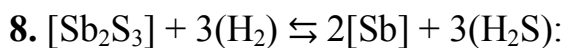
a) $K_p = \frac{p_{H_2}^4}{p_{H_2O}^4}$; б) $K_p = p_{H_2}^4 + p_{H_2O}^4 + p_{Fe_3O_4}$;

б) $K_p = p_{H_2O}^4 p_{H_2}^4$; г) $K_p = \frac{p_{H_2O}^4}{p_{H_2}^4}$.



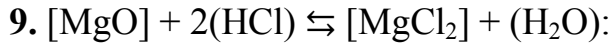
a) $K_p = \frac{p_{CO_2}^3}{p_{CO}^3}$; б) $K_p = p_{CO_2}^3 + p_{CO}^3 + p_{Fe_2O_3}$;

б) $K_p = p_{CO_2}^3 p_{CO}^3$; г) $K_p = \frac{p_{CO}^3}{p_{CO_2}^3}$.



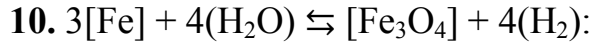
a) $K_p = \frac{p_{H_2} + p_{H_2S} + p_{Sb}}{p_{Sb_2S_3}}$; б) $K_p = \frac{p_{H_2S}^3}{p_{H_2}^3}$;

б) $K_p = p_{H_2S}^3 p_{H_2}^3$; г) $K_p = \frac{p_{H_2}^3}{p_{H_2S}^3}$.



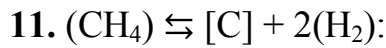
a) $K_p = \frac{p_{\text{HCl}}^2}{p_{\text{H}_2\text{O}}}$; б) $K_p = p_{\text{HCl}}^2 p_{\text{H}_2\text{O}}$;

б) $K_p = \frac{p_{\text{H}_2\text{O}}}{p_{\text{HCl}}^2}$; г) $K_p = \frac{p_{\text{HCl}}^2 p_{\text{H}_2\text{O}}}{p_{\text{MgCl}_2}}$.



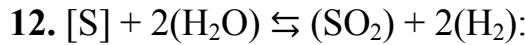
a) $K_p = \frac{p_{\text{H}_2}^4}{p_{\text{H}_2\text{O}}^4}$; б) $K_p = p_{\text{H}_2}^4 + p_{\text{H}_2\text{O}}^4 + p_{\text{Fe}_3\text{O}_4}$;

б) $K_p = p_{\text{H}_2\text{O}}^4 p_{\text{H}_2}^4$; г) $K_p = \frac{p_{\text{H}_2\text{O}}^4}{p_{\text{H}_2}^4}$.



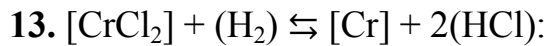
a) $K_p = \frac{p_{\text{CH}_4}}{p_{\text{H}_2}^2}$; б) $K_p = p_{\text{H}_2}^2 + p_{\text{CH}_4} + p_{\text{C}}$;

б) $K_p = p_{\text{H}_2}^2 p_{\text{C}}$; г) $K_p = \frac{p_{\text{H}_2}^2}{p_{\text{CH}_4}}$.



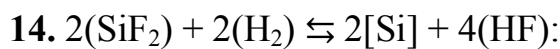
a) $K_p = \frac{p_{\text{H}_2}^2}{p_{\text{H}_2\text{O}}^2}$; б) $K_p = p_{\text{H}_2} + p_{\text{H}_2\text{O}} + p_{\text{SO}_2}$;

б) $K_p = p_{\text{H}_2\text{O}}^2 p_{\text{H}_2}^2 p_{\text{SO}_2}$; г) $K_p = \frac{p_{\text{H}_2}^2 p_{\text{SO}_2}}{p_{\text{H}_2\text{O}}^2}$.



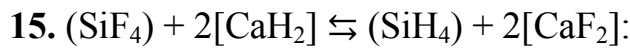
a) $K_p = \frac{p_{\text{HCl}}^2}{p_{\text{H}_2}}$; б) $K_p = p_{\text{HCl}}^2 p_{\text{H}_2}$;

б) $K_p = \frac{p_{\text{H}_2}}{p_{\text{HCl}}^2}$; г) $K_p = \frac{p_{\text{HCl}}^2 p_{\text{H}_2}}{p_{\text{CrCl}_2}}$.



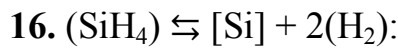
a) $K_p = \frac{p_{\text{HF}}^4}{p_{\text{H}_2}^2 p_{\text{SiF}_2}^2}$; б) $K_p = p_{\text{HF}}^4 p_{\text{H}_2}^2$;

$$\text{б) } K_p = \frac{p_{\text{H}_2}^2}{p_{\text{HF}}^4}; \quad \text{г) } K_p = \frac{p_{\text{H}_2}^2 p_{\text{SiF}_2}^2}{p_{\text{HF}}^4}.$$



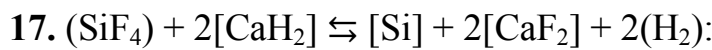
$$\text{а) } K_p = \frac{p_{\text{SiH}_4}}{p_{\text{CaH}_2}^2 p_{\text{SiF}_4}}; \quad \text{в) } K_p = p_{\text{SiH}_4} p_{\text{CaF}_2}^2;$$

$$\text{б) } K_p = \frac{p_{\text{CaH}_2}^2}{p_{\text{CaF}_2}^2}; \quad \text{г) } K_p = \frac{p_{\text{SiH}_4}}{p_{\text{SiF}_4}}.$$



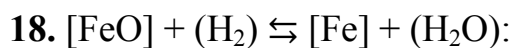
$$\text{а) } K_p = \frac{p_{\text{H}_2}^2}{p_{\text{SiH}_4}}; \quad \text{в) } K_p = p_{\text{SiH}_4} p_{\text{H}_2}^2;$$

$$\text{б) } K_p = \frac{p_{\text{H}_2}^2}{p_{\text{SiH}_4}}; \quad \text{г) } K_p = \frac{p_{\text{H}_2}^2 p_{\text{Si}}}{p_{\text{SiH}_4}}.$$



$$\text{а) } K_p = \frac{p_{\text{H}_2}^2}{p_{\text{SiF}_4}}; \quad \text{в) } K_p = p_{\text{SiF}_4} p_{\text{H}_2}^2;$$

$$\text{б) } K_p = \frac{p_{\text{H}_2}^2}{p_{\text{CaH}_2}^2}; \quad \text{г) } K_p = \frac{p_{\text{H}_2}^2 p_{\text{Si}}}{p_{\text{SiF}_4}}.$$



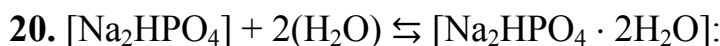
$$\text{а) } K_p = \frac{p_{\text{H}_2\text{O}} p_{\text{Fe}}}{p_{\text{H}_2} p_{\text{FeO}}}; \quad \text{в) } K_p = p_{\text{H}_2\text{O}} p_{\text{Fe}} + p_{\text{FeO}} p_{\text{H}_2};$$

$$\text{б) } K_p = \frac{p_{\text{H}_2} p_{\text{FeO}}}{p_{\text{H}_2\text{O}} p_{\text{Fe}}}; \quad \text{г) } K_p = \frac{p_{\text{H}_2\text{O}}}{p_{\text{H}_2}}.$$



$$\text{а) } K_p = \frac{p_{\text{H}_2\text{O}}^2 p_{\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}}}{p_{\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}}}; \quad \text{в) } K_p = p_{\text{H}_2\text{O}}^2 + p_{\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}};$$

$$\text{б) } K_p = p_{\text{H}_2\text{O}}^2; \quad \text{г) } K_p = \frac{1}{p_{\text{H}_2\text{O}}^2}.$$



a) $K_p = \frac{p_{\text{H}_2\text{O}}^2 p_{\text{Na}_2\text{HPO}_4}}{p_{\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}}}$; б) $K_p = \frac{p_{\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}}}{p_{\text{Na}_2\text{HPO}_4} p_{\text{H}_2\text{O}}^2}$;

в) $K_p = p_{\text{H}_2\text{O}}^2$; г) $K_p = \frac{1}{p_{\text{H}_2\text{O}}^2}$.



a) $K_p = p_{\text{SO}_2}^2 p_{\text{O}_2}$; б) $K_p = p_{\text{O}_2} + p_{\text{SO}_2}^2 + p_{\text{MgO}}^2$;

в) $K_p = p_{\text{MgO}}^2 p_{\text{SO}_2}^2 p_{\text{O}_2}$; г) $K_p = \frac{1}{p_{\text{SO}_2}^2 p_{\text{O}_2}}$.



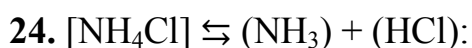
a) $K_p = p_{\text{NO}_2}^4 p_{\text{O}_2}$; б) $K_p = p_{\text{O}_2} p_{\text{NO}_2}^4 + p_{\text{BaO}}^2$;

в) $K_p = p_{\text{BaO}}^2 p_{\text{NO}_2}^4 p_{\text{O}_2}$; г) $K_p = \frac{1}{p_{\text{NO}_2}^4 p_{\text{O}_2}}$.



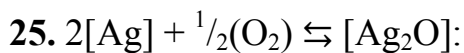
a) $K_p = p_{\text{O}_2}^{1/2} p_{\text{SO}_2}$; б) $K_p = p_{\text{O}_2}^{1/2} p_{\text{SO}_2} + p_{\text{CaO}}$;

в) $K_p = p_{\text{CaO}} p_{\text{O}_2}^{1/2} p_{\text{SO}_2}$; г) $K_p = \frac{1}{p_{\text{O}_2}^{1/2} p_{\text{SO}_2}}$.



a) $K_p = p_{\text{NH}_3} p_{\text{HCl}}$; б) $K_p = p_{\text{NH}_3} p_{\text{HCl}} + p_{\text{NH}_4\text{Cl}}$;

в) $K_p = \frac{p_{\text{NH}_4\text{Cl}}}{p_{\text{NH}_3} p_{\text{HCl}}}$; г) $K_p = \frac{1}{p_{\text{NH}_3} p_{\text{HCl}}}$.



a) $K_p = p_{\text{O}_2}^{1/2} p_{\text{Ag}}^2$; б) $K_p = \frac{1}{p_{\text{O}_2}^{1/2}}$;

в) $K_p = p_{\text{O}_2}^{1/2}$; г) $K_p = \frac{1}{p_{\text{O}_2}^{1/2} p_{\text{Ag}_2\text{O}}}$.

5.1.2. Для реакций, уравнения которых приведены в табл. 5.1, укажите, какое влияние на равновесный выход продукта окажет увеличение парциального давления участника реакции, обозначенного символом А (реакция протекает при $V = \text{const}$). Выберите верный ответ:

- а) равновесный выход продукта увеличится, K_p увеличится;
- б) равновесный выход продукта уменьшится, K_p уменьшится;
- в) равновесный выход продукта не изменится, K_p не изменится;
- г) равновесный выход продукта увеличится, K_p не изменится;
- д) равновесный выход продукта уменьшится, K_p не изменится.

Таблица 5.1

Исходные данные для задания 5.1.2

Вариант	Реакция	А
1	$\text{CH}_4(\text{газ}) + 2\text{O}_2(\text{газ}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{газ}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{газ})$	$\text{O}_2(\text{газ})$
2	$\text{Al}_2\text{O}_3(\text{тв}) + 3\text{SO}_3(\text{газ}) \rightleftharpoons \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{тв})$	$\text{SO}_3(\text{газ})$
3	$\text{PbCl}_2(\text{тв}) + \text{H}_2(\text{газ}) \rightleftharpoons \text{Pb}(\text{тв}) + 2\text{HCl}(\text{газ})$	$\text{HCl}(\text{газ})$
4	$2\text{Fe}(\text{тв}) + 3\text{CO}_2(\text{газ}) \rightleftharpoons 3\text{CO}(\text{газ}) + \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{тв})$	$\text{CO}_2(\text{газ})$
5	$4\text{H}_2(\text{газ}) + \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{тв}) \rightleftharpoons 3\text{Fe}(\text{тв}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{газ})$	$\text{H}_2(\text{газ})$
6	$2\text{NO}_2(\text{газ}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{газ}) + \text{O}_2(\text{газ})$	$\text{O}_2(\text{газ})$
7	$\text{C}_2\text{H}_4(\text{газ}) \rightleftharpoons 2\text{C}(\text{графит}) + 2\text{H}_2(\text{газ})$	$\text{H}_2(\text{газ})$
8	$\text{C}_2\text{H}_4(\text{газ}) + \text{H}_2(\text{газ}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_6(\text{газ})$	$\text{C}_2\text{H}_4(\text{газ})$
9	$\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{тв}) + 3\text{CO}(\text{газ}) \rightleftharpoons 2\text{Fe}(\text{тв}) + 3\text{CO}_2(\text{газ})$	$\text{CO}(\text{газ})$
10	$2\text{CuCl}(\text{тв}) + \text{H}_2(\text{газ}) \rightleftharpoons 2\text{Cu}(\text{тв}) + 2\text{HCl}(\text{газ})$	$\text{HCl}(\text{газ})$
11	$2\text{Ba}(\text{NO}_3)_2(\text{тв}) \rightleftharpoons 2\text{BaO}(\text{газ}) + 4\text{NO}_2(\text{газ}) + \text{O}_2(\text{газ})$	$\text{NO}_2(\text{газ})$
12	$\text{NH}_4\text{Cl}(\text{тв}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{газ}) + \text{HCl}(\text{газ})$	$\text{NH}_3(\text{газ})$
13	$2\text{CO}(\text{газ}) + 2\text{H}_2(\text{газ}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH}(\text{газ})$	$\text{CO}(\text{газ})$
14	$\text{CH}_4(\text{газ}) + 4\text{F}_2(\text{газ}) \rightleftharpoons \text{CF}_4(\text{газ}) + 4\text{HF}(\text{газ})$	$\text{F}_2(\text{газ})$
15	$\text{As}_2\text{O}_3(\text{тв}) + \text{O}_2(\text{газ}) \rightleftharpoons \text{As}_2\text{O}_5(\text{тв})$	$\text{O}_2(\text{газ})$
16	$\text{C}_2\text{H}_4(\text{газ}) + \text{H}_2(\text{газ}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_6(\text{газ})$	$\text{C}_2\text{H}_6(\text{газ})$
17	$\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{тв}) + 3\text{CO}(\text{газ}) \rightleftharpoons 2\text{Fe}(\text{тв}) + 3\text{CO}_2(\text{газ})$	$\text{CO}_2(\text{газ})$
18	$2\text{CuCl}(\text{тв}) + \text{H}_2(\text{газ}) \rightleftharpoons 2\text{Cu}(\text{тв}) + 2\text{HCl}(\text{газ})$	$\text{H}_2(\text{газ})$
19	$\text{PbCl}_2(\text{тв}) + \text{H}_2(\text{газ}) \rightleftharpoons \text{Pb}(\text{тв}) + 2\text{HCl}(\text{газ})$	$\text{H}_2(\text{газ})$
20	$\text{PbS}(\text{тв}) + \text{CO}(\text{газ}) \rightleftharpoons \text{Pb}(\text{тв}) + \text{COS}(\text{газ})$	$\text{COS}(\text{газ})$
21	$\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{тв}) \rightleftharpoons \text{MgO}(\text{тв}) + \text{H}_2\text{O}(\text{газ})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{газ})$
22	$2\text{Ag}_2\text{O}(\text{тв}) + \text{C}(\text{графит}) \rightleftharpoons 4\text{Ag}(\text{тв}) + \text{CO}_2(\text{газ})$	$\text{CO}_2(\text{газ})$
23	$2\text{Ag}_2\text{S}(\text{тв}) + \text{C}(\text{графит}) \rightleftharpoons 4\text{Ag}(\text{тв}) + \text{CS}_2(\text{газ})$	$\text{CS}_2(\text{газ})$
24	$2\text{FeS}_2(\text{тв}) + \frac{11}{2}\text{O}_2(\text{газ}) \rightleftharpoons \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{тв}) + 4\text{SO}_2(\text{газ})$	$\text{O}_2(\text{газ})$
25	$\text{PbS}(\text{тв}) + \text{O}_2(\text{газ}) \rightleftharpoons \text{Pb}(\text{тв}) + \text{SO}_2(\text{газ})$	$\text{SO}_2(\text{газ})$
26	$\text{CaC}_2(\text{тв}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{газ}) \rightleftharpoons \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{тв}) + \text{C}_2\text{H}_2(\text{газ})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{газ})$
27	$\text{PbCO}_3(\text{тв}) \rightleftharpoons \text{PbO}(\text{тв}) + \text{CO}_2(\text{газ})$	$\text{CO}_2(\text{газ})$
28	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{газ}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_4(\text{газ}) + \text{H}_2\text{O}(\text{газ})$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{газ})$
29	$2\text{H}_2(\text{газ}) + \text{O}_2(\text{газ}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{газ})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{газ})$
30	$\text{PbS}(\text{тв}) + \text{CO}(\text{газ}) \rightleftharpoons \text{Pb}(\text{тв}) + \text{COS}(\text{газ})$	$\text{CO}(\text{газ})$

5.1.3. В каком направлении сместится химическое равновесие при повышении температуры равновесной реакционной смеси (при $p = \text{const}$) и как при этом изменится величина K_p реакций, уравнения и знаки тепловых эффектов которых указаны в табл. 5.2? Выберите правильный из представленных ниже ответов:

а) равновесие сместится в сторону продуктов реакции, величина K_p увеличится;

б) равновесие сместится в сторону исходных веществ, величина K_p уменьшится;

в) равновесие сместится в сторону продуктов реакции, величина K_p не изменится;

г) равновесие сместится в сторону исходных веществ, величина K_p не изменится.

Таблица 5.2

Исходные данные для задания 5.1.3

Вариант	Реакция	Тепловой эффект
1	$\text{C}_{(\text{тв})} + \text{O}_{2(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(\text{газ})}$	$\Delta H < 0$
2	$2\text{Fe}_{(\text{тв})} + \frac{3}{2}\text{O}_{2(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{тв})}$	$\Delta H < 0$
3	$\text{H}_{2(\text{газ})} + \text{F}_{2(\text{газ})} \rightleftharpoons 2\text{HF}_{(\text{газ})}$	$\Delta H < 0$
4	$\text{CH}_{4(\text{газ})} + 4\text{F}_{2(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{CF}_{4(\text{газ})} + 4\text{HF}_{(\text{газ})}$	$\Delta H < 0$
5	$\text{As}_2\text{O}_{3(\text{тв})} + \text{O}_{2(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{As}_2\text{O}_{5(\text{тв})}$	$\Delta H < 0$
6	$3\text{O}_{2(\text{газ})} \rightleftharpoons 2\text{O}_{3(\text{газ})}$	$\Delta H > 0$
7	$\text{H}_{2(\text{газ})} + \text{Cl}_{2(\text{газ})} \rightleftharpoons 2\text{HCl}_{(\text{газ})}$	$\Delta H < 0$
8	$\text{CH}_{4(\text{газ})} + 2\text{O}_{2(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(\text{газ})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$	$\Delta H < 0$
9	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_4_{(\text{газ})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})}$	$\Delta H > 0$
10	$2\text{Al}_{(\text{тв})} + \frac{3}{2}\text{O}_{2(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{Al}_2\text{O}_{3(\text{тв})}$	$\Delta H < 0$
11	$2\text{Cl}_{2(\text{газ})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})} \rightleftharpoons 4\text{HCl}_{(\text{газ})} + \text{O}_{2(\text{газ})}$	$\Delta H > 0$
12	$2\text{CO}_{(\text{газ})} + 2\text{H}_2_{(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{газ})}$	$\Delta H < 0$
13	$\text{C}_{(\text{графит})} + 2\text{H}_{2(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{CH}_{4(\text{газ})}$	$\Delta H < 0$
14	$2\text{Fe}_{(\text{тв})} + 3\text{CO}_{2(\text{газ})} \rightleftharpoons 3\text{CO}_{(\text{газ})} + \text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{тв})}$	$\Delta H > 0$
15	$4\text{H}_{2(\text{газ})} + \text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{тв})} \rightleftharpoons 3\text{Fe}_{(\text{тв})} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})}$	$\Delta H < 0$
16	$2\text{NO}_{2(\text{газ})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{(\text{газ})} + \text{O}_{2(\text{газ})}$	$\Delta H > 0$
17	$\text{MgCl}_{2(\text{тв})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{MgO}_{(\text{тв})} + 2\text{HCl}_{(\text{газ})}$	$\Delta H > 0$
18	$\text{N}_{2(\text{газ})} + 3\text{H}_{2(\text{газ})} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(\text{газ})}$	$\Delta H < 0$
19	$\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{тв})} \rightleftharpoons \text{NH}_{3(\text{газ})} + \text{HCl}_{(\text{газ})}$	$\Delta H > 0$
20	$2\text{H}_{2(\text{газ})} + \text{O}_{2(\text{газ})} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$	$\Delta H < 0$
21	$\text{MgO}_{(\text{тв})} + 2\text{HCl}_{(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{MgCl}_{2(\text{тв})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})}$	$\Delta H < 0$
22	$\text{I}_{2(\text{газ})} \rightleftharpoons 2\text{I}_{(\text{газ})}$	$\Delta H > 0$
23	$\text{C}_{(\text{графит})} + \text{CO}_{2(\text{газ})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(\text{газ})}$	$\Delta H > 0$
24	$\text{CH}_{4(\text{газ})} \rightleftharpoons 2\text{H}_{2(\text{газ})} + \text{C}_{(\text{графит})}$	$\Delta H > 0$
25	$\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{тв})} + 3\text{CO}_{(\text{газ})} \rightleftharpoons 2\text{Fe}_{(\text{тв})} + 3\text{CO}_{2(\text{газ})}$	$\Delta H < 0$

Вариант	Реакция	Тепловой эффект
26	$2\text{Sb}_{(\text{тв})} + 3\text{H}_2\text{S}_{(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{Sb}_2\text{S}_3_{(\text{тв})} + 3\text{H}_2_{(\text{газ})}$	$\Delta H < 0$
27	$\text{Fe}_3\text{O}_4_{(\text{тв})} + 4\text{H}_2_{(\text{газ})} \rightleftharpoons 3\text{Fe}_{(\text{тв})} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})}$	$\Delta H > 0$
28	$\text{Cl}_{2(\text{газ})} \rightleftharpoons 2\text{Cl}_{(\text{газ})}$	$\Delta H > 0$
29	$\text{Br}_{2(\text{газ})} \rightleftharpoons 2\text{Br}_{(\text{газ})}$	$\Delta H > 0$
30	$\text{N}_2\text{O}_{4(\text{газ})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(\text{газ})}$	$\Delta H > 0$

5.1.4. Для реакций, приведенных в табл. 5.3, укажите, какое влияние на равновесный выход продукта окажет уменьшение общего давления в системе ($T = \text{const}$). Выберите верный ответ:

- а) равновесный выход продукта увеличится, K_p увеличится;
- б) равновесный выход продукта уменьшится, K_p уменьшится;
- в) равновесный выход продукта не изменится, K_p не изменится;
- г) равновесный выход продукта увеличится, K_p не изменится;
- д) равновесный выход продукта уменьшится, K_p не изменится.

Таблица 5.3

Исходные данные для задания 5.1.4

Вариант	Реакция
1	$\text{CH}_4_{(\text{газ})} + 2\text{O}_2_{(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{CO}_2_{(\text{газ})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$
2	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_4_{(\text{газ})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})}$
3	$2\text{Al}_{(\text{тв})} + \frac{3}{2}\text{O}_2_{(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{Al}_2\text{O}_3_{(\text{тв})}$
4	$2\text{Cl}_2_{(\text{газ})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})} \rightleftharpoons 4\text{HCl}_{(\text{газ})} + \text{O}_2_{(\text{газ})}$
5	$2\text{CO}_{(\text{газ})} + 2\text{H}_2_{(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{газ})}$
6	$\text{CH}_4_{(\text{газ})} + 4\text{F}_2_{(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{CF}_4_{(\text{газ})} + 4\text{HF}_{(\text{газ})}$
7	$\text{As}_2\text{O}_3_{(\text{тв})} + \text{O}_2_{(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{As}_2\text{O}_5_{(\text{тв})}$
8	$\text{C}_2\text{H}_4_{(\text{газ})} + \text{H}_2_{(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_6_{(\text{газ})}$
9	$\text{Fe}_2\text{O}_3_{(\text{тв})} + 3\text{CO}_{(\text{газ})} \rightleftharpoons 2\text{Fe}_{(\text{тв})} + 3\text{CO}_2_{(\text{газ})}$
10	$2\text{CuCl}_{(\text{тв})} + \text{H}_2_{(\text{газ})} \rightleftharpoons 2\text{Cu}_{(\text{тв})} + 2\text{HCl}_{(\text{газ})}$
11	$\text{CH}_4_{(\text{газ})} + 2\text{O}_2_{(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{CO}_2_{(\text{газ})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})}$
12	$\text{Al}_2\text{O}_3_{(\text{тв})} + 3\text{SO}_3_{(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3_{(\text{тв})}$
13	$\text{PbCl}_2_{(\text{тв})} + \text{H}_2_{(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{Pb}_{(\text{тв})} + 2\text{HCl}_{(\text{газ})}$
14	$\text{PbS}_{(\text{тв})} + \text{CO}_{(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{Pb}_{(\text{тв})} + \text{COS}_{(\text{газ})}$
15	$\text{Mg}(\text{OH})_2_{(\text{тв})} \rightleftharpoons \text{MgO}_{(\text{тв})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})}$
16	$2\text{Ag}_2\text{O}_{(\text{тв})} + \text{C}_{(\text{графит})} \rightleftharpoons 4\text{Ag}_{(\text{тв})} + \text{CO}_2_{(\text{газ})}$
17	$2\text{Ag}_2\text{S}_{(\text{тв})} + \text{C}_{(\text{графит})} \rightleftharpoons 4\text{Ag}_{(\text{тв})} + \text{CS}_2_{(\text{газ})}$
18	$2\text{FeS}_2_{(\text{тв})} + \frac{11}{2}\text{O}_2_{(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{Fe}_2\text{O}_3_{(\text{тв})} + 4\text{SO}_2_{(\text{газ})}$
19	$\text{PbS}_{(\text{тв})} + \text{O}_2_{(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{Pb}_{(\text{тв})} + \text{SO}_2_{(\text{газ})}$
20	$\text{CaC}_2_{(\text{тв})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{Ca}(\text{OH})_2_{(\text{тв})} + \text{C}_2\text{H}_2_{(\text{газ})}$
21	$\text{PbCO}_3_{(\text{тв})} \rightleftharpoons \text{PbO}_{(\text{тв})} + \text{CO}_2_{(\text{газ})}$
22	$2\text{Ba}(\text{NO}_3)_2_{(\text{тв})} \rightleftharpoons 2\text{BaO}_{(\text{газ})} + 4\text{NO}_2_{(\text{газ})} + \text{O}_2_{(\text{газ})}$

Вариант	Реакция
23	$C_{\text{(графит)}} + 2H_{2\text{(газ)}} \rightleftharpoons CH_{4\text{(газ)}}$
24	$C_2H_{4\text{(газ)}} \rightleftharpoons 2C_{\text{(графит)}} + 2H_{2\text{(газ)}}$
25	$Ba_{\text{(ТВ)}} + O_{2\text{(газ)}} + H_{2\text{(газ)}} \rightleftharpoons Ba(OH)_{2\text{(ТВ)}}$
26	$C_{\text{(графит)}} + \frac{1}{2}O_{2\text{(газ)}} + Cl_{2\text{(газ)}} \rightleftharpoons COCl_{2\text{(газ)}}$
27	$S_{\text{(ромб)}} + O_{2\text{(газ)}} + Cl_{2\text{(газ)}} \rightleftharpoons SO_2Cl_{2\text{(газ)}}$
28	$C_{\text{(графит)}} + \frac{1}{2}O_{2\text{(газ)}} + H_{2\text{(газ)}} \rightleftharpoons CH_2O_{\text{(газ)}}$ формальдегид
29	$Al_2(SO_4)_{3\text{(ТВ)}} \rightleftharpoons Al_2O_{3\text{(ТВ)}} + 3SO_{3\text{(газ)}}$
30	$K_{\text{(ТВ)}} + \frac{1}{2}Cl_{2\text{(газ)}} + \frac{3}{2}O_{2\text{(газ)}} \rightleftharpoons KClO_{3\text{(ТВ)}}$

5.1.5. В каком направлении сместится химическое равновесие в равновесной реакционной смеси (при $T = \text{const}$) при увеличении общего давления в 2 раза и как при этом изменится величина K_p для реакций, приведенных в табл. 5.4? Выберите правильный ответ:

а) равновесие сместится в сторону продуктов реакции, величина K_p увеличится в 2 раза;

б) равновесие сместится в сторону исходных веществ, величина K_p уменьшится в 2 раза;

в) равновесие сместится в сторону продуктов реакции, величина K_p не изменится;

г) равновесие сместится в сторону исходных веществ, величина K_p не изменится.

Таблица 5.4

Исходные данные для задания 5.1.5

Вариант	Реакция
1	$2HgO_{\text{(ТВ)}} \rightleftharpoons 2Hg_{\text{(газ)}} + O_{2\text{(газ)}}$
2	$2CuCl_{2\text{(ТВ)}} \rightleftharpoons 2CuCl_{\text{(ТВ)}} + Cl_{2\text{(газ)}}$
3	$Mg(OH)_{2\text{(ТВ)}} \rightleftharpoons MgO_{\text{(ТВ)}} + H_2O_{\text{(газ)}}$
4	$C_2H_2_{\text{(газ)}} + H_{2\text{(газ)}} \rightleftharpoons C_2H_{4\text{(газ)}}$
5	$CH_{4\text{(газ)}} + 2O_{2\text{(газ)}} \rightleftharpoons CO_{2\text{(газ)}} + 2H_2O_{\text{(газ)}}$
6	$2Ba(NO_3)_{2\text{(ТВ)}} \rightleftharpoons 2BaO_{\text{(газ)}} + 4NO_{2\text{(газ)}} + O_{2\text{(газ)}}$
7	$2C_2H_6_{\text{(газ)}} + 7O_{2\text{(газ)}} \rightleftharpoons 4CO_{2\text{(газ)}} + 6H_2O_{\text{(газ)}}$
8	$Sb_2S_3_{\text{(ТВ)}} + 3H_{2\text{(газ)}} \rightleftharpoons 2Sb_{\text{(ТВ)}} + 3H_2S_{\text{(газ)}}$
9	$C_{\text{(графит)}} + 2H_{2\text{(газ)}} \rightleftharpoons CH_{4\text{(газ)}}$
10	$C_2H_{4\text{(газ)}} \rightleftharpoons 2C_{\text{(графит)}} + 2H_{2\text{(газ)}}$
11	$C_2H_{4\text{(газ)}} + H_{2\text{(газ)}} \rightleftharpoons C_2H_{6\text{(газ)}}$
12	$Fe_2O_3_{\text{(ТВ)}} + 3CO_{\text{(газ)}} \rightleftharpoons 2Fe_{\text{(ТВ)}} + 3CO_{2\text{(газ)}}$
13	$2CuCl_{\text{(ТВ)}} + H_{2\text{(газ)}} \rightleftharpoons 2Cu_{\text{(ТВ)}} + 2HCl_{\text{(газ)}}$
14	$2Ag_{\text{(ТВ)}} + S_{\text{(ромб)}} + 2O_{2\text{(газ)}} \rightleftharpoons Ag_2SO_4_{\text{(ТВ)}}$
15	$Al_2O_3_{\text{(ТВ)}} + 3SO_{3\text{(газ)}} \rightleftharpoons Al_2(SO_4)_{3\text{(ТВ)}}$

Вариант	Реакция
16	$\text{PbCl}_{2(\text{ТВ})} + \text{H}_{2(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{Pb}_{(\text{ТВ})} + 2\text{HCl}_{(\text{газ})}$
17	$\text{PbS}_{(\text{ТВ})} + \text{CO}_{(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{Pb}_{(\text{ТВ})} + \text{COS}_{(\text{газ})}$
18	$2\text{C}_{(\text{графит})} + \text{O}_{2(\text{газ})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(\text{газ})}$
19	$\text{C}_{(\text{графит})} + \text{O}_{2(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(\text{газ})}$
20	$2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} \rightleftharpoons 2\text{H}_{2(\text{газ})} + \text{O}_{2(\text{газ})}$
21	$\text{SiO}_{2(\text{ТВ})} + 4\text{HF}_{(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{SiF}_{4(\text{газ})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})}$
22	$2\text{C}_2\text{H}_6_{(\text{газ})} + 7\text{O}_2_{(\text{газ})} \rightleftharpoons 4\text{CO}_2_{(\text{газ})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})}$
23	$\text{Cu}_2\text{S}_{(\text{ТВ})} + \text{H}_2_{(\text{газ})} \rightleftharpoons 2\text{Cu}_{(\text{ТВ})} + \text{H}_2\text{S}_{(\text{газ})}$
24	$2\text{Ag}_2\text{O}_{(\text{ТВ})} + \text{C}_{(\text{графит})} \rightleftharpoons 4\text{Ag}_{(\text{ТВ})} + \text{CO}_2_{(\text{газ})}$
25	$2\text{Ag}_2\text{S}_{(\text{ТВ})} + \text{C}_{(\text{графит})} \rightleftharpoons 4\text{Ag}_{(\text{ТВ})} + \text{CS}_2_{(\text{газ})}$
26	$2\text{FeS}_{2(\text{ТВ})} + 11/2\text{O}_2_{(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{Fe}_2\text{O}_3_{(\text{ТВ})} + 4\text{SO}_2_{(\text{газ})}$
27	$\text{PbS}_{(\text{ТВ})} + \text{O}_2_{(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{Pb}_{(\text{ТВ})} + \text{SO}_2_{(\text{газ})}$
28	$\text{CaC}_2_{(\text{ТВ})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{Ca}(\text{OH})_2_{(\text{ТВ})} + \text{C}_2\text{H}_2_{(\text{газ})}$
29	$\text{PbCO}_3_{(\text{ТВ})} \rightleftharpoons \text{PbO}_{(\text{ТВ})} + \text{CO}_2_{(\text{газ})}$
30	$\text{Ba}_{(\text{ТВ})} + \text{N}_2_{(\text{газ})} + 3\text{O}_2_{(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{Ba}(\text{NO}_3)_2_{(\text{ТВ})}$

5.2. Уровень Б

5.2.1. Химическое взаимодействие азота и водорода с образованием аммиака при некоторой температуре T можно записать в виде двух или более уравнений, в зависимости от выбранного пробега реакции, например:



и



Для каждого уравнения по справочным данным были рассчитаны значения ΔG_T° и константы химического равновесия K_p в соответствии с выражением

$$\Delta G_T^\circ = -RT \ln K_p. \quad (5.3)$$

Проанализируйте возможные соотношения между значениями ΔG_T° и K_p реакций (5.1) и (5.2). Выберите верный из приведенных ниже ответов:

а) рассчитанные значения ΔG_T° и K_p реакции, записанной в виде уравнений (5.1) и (5.2), дают одинаковые результаты;

б) значение ΔG_T° для уравнения (5.1) в 2 раза больше по сравнению со значением ΔG_T° для уравнения (5.2), а соответствующие величины K_p одинаковы;

в) значение ΔG_T° для уравнения (5.1) в 2 раза больше по сравнению со значением ΔG_T° для уравнения (5.2), в таком же соотношении находятся и величины K_p ;

г) значение ΔG_T° для уравнения (5.1) в 2 раза больше по сравнению со значением ΔG_T° для уравнения (5.2), а величина K_p для уравнения (5.1) равна квадрату от величины K_p для уравнения (5.2).

5.2.2. Химическое взаимодействие азота и водорода с образованием аммиака при некоторой температуре T записано в виде уравнения



Стехиометрические коэффициенты, стоящие перед символами веществ, имеют следующий смысл:

а) по закону стехиометрии они выражают количественное соотношение между концентрациями азота, водорода и аммиака в состоянии равновесия: равновесная концентрация H_2 будет в 3 раза больше равновесной концентрации N_2 и в 1,5 раза больше равновесной концентрации NH_3 ;

б) они показывают, в каком соотношении находятся концентрации взаимодействующих веществ до начала реакции;

в) они показывают, в каком количественном соотношении реагируют взаимодействующие вещества: количество N_2 , вступающего в реакцию, будет всегда в 2 раза меньше по сравнению с количеством образующегося NH_3 , а количество H_2 , вступающего в реакцию с N_2 , будет в 3 раза больше по сравнению с количеством N_2 и в 1,5 раза больше по сравнению с количеством образующегося NH_3 ;

г) они выражают закономерность, в соответствии с которой аммиак будет образовываться в реакционной смеси только в том случае, если исходные вещества – азот и водород будут введены в исходную реакционную смесь в стехиометрическом соотношении $n(\text{N}_2) : n(\text{H}_2) = 1 : 3$.

Выберите правильный из представленных выше ответов.

5.2.3. Химическое взаимодействие азота и водорода с образованием аммиака при некоторой температуре T и постоянном давлении записано в виде уравнения (5.4). Реакция образования аммиака является экзотермической. При установившемся равновесии понизили температуру реакционной смеси. При этом будут наблюдаться следующие эффекты:

а) равновесие сместится в сторону образования продукта, значение K_p реакции не изменится;

б) давление аммиака снизится, давления исходных веществ увеличатся, поэтому значение K_p реакции уменьшится;

в) равновесие сместится в сторону образования продукта, значение K_p реакции увеличится;

г) реакционная смесь «подойдет» к новому состоянию равновесия со стороны продукта, значение K_p реакции не изменится.

Выберите верный из вышеприведенных ответов.

5.2.4. Химическое взаимодействие азота и водорода с образованием аммиака при некоторой температуре T и постоянном давлении может быть записано в виде уравнения (5.4). Реакция образования аммиака является экзотермической. При установившемся равновесии понизили общее давление реакционной смеси. При этом будут наблюдаться следующие эффекты:

а) равновесие сместится в сторону образования продукта, значение K_p реакции не изменится;

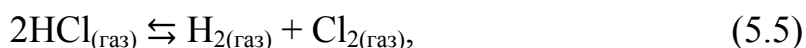
б) равновесие сместится в сторону образования продукта, значение K_p реакции увеличится;

в) равновесный выход аммиака уменьшится, значение K_p реакции также уменьшится;

г) равновесный выход аммиака увеличится, значение K_p реакции также увеличится.

Выберите правильный из представленных выше ответов.

5.2.5. При температуре $T = 500$ К протекает реакция



в которой все газы – идеальные. Уравнение изотермы для данной реакции записывается следующим образом:

$$\Delta G_{500} = \Delta G_{500}^{\circ} + RT \ln \left(\frac{p_{\text{H}_2} p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{HCl}}^2} \right)_{\text{н. усл}}, \quad (5.6)$$

где $\Delta G_{500}^{\circ} = -RT \ln K_p$.

Для этой реакции $\Delta G_{500} > 0$, $\Delta G_{500}^{\circ} = 194\,905$ Дж.

Парциальные давления всех газов в исходной смеси одинаковы и равны 1 атм.

Примените уравнение изотермы для установления возможности протекания реакции $2\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}_2 + \text{Cl}_2$.

Выберите верный из приведенных ниже ответов:

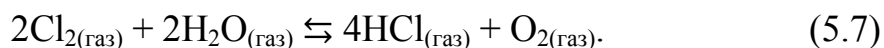
а) величина ΔG_{500}° показывает, что диссоциация хлороводорода при заданных начальных условиях, когда все участники реакции находятся в стандартном состоянии, невозможна;

б) если во втором слагаемом уравнения изотермы заменить парциальные давления газов их начальными значениями, то второе слагаемое обращается в нуль, следовательно, уравнение изотермы «разрушается» и его невозможно использовать для предсказания возможности протекания реакции;

в) величина $\Delta G_{500} > 0$ показывает, что вероятность диссоциации хлороводорода возможна при любых состояниях веществ, кроме стандартных;

г) поскольку уравнение $\Delta G_{500}^{\circ} = 194\,905$ Дж записано для температуры 500 К, но не для стандартной температуры 298 К, и при этом общее давление газовой смеси равно 3 атм, его невозможно использовать для определения возможности протекания реакции для случая, когда все участники реакции находятся в стандартных состояниях.

5.2.6. Химическое взаимодействие хлора с водяным паром при некоторой температуре T может быть записано в виде уравнения



Стехиометрические коэффициенты, стоящие перед символами веществ, имеют следующий смысл:

а) они выражают количественное соотношение между парциальными давлениями хлора, водяного пара, хлороводорода и кислорода до начала реакции: исходное давление Cl_2 было в 2 раза больше исходного давления O_2 , исходное давление O_2 было в 2 раза меньше давления H_2O и в 4 раза меньше давления HCl ;

б) они показывают, в каком соотношении находятся парциальные давления веществ в состоянии равновесия. Например, равновесное давление хлора будет всегда в 2 раза больше равновесного давления кислорода;

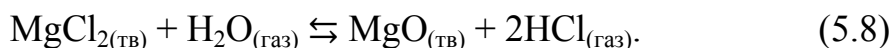
в) они показывают, в каком количественном соотношении реагируют взаимодействующие вещества. Например, коэффициент 2 перед Cl_2 означает, что количество Cl_2 , вступившего в реакцию, всегда будет в 2 раза больше количества образовавшегося O_2 , а коэффициент 2 перед формулой H_2O покажет, что количество образующегося хлороводорода HCl будет всегда в 2 раза больше количества вступившего в реакцию водяного пара;

г) сумма стехиометрических коэффициентов продуктов реакции ($4 + 1 = 5$) больше стехиометрических коэффициентов исходных

веществ ($2 + 2 = 4$), поэтому для протекания реакции в реакционную смесь до начала реакции необходимо ввести избыточное количество реагентов Cl_2 и H_2O .

Выберите правильный из представленных выше ответов.

5.2.7. В реакционный сосуд ввели смесь веществ в соотношениях, которые соответствуют стехиометрии реакции



Какое влияние на величину константы химического равновесия K_p данной реакции окажет увеличение исходного количества хлорида магния в 2 раза: от 1 до 2 моль? $T = \text{const}$. Выберите верный из приведенных ниже ответов:

а) величина K_p для этой реакции описывается выражением $K_p = p_{\text{HCl}}^2 p_{\text{H}_2\text{O}}$, в котором отсутствует давление MgCl_2 , поэтому изменение количества соли в реакционной смеси не оказывает влияния на величину K_p ;

б) величина K_p для данной реакции характеризуется соотношением $K_p = \frac{p_{\text{HCl}}^2 p_{\text{H}_2\text{O}}}{p_{\text{MgCl}_2}}$, из которого следует, что двукратное увеличение исходного содержания хлорида магния приведет к двукратному уменьшению константы равновесия K_p ;

в) величина K_p этой реакции выражается формулой $K_p = \frac{p_{\text{HCl}}^2}{p_{\text{H}_2\text{O}}}$.

Для аналогичных гетерогенных реакций в выражениях для K_p твердые индивидуальные соединения не фигурируют, потому что представляют собой фазы постоянного состава, не оказывающие никакого влияния на величину K_p . Кроме того, величина K_p не зависит от давлений (концентраций) газообразных веществ ($T = \text{const}$). Поэтому в любом случае изменение состава исходной реакционной смеси при постоянной температуре никак не повлияет на величину K_p ;

г) увеличение содержания хлорида магния в исходной реакционной смеси сместит равновесие вправо, в сторону продуктов реакции по принципу Ле Шателье. Выход продуктов увеличится, и увеличится величина K_p .

5.2.8. В реакционный сосуд ввели смесь веществ в соотношениях, которые соответствуют стехиометрии реакции



Какое влияние на величину константы химического равновесия K_p этой реакции окажет увеличение исходного количества хлорида хрома

в 2 раза: от 1 до 2 моль? $T = \text{const}$. Выберите правильный из представленных ниже ответов:

а) величина K_p для данной реакции описывается выражением $K_p = p_{\text{HCl}}^2 p_{\text{H}_2}$, в котором отсутствует давление CrCl_2 , поэтому изменение количества соли в реакционной смеси не оказывает влияния на величину K_p ;

б) в подобных гетерогенных реакциях выражение для K_p включает только давления газообразных веществ, но не твердые индивидуальные фазы, имеющие постоянный состав. При постоянной температуре величины равновесия K_p остаются постоянными и не зависят от парциальных давлений участников реакции. Поэтому изменение содержания твердых веществ в реакционной смеси не повлияет на величину K_p ;

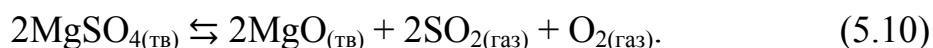
в) выражение для константы равновесия реакции включает в себя только равновесные давления газообразных веществ: $K_p = \frac{p_{\text{H}_2}}{p_{\text{HCl}}^2}$. По-

этому величина K_p будет изменяться только при добавлении в исходную смесь некоторых количеств H_2 и HCl ;

г) величина K_p для этой реакции характеризуется выражением $K_p = \frac{p_{\text{HCl}}^2 p_{\text{H}_2}}{p_{\text{CrCl}_2}}$, в котором присутствует давление CrCl_2 , поэтому изме-

нение количества соли в реакционной смеси оказывает влияние на величину K_p . Чем больше исходное содержание хлорида хрома, тем меньше величина K_p .

5.2.9. В реакционный сосуд ввели смесь веществ в количествах, которые соответствуют стехиометрии реакции



Какое влияние на величину константы химического равновесия K_p этой реакции окажет уменьшение исходного количества оксида магния в 2 раза: от 1 до 0,5 моль? $T = \text{const}$. Выберите верный из приведенных ниже ответов:

а) величина K_p для данной реакции описывается выражением $K_p = p_{\text{MgO}}^2 p_{\text{SO}_2}^2 p_{\text{O}_2}$, в котором присутствует давление оксида магния, поэтому уменьшение количества оксида в реакционной смеси будет оказывать влияние на величину K_p . При уменьшении исходного количества оксида величина K_p уменьшится;

б) для таких гетерогенных реакций выражение для K_p включает только давления газообразных веществ, но не твердых индивидуальных

фаз, имеющих постоянный состав. Поэтому изменение содержания оксида магния в исходной смеси не влияет на величину K_p .

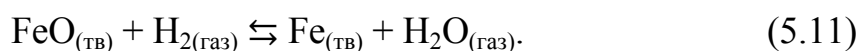
Величина $K_p = p_{\text{SO}_2}^2 p_{\text{O}_2}$ не зависит от давления газообразных участников реакции, а зависит только от температуры;

в) для этой реакции $K_p = p_{\text{O}_2} + p_{\text{SO}_2}^2 + p_{\text{MgO}}^2$ включает давление оксида магния. При уменьшении содержания оксида магния в исходной реакционной смеси по принципу Ле Шателье равновесие смещается вправо, поэтому величина K_p увеличивается;

г) для данной реакции изменение исходного количества оксида магния не влияет на смещение равновесия и на величину константы равновесия. Однако величина константы равновесия $K_p = \frac{1}{p_{\text{SO}_2}^2 p_{\text{O}_2}}$

уменьшится при увеличении содержания оксида серы и кислорода в исходной реакционной смеси.

5.2.10. В реакционный сосуд ввели смесь веществ в количествах, которые соответствуют стехиометрии реакции



Какое влияние на константу химического равновесия K_p этой реакции окажет увеличение исходного количества железа в 2 раза: от 3 до 6 моль? $T = \text{const}$. Выберите правильный из представленных ниже ответов:

а) увеличение содержания железа в исходной смеси по принципу Ле Шателье сместит равновесие влево и приведет к уменьшению величины K_p ;

б) реакция протекает без изменения объема газообразных веществ, поэтому добавление в исходную реакционную смесь некоторого количества твердого вещества не приведет к смещению равновесия и не изменит величины $K_p = p_{\text{H}_2\text{O}} p_{\text{Fe}} + p_{\text{FeO}} p_{\text{H}_2}$;

в) из выражения для $K_p = \frac{p_{\text{H}_2\text{O}} p_{\text{Fe}}}{p_{\text{H}_2} p_{\text{FeO}}}$ следует, что введение железа

в исходную реакционную смесь приведет к увеличению константы равновесия;

г) константа равновесия этой реакции $K_p = \frac{p_{\text{H}_2\text{O}}}{p_{\text{H}_2}}$ не зависит от

парциальных давлений газообразных участников реакции так же, как и от количеств конденсированных (твердых) веществ, а зависит только от температуры.

5.2.11. В реакционный сосуд ввели смесь веществ в количествах, которые соответствуют стехиометрии реакции (5.11).

Какое влияние на величину константы химического равновесия K_p данной реакции оказывает добавление в реакционную смесь водорода и оксида железа? $T = \text{const}$. Выберите верный из нижеприведенных ответов:

а) выражение для константы равновесия этой реакции $K_p = \frac{p_{\text{H}_2\text{O}} p_{\text{Fe}}}{p_{\text{H}_2} p_{\text{FeO}}}$ показывает, что введение водорода и оксида железа в

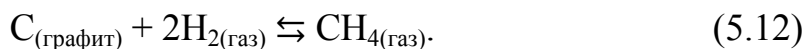
реакционную смесь уменьшит величину K_p и сместит равновесие вправо;

б) константа равновесия данной реакции $K_p = \frac{p_{\text{H}_2\text{O}} p_{\text{Fe}}}{p_{\text{H}_2} p_{\text{FeO}}}$ не зависит от парциальных давлений участников реакции, однако добавление FeO и H₂ в реакционную смесь приведет к смещению равновесия вправо;

в) константа равновесия этой реакции $K_p = \frac{p_{\text{H}_2\text{O}}}{p_{\text{H}_2}}$ не зависит от парциальных давлений газообразных участников реакции так же, как и от количеств конденсированных (твердых) веществ, а зависит только от температуры;

г) реакция идет без изменения числа молей газообразных веществ, поэтому изменение величины K_p будет наблюдаться при добавлении в реакционную смесь водорода. При этом нарушится равенство объемов исходных реагентов и продуктов реакции, и равновесие сместится вправо.

5.2.12. В реакционный сосуд ввели смесь веществ в количествах, которые соответствуют стехиометрии реакции ($T = \text{const}$):



Какое влияние на величину константы химического равновесия K_p этой реакции оказывает добавление в реакционную смесь водорода? Выберите правильный из представленных ниже ответов:

а) константа равновесия данной реакции $K_p = \frac{p_{\text{CH}_4}}{p_{\text{H}_2}^2}$ так же, как и любой другой реакции, не зависит от парциальных давлений газообразных веществ, поэтому введение в реакционную смесь водорода никак не повлияет на величину K_p ;

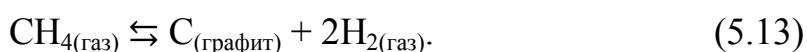
б) давление водорода записано в знаменателе дроби в выражении для K_p , поэтому добавление в реакционную смесь водорода приведет к уменьшению величины K_p ;

в) в соответствии с принципом Ле Шателье повышение давления водорода в исходной реакционной смеси сместит равновесие реакции в сторону продуктов, следовательно, величина K_p увеличится;

г) константа равновесия этой реакции $K_p = \frac{p_{\text{CH}_4}}{p_{\text{H}_2}^2 + p_{\text{C}}}$ зависит не

только от давления водорода, но и от давлений метана и графита. Увеличение содержания водорода и графита в смеси уменьшает значение константы равновесия данной реакции.

5.2.13. В реакционный сосуд при $T = \text{const}$ ввели смесь веществ в количествах, которые соответствуют стехиометрии реакции



Какое влияние на величину константы химического равновесия K_p этой реакции оказывает добавление в реакционную смесь водорода? Выберите верный из нижеприведенных ответов:

а) константа равновесия данной реакции $K_p = \frac{p_{\text{H}_2}^2}{p_{\text{CH}_4}}$ так же, как и

любой другой реакции, не зависит от парциальных давлений газообразных веществ, поэтому введение в реакционную смесь водорода никак не повлияет на величину K_p ;

б) давление водорода записано в числителе дроби в выражении для K_p , поэтому добавление в реакционную смесь водорода приведет к увеличению K_p ;

в) константа равновесия этой реакции $K_p = \frac{p_{\text{H}_2}^2 p_{\text{C}_{(\text{графит})}}}{p_{\text{CH}_4}}$ зависит от

давления водорода: чем оно выше, тем больше значение K_p ;

г) реакция идет с увеличением общего давления, которое равно сумме давлений метана и водорода. Поэтому при уменьшении общего давления, в том числе и в результате удаления некоторого количества водорода из реакционной смеси, равновесие реакции сместится вправо. При этом значение K_p увеличится.

5.2.14. В реакционный сосуд при $T = \text{const}$ ввели смесь веществ в количествах, которые соответствуют стехиометрии реакции



Какое влияние на величину константы химического равновесия K_p данной реакции оказывает добавление в реакционную смесь молекулярного хлора? Выберите правильный из представленных ниже ответов:

а) константа равновесия этой реакции $K_p = \frac{p_{\text{Cl}}^2}{p_{\text{Cl}_2}}$ так же, как и лю-

бой другой газофазовой реакции, не зависит от парциальных давлений газообразных веществ, поэтому введение в реакционную смесь Cl_2 никак не повлияет на величину K_p ;

б) константа равновесия данной реакции $K_p = \frac{p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{Cl}}^2}$ прямо про-

порционально зависит от содержания молекулярного хлора, поэтому повышение парциального давления Cl_2 при добавлении его в реакционную смесь увеличит значение K_p ;

в) константа равновесия этой реакции $K_p = p_{\text{Cl}}^2 p_{\text{Cl}_2}$ прямо пропорционально зависит от произведения парциальных давлений молекулярного и атомарного хлора. Повышение парциального давления молекулярного хлора при его дополнительном введении в реакционную смесь увеличит значение K_p ;

г) при добавлении в реакционную смесь молекулярного хлора равновесие реакции диссоциации Cl_2 сместится вправо и значение константы равновесия K_p увеличится.

5.2.15. В реакционный сосуд при $T = \text{const}$ ввели вещества в количествах, которые соответствуют стехиометрии реакции



Какое влияние на величину константы химического равновесия K_p данной реакции оказывает добавление в реакционную смесь молекулярного хлора? Выберите верный из следующих нижеприведенных ответов:

а) константа равновесия этой реакции $K_p = \frac{p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{Cl}}^2}$ прямо пропор-

ционально зависит от содержания молекулярного хлора, поэтому повышение парциального давления Cl_2 при введении его в реакционную смесь увеличит значение K_p ;

б) константа равновесия данной реакции $K_p = \frac{p_{\text{Cl}}^2}{p_{\text{Cl}_2}}$ так же, как

и любой другой газофазовой реакции, не зависит от парциальных

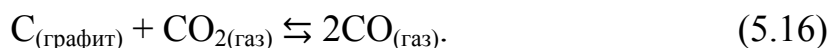
давлений газообразных веществ, поэтому добавление в реакционную смесь Cl_2 никак не повлияет на величину K_p ;

в) константа равновесия этой реакции $K_p = \frac{p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{Cl}}^2}$ так же, как и лю-

бой другой газофазовой реакции, не зависит от парциальных давлений газообразных веществ, поэтому введение в реакционную смесь Cl_2 никак не повлияет на величину K_p ;

г) при добавлении в реакционную смесь молекулярного хлора равновесие реакции димеризации атомарного хлора сместится влево, поэтому значение константы реакции $K_p = \frac{p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{Cl}}^2}$ уменьшится.

5.2.16. В реакционный сосуд ввели смесь веществ в количествах, которые соответствуют стехиометрии реакции



Какое влияние на величину константы химического равновесия K_p данной реакции оказывает добавление в реакционную смесь углекислого газа CO_2 ? $T = \text{const}$. Выберите правильный из представленных ниже ответов:

а) константа равновесия этой реакции $K_p = \frac{p_{\text{CO}}^2}{p_{\text{CO}_2} + p_{\text{C}}}$ зависит от

давления углекислого газа, введение CO_2 в реакционную смесь уменьшит значение константы равновесия данной реакции;

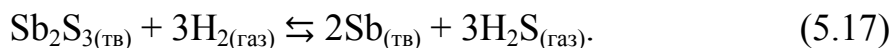
б) константа равновесия этой реакции $K_p = \frac{p_{\text{CO}}^2}{p_{\text{CO}_2}}$ так же, как и

любой другой реакции, не зависит от парциальных давлений газообразных веществ, поэтому добавление в реакционную смесь CO_2 никак не повлияет на величину K_p ;

в) увеличение парциального давления углекислого газа смещает равновесие реакции вправо, поэтому значение константы равновесия K_p увеличится;

г) реакция идет с увеличением количества молей газообразных веществ, поэтому повышение общего давления при добавлении углекислого газа сместит равновесие реакции влево в соответствии с принципом Ле Шателье. Следовательно, значение K_p уменьшится.

5.2.17. В реакционный сосуд ввели смесь веществ в количествах, которые соответствуют стехиометрии реакции



Какое влияние на величину константы химического равновесия K_p этой реакции оказывает добавление в реакционную смесь водорода? $T = \text{const}$. Выберите верный из нижеприведенных ответов:

а) константа равновесия данной реакции $K_p = \frac{p_{\text{H}_2\text{S}}^3}{p_{\text{H}_2}^3}$, несмотря на

то, что она выражается через парциальные давления газообразных участников реакции, не зависит от давлений и концентраций газообразных веществ. Поэтому введение в реакционную смесь водорода при постоянной температуре не изменит величину K_p этой реакции;

б) добавление водорода в реакционную смесь в соответствии с принципом Ле Шателье сместит равновесие реакции в сторону образования сероводорода. Поэтому величина $K_p = \frac{p_{\text{H}_2\text{S}}^3}{p_{\text{H}_2}^3}$ в соответствии с

ее выражением уменьшится;

в) введение водорода в реакционную смесь в соответствии с принципом Ле Шателье сместит равновесие реакции в сторону образования сероводорода. Поэтому величина $K_p = \frac{p_{\text{H}_2}^3}{p_{\text{H}_2\text{S}}^3}$ в соответствии с

ее выражением увеличится;

г) как видно из выражения для $K_p = \frac{p_{\text{H}_2\text{S}}^3}{p_{\text{H}_2}^3}$, добавление водорода

приводит к уменьшению константы равновесия реакции при постоянной температуре.

5.2.18. В реакционный сосуд при $T = \text{const}$ ввели смесь веществ в количествах, которые соответствуют стехиометрии реакции (5.17).

Какое влияние на величину константы химического равновесия K_p этой реакции оказывает добавление в реакционную смесь сероводорода? Выберите правильный из представленных ниже ответов:

а) введение сероводорода в реакционную смесь в соответствии с принципом Ле Шателье сместит равновесие реакции в сторону образования исходных веществ, поэтому величина K_p уменьшится;

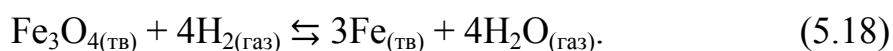
б) как следует из выражения $K_p = \frac{p_{\text{H}_2\text{S}}^3}{p_{\text{H}_2}^3}$, величина K_p данной реак-

ции увеличится при добавлении сероводорода в реакционную смесь;

в) так как реакция протекает без изменения количества молей газообразных веществ, то по принципу Ле Шателье введение сероводорода не сместит равновесие реакции и не изменит значение K_p ;

г) значение K_p реакций, протекающих с участием твердых индивидуальных соединений и газообразных веществ, не зависит от парциальных давлений газов (а также от их концентраций) при постоянной температуре. Поэтому значение K_p этой реакции не изменится при добавлении сероводорода в реакционную смесь.

5.2.19. В реакционный сосуд при $T = \text{const}$ ввели смесь веществ в количествах, которые соответствуют стехиометрии реакции



Какое влияние на величину константы химического равновесия K_p данной реакции оказывает добавление в реакционную смесь водорода? Выберите верный из нижеприведенных ответов:

а) введение водорода в реакционную смесь в соответствии с принципом Ле Шателье сместит равновесие реакции в сторону образования продуктов реакции. Как всегда, при смещении равновесия вправо значения K_p увеличиваются. Следовательно, добавление водорода в реакционную смесь увеличит K_p этой реакции;

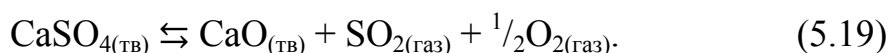
б) данная реакция идет без изменения количеств газообразных веществ, как видно из уравнения реакции. Поэтому введение в реакционную смесь дополнительного количества водорода не сместит равновесие реакции и не изменит значение $K_p = \frac{p_{\text{H}_2\text{O}}^4}{p_{\text{H}_2}^4}$;

в) выражение константы равновесия этой реакции $K_p = \frac{p_{\text{H}_2\text{O}}^4}{p_{\text{H}_2}^4}$

включает в себя равновесные значения парциальных давлений газообразных участников реакции. Однако изменение давлений газов, в том числе и в результате добавления в реакционную смесь газообразных веществ, никак не повлияет на численное значение K_p . Введение в реакционную смесь водорода сместит равновесие реакции в сторону продуктов, но не изменит численное значение K_p ;

г) добавление водорода в равновесную реакционную смесь приведет к увеличению общего давления смеси. Поскольку реакция идет без изменения количеств газообразных веществ, изменение общего давления смеси в соответствии с известным правилом не сместит равновесие данной реакции и не изменит значение K_p .

5.2.20. В реакционном сосуде при $T = \text{const}$ установилось равновесие реакции



Как изменится величина константы равновесия этой реакции, которая выражается уравнением $K_p = p_{\text{O}_2}^{1/2} p_{\text{SO}_2}$, при введении в равновесную смесь некоторого количества сульфата кальция? Выберите правильный из представленных ниже ответов:

а) при добавлении к смеси CaSO_4 увеличится содержание продуктов реакции и, как видно из выражения для K_p реакции, величина K_p увеличится;

б) величина K_p не зависит от парциальных давлений газообразных участников реакции и от количества твердых индивидуальных веществ. Константа равновесия зависит только от температуры, но так как $T = \text{const}$, то величина K_p не изменится;

в) при постоянной температуре степень разложения сульфата кальция не изменится даже при внесении в смесь некоторого количества CaSO_4 , поэтому величина K_p не изменится;

г) при добавлении к смеси CaSO_4 увеличится содержание газообразных продуктов реакции и, следовательно, общее равновесное давление в системе. В соответствии с принципом Ле Шателье равновесие сместится в сторону исходного вещества и величина K_p уменьшится.

5.2.21. В реакционном сосуде при $T = \text{const}$ установилось равновесие реакции



Как изменится величина константы равновесия этой реакции при внесении в равновесную смесь некоторого количества оксида бария? Выберите верный из нижеприведенных ответов:

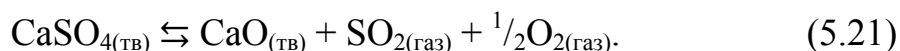
а) при добавлении в реакционную систему оксида бария общее давление не изменится, поэтому и величина K_p не изменится;

б) константа равновесия данной реакции выражается уравнением $K_p = p_{\text{O}_2} + p_{\text{NO}_2}^4 + p_{\text{BaO}}^2$, из которого следует, что введение оксида бария увеличит значение константы равновесия;

в) константа равновесия K_p гетерогенных реакций с участием газообразных веществ при постоянной температуре не зависит от парциальных давлений газов. Поэтому величина K_p этой реакции останется неизменной при добавлении оксида бария;

г) константа равновесия данной реакции выражается уравнением $K_p = p_{\text{NO}_2}^4 p_{\text{O}_2}$, из которого следует, что K_p должна зависеть от парциальных давлений газообразных веществ. Введение оксида бария сместит равновесие вправо, давление газов повысится, и поэтому значение K_p также увеличится.

5.2.22. В реакционном сосуде при $T = \text{const}$ установилось равновесие реакции



Как изменится величина константы равновесия данной реакции при добавлении в равновесную смесь некоторого количества оксида кальция? Выберите правильный из представленных ниже ответов:

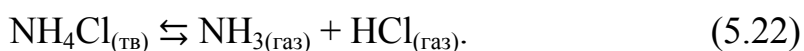
а) константа равновесия этой реакции определяется выражением $K_p = p_{\text{O}_2}^{1/2} p_{\text{SO}_2}$. Для данной гетерогенной реакции значение K_p реакции не зависит от количества оксида кальция так же, как и от сульфата кальция. Поэтому введение в равновесную смесь некоторого количества CaO не приведет к изменению величины K_p ;

б) константа равновесия этой реакции описывается выражением $K_p = p_{\text{CaO}} p_{\text{O}_2}^{1/2} p_{\text{SO}_2}$. Эта формула показывает, что добавление в равновесную систему оксида кальция увеличит значение K_p ;

в) константа равновесия данной реакции характеризуется выражением $K_p = p_{\text{O}_2}^{1/2} p_{\text{SO}_2} + p_{\text{CaO}}$, которое показывает, что введение в равновесную систему оксида кальция увеличит значение K_p ;

г) константа равновесия этой реакции описывается выражением $K_p = \frac{1}{p_{\text{O}_2}^{1/2} p_{\text{SO}_2}}$. В этом уравнении не фигурирует давление оксида кальция, поэтому константа равновесия K_p не изменится при добавлении в систему некоторого количества CaO.

5.2.23. В реакционном сосуде при $T = \text{const}$ установилось равновесие реакции



Как изменится величина константы равновесия этой реакции при введении в равновесную смесь некоторого количества хлорида аммония? Выберите верный из нижеприведенных ответов:

а) константа равновесия данной реакции описывается выражением $K_p = p_{\text{NH}_3} p_{\text{HCl}} + p_{\text{NH}_4\text{Cl}}$. Отсюда следует, что добавление в систему некоторого количества летучего хлорида аммония увеличит значение K_p реакции;

б) константа равновесия представленной гетерогенной реакции зависит от давлений только газообразных веществ $K_p = p_{\text{NH}_3} p_{\text{HCl}}$ и не зависит от содержания хлорида аммония в равновесной системе;

в) константа равновесия данной реакции описывается соотношением $K_p = \frac{P_{\text{NH}_4\text{Cl}}}{P_{\text{NH}_3} P_{\text{HCl}}}$. Отсюда следует, что введение в систему некоторого количества летучего хлорида аммония увеличит значение K_p реакции;

г) константа равновесия этой реакции характеризуется выражением $K_p = \frac{1}{P_{\text{NH}_3} P_{\text{HCl}}}$. Отсюда следует, что добавление в систему некоторого количества летучего хлорида аммония не изменит значение K_p реакции.

5.2.24. В реакционный сосуд внесли некоторое количество кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{тв})}$ и нагрели его до температуры $T = \text{const}$, при этом установилось равновесие



Какое влияние на величину K_p окажет добавление в реакционную равновесную смесь некоторого количества $\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$? Выберите правильный из представленных ниже ответов:

а) константа равновесия реакции $K_p = p_{\text{H}_2\text{O}}^2$ не зависит от содержания в смеси двух кристаллогидратов $\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ и $\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, а зависит только от давления водяного пара, которое возрастет при добавлении к смеси $\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, поэтому численное значение K_p увеличится;

б) выражение для константы равновесия этой гетерогенной реакции $K_p = \frac{p_{\text{H}_2\text{O}}^2 P_{\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}}}{P_{\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}}}$ включает в себя кристаллогидрат $\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$,

поэтому добавление его к реакционной смеси изменит численное значение K_p (приведет к ее уменьшению);

в) внесение кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ в реакционную смесь сместит равновесие реакции разложения вправо, при этом возрастет давление водяного пара в системе, что приведет к увеличению численного значения $K_p = p_{\text{H}_2\text{O}}^2$;

г) константа равновесия рассматриваемой реакции $K_p = p_{\text{H}_2\text{O}}^2$ определяется только давлением водяного пара. При заданной постоянной температуре эта величина не изменится при добавлении к системе исходного кристаллогидрата. Другими словами, давление разложения твердых соединений, в том числе кристаллогидратов, есть величина постоянная, зависящая только от природы вещества и температуры.

5.2.25. В реакционный сосуд ввели некоторое количество кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{тв})}$ и нагрели его до постоянной температуры, при этом установилось равновесие (5.23).

Какое влияние на величину K_p окажет добавление в реакционную равновесную смесь некоторого количества водяного пара? Выберите верный из нижеприведенных ответов:

а) константа равновесия реакции $K_p = p_{\text{H}_2\text{O}}^2 + p_{\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}}$ зависит от парциального давления водяного пара, поэтому при введении в реакционную смесь некоторого количества водяного пара значение K_p увеличивается;

б) константа равновесия данной гетерогенной реакции $K_p = p_{\text{H}_2\text{O}}^2$ определяется парциальным давлением водяного пара, но при добавлении в реакционную смесь некоторого количества водяного пара значение K_p не изменится. Значение K_p этой гетерогенной эндотермической реакции зависит только от природы реакции и температуры: при повышении температуры значение константы равновесия увеличивается;

в) константа равновесия данной гетерогенной реакции описывается выражением $K_p = \frac{p_{\text{H}_2\text{O}}^2 p_{\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}}}{p_{\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}}}$, из которого следует, что кон-

станта равновесия зависит от давления водяного пара и от количества двух веществ, в состав которых входит водяной пар. Поэтому значение константы равновесия зависит от давления водяного пара, и введение водяного пара будет влиять на численное значение K_p в соответствии с выражением, в котором водяной пар входит в числитель и знаменатель дроби для K_p ;

г) константа равновесия данной гетерогенной реакции определяется выражением $K_p = \frac{p_{\text{H}_2\text{O}}^2}{p_{\text{CuSO}_4}}$. Добавление водяного пара будет уве-

личивать значение K_p , но одновременно константа равновесия будет уменьшаться при внесении в равновесную реакционную смесь некоторого количества безводной соли CuSO_4 .

5.2.26. Для реакций образования соединений из простых веществ, уравнения которых приведены в табл. 5.5, даны значения стандартного изменения энергии Гиббса $\Delta G_{f,500}^\circ$ в килоджоулях. Какой смысл имеет величина $\Delta G_{f,500}^\circ$? Выберите правильный из представленных ниже ответов:

а) это величина, которая показывает, что образование 1 моль соединения из простых веществ, соответствующих входящим в соединение элементам, термодинамически возможно при условии, что все участники реакции находятся в стандартном состоянии;

б) это величина, которая показывает, что образование 1 моль соединения из простых веществ, соответствующих входящим в соединение элементам, термодинамически возможно при условии, что все простые вещества до начала взаимодействия находятся в стандартном состоянии и берутся в количестве 1 моль;

в) эта величина показывает, какое количество теплоты необходимо подвести к исходной реакционной смеси для того, чтобы образовался 1 моль соединения, при этом все вещества берутся в стандартном состоянии;

г) отрицательный знак величины $\Delta G_{f,500}^{\circ}$ показывает, что термодинамически возможно образование данного соединения не только из простых, но и из любых других веществ.

Таблица 5.5

Исходные данные для задания 5.2.26

Вариант	Реакция	$\Delta G_{f,500}^{\circ}$, кДж
1	$\text{Ag}_{(\text{ТВ})} + \frac{1}{2}\text{N}_{2(\text{ГАЗ})} + \frac{3}{2}\text{O}_{2(\text{ГАЗ})} = \text{AgNO}_{3(\text{ТВ})}$	-33,60
2	$2\text{Ag}_{(\text{ТВ})} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(\text{ГАЗ})} = \text{Ag}_2\text{O}_{(\text{ТВ})}$	-10,90
3	$2\text{Ag}_{(\text{ТВ})} + \text{S}_{(\text{РОМБ})} + 2\text{O}_{2(\text{ГАЗ})} = \text{Ag}_2\text{SO}_{4(\text{ТВ})}$	-618,36
4	$\text{Al}_{(\text{ТВ})} + \frac{3}{2}\text{Cl}_{2(\text{ГАЗ})} = \text{AlCl}_{3(\text{ТВ})}$	-628,58
5	$\text{Ba}_{(\text{ТВ})} + \text{C}_{(\text{ГРАФИТ})} + \frac{3}{2}\text{O}_{2(\text{ГАЗ})} = \text{BaCO}_{3(\text{ТВ})}$	-1132,8
6	$\text{Ba}_{(\text{ТВ})} + \text{O}_{2(\text{ГАЗ})} + \text{H}_2(\text{ГАЗ}) = \text{Ba}(\text{OH})_{2(\text{ТВ})}$	-855,42
7	$\text{Ba}_{(\text{ТВ})} + \text{N}_{2(\text{ГАЗ})} + 3\text{O}_{2(\text{ГАЗ})} = \text{Ba}(\text{NO}_3)_{2(\text{ТВ})}$	-797,23
8	$\text{C}_{(\text{ГРАФИТ})} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(\text{ГАЗ})} + \text{Cl}_{2(\text{ГАЗ})} = \text{COCl}_{2(\text{ГАЗ})}$	-205,31
9	$\text{Ca}_{(\text{ТВ})} + \frac{1}{2}\text{H}_2(\text{ГАЗ}) + \text{P}_{(\text{БЕЛЫЙ})} + 2\text{O}_{2(\text{ГАЗ})} = \text{CaHPO}_{4(\text{ТВ})}$	-1675,4
10	$\text{Ca}_{(\text{ТВ})} + 2\text{H}_2(\text{ГАЗ}) + 2\text{P}_{(\text{БЕЛЫЙ})} + 4\text{O}_{2(\text{ГАЗ})} = \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_{2(\text{ТВ})}$	-2814,8
11	$3\text{Fe}_{(\text{ТВ})} + 2\text{O}_{2(\text{ГАЗ})} = \text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{ТВ})}$	-1014,1
12	$\frac{3}{2}\text{H}_2(\text{ГАЗ}) + \text{P}_{(\text{БЕЛЫЙ})} + 2\text{O}_{2(\text{ГАЗ})} = \text{H}_3\text{PO}_{4(\text{ТВ})}$	-1119,2
13	$2\text{Hg}_{(\text{Ж})} + \text{Br}_{2(\text{Ж})} = \text{Hg}_2\text{Br}_{2(\text{ТВ})}$	-181,35
14	$\text{K}_{(\text{ТВ})} + \frac{1}{2}\text{Cl}_{2(\text{ГАЗ})} + \frac{3}{2}\text{O}_{2(\text{ГАЗ})} = \text{KClO}_{3(\text{ТВ})}$	-289,80
15	$\text{K}_{(\text{ТВ})} + \text{Mn}_{(\text{ТВ})} + 2\text{O}_{2(\text{ГАЗ})} = \text{KMnO}_{4(\text{ТВ})}$	-729,14
16	$2\text{K}_{(\text{ТВ})} + \text{Cr}_{(\text{ТВ})} + 2\text{O}_{2(\text{ГАЗ})} = \text{K}_2\text{CrO}_{4(\text{ТВ})}$	-1277,8
17	$2\text{Na}_{(\text{ТВ})} + \frac{1}{2}\text{H}_2(\text{ГАЗ}) + \text{P}_{(\text{БЕЛЫЙ})} + 2\text{O}_{2(\text{ГАЗ})} = \text{Na}_2\text{HPO}_{4(\text{ТВ})}$	-1615,5
18	$2\text{Na}_{(\text{ТВ})} + \text{Si}_{(\text{ТВ})} + 3\text{F}_{2(\text{ГАЗ})} = \text{Na}_2\text{SiF}_6(\text{ТВ})$	-2696,3
19	$4\text{Na}_{(\text{ТВ})} + \text{Si}_{(\text{ТВ})} + 2\text{O}_{2(\text{ГАЗ})} = \text{Na}_4\text{SiO}_4(\text{ТВ})$	-1976,1
20	$\text{S}_{(\text{РОМБ})} + \text{O}_{2(\text{ГАЗ})} + \text{Cl}_{2(\text{ГАЗ})} = \text{SO}_2\text{Cl}_{2(\text{ГАЗ})}$	-1615,5
21	$\text{C}_{(\text{ГРАФИТ})} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(\text{ГАЗ})} + \text{H}_2(\text{ГАЗ}) = \text{CH}_2\text{O}_{(\text{ГАЗ})}$ формальдегид	-109,94
22	$\text{C}_{(\text{ГРАФИТ})} + \text{O}_{2(\text{ГАЗ})} + \text{H}_2(\text{ГАЗ}) = \text{CH}_2\text{O}_{2(\text{Ж})}$ муравьиная кислота	-361,74

Вариант	Реакция	$\Delta G_{f,500}^{\circ}$, кДж
23	$2C_{\text{(графит)}} + \frac{1}{2}O_{2(\text{газ})} + 3H_{2(\text{газ})} = C_2H_5OH_{(\text{ж})}$ этанол	-361,74
24	$4C_{\text{(графит)}} + \frac{1}{2}O_{2(\text{газ})} + 5H_{2(\text{газ})} = C_4H_9OH_{(\text{ж})}$ бутанол	-160,88
25	$6C_{\text{(графит)}} + \frac{1}{2}O_{2(\text{газ})} + 3H_{2(\text{газ})} = C_6H_5OH_{(\text{тв})}$ фенол	-50,21
26	$C_{\text{(графит)}} + \frac{1}{2}H_{2(\text{газ})} + \frac{3}{2}Cl_{2(\text{газ})} = CHCl_3_{(\text{ж})}$	-68,52
27	$2C_{\text{(графит)}} + \frac{5}{2}H_{2(\text{газ})} + \frac{1}{2}Cl_{2(\text{газ})} = C_2H_5Cl_{(\text{газ})}$	-60,04
28	$C_{\text{(графит)}} + 2H_{2(\text{газ})} + \frac{1}{2}O_{2(\text{газ})} + N_{2(\text{газ})} =$ $= CH_4N_2O_{(\text{тв})}$ карбамид	-197,15
29	$2C_{\text{(графит)}} + \frac{1}{2}N_{2(\text{газ})} + \frac{5}{2}H_{2(\text{газ})} + O_{2(\text{газ})} =$ $= C_2H_5NO_2_{(\text{тв})}$ аминокислотная кислота	-528,5
30	$6C_{\text{(графит)}} + \frac{1}{2}F_{2(\text{газ})} + \frac{5}{2}H_{2(\text{газ})} = C_6H_5F_{(\text{газ})}$	-69,06

5.2.27. При некоторой температуре в газовой фазе протекают реакции, уравнения которых приведены в табл. 5.6. Химические формулы веществ, участвующих в реакции, обозначены символами А и В (исходные вещества), С и D (продукты реакции).

До начала реакции в реакционной системе присутствовали только исходные вещества с концентрациями C_{0A} и C_{0B} , моль/л. Расход вещества А выражен символом ΔC_A .

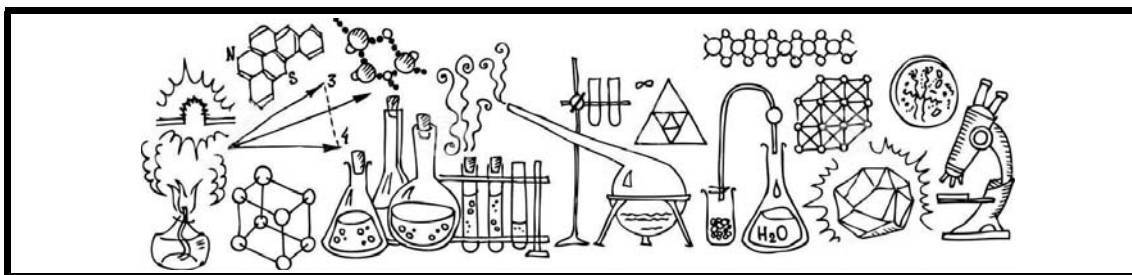
Определите равновесные концентрации вещества В (C_B), выбрав один правильный ответ из четырех, представленных в последней колонке табл. 5.6.

Таблица 5.6

Исходные данные для задания 5.2.27

Вариант	Уравнение реакции	Исходные данные	Равновесная концентрация В
1	$2A + B \rightleftharpoons 3D + \frac{1}{2}C$	$C_{0A} = 0,2;$ $C_{0B} = 0,2;$ $\Delta C_A = 0,01$	а) $C_B = 0,195;$ б) $C_B = 0,005;$ в) $C_B = 0,010;$ г) $C_B = 0,100$
2	$\frac{1}{2}A + 2B \rightleftharpoons 3D + C$	$C_{0A} = 0,5;$ $C_{0B} = 0,5;$ $\Delta C_A = 0,02$	а) $C_B = 0,400;$ б) $C_B = 0,460;$ в) $C_B = 0,100;$ г) $C_B = 0,600$
3	$\frac{1}{2}A + 2B \rightleftharpoons 2D + C$	$C_{0A} = 0,25;$ $C_{0B} = 0,5;$ $\Delta C_A = 0,01$	а) $C_B = 0,005;$ б) $C_B = 0,050;$ в) $C_B = 0,020;$ г) $C_B = 0,460$
4	$\frac{1}{2}A + B \rightleftharpoons 2D + 3C$	$C_{0A} = 1,0;$ $C_{0B} = 0,5;$ $\Delta C_A = 0,02$	а) $C_B = 0,460;$ б) $C_B = 0,010;$ в) $C_B = 0,040;$ г) $C_B = 0,080$

Вариант	Уравнение реакции	Исходные данные	Равновесная концентрация В
5	$2A + 2B \rightleftharpoons \frac{1}{2}D + C$	$C_{0A} = 1,0;$ $C_{0B} = 2,5;$ $\Delta C_A = 0,02$	а) $C_B = 2,050;$ б) $C_B = 2,460;$ в) $C_B = 0,080;$ г) $C_B = 2,400$
6	$3A + B \rightleftharpoons \frac{1}{2}D + 2C$	$C_{0A} = 1,0;$ $C_{0B} = 2,5;$ $\Delta C_A = 0,03$	а) $C_B = 0,049;$ б) $C_B = 2,400;$ в) $C_B = 0,060;$ г) $C_B = 0,010$
7	$3A + B \rightleftharpoons D + 3C$	$C_{0A} = 1,0;$ $C_{0B} = 2,5;$ $\Delta C_A = 0,003$	а) $C_B = 0,005;$ б) $C_B = 2,499;$ в) $C_B = 2,500;$ г) $C_B = 0,001$
8	$3A + B \rightleftharpoons 3D + 2C$	$C_{0A} = 2,0;$ $C_{0B} = 1,5;$ $\Delta C_A = 0,03$	а) $C_B = 1,400;$ б) $C_B = 1,490;$ в) $C_B = 0,010;$ г) $C_B = 0,030$
9	$A + B \rightleftharpoons 2D + 3C$	$C_{0A} = 1,0;$ $C_{0B} = 2,5;$ $\Delta C_A = 0,002$	а) $C_B = 2,498;$ б) $C_B = 2,490;$ в) $C_B = 0,002;$ г) $C_B = 0,004$
10	$\frac{1}{2}A + B \rightleftharpoons 3D + 2C$	$C_{0A} = 2,0;$ $C_{0B} = 2,0;$ $\Delta C_A = 0,04$	а) $C_B = 1,920;$ б) $C_B = 1,980;$ в) $C_B = 0,020;$ г) $C_B = 0,080$
11	$3A + B \rightleftharpoons D + 3C$	$C_{0A} = 1,0;$ $C_{0B} = 1,5;$ $\Delta C_A = 0,003$	а) $C_B = 1,499;$ б) $C_B = 0,499;$ в) $C_B = 1,497;$ г) $C_B = 0,001$
12	$2A + B \rightleftharpoons 3D + \frac{1}{2}C$	$C_{0A} = 1,5;$ $C_{0B} = 2,5;$ $\Delta C_A = 0,01$	а) $C_B = 2,495;$ б) $C_B = 2,490;$ в) $C_B = 0,020;$ г) $C_B = 0,005$
13	$\frac{1}{2}A + 2B \rightleftharpoons D + 2C$	$C_{0A} = 2,0;$ $C_{0B} = 2,0;$ $\Delta C_A = 0,04$	а) $C_B = 1,920;$ б) $C_B = 1,840;$ в) $C_B = 0,160;$ г) $C_B = 0,080$
14	$3A + 2B \rightleftharpoons 2D + C$	$C_{0A} = 1,0;$ $C_{0B} = 1,5;$ $\Delta C_A = 0,003$	а) $C_B = 1,498;$ б) $C_B = 0,499;$ в) $C_B = 1,497;$ г) $C_B = 0,002$
15	$2A + \frac{1}{2}B \rightleftharpoons 3D + \frac{1}{2}C$	$C_{0A} = 5,5;$ $C_{0B} = 4,5;$ $\Delta C_A = 0,080$	а) $C_B = 0,020;$ б) $C_B = 0,016;$ в) $C_B = 4,480;$ г) $C_B = 4,420$



ЛИТЕРАТУРА

1. Электронный учебно-методический комплекс по учебной дисциплине «Физическая химия» для специальностей 1-43 01 06 «Энергоэффективные технологии и энергетический менеджмент»; 1-47 02 01 «Технология полиграфических производств»; 1-48 01 01 «Химическая технология неорганических веществ, материалов и изделий»; 1-48 01 04 «Технология электрохимических производств»; 1-48 01 06 «Промышленная водоподготовка и водоочистка»; 1-48 02 02 «Технология лекарственных препаратов»; 1-57 01 01 «Охрана окружающей среды и рациональное использование природных ресурсов»; 1-48 02 01 «Биотехнология» [Электронный ресурс] / сост.: И. И. Курило [и др.]. – Режим доступа: <https://dist.belstu.by/course/view.php?id=2494>. – Дата доступа: 14.04.2022.

2. Стромберг, А. Г. Физическая химия / А. Г. Стромберг, Д. П. Семченко; под ред. А. Г. Стромберга. – 3-е изд., испр. и доп. – М.: Высш. шк., 1999. – 527 с.

3. Дудчик, Г. П. Термодинамика химического равновесия: учеб. пособие / Г. П. Дудчик, И. М. Жарский. – Минск: БГТУ, 2004. – 199 с.

4. Дудчик, Г. П. Физическая химия: в 2 ч. Ч. 1. Основы химической термодинамики: тексты лекций / Г. П. Дудчик. – Минск: БГТУ, 2013. – 275 с.

5. Клындюк, А. И. Физическая химия: тексты лекций / А. И. Клындюк, Г. С. Петров. – Минск: БГТУ, 2006. – 175 с.

6. Клындюк, А. И. Физическая химия: учеб. пособие / А. И. Клындюк, Г. С. Петров, Е. А. Чижова. – Минск: БГТУ, 2013. – 300 с.

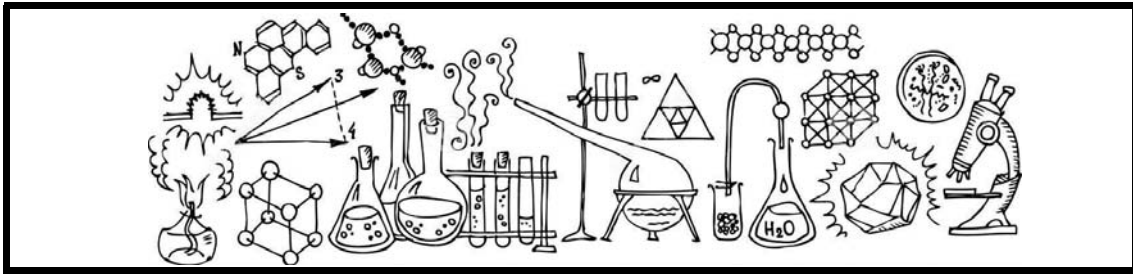
7. Клындюк, А. И. Физическая химия: учеб.-метод. пособие / А. И. Клындюк, Е. А. Чижова. – Минск: БГТУ, 2015. – 174 с.

8. Болвако, А. К. Физическая химия. Задания для самостоятельной работы в системе дистанционного обучения: в 2 ч. Ч. 1. Физическая

химия. Разделы «Химическая термодинамика», «Химическое равновесие»: учеб.-метод. пособие [Электронный ресурс] / А. К. Болвако, Г. П. Дудчик. – Минск: БГТУ, 2016. – 80 с. – Режим доступа: <https://elib.belstu.by/handle/123456789/33458>. – Дата доступа: 14.04.2022.

9. Физическая химия: программа, метод. указания и контрольные задания по разделам «Основы химической термодинамики» и «Химическое равновесие» / сост.: Г. П. Дудчик, А. И. Клындюк, Е. А. Чижова. – Минск: БГТУ, 2009. – 104 с.

10. Краткий справочник физико-химических величин / под ред. А. А. Равделя, А. М. Пономаревой. – 12-е изд. – М.: ООО «ТИД “АРИС”», 2010. – 238 с.



ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие.....	3
1. Константа химического равновесия, выраженная различными способами. Свойства константы химического равновесия	6
2. Изменение энергии Гиббса ΔG химической реакции. Уравнение изотермы химической реакции и его применение для термодинамического описания реакционных систем	9
3. Влияние различных факторов на смещение химического равновесия. Принцип подвижного равновесия (принцип Ле Шателье), примеры его практического применения	14
4. Обучающие тестовые задания	24
5. Контролирующие тестовые задания	34
5.1. Уровень А	34
5.2. Уровень Б.....	43
Литература	63

Учебное издание

Дудчик Галина Павловна
Болвако Александр Константинович

ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ
ОБУЧАЮЩИЕ
И КОНТРОЛИРУЮЩИЕ ЗАДАНИЯ

Учебно-методическое пособие

Редактор *Е. С. Ватеичкина*
Компьютерная верстка *Е. С. Ватеичкина*
Корректор *Е. С. Ватеичкина*

Издатель:

УО «Белорусский государственный технологический университет».
Свидетельство о государственной регистрации издателя,
изготовителя, распространителя печатных изданий
№ 1/227 от 20.03.2014.
Ул. Свердлова, 13а, 220006, г. Минск.