

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«ТЮМЕНСКИЙ ИНДУСТРИАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»
Строительный институт

Кафедра Общей и специальной химии

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Методические указания для самостоятельной работы и контроля знаний
по дисциплине «Химия»
для обучающихся направления 20.03.01 «Техносферная безопасность»
всех форм обучения
Часть 1

Составители
С.А. Голянская,
старший преподаватель
О.В. Агейкина,
кандидат химических наук, доцент

Тюмень
ТИУ
2019

Общая химия: методические указания для самостоятельной работы и контроля знаний для обучающихся направления подготовки 20.03.01 «Техносферная безопасность» всех форм обучения / сост. С.А. Голянская, О.В. Агейкина; Тюменский индустриальный университет. – 2-е изд. перераб. и доп. – Тюмень: Издательский центр БИК, ТИУ, 2019. – 36 с.

Методические указания рассмотрены и рекомендованы к изданию на заседании кафедры «Общей и специальной химии»
«18» сентября 2019 года, протокол № 111

Аннотация

Методические указания разработаны на основании рабочей программы дисциплины «Химия» для обучающихся направления 20.03.01 «Техносферная безопасность» и предназначены для всех форм обучения. Руководство содержит общие методические указания, примеры решения типовых задач, задания для самостоятельного выполнения, необходимый справочный материал для решения задач. Содержание методических указаний направлено на организацию самостоятельной работы студентов.

Пояснительная записка

Настоящие методические указания составлены в соответствии с рабочей программой дисциплины «Химия» для обучающихся направления 20.03.01 «Техносферная безопасность», профиль «Инженерная защита окружающей среды», «Безопасность технологических процессов и производств».

Руководство содержит краткую теорию, примеры решения типовых задач, задания для самостоятельного выполнения по разделам «Термодинамика химических процессов», «Химическая кинетика и равновесие», «Растворы».

Цель данных методических указаний - закрепление и углубление теоретических знаний при решении задач. В процессе самостоятельной работы формируются умения простейших стехиометрических, термодинамических и кинетических расчетов, составления уравнений реакций в растворах электролитов, формируются понятия, необходимые для изучения последующих разделов химии и последующих дисциплин.

Правила оформления контрольной работы

1. Контрольная работа оформляется в тетради в клетку синей пастой.
2. Контрольная работа должна содержать титульный лист и поля для замечаний рецензента.
3. На титульном листе должны быть четко указаны фамилия обучающегося, его инициалы, учебный номер (шифр), группа, название дисциплины.
4. Для удобства решения задач в приложении приведены справочные данные и ссылки на приложение в соответствующих разделах.
5. Оформление задач:
 - необходимо записать номер и полную формулировку каждой задачи;
 - при решении задач нужно записать исходную формулу в общем виде, пояснить входящие в нее величины, затем привести математические преобразования, размерности величин должны быть переведены в единую систему;
 - ответы на вопросы должны быть коротко и ясно обоснованы;
6. Для обучающихся заочной формы работа должна быть датирована и представлена в университет на регистрацию.
7. Контрольная работа, в которой допущены ошибки, возвращается для исправлений. Исправления следует выполнять в конце тетради, а не в рецензированном тексте.

Таблица вариантов контрольных заданий приведена в разделе 2.

1 ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ И ЗАДАНИЯ

1.1 Термодинамика химических процессов

Термодинамический метод помогает, не прибегая к эксперименту, решить вопрос о возможности протекания реакции, ее направлении, предельном протекании, выборе оптимального режима. Для характеристики процесса используют следующие термодинамические функции:

H – энтальпия, характеризует *энергосодержание* системы при условии постоянства параметров $p = \text{const}$ и $T = \text{const}$ и определяет *тепловой эффект* реакции ($\Delta H = -Q$). *Экзотермический* процесс сопровождается выделением энергии ($\Delta H < 0$), в *эндотермическом* процессе тепло поглощается ($\Delta H > 0$).

Раздел термодинамики, изучающий тепловые эффекты химических реакций, называется *термохимией*.

В закрытой системе изменение энтальпии также дает информацию о самопроизвольной направленности процесса – выгодны процессы, в которых запас внутренней энергии системы понижается ($\Delta H < 0$).

S – энтропия, характеризует беспорядок в системе. Изменение энтропии в ходе химического процесса связано с изменением агрегатного состояния, структуры веществ, объема (числа молей) газообразных веществ и др. Согласно второму началу термодинамики *в изолированных системах энтропия самопроизвольно протекающего процесса возрастает* ($\Delta S > 0$). В условиях равновесия энтропия системы максимальна.

G – энергия Гиббса или *изобарно-изотермический потенциал* (используется для условий $p = \text{const}$ и $T = \text{const}$), учитывает одновременно два фактора – энтальпийный ΔH (стремление системы перейти в состояние с минимальной энергией) и энтропийный $T\Delta S$ (стремление перевести систему к максимальному беспорядку):

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

Самопроизвольным является всякий процесс, в результате которого, энергия системы уменьшается ($\Delta G < 0$). Когда система достигает положения равновесия, G принимает минимальное значение, а ΔG становится равным нулю.

Для расчетов принято использовать стандартные значения термодинамических функций (при $T = 298 \text{ K}$ и $p = 10^5 \text{ Па}$), отнесенные к *1 моль* веществ (см. приложение А, таблица А1). Под стандартной энтальпией образования вещества $\Delta_f H^0_{298}$ понимают энтальпию образования одного моля вещества при стандартных условиях из *простых* веществ. Теплоты образования простых веществ в их устойчивом состоянии приняты равными нулю. Стандартная энтропия S^0_{298} простых веществ *не равна* нулю.

Термодинамические расчеты основаны на законах термохимии, основным из которых является **закон Гесса** – тепловой эффект реакции зави-

сит только от природы и физического состояния исходных веществ и конечных продуктов, но не зависит от пути перехода (промежуточных стадий реакции).

На основании этого закона можно рассчитать тепловой эффект реакции по формуле:

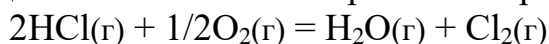
$$\Delta H^0_{298} = \sum n \Delta_f H^0_{298(\text{прод})} - \sum n \Delta_f H^0_{298(\text{исх})}$$

Данная формула отражает **первое следствие из закона Гесса** – тепловой эффект реакции равен сумме стандартных энтальпий образования продуктов реакции за вычетом суммы стандартных энтальпий образования исходных веществ с учетом их стехиометрических коэффициентов.

Стандартные величины ΔS^0_{298} и ΔG^0_{298} так же являются функциями состояния и могут быть рассчитаны аналогично на основе первого следствия из закона Гесса.

Примеры решения задач

Пример 1. Определите возможность протекания реакции:



при стандартных условиях и при температуре 1000 К. Установите температуру, при которой система будет находиться в равновесии.

Решение: 1. Выписываем справочные термодинамические данные:

	$\text{HCl}_{(\text{г})}$	$\text{O}_{2(\text{г})}$	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$	$\text{Cl}_{2(\text{г})}$
$\Delta_f H^0_{298}$, кДж/моль	-92,30	0	-241,84	0
S^0_{298} , Дж/моль·К	186,7	205,03	189	222,9
ΔG^0_{298} , кДж/моль	-95,30	0	-229,0	0

2. Рассчитываем по 1 следствию из закона Гесса тепловой эффект:

$$\Delta H^0_{298} = \sum n \Delta_f H^0_{298(\text{прод})} - \sum n \Delta_f H^0_{298(\text{исх})}$$

$$\Delta H^0_{298} = (\Delta_f H^0_{298(\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})})} + \Delta_f H^0_{298(\text{Cl}_{2(\text{г})})}) - (2\Delta_f H^0_{298(\text{HCl}_{(\text{г})})} + 1/2\Delta_f H^0_{298(\text{O}_{2(\text{г})})})$$

$$\Delta H^0_{298} = -241,84 - 2 \cdot (-92,30) = -57,24 \text{ кДж}$$

$\Delta H < 0$, реакция экзотермическая, проходит с выделением тепла.

3. Рассчитываем изменение энтропии:

$$\Delta S^0_{298} = \sum n \cdot S^0_{298(\text{прод})} - \sum n \cdot S^0_{298(\text{исх})}$$

$$\Delta S^0_{298} = (S^0_{298(\text{Cl}_{2(\text{г})})} + S^0_{298(\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})})}) - (2S^0_{298(\text{HCl}_{(\text{г})})} + 1/2S^0_{298(\text{O}_{2(\text{г})})})$$

$$\Delta S^0_{298} = 222,9 + 189 - (2 \cdot 186,7 + 0,5 \cdot 205,03) = -64 \text{ Дж/К}$$

$$\Delta S^0_{298} = -0,064 \text{ кДж/К}$$

Снижение энтропии связано с уменьшением количества моль газообразных веществ в ходе реакции.

4. Для данной реакции $\Delta H < 0$, выделение теплоты благоприятствует протеканию процесса. $\Delta S < 0$, является неблагоприятным фактором, т.к. высвобождаемая теплота расходуется на создание более упорядоченной системы. В этом случае процесс проходит в прямом направлении при условии $|\Delta H| > |T\Delta S|$.

Рассчитаем изменение энергии Гиббса:

$$\Delta G^0_{298} = \Delta H^0_{298} - T\Delta S^0_{298}$$

Воспользуемся результатами предыдущих расчетов:

$$\begin{aligned}\Delta G^0_{298} &= -57,24 \text{ кДж} - 298 \text{ К} \cdot (-0,064) \text{ кДж/К} = -57,24 \text{ кДж} - (-19,07) \text{ кДж} = \\ &= -38,17 \text{ кДж}\end{aligned}$$

Условие $|\Delta H| > |T\Delta S|$ выполняется, $\Delta G < 0$, следовательно, при стандартных условиях реакция возможна.

При стандартных условиях значение ΔG^0_{298} можно вычислить так же по 1 следствию из закона Гесса:

$$\Delta G^0_{298} = \sum n \cdot \Delta G^0_{298(\text{прод})} - \sum n \cdot \Delta G^0_{298(\text{исх})}$$

$$\Delta G^0_{298} = (\Delta G^0_{298(\text{Cl}_{2(\text{г})})} + \Delta G^0_{298(\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})})}) - (2\Delta G^0_{298(\text{HCl}_{(\text{г})})} + 1/2\Delta G^0_{298(\text{O}_{2(\text{г})})})$$

$$\Delta G^0_{298} = -229 - 2 \cdot (-95,3) = -38,4 \text{ кДж}$$

Сходимость результатов хорошая.

5. Для приближенных расчетов ΔG_{1000} можно принять:

$$\Delta G_{1000} = \Delta H^0_{298} - T\Delta S^0_{298}$$

$$\Delta G_{1000} = -57,24 - 1000 \cdot (-0,064) = -57,24 - (-64) = 6,76 \text{ кДж}$$

Условие $|\Delta H| > |T\Delta S|$ не выполняется, $\Delta G_{1000} > 0$, следовательно, при температуре 1000К реакция самопроизвольно протекать не может, процесс проходит в обратном направлении.

6. При равновесии $\Delta G = 0$,

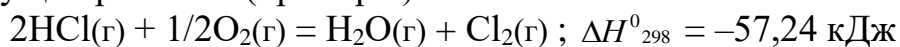
$$\Delta H^0_{298} = -57,24 \text{ кДж}; \Delta S^0_{298} = -0,064 \text{ кДж/К}$$

$$T = \frac{\Delta H}{\Delta S} = \frac{-57,24 \text{ кДж}}{-0,064 \text{ кДж/К}} = 894 \text{ К}$$

Система будет находиться в равновесии при 894К, при этой температуре реакция протекает и в прямом и в обратном направлении.

Пример 2. Сколько теплоты выделится при образовании 44,8 л хлора по реакции $2\text{HCl}(\text{г}) + 1/2\text{O}_2(\text{г}) = \text{H}_2\text{O}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г})$.

Решение: Запишем термохимическое уравнение реакции на основании предыдущих расчетов (пример 1):



Согласно термохимическому уравнению при взаимодействии 2 моль газообразного хлороводорода с 0,5 моль кислорода, образуется 1 моль воды, 1 моль хлора и выделяется 57,24 кДж тепла.

Так как 1 моль любого газа при нормальных условиях занимает объем равный 22,4 л (см. приложение Б), то 44,8 л составят 2 моль. При образовании двух моль хлора выделится $57,2 \cdot 2 = 114,4$ кДж теплоты.

При решении задачи так же можно составить пропорцию:

$$22,4 \text{ л } \text{Cl}_2 - 57,24 \text{ кДж}$$

$$44,8 \text{ л } \text{Cl}_2 - x \text{ кДж}, \quad x = 57,2 \text{ кДж} \cdot 44,8 \text{ л} / 22,4 \text{ л} = 114,4 \text{ кДж}.$$

Контрольные задания

В задачах 1 – 20:

Дайте термодинамическую характеристику процесса, используя справочные данные (приложения А,Б,В):

1. Рассчитайте тепловой эффект реакции при стандартных условиях. Сколько тепла выделится (поглотится) в пересчете на массу (объем) вещества А?

2. Рассчитайте изменение энтропии при стандартных условиях, объясните знак изменения ΔS^0_{298} химической реакции.

3. Дайте качественную оценку возможности процесса на основе энтальпийного и энтропийного фактора.

4. Рассчитайте изменение энергии Гиббса при стандартных условиях и при температуре Т, сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания процесса.

№ задания	Химический процесс	вещество А, масса (объем)	Т, К
1	$\text{C}_{(T)} + \text{CO}_{2(T)} = 2\text{CO}_{(T)}$	$\text{C}_{(T)}$, 1кг	1100
2	$2\text{H}_2\text{O}_{2(Ж)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(Ж)} + \text{O}_{2(T)}$	$\text{H}_2\text{O}_{2(Ж)}$, 100г	323
3	$4\text{NH}_{3(T)} + 5\text{O}_{2(T)} = 4\text{NO}_{(T)} + 6\text{H}_2\text{O}_{(T)}$	$\text{NH}_{3(T)}$, 10л	283
4	$\text{CaO}_{(K)} + \text{H}_2\text{O}_{(ж)} = \text{Ca}(\text{OH})_{2(K)}$	$\text{CaO}_{(K)}$, 1кг	800
5	$\text{CH}_{4(T)} + \text{CO}_{2(T)} = 2\text{CO}_{(T)} + 2\text{H}_{2(T)}$	$\text{CO}_{(T)}$, 1м ³	1200
6	$\text{CaCO}_{3(K)} = \text{CaO}_{(K)} + \text{CO}_{2(T)}$	$\text{CaO}_{(K)}$, 10кг	800
7	$2\text{NaH}_{(T)} + \text{H}_2\text{O}_{(ж)} = 2\text{Na}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)} + \text{H}_2 \uparrow$	$\text{NaH}_{(T)}$, 1кг	278
8	$2\text{H}_{2(T)} + \text{O}_{2(T)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$	$\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$, 1л	2000

9	$Fe_2O_3 + 3CO_{(г)} = 2Fe_{(к)} + 3CO_{2(г)}$	$Fe_{(к)}, 1\text{ кг}$	2000
10	$2SO_{2(г)} + O_{2(г)} = 2SO_{3(г)}$	$SO_{2(г)}, 100\text{ г}$	800
11	$C_2H_{2(г)} + 5/2O_{2(г)} = 2CO_{2(г)} + H_2O_{(ж)}$	$C_2H_{2(г)}, 100\text{ л}$	800
12	$NH_{3(г)} + HCl_{(г)} = NH_4Cl_{(к)}$	$NH_{3(г)}, 10\text{ л}$	700
13	$2Fe_{(к)} + Al_2O_{3(к)} = 2Al_{(к)} + Fe_2O_{3(к)}$	$Al_2O_{3(к)}, 1\text{ кг}$	1000
14	$2NO_{2(г)} = N_2O_{4(г)}$	$NO_{2(г)}, 1\text{ м}^3$	250
15	$N_2H_{4(ж)} + O_{2(г)} = N_{2(г)} + 2H_2O_{(ж)}$	$N_2H_{4(ж)}, 1\text{ кг}$	500
16	$P_2O_{5(к)} + 3H_2O_{(ж)} = 2H_3PO_{4(к)}$	$P_2O_{5(к)}, 10\text{ г}$	378
17	$CH_{4(г)} + 2O_{2(г)} = CO_{2(г)} + 2H_2O_{(ж)}$	$CH_{4(г)}, 1\text{ м}^3$	400
18	$B_2O_{3(к)} + 3H_2O_{(ж)} = 2H_3BO_{3(aq)}$	$B_2O_{3(к)}, 100\text{ г}$	370
19	$2H_2S_{(г)} + O_{2(г)} = 2S_{(к)} + 2H_2O_{(ж)}$	$H_2S_{(г)}, 10\text{ л}$	400
20	$N_{2(г)} + O_{2(г)} = 2NO_{(г)}$	$NO_{(г)}, 100\text{ л}$	700

1.2 Кинетика химических процессов

Химическая кинетика изучает скорость и механизм химических реакций.

Скорость химической реакции – изменение концентрации (ΔC) реагирующих веществ или продуктов реакции в единицу времени:

$$v = \frac{|\Delta C|}{\Delta t},$$

Δt – время протекания реакции, с.

Скорость реакции зависит от природы и концентрации реагирующих веществ, температуры реакционной смеси, наличия катализатора в системе.

Реакции с участием веществ, находящихся в одной фазе называют *гомогенными*. Реакции между веществами, находящимися в разных фазах, называют *гетерогенными*.

Закон действия масс – скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ.

Для обобщенной реакции $aA + bB \rightarrow [\text{продукты реакции}]$ математическое выражение закона действия масс имеет вид:

$$v = kC_A^a \cdot C_B^b,$$

где k – константа скорости, не зависит от концентрации, зависит от природы реагирующих веществ, температуры и катализатора;

C – концентрация (в моль/л).

Скорость *гетерогенных* реакций зависит от поверхности реагирования – чем меньше размер частиц и больше поверхность реагирования, тем быстрее идет реакция.

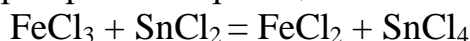
Правило Вант-Гоффа – при изменении температуры на каждые 10 градусов скорость реакции изменяется в 2 - 4 раза.

Математическое выражение этого правила: $v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\Delta T/10}$,
где v_2 и v_1 скорость реакции при температурах T_2 и T_1 соответственно;
 γ – температурный коэффициент, может принимать значения от 2 до 4.

Данное правило применяется для приблизительной оценки.

Примеры решения задач

Пример 1. В растворе протекает реакция

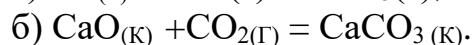
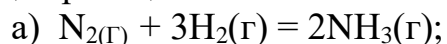


В некоторый момент времени концентрация хлорида железа (II) составила 0,25 моль/л. Вычислите концентрацию хлорида железа (II) в растворе через 10 секунд, если скорость реакции равна 0,02 моль/л·с.

Решение: Скорость реакции равна изменению концентрации реагирующих веществ или продуктов реакции в единицу времени,

$$v = \frac{\Delta C}{\Delta t} = \frac{x - 0,25}{10} = 0,02 \text{ моль/л}, \text{ отсюда } x = 0,45 \text{ моль/л}.$$

Пример 2. Запишите математическое выражение закона действия масс для реакций:



Решение: Согласно закону действия масс:

а) $v_{np} = kC_{\text{N}_2} \cdot C_{\text{H}_2}^3$;

б) $v_{np} = kS_{\text{CaO}} \cdot C_{\text{CO}_2}$, где S – площадь поверхности твердого вещества.

Скорость реакции не зависит от концентрации твердой фазы, при неизменной площади поверхности в ходе процесса $v_{np} = kC_{\text{CO}_2}$.

Пример 3. Как изменится скорость прямой и обратной реакции в системе $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{г})$, если увеличить давление в 2 раза?

Решение: Запишем математическое выражение закона действия масс для прямой и обратной реакции:

$$v_{np} = kC_{\text{SO}_2}^2 \cdot C_{\text{O}_2}, \quad v_{обр} = kC_{\text{SO}_3}^2$$

После увеличения давления объем системы уменьшится в 2 раза, при этом концентрация веществ возрастет в 2 раза.

$$v'_{np} = k(2C_{SO_2})^2 \cdot 2C_{O_2} = k4C_{SO_2}^2 \cdot 2C_{O_2} = 8v_{np} \quad , \quad v'_{обр} = k(2C_{SO_3})^2 = 4C_{SO_3}^2 = 4v_{обр}.$$

Следовательно, скорость прямой реакции после увеличения давления в два раза возрастет в 8 раз, а обратной в 4 раза.

Пример 4. При 323 К реакция заканчивается за 30 с. Сколько времени будет длиться реакция при 293 К, если температурный коэффициент этой реакции равен 2.

Решение: В соответствии с правилом Вант-Гоффа: $v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\Delta T/10}$.

По условию данной задачи $\frac{v_2}{v_1} = 2^{293-323/10} = 2^{-3} = \frac{1}{8}$.

Таким образом, при температуре 293К скорость реакции уменьшится *приблизительно* в 8 раз, продолжительность реакции $t_2 \approx 240с$ (4 минуты).

Контрольные задания

В задачах 21 – 25

Запишите математические выражения для определения скоростей следующих химических реакций:

№ задания	Уравнение процесса	
21	а) $4HCl_{(г)} + O_{2(г)} = 2H_2O_{(г)} + Cl_{2(г)}$	б) $C_{(г)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)}$
22	а) $C_2H_{4(г)} + 3O_{2(г)} = 2CO_{2(г)} + 2H_2O_{(г)}$	б) $2S_{(г)} + 3O_{2(г)} = 2SO_{3(г)}$
23	а) $C_2H_{4(г)} + H_{2(г)} = C_2H_{6(г)}$	б) $4Al_{(к)} + 3O_{2(г)} = 2Al_2O_{3(к)}$
24	а) $A_{(ж)} + 2B_{(ж)} = AB_{2(ж)}$	б) $A_{(к)} + 2B_{(ж)} = AB_{2(ж)}$
25	а) $2A_{(г)} + B_{(ж)} = A_2B_{(г)}$	б) $2A_{(г)} + B_{(к)} = A_2B_{(к)}$

В задачах 26 – 30

Определите, как изменится скорость реакции при изменении давления или концентрации:

№ задания	Изменение параметра	Уравнение процесса
26	увеличение давления в 3 раза	$2H_2S_{(г)} + 3O_{2(г)} = 2SO_{2(г)} + 2H_2O_{(г)}$
27	увеличение концентрации оксида азота в 3 раза	$2NO_{(г)} + Cl_{2(г)} = 2NOCl_{(г)}$
28	разбавление смеси водой в 4 раза	$2H_2O_{2(ж)} = 2H_2O_{(ж)} + O_{2(г)}$
29	разбавление смеси инертным газом в 2 раза	$C_{(к)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)}$
30	увеличение давления в 3 раза	$2NO_{2(г)} + O_{2(г)} = 2NO_{2(г)}$

31. Скорость реакции окисления $2\text{CO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{CO}_{2(\text{г})}$ при определенных условиях $0,05 \text{ моль/л}\cdot\text{с}$, а концентрация CO_2 равна $0,2 \text{ моль/л}$. Рассчитайте концентрацию CO_2 и изменение концентрации CO в системе через 30 секунд.

32. В системе проходит гомогенная реакция $\text{A} + 2\text{B} = \text{C}$. Известно, что константа скорости реакции равна $0,4 \text{ л/моль}^2\cdot\text{с}$, а начальные концентрации веществ А и В равны соответственно $0,3 \text{ моль/л}$ и $0,5 \text{ моль/л}$.

Рассчитайте начальную скорость реакции и скорость этой реакции через некоторое время, когда концентрация А уменьшится на $0,1 \text{ моль/л}$.

33. Как изменится скорость реакции $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{NO}_{2(\text{г})}$, если концентрацию кислорода увеличить до $0,9 \text{ моль/л}$, а концентрацию оксида азота до $1,2 \text{ моль/л}$, если начальные концентрации реагирующих веществ были соответственно $0,8 \text{ моль/л}$ и $0,6 \text{ моль/л}$.

34. Вычислите концентрации всех веществ после того, как прореагировало 20 % оксида азота в реакции: $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{NO}_{2(\text{г})}$.

Известно, что начальная концентрация первого реагирующего вещества была $0,1 \text{ моль/л}$, второго – $0,2 \text{ моль/л}$, а продукта – $0,05 \text{ моль/л}$.

Как изменилась при этом скорость прямой реакции?

35. При 25°C две реакции протекают с одинаковой скоростью. Температурный коэффициент первой реакции равен 2, а второй 2,5. Найдите отношение скоростей этих реакций при 65°C .

36. При повышении температуры на 30° скорость химической реакции увеличилась в 64 раза. Во сколько раз увеличится скорость этой реакции при повышении температуры на 50°C ?

37. Растворение образца цинка в соляной кислоте при 20°C заканчивается за 27 минут, а при 40°C такой же образец растворяется за 3 минуты. За какое время данный образец растворится при 55°C ?

38. При 100°C некоторая реакция заканчивается за 16 минут. Через какое время закончится эта реакция, если проводить ее: а) при 200°C ; б) при 0°C . Температурный коэффициент скорости реакции равен 2.

39. Как изменится скорость химической реакции при увеличении температуры от 300 до 400 К, если температурный коэффициент равен двум?

40. При 50°C реакция, температурный коэффициент которой равен трем, заканчивается за 150 с. Рассчитайте, через какое время закончится эта реакция при 70°C .

1.3 Химическое равновесие

При равновесии скорости прямой и обратной реакций равны, а отношение констант скоростей называется *константой равновесия* данной системы.

Константа равновесия $K_{\text{равн}}$ химической реакции характеризует полноту протекания процесса и связана со стандартной энергией Гиббса:

$$\Delta G = -RT \ln K_{\text{равн}} - \text{уравнение изобары.}$$

где R – газовая постоянная;

T – температура, К.

Константа равновесия зависит от природы реагирующих веществ, температуры и не зависит от концентрации.

При изменении параметров в равновесной системе происходят изменения, направленные на восстановление равновесия.

Согласно принципу Ле Шателье: если на систему, находящуюся в равновесии, оказывать внешнее воздействие, то равновесие смещается в том направлении, которое ослабляет эффект внешнего воздействия.

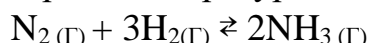
Факторы, влияющие на химическое равновесие

Воздействие		Направление смещения равновесия
Концентрация	повышение	реакция с участием вещества, концентрация которого увеличилась (снижение концентрации)
	снижение	реакция с образованием вещества, концентрация которого снизилась (увеличение концентрации)
Температура	повышение	эндотермическая реакция (поглощение тепла)
	понижение	экзотермическая реакция (выделение тепла)
Давление	повышение	образование меньшего числа молей (снижение объема) газообразных веществ
	понижение	образование большего числа молей (увеличение объема) газообразных веществ

Учитывая принцип Ле Шателье, можно предсказать поведение системы при смене термодинамических параметров или выбрать условия, необходимые для проведения процесса.

Примеры решения задач

Пример 1. При некоторой температуре в гомогенной системе:



установилось равновесие при следующих концентрациях реагирующих веществ $[\text{N}_2] = 3$ моль/л; $[\text{H}_2] = 9$ моль/л; $[\text{NH}_3] = 4$ моль/л.

Вычислите константу равновесия.

Решение: В соответствии с законом действия масс для скорости прямой и обратной реакции справедливы выражения

$$v_{\text{пр}} = k_1 C_{\text{N}_2} \cdot C_{\text{H}_2}^3 \quad \text{и} \quad v_{\text{обр}} = k_2 C_{\text{NH}_3}^2$$

В момент равновесия $v_{\text{пр}} = v_{\text{обр}}$, следовательно $k_1 C_{\text{N}_2} \cdot C_{\text{H}_2}^3 = k_2 C_{\text{NH}_3}^2$.

Обозначив равновесные концентрации веществ квадратными скобками, получим выражение для константы равновесия:

$$K_{\text{равн}} = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3}.$$

Подставим в это выражение значения равновесных концентраций:

$$K_{\text{равн}} = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3} = \frac{4^2}{3 \cdot 9^3} = 0,198.$$

$K_{\text{равн}} < 1$, подтверждает, что при химическом равновесии концентрации исходных веществ выше, чем продуктов реакции. Согласно уравнению изобары, для такой реакции $\Delta G > 0$, т.е. преобладающим является обратное направление процесса.

Для газообразных соединений вместо концентраций при записи константы равновесия можно использовать давление (пример 2).

Пример 2. Запишите выражение для константы равновесия следующей реакции $\text{C}_{(\text{T})} + \text{CO}_{2(\text{Г})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(\text{Г})}$; $\Delta H > 0$

Укажите способы, позволяющие повысить выход оксида углерода (II) в этом процессе.

Решение: Реакция является гетерогенной, поэтому в выражение константы равновесия входят концентрации только тех веществ, которые находятся в газообразной фазе $K_c = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]}$.

Для газообразных соединений вместо концентраций при записи константы равновесия можно использовать давление $K_p = \frac{p_{\text{CO}}^2}{p_{\text{CO}_2}}$.

Определим с помощью принципа Ле-Шателье, какие условия будут способствовать протеканию реакции вправо:

1. Увеличение концентрации исходного вещества CO_2 .
2. В левой части уравнения 1 моль газа, а в правой 2 моль газа, равновесие сместится в сторону большего объема, т.е. большего числа моль газообразных веществ, при снижении давления.
3. $\Delta H > 0$, в ходе данной реакции происходит поглощение тепла. Равновесие смещается в сторону эндотермической реакции при повышении температуры, значит, для увеличения выхода CO температуру системы необходимо повышать.

Таким образом, увеличению выхода оксида углерода (II) будут способствовать следующие условия: увеличение концентрации диоксида углерода, уменьшение давления, повышение температуры.

Контрольные задания

В задачах 41-50

1. Запишите выражение константы равновесия обратимого процесса.
2. Исходя из уравнения изобары, рассчитайте значение константы равновесия при 25°C, исходные вещества или продукты реакции преобладают в системе в момент равновесия?
3. Как сместится равновесие, если в системе увеличить температуру, уменьшить давление, добавить катализатор?

№ задания	Термохимическое уравнение процесса	$\Delta G^0_{298}, \text{кДж}$
41	$\text{CO}_{2(\Gamma)} + \text{H}_{2(\Gamma)} = \text{CO}_{(\Gamma)} + \text{H}_2\text{O}_{(\Gamma)}; \Delta H^0 = 41,2 \text{ кДж}$	28,7
42	$3\text{O}_{2(\Gamma)} = 2\text{O}_{3(\Gamma)}; \Delta H^0 = 184,6 \text{ кДж}$	-15,48
43	$2\text{SO}_{2(\Gamma)} + \text{O}_{2(\Gamma)} = 2\text{SO}_{3(\Gamma)}; \Delta H^0 = -196,6 \text{ кДж}$	-142
44	$\text{NH}_{3(\Gamma)} + \text{HCl}_{(\Gamma)} = \text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{К})}; \Delta H^0 = 184,6 \text{ кДж}$	-91,7
45	$\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{К})} + 3\text{H}_{2(\Gamma)} = \text{Fe}_{(\text{К})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\Gamma)}; \Delta H^0 = 96,7 \text{ кДж}$	54,57
46	$\text{C}_{(\text{ГРАФИТ})} + 2\text{H}_{2(\Gamma)} = \text{CH}_{4(\Gamma)}; \Delta H^0 = -74,9 \text{ кДж}$	-50,8
47	$\text{MgCO}_{3(\text{К})} = \text{MgO}_{(\text{К})} + \text{CO}_{2(\Gamma)}; \Delta H^0 = 17,65 \text{ кДж}$	-48,5
48	$2\text{C}_{(\text{К})} + \text{O}_{2(\Gamma)} = 2\text{CO}_{(\Gamma)}; \Delta H^0 = -221 \text{ кДж}$	-274,2
49	$\text{H}_{2(\Gamma)} + \text{Br}_{2(\Gamma)} = 2\text{HBr}_{(\Gamma)}; \Delta H^0 = -72,6 \text{ кДж}$	-106,6
50	$2\text{NO}_{2(\Gamma)} = \text{N}_2\text{O}_{4(\Gamma)}; \Delta H^0 = -58,4 \text{ кДж}$	-3,98

В задачах 51-60

1. Запишите выражение константы равновесия обратимого процесса.
2. Исходя из значения константы равновесия, установите, исходные вещества или продукты реакции преобладают в системе в момент равновесия.
3. Подберите условия для увеличения выхода продукта реакции.
4. Как изменится значение константы равновесия данной системы с увеличением температуры?

№ задания	Термохимическое уравнение процесса	$K_{\text{равн.}}$
51	$\text{NiO}_{(\text{К})} + \text{H}_{2(\Gamma)} = \text{Ni}_{(\text{К})} + \text{H}_2\text{O}_{(\Gamma)}; \Delta H^0 < 0$	800 (523 К)
52	$\text{WO}_{2(\text{К})} + 2\text{H}_{2(\Gamma)} = \text{W}_{(\text{К})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\Gamma)}; \Delta H^0 > 0$	10^{-27} (523 К)
53	$\text{CO}_{(\Gamma)} + \text{H}_2\text{O}_{(\Gamma)} = \text{H}_{2(\Gamma)} + \text{CO}_{2(\Gamma)}; \Delta H^0 < 0$	1 (900°C)
54	$\text{H}_{2(\Gamma)} + \text{I}_{2(\Gamma)} = 2\text{HI}_{(\Gamma)}; \Delta H^0 > 0$	45,9 (763 К)
55	$\text{FeO}_{(\text{К})} + \text{CO}_{(\Gamma)} = \text{Fe}_{(\text{К})} + \text{CO}_{2(\Gamma)}; \Delta H^0 < 0$	0,5 (1000°C)
56	$4\text{NH}_{3(\Gamma)} + 5\text{O}_{2(\Gamma)} = 4\text{NO}_{(\Gamma)} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\Gamma)}; \Delta H^0 < 0$	$8 \cdot 10^{-3}$

57	$2NH_{3(g)} + 3Cl_{2(g)} = N_{2(g)} + 6HCl_{(g)}; \Delta H^0 < 0$	10^{-6}
58	$2H_2S_{(g)} + 3O_{2(g)} = 2SO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}; \Delta H^0 < 0$	$3 \cdot 10^5$
59	$2CuO_{(K)} + CO_{(g)} = CO_{2(g)} + Cu_2O_{(K)}; \Delta H^0 < 0$	15,89
60	$PCl_{5(g)} = PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}; \Delta H^0 > 0$	0,634 (500 K)

1.4 Растворы. Способы выражения концентрации растворов

Концентрацией называется содержание растворенного вещества в единице массы или объема раствора или растворителя.

Существуют различные способы численного выражения состава растворов – массовые, объемные и безразмерные.

Наиболее распространенные способы выражения состава раствора

Название концентрации	Формула для расчета	Физический смысл	Единицы измерения
Массовая доля	$\omega = \frac{m_B}{m_P} 100\%$	масса растворенного вещества (г) в 100 граммах раствора	% -
Молярная	$C_M = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V}$	число моль растворенного вещества в 1 л раствора	моль/л
Молярная концентрация эквивалента*	$C_{\text{э}} = \frac{n_{\text{э}}}{V} = \frac{m}{M_{\text{э}} \cdot V}$	количество вещества эквивалента, содержащегося в 1 л раствора.	моль/л
Мольная доля	$N_i = \frac{n_i}{\sum n_i}$	отношение числа моль растворенного вещества к сумме числа моль всех компонентов раствора.	-
Титр	$T = \frac{m}{V}$	масса вещества, содержащегося в 1 мл (в 1 см ³) раствора	г/мл

*Другие названия эквивалентная концентрация, нормальность (обозначение C_N)

Количественные соотношения, необходимые для решения задач данного раздела, дополнительно приведены в приложении Б.

Примеры решения задач

Пример 1. Вычислите молярную концентрацию и мольную долю раствора, в котором массовая доля хлорида алюминия составляет 26 %, плотность раствора равна 1,149 г/см³.

Решение: Молярную концентрацию рассчитаем по формуле: $C_M = \frac{\nu}{V}$.

Определим количество моль растворенного вещества:

$$\nu(\text{AlCl}_3) = \frac{m(\text{AlCl}_3)}{M(\text{AlCl}_3)} = \frac{26\text{г}}{133,5\text{г/моль}} = 0,195 \text{ моль}.$$

Массовая доля раствора равна 26 %, следовательно, в 100 г раствора содержится 26 г вещества, молярную массу AlCl_3 находим по таблице Менделеева (приложение В).

$$\text{Объем раствора определим из формулы } V = \frac{m_{\text{р-ра}}}{\rho} = \frac{100\text{г}}{1,149\text{г/см}^3} = 87 \text{ см}^3.$$

$$C_M = \frac{\nu}{V} = \frac{0,195\text{моль}}{0,087\text{л}} = 2,24\text{моль/л}$$

В 100 г раствора содержится 26 г AlCl_3 и 74 г H_2O , количество моль воды $\nu = \frac{74\text{г}}{18\text{г/моль}} = 4,11\text{моль}$,

$$\text{тогда мольная доля } N_2 = \frac{\nu_2}{\nu_2 + \nu_1} = \frac{0,195\text{моль}}{0,195\text{моль} + 4,11\text{моль}} = 0,045.$$

Пример 2. Какова молярная концентрация эквивалента 0,5 М раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$?

Решение: Обозначение 0,5 М означает, что в 1 л раствора содержится 0,5 моль $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Для сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ молярная масса эквивалента равна $M_{\text{э}} = \frac{M}{2 \cdot 3}$, т.к. для соли число эквивалентности z равно произведению количества замещаемых катионов металла на их заряд (см. приложение Б).

Таким образом, эквивалентная масса $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ в шесть раз меньше его молярной массы.

Из сопоставления формул молярной и эквивалентной концентрации: $C_M = \frac{m}{M \cdot V}$ $\left(C_{\text{э}} = \frac{m}{M_{\text{э}} \cdot V} \right)$, видно, что молярная концентрация и молярная концентрация эквивалента раствора сульфата алюминия различаются в шесть раз.

Таким образом, молярная концентрация эквивалента 0,5 М раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ равна 3 моль/л.

В случае, если эквивалентная масса вещества равна молярной массе, молярная концентрация эквивалента будет равна молярной концентрации, например KOH , HCl и др.

Контрольные задания

61. Чему равна молярная концентрация эквивалента и титр раствора гидроксида натрия с массовой долей 25% и плотностью 1,328 г/см³?

62. Вычислите молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента для раствора азотной кислоты с массовой долей 20,8% (плотность 1,12 г/см³).

63. В воде растворили 4 г гидроксида калия, объем раствора доведен до 500 мл. Найдите молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента раствора.

64. Определите молярную концентрацию эквивалента раствора серной кислоты с массовой долей 25%, плотность раствора 1,2 г/см³.

65. Смешали 50 см³ 10%-ного раствора HNO₃ (плотность 1,056 г/см³) и 150 см³ 30%-ного раствора HNO₃ (плотность 1,184 г/см³). Вычислите молярную концентрацию полученного раствора.

66. Вычислить молярную концентрацию 45%-ного раствора гидроксида калия (плотность 1,538 г/см³). Чему равна молярная концентрация эквивалента этого раствора?

67. Рассчитать объем раствора H₃PO₄ с массовой долей 21% (плотность 1,12 г/см³) необходимого для приготовления 0,5 л раствора фосфорной кислоты с молярной концентрацией 0,2 моль/л.

68. Вычислите молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента 28%-ного раствора хлорида кальция плотностью 1,178 г/см³.

69. Рассчитайте объем (см³) раствора гидроксида натрия с массовой долей 20 % (плотность раствора 1,22 г/см³), необходимого для приготовления 250 см³ раствора щелочи с молярной концентрацией 0,05 моль/л.

70. Определите молярную концентрацию раствора, полученного при растворении сульфата натрия массой 21,3 г в воде массой 150 г, если плотность полученного раствора равна 1,12 г/мл. Сколько граммов соли содержится в 1 л такого раствора?

71. Какая масса HCl содержится в 0,25 л раствора соляной кислоты с массовой долей 10,52% (плотность 1,050 г/см³)? Чему равна молярная концентрация этого раствора?

72. В растворе объемом 1,5 л содержится карбонат натрия массой 12,5 г. Чему равна молярная концентрация эквивалента этого раствора?

73. Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей 15% (плотность 1,219 г/см³) можно приготовить из 4 кг раствора этой кислоты с массовой долей 65%? Вычислить титр полученного раствора.

74. Какой объем раствора KOH с массовой долей 12% (плотность 1,11 г/см³), надо взять, чтобы получить раствор щелочи объемом 250 мл с молярной концентрацией 0,5 моль/л.

75. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента концентрированной соляной кислоты с массовой долей 38 % (плотность 1,18 г/см³).

76. Во сколько раз необходимо разбавить раствор H₃PO₄ с массовой долей 21% (плотность 1,12 г/см³) чтобы приготовить 0,2 М раствор?

77. Рассчитайте, какой объем концентрированного раствора уксусной кислоты с массовой долей 36% (плотность 1,049 г/см³) потребуется для приготовления 1 л раствора с молярной концентрацией 0,4 моль/л.

78. Рассчитайте массовую долю раствора фосфорной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 1,25 моль/л (плотность 1,05 г/мл).

79. К 4 л 10%-ного раствора HNO₃ плотностью 1,054 г/см³ прибавили 3 л 2%-ного раствора той же кислоты плотностью 1,009 г/см³. Вычислите массовую долю и молярную концентрацию полученного раствора.

80. Сколько фосфата натрия нужно взять, чтобы приготовить 2 л раствора с молярной концентрацией эквивалента 0,5 моль/л? Чему равны молярная концентрация и титр полученного раствора?

1.5 Свойства растворов электролитов

Электролиты – вещества, растворы которых проводят электрический ток, электрическая проводимость обусловлена наличием в них положительно и отрицательно заряженных ионов, которые образуются из молекул или кристаллических веществ.

Количественно процесс диссоциации характеризуется **степенью электролитической диссоциации**, которая представляет собой отношение количества вещества распавшегося на ионы к общему количеству растворенного вещества:

$$\alpha = \frac{n_{\text{дис}}}{n_{\text{общ}}}.$$

α – безразмерная величина, ее выражают в долях единицы (0÷1) или в процентах (0÷100%), она зависит от природы электролита и растворителя, от концентрации электролита и температуры.

Все электролиты условно делят на три группы:

- *сильные* $\alpha \geq 0,3$ (30 %)
- *средней силы* $0,03 < \alpha < 0,3$
- *слабые* $\alpha \leq 0,03$

К сильным электролитам относятся:

Кислоты: HCl, HI, HBr, HNO₃, H₂SO₄, HClO₄, HMnO₄, H₂SeO₄.

Основания: LiOH, KOH, NaOH, RbOH, CsOH, Ca(OH)₂, Ba(OH)₂, Sr(OH)₂.

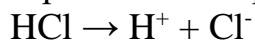
Все растворимые соли.

В растворе слабого электролита между молекулами и ионами устанавливается равновесие. Константа равновесия, отвечающая диссоциации слабого электролита, называется **константой диссоциации**, ее величина зависит от природы электролита и растворителя, от температуры и не зависит от концентрации раствора.

Примеры решения задач

Пример 1. Напишите уравнения диссоциации: 1) кислот HCl и H_2CO_3 ; 2) оснований KOH , NH_4OH , $\text{Fe}(\text{OH})_3$; 3) солей $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, FeCl_2 , NaHSO_3 , MgOHCl .

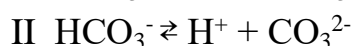
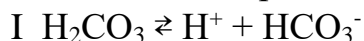
Решение: 1. При диссоциации **кислот** образуются *катионы водорода*. Диссоциация сильного электролита HCl протекает необратимо:



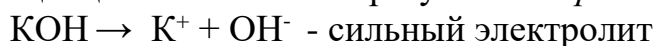
Для слабых электролитов диссоциация – обратимый процесс:



Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато. Процесс диссоциации двухосновной угольной кислоты проходит в две ступени:

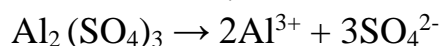


2. При диссоциации **оснований** образуются *гидроксид-ионы*:

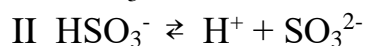
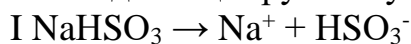


Основание $\text{Fe}(\text{OH})_3$ диссоциирует в три ступени.

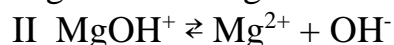
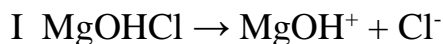
3. **Средние соли** диссоциируют в одну ступень, образуются катионы металла и анионы кислотного остатка:



Кислые и **основные соли** диссоциируют ступенчато:



У основных солей вначале отщепляются кислотные остатки, а затем гидроксид-ионы:



Пример 2. Степень диссоциации уксусной кислоты в 0,1М растворе равна 1,32%. Чему равна концентрация ионов водорода в этом растворе? Как изменится степень диссоциации при добавлении в раствор некоторого количества соляной кислоты?

Решение: Уравнение диссоциации: $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$

При диссоциации 1 молекулы CH_3COOH образуется 1 ион водорода, следовательно $[\text{H}^+] = 0,1 \text{ моль/л} \cdot 0,0132 = 1,32 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$.

Добавление одного из продуктов диссоциации, т.е. одноименного иона, будет смещать равновесие влево. Так, с увеличением концентрации ионов H^+ или CH_3COO^- возрастает и концентрация CH_3COOH . Таким образом, введение в раствор слабого электролита одноименных ионов H^+ уменьшает диссоциацию электролита, а значит и степень диссоциации α .

Пример 3. Вычислите константу диссоциации сероводородной кислоты, используя значения ступенчатых констант диссоциации $K_1 = 6 \cdot 10^{-8}$; $K_2 = 1 \cdot 10^{-14}$. Оцените силу кислоты как электролита.

Чему равна степень диссоциации H_2S при концентрациях раствора 0,1 моль/л и 0,01 моль/л?

Решение: **Константа диссоциации** – это константа равновесия для процесса диссоциации.



В целом процесс выражается уравнением:



Видно, что при перемножении выражений K_1 и K_2 получится выражение для константы K_D .

$$K_D = K_1 \cdot K_2 = 6 \cdot 10^{-8} \cdot 10^{-14} = 6 \cdot 10^{-22}$$

Чем больше значение константы, тем больше ионов в растворе, тем сильнее электролит. Таким образом, сероводородная кислота является очень слабым электролитом. Диссоциация преимущественно протекает по первой ступени.

Для слабых электролитов между K_D и α существует связь, которая применительно к разбавленным растворам выражается соотношением:

$$K_D = \frac{C \cdot \alpha^2}{1 - \alpha},$$

где C – молярная концентрация электролита.

При малых значениях α (для слабых электролитов $\alpha \leq 0,03$) разностью в знаменателе можно пренебречь, тогда $K_D = C \cdot \alpha^2$ (**закон разбавления Оствальда**), отсюда $\alpha = \sqrt{\frac{K_D}{C}}$.

$$\alpha_1 = \sqrt{\frac{6 \cdot 10^{-8}}{0,1}} = 7,75 \cdot 10^{-4} \quad (0,0775\%) \quad \alpha_2 = \sqrt{\frac{6 \cdot 10^{-8}}{0,01}} = 2,45 \cdot 10^{-3} \quad (0,245\%)$$

Степень диссоциации слабого электролита увеличивается при разбавлении раствора.

Пример 4. Раствор имеет $pH = 3$. Какова концентрация ионов водорода и гидроксильных ионов в растворе? Укажите характер среды этого раствора.

Решение: Отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода H^+ называется **водородным показателем pH**

$$[pH] = -\lg[H^+]$$

$pH = 3$, следовательно, $[H^+] = 10^{-3}$ моль/л.

Чтобы найти концентрацию гидроксильных ионов в растворе воспользуемся формулой

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$$

Величина K_w называется **ионным произведением воды** и показывает, что в любом водном растворе присутствуют ионы H^+ и OH^- , их соотношение может быть разным, однако произведение концентраций этих ионов величина постоянная и при $25^\circ C$ всегда равна 10^{-14} .

$$\text{Таким образом, } [OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11} \text{ моль/л}$$

Для нейтральной среды $[H^+] = [OH^-] = 1 \cdot 10^{-7}$, $pH = 7$

Для кислот: $[H^+] > [OH^-]$, $[H^+] > 1 \cdot 10^{-7}$, $pH < 7$.

Для щелочной: $[H^+] < [OH^-]$, $[H^+] < 1 \cdot 10^{-7}$, $pH > 7$.

Если раствор имеет $pH = 3$, среда кислая.

Контрольные задания

В задачах 81-100

Составьте уравнения электролитической диссоциации для указанных веществ. Запишите выражения констант равновесия для слабых электролитов, учитывая возможность ступенчатой диссоциации.

№ задания	Вещества	№ задания	Вещества
81	$LiOH, Cu(OH)_2, CuSO_4$	91	$Fe_2(SO_4)_3, Mg(NO_3)_2, Mg(OH)_2$
82	$Sr(OH)_2, H_2SiO_3, Cr_2(SO_4)_3$	92	$MgF_2, HF, Ca(OH)_2$
83	$HNO_2, HNO_3, CaOHNO_3$	93	$H_2SiO_3, Al(OH)_2Cl, Ba(OH)_2$
84	Na_2S, CH_3COOH, H_3PO_4	94	$RbOH, Cu(OH)_2, CH_3COOH$
85	$Ba(OH)_2, K_2(SO_4)_3, HCN$	95	$Cr(OH)_2, HNO_3, Ba(HCO_3)_2$
86	$RbOH, H_3AsO_4, HClO_4$	96	$Ca(OH)_2, CaCl_2, H_3PO_4$
87	$Ni_2SO_4, H_2SO_4, Ni(OH)_2$	97	$HNO_2, BaOHNO_2, Al(NO_2)_3$
88	$Ca(H_2PO_4)_2, Fe(OH)_2NO_3$	98	$Sr(OH)_2, HMnO_4, H_3PO_4$
89	$Ca(OH)_2, CaSO_4, KH_2PO_4$	99	$CsOH, H_2C_2O_4, CaSO_4$
90	$MgSO_4, Mg(OH)_2, Mg(HSO_4)_2$	100	$RbOH, H_3AsO_4, HClO_4$

Справочные данные, необходимые для решения задач данного раздела приведены в приложении Г.

101. Вычислите степень диссоциации в 0,05 М растворе азотистой кислоты.

102. При какой концентрации раствора степень диссоциации азотистой кислоты будет равна 35,5%?

103. Вычислите степень диссоциации ортофосфорной кислоты по первой ступени в 1М растворе.

104. Степень диссоциации уксусной кислоты в 1; 0,1; 0,01 М растворах соответственно равна 0,42; 1,34; 4,25%. Докажите, что константа диссоциации не зависит от концентрации раствора.

105. Вычислите концентрацию гидроксид - ионов и степень диссоциации в 0,1 М растворе гидроксида аммония.

106. Во сколько раз концентрация ионов водорода в 0,1 М растворе азотистой кислоты больше, чем в 0,1 М растворе синильной кислоты HCN?

107. Вычислите степень диссоциации и концентрацию ионов водорода в 0,1 М растворе муравьиной кислоты (НСООН).

108. Вычислите степень диссоциации в 0,1 М растворе синильной кислоты HCN и при разбавлении раствора в 4 раза.

109. Чему равна концентрация ионов водорода в водном растворе муравьиной кислоты (НСООН) , если $\alpha=0,03$?

110. Напишите уравнения диссоциации фосфорной кислоты. Концентрация каких ионов в растворе H_3PO_4 самая высокая и самая низкая H^+ , H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} , PO_4^{3-} ?

111. Рассчитайте рН раствора азотной кислоты с молярной концентрацией 0,01 М, приняв степень диссоциации вещества равной 1.

112. Рассчитайте рН 0,02 М раствора $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Степень диссоциации принять 90%.

113. Вычислите значение рН для 0,5 М раствора серной кислоты. Степень диссоциации 58%.

114. При какой концентрации гидроксида бария рН его раствора равен 10? Степень диссоциации принять 100%.

115. При какой концентрации соляной кислоты рН раствора равен 5? Степень диссоциации принять 100%.

116. Напишите уравнения диссоциации гидроксида цинка по типу основания и по типу кислоты. Какие факторы (*нагревание, повышение или понижение рН*) усилят диссоциацию в каждом случае?

117. Напишите уравнения диссоциации серной кислоты. Сильной или слабой является серная кислота как электролит? Вычислите константу диссоциации серной кислоты, используя значения ступенчатых констант диссоциации.

118. Определите водородный показатель 0,01 М раствора хлорноватистой кислоты HClO , диссоциированной на 0,22%.

119. Рассчитайте рН раствора гидроксида калия с молярной концентрацией 0,01 моль/л, степень диссоциации принять 100%.

120. Рассчитайте рН раствора гидроксида натрия с молярной концентрацией 0,1 моль/л, степень диссоциации принять 100%.

1.6 Реакции ионного обмена. Гидролиз солей

Поскольку электролиты в растворах образуют ионы, то для отражения сущности реакций часто используют так называемые **ионные уравнения** реакций. Реакции между ионами в растворах электролитов идут практически до конца в сторону образования осадков, газов или слабых электролитов.

Реакции между кислотой и основанием, в результате которых образуется вода и соль, называются реакциями **нейтрализации**.

Взаимодействие ионов соли с ионами воды, приводящее к образованию слабого электролита называется **гидролизом солей**.

Гидролиз соли – обратимый процесс и всегда протекает по слабому иону. Возможны три случая гидролиза солей в зависимости от типа соли (пример 2). Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются, т.к. ионы таких солей не могут образовывать с водой слабых электролитов, растворы таких солей нейтральны ($pH = 7$).

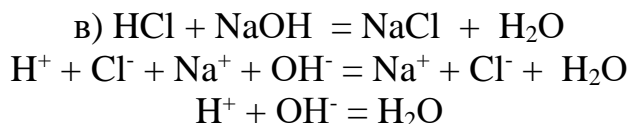
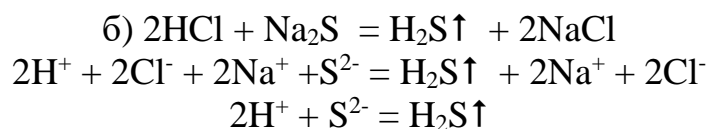
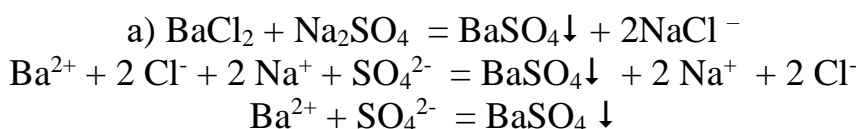
На процесс гидролиза влияют природа и концентрация соли, температура и наличие в растворе других веществ, изменяющих среду раствора.

Примеры решения задач

Пример 1. Напишите в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения реакций между веществами:

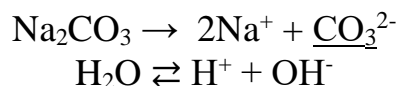
а) $BaCl_2$ и Na_2SO_4 ; б) HCl и Na_2S ; в) HCl и $NaOH$.

Решение:

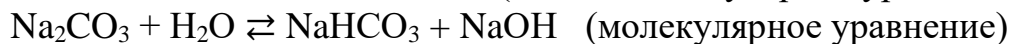
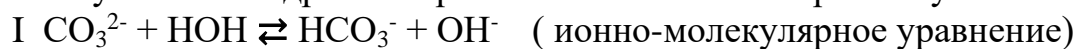


Пример 2. Напишите в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения гидролиза карбоната натрия, хлорида меди, ацетата аммония. Укажите среду в растворах этих солей.

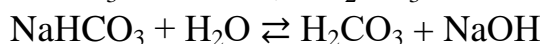
Решение: 1. Соль Na_2CO_3 образованная сильным основанием $NaOH$ и слабой кислотой H_2CO_3 подвергается гидролизу *по слабому аниону кислоты*.



Число стадий гидролиза определяется зарядом слабого иона. В данном случае гидролиз ионов CO_3^{2-} должен протекать в две ступени, но при обычных условиях гидролиз ограничивается только первой ступенью:



Если же повысить температуру (гидролиз – эндотермический процесс), сильно разбавить водой или добавить кислоты ($\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$), гидролиз усиливается, и протекает по второй ступени:

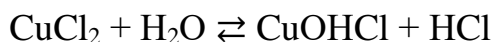
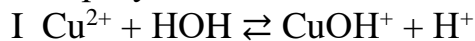


В растворе накапливаются ионы OH^- , среда щелочная, $\text{pH} > 7$.

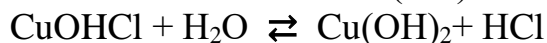
2. Соль **CuCl_2** образованная слабым основанием $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и сильной кислотой HCl подвергается гидролизу *по слабому катиону основания*.



По первой ступени образуется основная соль:

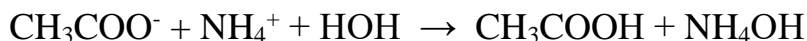
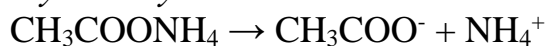


При повышении температуры, разбавлении водой или при подщелачивании, гидролиз усиливается и протекает по второй ступени:



В растворе накапливается избыток ионов H^+ , среда кислая, $\text{pH} < 7$.

3. Соль **$\text{CH}_3\text{COONH}_4$** образованная слабым основанием NH_4OH и слабой кислотой CH_3COOH подвергается гидролизу *и по слабому катиону основания и по слабому аниону кислоты*.



В этом случае реакция раствора зависит от значения констант диссоциации продуктов гидролиза – кислоты и основания. Поскольку в рассматриваемом примере константы диссоциации CH_3COOH и NH_4OH примерно равны (см. приложение Г), то раствор соли будет нейтральным, $\text{pH} = 7$.

Контрольные задания

121. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих при смешивании водных растворов:

а) NaOH и ZnCl_2 ; б) Na_2CO_3 и BaCl_2 .

122. Какие из веществ: KCl , FeSO_4 , NaHCO_3 взаимодействуют с раствором гидроксида натрия? Запишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения этих реакций.

123. Составьте молекулярные и ионно - молекулярные уравнения реакций, протекающих между растворами:

а) $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ и H_2SO_4 ; б) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ и NaOH .

124. Напишите в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения реакций взаимодействия в водном растворе между веществами:

а) NaHCO_3 и HCl ; б) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и Na_2S .

Есть ли среди этих реакций реакция нейтрализации?

125. Выразите ионными и молекулярными уравнениями следующие процессы: а) растворение гидроксида цинка в серной кислоте; б) действие щелочи на раствор сульфата меди.

126. Напишите в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения реакций, отражающие взаимодействие раствора гидрокарбоната натрия а) с раствором кислоты; б) с раствором щелочи.

127. Напишите в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения реакций, приводящих к образованию малодиссоциированных соединений: а) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$; а) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{HCl}$;

Какая из этих реакций относится к реакциям нейтрализации?

128. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия водных растворов следующих солей: а) CuSO_4 и K_3PO_4 ; б) CuSO_4 и ZnCl_2 . Какая из этих реакций возможна?

129. Выразите ионными и ионно-молекулярными уравнениями следующие процессы: а) действие сероводорода на раствор сульфата никеля; б) взаимодействие гидроксохлорида алюминия с соляной кислотой.

130. Какое из веществ: гидроксид алюминия, серная кислота, хлорид бария, будет взаимодействовать с раствором гидроксида натрия? Составьте уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

131. Напишите в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения реакций между растворами: а) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2$. б) $\text{NiCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$.

132. Закончите молекулярные и составьте ионно-молекулярные уравнения процессов, проходящих в растворе:

а) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow$; б) ZnSO_4 и $(\text{NH}_4)_2\text{S} \rightarrow$

133. Составьте в ионно-молекулярной форме уравнения реакций:

а) $\text{KHS} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; б) $\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

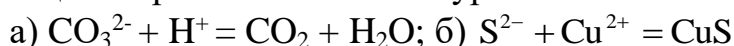
134. Составьте по два молекулярных уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:

а) $\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_3^{2-} = \text{CuSO}_3$; б) $2\text{H}^+ + \text{SiO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{SiO}_3$

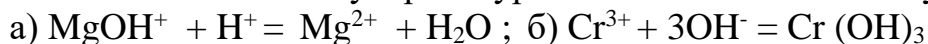
135. Напишите молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:

а) $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3$; б) $\text{S}^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{S}$

136. Составьте молекулярные уравнения реакций, представленных следующими краткими ионными уравнениями:



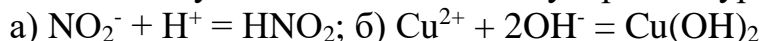
137. Составьте молекулярные уравнения по ионно-молекулярным:



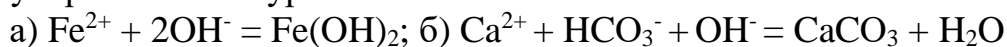
138. Составьте по два молекулярных уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:



139. Составьте в молекулярной форме уравнения реакций, которые выражаются следующими ионно-молекулярными уравнениями:



140. Подберите уравнение в молекулярном виде к каждому из молекулярно-ионных уравнений:



В задачах 141-150

Установите, какое значение pH ($>$, $<$ или $= 7$) имеют растворы солей. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей, подвергающихся гидролизу.

Какими способами можно усилить гидролиз каждой соли?

№ задания	Формулы соли	№ задания	Формулы соли
141	$\text{Na}_2\text{SiO}_3, \text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	146	$\text{NaHSO}_3, \text{AlCl}_3$
142	$\text{Na}_3\text{PO}_4, \text{NiCl}_2$	147	$\text{K}_2\text{S}, \text{FeI}_2$
143	$\text{CH}_3\text{COOK}, \text{ZnSO}_4$	148	$\text{Ca}(\text{NO}_2)_2, \text{MgCl}_2$
144	$\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2, \text{KF}$	149	$\text{K}_3\text{PO}_4, \text{Na}_2\text{SO}_4$
145	Na_2S и $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	150	$\text{NaF}, \text{CrCl}_3$

В задачах 151-155

Определите, какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

№ задания	Формулы соли
151	Na_2SO_3 или Na_2S
152	CdCl_2 или ZnCl_2
153	Na_2CO_3 или $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
154	FeCl_3 или AlCl_3

155	$NaNO_2$ или $NaCN$
-----	---------------------

В задачах 156-160

В каких случаях гидролиз усилится? Почему? Составьте ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

№ задания	к раствору соли	добавили раствор
156	$ZnCl_2$	а) HNO_3 ; б) $NaOH$
157	K_2CO_3	а) H_2SO_4 ; б) KOH
158	$CdCl_2$	а) HCl ; б) $ZnCl_2$
159	$Al_2(SO_4)_3$	а) H_2SO_4 ; б) $NaOH$
160	Na_3PO_4	а) HCl ; б) $NaOH$

2 ТАБЛИЦА ВАРИАНТОВ КОНТРОЛЬНЫХ ЗАДАНИЙ

Для обучающихся заочной формы вариант контрольных заданий соответствует двум последним цифрам в номере студенческого билета (шифра). Например, номер студенческого билета 86525, две последние цифры 25, им соответствует вариант контрольного задания 25.

Для обучающихся очной формы вариант сообщает преподаватель.

вариант	номера задач	вариант	номера задач
01	1, 21, 41, 61, 81, 101, 121, 141	26	6, 27, 48, 69, 90, 111, 132, 153
02	2, 22, 42, 62, 82, 102, 122, 142	27	7, 28, 49, 70, 91, 112, 133, 154

03	3, 23, 43, 63, 83, 103, 123, 143	28	8, 29, 50, 71, 92, 113, 134, 155
04	4, 24, 44, 64, 84, 104, 124, 144	29	9, 30, 51, 72, 93, 114, 135, 156
05	5, 25, 45, 65, 85, 105, 125, 145	30	10, 31, 52, 73, 94, 115, 136, 157
06	6, 26, 46, 66, 86, 106, 126, 146	31	11, 32, 53, 74, 95, 116, 137, 158
07	7, 27, 47, 67, 87, 107, 127, 147	32	12, 33, 54, 75, 96, 117, 138, 159
08	8, 28, 48, 68, 88, 108, 128, 148	33	13, 34, 55, 76, 97, 118, 139, 160
09	9, 29, 49, 69, 89, 109, 129, 149	34	14, 35, 56, 77, 98, 119, 140, 141
10	10, 30, 50, 70, 90, 110, 130, 150	35	15, 36, 57, 78, 99, 120, 121, 142
11	11, 31, 51, 71, 91, 111, 131, 151	36	16, 37, 58, 79, 100, 101, 122, 143
12	12, 32, 52, 72, 92, 112, 132, 152	37	17, 38, 59, 80, 81, 102, 123, 144
13	13, 33, 53, 73, 93, 113, 133, 153	38	18, 39, 60, 65, 86, 107, 128, 145
14	14, 34, 54, 74, 94, 114, 134, 154	39	19, 40, 44, 66, 87, 108, 129, 146
15	15, 35, 55, 75, 95, 115, 135, 155	40	20, 23, 45, 67, 88, 109, 130, 147
16	16, 36, 56, 76, 96, 116, 136, 156	41	2, 24, 46, 68, 89, 110, 131, 148
17	17, 37, 57, 77, 97, 117, 137, 157	42	3, 25, 47, 69, 90, 111, 132, 149
18	18, 38, 58, 78, 98, 118, 138, 158	43	4, 26, 48, 70, 91, 112, 133, 150
19	19, 39, 59, 79, 99, 119, 139, 159	44	5, 27, 49, 71, 92, 113, 134, 151
20	20, 40, 60, 80, 100, 120, 140, 160	45	6, 28, 50, 72, 93, 114, 135, 152
21	1, 22, 43, 64, 85, 106, 127, 148	46	7, 29, 51, 73, 94, 115, 136, 153
22	2, 23, 44, 65, 86, 107, 128, 149	47	8, 30, 52, 74, 95, 116, 137, 154
23	3, 24, 45, 66, 87, 108, 129, 150	48	9, 31, 53, 75, 96, 117, 138, 155
24	4, 25, 46, 67, 88, 109, 130, 151	49	10, 32, 54, 76, 97, 118, 139, 156
25	5, 26, 47, 68, 89, 110, 131, 152	50	11, 33, 55, 77, 98, 119, 140, 157

вариант	номера задач	вариант	номера задач
51	12, 34, 56, 78, 99, 120, 122, 158	76	17, 39, 57, 79, 83, 120, 125, 141
52	13, 35, 57, 79, 100, 103, 121, 159	77	18, 40, 58, 80, 82, 101, 126, 143
53	14, 36, 58, 80, 85, 104, 123, 160	78	19, 23, 59, 61, 81, 102, 127, 144
54	15, 37, 59, 61, 84, 105, 124, 141	79	20, 21, 60, 62, 100, 103, 128, 145
55	16, 38, 60, 62, 83, 106, 125, 143	80	4, 22, 51, 63, 99, 104, 129, 146
56	17, 33, 41, 63, 82, 101, 126, 142	81	5, 23, 52, 64, 98, 105, 130, 147

57	18, 40, 42, 61, 81, 102, 127, 144	82	6, 24, 53, 65, 97, 106, 131, 148
58	19, 21, 43, 62, 87, 103, 128, 145	83	7, 25, 54, 66, 96, 107, 132, 149
59	20, 22, 41, 63, 88, 104, 129, 146	84	8, 26, 55, 67, 95, 108, 133, 150
60	1, 24, 42, 64, 89, 105, 130, 147	85	9, 27, 56, 68, 94, 109, 134, 151
61	3, 25, 43, 65, 90, 106, 131, 148	86	10, 28, 57, 69, 93, 110, 135, 152
62	4, 26, 44, 66, 91, 107, 132, 149	87	11, 29, 58, 70, 92, 111, 136, 153
63	5, 27, 45, 67, 92, 108, 133, 150	88	12, 30, 59, 71, 91, 112, 137, 154
64	6, 28, 46, 68, 93, 109, 134, 151	89	13, 31, 60, 72, 90, 113, 138, 155
65	7, 29, 47, 69, 94, 110, 135, 152	90	14, 32, 41, 73, 89, 114, 139, 156
66	8, 30, 48, 70, 95, 111, 136, 153	91	15, 33, 42, 74, 88, 115, 140, 157
67	9, 31, 49, 71, 96, 112, 137, 154	92	16, 34, 43, 75, 87, 116, 131, 158
68	10, 32, 50, 72, 97, 113, 138, 155	93	17, 35, 44, 76, 86, 117, 132, 159
69	11, 33, 51, 73, 98, 114, 139, 156	94	18, 36, 45, 77, 85, 118, 133, 160
70	12, 34, 52, 74, 99, 115, 140, 157	95	19, 37, 46, 78, 84, 119, 134, 141
71	13, 35, 53, 75, 100, 116, 121, 158	96	20, 38, 47, 79, 83, 120, 135, 142
72	14, 36, 54, 76, 86, 117, 122, 159	97	1, 39, 48, 80, 82, 110, 136, 143
73	15, 37, 55, 77, 85, 118, 123, 160	98	2, 40, 49, 61, 81, 111, 137, 144
74	16, 38, 56, 78, 84, 119, 124, 142	99	3, 24, 50, 62, 100, 112, 138, 145
75	17, 39, 57, 79, 83, 120, 125, 141	00	4, 25, 51, 63, 99, 113, 139, 146

Библиографический список

1. Коровин, Н.В. Общая химия. Теория и задачи : учебное пособие / Н. В. Коровин, Н. В. Кулешов [и др.]. – 3-е изд., стер. – Санкт-Петербург : Лань, 2018. – 492 с. – ISBN 978-5-8114-1736-0. – Текст : электронный // Электронно-библиотечная система «Лань» : [сайт]. – URL : <https://e.lanbook.com/book/104946> (дата обращения: 25.09.2019). — Режим доступа: для авториз. пользователей.
2. Глинка, Н. Л. Общая химия в 2 т. Том 1 : учебник для академического бакалавриата / Н. Л. Глинка ; под редакцией В. А. Попкова, А. В. Бабкова. – 20-е изд., перераб. и доп. – Москва : Издательство Юрайт, 2018. – 353 с. – ISBN 978-5-9916-9353-0. – Текст : электронный // ЭБС Юрайт [сайт]. – URL: <https://www.biblio-online.ru/bcode/420962> (дата обращения: 25.09.2019).

СОДЕРЖАНИЕ

Пояснительная записка	3
Правила оформления контрольной работы.....	3
Теоретическая часть и задания	4
Термодинамика химических процессов	4
Кинетика химических процессов	8
Химическое равновесие.....	11
Растворы. Способы выражения концентрации.....	15
Свойства растворов электролитов	18
Реакции ионного обмена. Гидролиз солей	23
Таблица вариантов контрольных заданий.....	28
Библиографический список.....	30
Приложение.....	31

Приложение А

Таблица А1. Термодинамические свойства некоторых веществ

Вещество	Состояние	$\Delta_f H^0_{298}$, кДж/моль	S^0_{298} , Дж/(моль·К)	ΔG^0_{298} , кДж/моль
Al	т	0	28,3	0
Al ₂ O ₃	т	-1675,7	50,9	-1582,3
B ₂ O ₃	т	-1264	54	-1184
C(графит)	т	0	5,7	0
CO	г	-110,5	197,6	-137,1
CO ₂	г	-393,5	213,7	-394,4
CaCO ₃	т	-1206,8	91,7	-1128,3
CaO	т	-635,1	38,1	-603,5
Ca(OH) ₂	т	-985,1	83,4	-897,5
Fe	т	0	27,1	0
Fe ₂ O ₃	т	-822,2	87,4	-740,3
H ₂	г	0	130,5	0
H ₃ BO ₃	aq	-1068	160	-963
HCl	г	-92,3	186,7	-95,3
H ₂ O	г	-241,8	188,7	228,6
H ₂ O	ж	-285,8	70,0	-237,2
H ₂ O ₂	ж	-188	109,5	-118
H ₃ PO ₄	т	-1283	110,5	-1119,1
H ₂ S	г	-20,63	205,79	-33,8
N ₂	г	0	191,5	0
NH ₃	г	-46,2	192,5	-16,6
N ₂ H ₄	ж	50,5	121	149,2
NH ₄ Cl	к	-315	94,6	-204
NO	г	90,25	210,6	86,7
NO ₂	г	33,5	240,2	51,8
N ₂ O	г	82,0	219,8	104,1
N ₂ O ₄	г	9,7	304,3	98,3
Na ⁺	aq	-240	60	-262
NaH	т	-56,4	40	-38
O ₂	г	0	205,0	0
OH ⁻	aq	-230	-10,5	-157
P ₂ O ₅	т	-2984	228,9	-2697,6
S	т	0	32,6	0
SO ₂	г	-296,9	248,1	-300,2
SO ₃	г	-395,9	256,7	-317,2
CH ₄	г	-74,9	186,3	-50,9
C ₂ H ₂	г	206,8	200,8	209,2

Приложение Б

Некоторые количественные соотношения химии

Моль – это такое количество вещества, в котором содержится число Авогадро N_A ($6,02 \cdot 10^{23}$) структурных единиц (молекул, атомов, ионов).

Массу вещества, взятого в количестве 1 моль, называют **молярной** массой, обозначают буквой **M**, выражают в г/моль и вычисляют на основе атомных масс элементов (приложение В).

Количество вещества обозначают ν (или n) и определяют как отношение массы m к молярной массе: $\nu = \frac{m}{M}$.

Закон Авогадро – в равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температура, давление и т.д.) содержится одинаковое число молекул. Закон Авогадро имеет следствия:

1. Одно и то же число молекул различных газов при одинаковых условиях занимает одинаковые объемы.

2. При нормальных условиях ($0^\circ\text{C} = 273^\circ\text{K}$, $1 \text{ атм} = 101,3 \text{ кПа}$) 1 моль любого газа занимает объем **22,4 л**. Этот объем называют **молярным объемом** газа и обозначают V_m , единица измерения л/моль.

Эквивалент элемента – это реальная или условная частица вещества, которая при взаимодействии равнозначна одному иону или атому водорода (или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях).

Молярную массу эквивалента вещества (в г/моль) можно рассчитать, исходя из молярной массы вещества, по формуле:

$$M_{\text{э}}(B) = \frac{M(B)}{Z(B)},$$

где Z – *число эквивалентности*, показывает, сколько эквивалентов вещества составляют одну реальную частицу вещества.

Эквивалентное число соли равно произведению количества замещаемых катионов металла на их заряд или произведению числа замещаемых анионов кислотных остатков на модуль их заряда.

Для кислот эквивалентное число равно числу замещаемых в конкретной реакции ионов водорода, а для оснований – числу замещаемых гидроксид-ионов.

Количество вещества эквивалентов (в моль) находят отношением массы вещества к молярной массе его эквивалента: $n_{\text{э}}(B) = \frac{m(B)}{M_{\text{э}}(B)}$.

Приложение В

Таблица В1. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева

Период	Группы элементов																	
	I	II	III	IV	V	VI	VII	A	VIII									
I	1							H 1,007 Водород	2 He 4,002 Гелий									
II	2	Li 6,941 Литий	Be 9,012 Бериллий	B 10,81 Бор	C 12,01 Углерод	N 14,00 Азот	O 15,99 Кислород	F 18,99 Фтор	9 Ne 20,17 Неон									
III	3	Na 22,98 Натрий	Mg 24,30 Магний	Al 26,98 Алюминий	Si 28,08 Кремний	P 30,97 Фосфор	S 32,06 Сера	Cl 35,45 Хлор	17 Ar 39,94 Аргон									
IV	4	K 39,09 Калий	Ca 40,07 Кальций	Sc 44,95 Скандий	Ti 47,88 Титан	V 50,94 Ванадий	Cr 51,99 Хром	Mn 54,93 Марганец	25 Fe 55,84 Железо	26 Co 58,93 Кобальт	27 Ni 58,69 Никель							
	5	Zn 65,39 Цинк	Ga 69,72 Галлий	Ge 72,63 Германий	As 74,92 Мышьяк	Se 78,96 Селен	Br 79,90 Бром	Kr 83,80 Криптон	36 Pd 106,4 Палладий									
V	6	Rb 85,46 Рубидий	Sr 87,62 Стронций	Y 88,90 Иттрий	Zr 91,22 Цирконий	Nb 92,90 Ниобий	Mo 95,94 Молибден	Tc 98 Технеций	43 Ru 101,0 Рутений	44 Rh 102,9 Родий	45 Pd 106,4 Палладий							
	7	Ag 107,8 Серебро	Cd 112,4 Кадмий	In 114,8 Индий	Sn 118,7 Олово	Sb 121,7 Сурьма	Te 127,6 Теллур	I 126,9 Йод	53 Xe 131,2 Ксенон									
VI	8	Cs 132,9 Цезий	Ba 137,3 Барий	La* 138,9 Лантан	Hf 178,4 Гафний	Ta 180,9 Тантал	W 183,8 Вольфрам	Re 186,2 Рений	75 Os 190,2 Осмий	76 Ir 192,2 Иридий	77 Pt 195,0 Платина							
	9	Au 196,9 Золото	Hg 200,5 Ртуть	Tl 204,3 Таллий	Pb 207,2 Свинец	Bi 208,9 Висмут	Po 209 Полоний	At 209,9 Астат	85 Rn 222,0 Радон									
VII	10	Fr 223,0 Франций	Ra 226,0 Радий	Ac** 227,0 Актиний	Rf 261 Резерфордий	Db 262 Дубний	Sg 263 Сиборгий	Bh 264 Борий	107 Hs 265 Хассий	108 Mt 266 Мейтнерий	109 []							
Актиноиды		Ce 140,1 Церий	Pr 140,9 Прозерий	Nd 144,2 Неодим	Pm 144,9 Прометий	Sm 150,3 Самарий	Eu 151,9 Европий	Gd 157,2 Гадолиний	Tb 158,9 Тербий	Dy 162,5 Диспрозий	Ho 164,9 Гольмий	Er 167,2 Эрбий	Tm 168,9 Тулий	Yb 173,0 Иттербий	Lu 174,9 Лютеций			
Лантаноиды		Th 232,0 Торий	Pa 231,0 Протактиний	U 238,0 Уран	Np 237,0 Нептуний	Pu 244,0 Плутоний	Am 243,0 Америций	Cm 247,0 Кюрий	Bk 247,0 Берклий	Cf 251,0 Калифорний	Es 252,0 Эйнштейний	Fm 257,0 Фермий	Md 258,0 Менделевий	No 259,1 Нобелий	Lr 260,1 Лоуренсий			

Приложение Г

Таблица Г1. Растворимость кислот, солей, оснований в воде

Ион	OH^-	NO_3^-	F^-	Cl^-	Br^-	I^-	S^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	CO_3^{2-}	SiO_3^{2-}	PO_4^{3-}	CH_3COO^-
H^+		P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P
NH_4^+	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P
Li^+	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P
K^+	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Na^+	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Ag^+	-	P	P	H	H	H	H	M	M	H	H	H	P
Ba^{2+}	P	P	M	P	P	P	-	M	H	H	H	H	P
Ca^{2+}	M	P	H	P	P	P	-	M	M	H	H	H	P
Ni^{2+}	H	P	P	P	P	P	H	H	P	-	H	H	P
Sn^{2+}	H	P	P	P	P	P	H	-	P	-	-	H	P
Pb^{2+}	H	P	M	M	M	H	H	H	H	H	H	H	P
Cu^{2+}	H	P	P	P	P	-	H	-	P	-	-	H	P
Hg^{2+}	-	P	-	P	M	H	H	-	P	-	-	H	P
Hg_2^{2+}	-	-	M	H	H	H	H	-	M	H	-	H	M
Fe^{2+}	H	P	M	P	P	P	H	M	P	H	H	H	P
Fe^{3+}	H	P	H	P	P	-	H	-	P	-	-	H	P
Al^{3+}	H	P	M	P	P	P	-	-	P	-	-	H	P
Cr^{3+}	H	P	M	P	P	P	-	-	P	-	-	H	P
Mg^{2+}	M	P	M	P	P	P	-	M	P	H	H	H	P
Zn^{2+}	H	P	M	P	P	P	H	M	P	H	H	H	P

Таблица Г2. Произведение растворимости* гидроксидов в воде при 25 °C .

Электролит	ПР
$Al(OH)_3$	$1,9 \cdot 10^{-33}$
$Fe(OH)_3$	$3,8 \cdot 10^{-38}$
$Zn(OH)_2$	$1,0 \cdot 10^{-17}$
$Cd(OH)_2$	$2,0 \cdot 10^{-14}$

*Произведение растворимости — произведение концентраций ионов малорастворимого электролита в его насыщенном растворе при постоянной температуре.

Таблица Г3. Константы диссоциации некоторых электролитов

Электролит	Константы диссоциации
Азотистая кислота HNO_2	$K = 5 \cdot 10^{-4}$
Синильная кислота HCN	$K = 7,9 \cdot 10^{-10}$
Муравьиная кислота HCOOH	$K = 1,8 \cdot 10^{-4}$
Уксусная кислота CH_3COOH	$K = 1,74 \cdot 10^{-5}$
Фтороводородная кислота	$K = 6,2 \cdot 10^{-1}$
Сернистая кислота H_2SO_3	$K_1 = 2 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 6 \cdot 10^{-2}$
Угольная кислота H_2CO_3	$K_1 = 4,45 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 4,7 \cdot 10^{-11}$
Сероводородная кислота H_2S	$K_1 = 6 \cdot 10^{-8}$ $K_2 = 1 \cdot 10^{-14}$
Серная кислота H_2SO_4	$K_1 = 10^3$ $K_2 = 10^{-2}$
Фосфорная кислота H_3PO_4	$K_1 = 8 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6 \cdot 10^{-8}$ $K_3 = 8 \cdot 10^{-12}$
Гидроксида аммония NH_4OH	$K = 1,77 \cdot 10^{-5}$

Учебное издание

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Методические указания для самостоятельной работы и контроля знаний

Составители

ГОЛЯНСКАЯ Светлана Александровна

АГЕЙКИНА Оксана Владимировна

В авторской редакции

Подписано в печать 30.09.2019 Формат 60х90 1/16. Печ. л. 2,3.

Тираж экз. Заказ №

Библиотечно-издательский комплекс
федерального государственного бюджетного образовательного
учреждения высшего образования
«Тюменский индустриальный университет».
625000, Тюмень, ул. Володарского, 38.

Типография библиотечно-издательского комплекса.
625039, Тюмень, ул. Киевская, 52.