

Министерство образования Республики Беларусь
Учреждение образования
«Белорусский государственный университет
информатики и радиоэлектроники»

Факультет компьютерного проектирования

Кафедра химии

Х И М И Я

*Рекомендовано УМО по образованию в области информатики
и радиоэлектроники для специальностей*

1-41 01 02 «Микро- и нанoeлектронные технологии и системы»,

1-41 01 03 «Квантовые информационные системы»,

1-36 04 01 «Электронно-оптические системы и технологии»

в качестве пособия для практических занятий

Минск БГУИР 2015

УДК 54(076)
ББК 24.1я73
Х46

А в т о р ы :

И. А. Забелина, А. П. Молочко, А. А. Позняк, Л. В. Ясюкевич

Р е ц е н з е н т ы :

кафедра химии, технологии электрохимических производств
и материалов электронной техники учреждения образования
«Белорусский государственный технологический университет»,
(протокол №7 от 15.03.2013);

доцент кафедры химии учреждения образования
«Белорусский государственный педагогический университет
им. М. Танка», кандидат химических наук Е. И. Плюгачева

Химия : пособие / И. А. Забелина [и др.]. – Минск : БГУИР,
Х46 2015. – 84 с. : ил.

ISBN 978-985-543-050-7.

Включает задачи индивидуального домашнего задания с учетом уровневой дифференциации обучения студентов по дисциплине «Химия». Приведенные решения типовых задач помогут студентам освоить алгоритмы решения, а также будут способствовать развитию их логического мышления. Задачи индивидуального домашнего задания имеют различные (I и II) уровни сложности, что позволит студентам независимо от качества базовой подготовки самостоятельно выстроить индивидуальную образовательную траекторию.

Предназначено для совершенствования и активизации учебного процесса и самостоятельной работы студентов.

УДК 54(076)
ББК 24.1я73

ISBN 978-985-543-050-7

© УО «Белорусский государственный университет
информатики и радиоэлектроники», 2015

СОДЕРЖАНИЕ

1 ХИМИЧЕСКИЕ ЭКВИВАЛЕНТЫ ПРОСТЫХ И СЛОЖНЫХ ВЕЩЕСТВ	4
1.1 Термины и определения	4
1.2 Примеры решения типовых задач.....	7
1.3 Индивидуальные задания	12
1.3.1 Варианты индивидуальных заданий I уровня сложности.....	12
1.3.2 Варианты индивидуальных заданий II уровня сложности.....	15
2 КИНЕТИКА ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ	19
2.1 Термины и определения	19
2.2 Примеры решения типовых задач.....	22
2.3 Индивидуальные задания	28
2.3.1 Варианты индивидуальных заданий I уровня сложности.....	28
2.3.2 Варианты индивидуальных заданий II уровня сложности.....	39
3 КОЛИЧЕСТВЕННЫЕ ХАРАКТЕРИСТИКИ РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ	55
3.1 Термины и определения	55
3.2 Растворы сильных электролитов	57
3.3 Равновесие в растворах слабых электролитов	57
3.4 Ионное произведение воды. Водородный показатель	58
3.5 Примеры решения типовых задач.....	59
3.6 Индивидуальные задания	67
3.6.1 Варианты индивидуальных заданий I уровня сложности.....	67
3.6.2 Варианты индивидуальных заданий II уровня сложности.....	73
Приложение А	82
Литература	84

1 ХИМИЧЕСКИЕ ЭКВИВАЛЕНТЫ ПРОСТЫХ И СЛОЖНЫХ ВЕЩЕСТВ

1.1 ТЕРМИНЫ И ОПРЕДЕЛЕНИЯ

Количество вещества (n) – размерная физическая величина, определяемая числом содержащихся в этом веществе структурных частиц (атомов, молекул, ионов, электронов). В СИ за единицу количества вещества принят моль.

Моль – количество вещества, в котором содержится число частиц любого вида (атомов, молекул, ионов), равное числу Авогадро $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$. При использовании термина «моль» следует указывать частицы, к которым относится этот термин. Соответственно, можно говорить «моль молекул», «моль атомов» и т. д.

Все утверждения относительно молекул остаются справедливыми для молей. Например, уравнение реакции $Ca + H_2 = CaH_2$ означает, что один атом кальция реагирует с одной молекулой водорода или, что одно и то же, один моль атомов кальция реагирует с одним молем молекул водорода.

Молярная масса (M) – масса 1 моля вещества в граммах, равная отношению массы вещества (m) к соответствующему количеству вещества (n):

$$M = \frac{m}{n}, \quad \text{г/моль.} \quad (1.1)$$

Молярный объем (V_M) – объем 1 моля газа, равный отношению объема газа (V) к количеству вещества (n):

$$V_M = \frac{V}{n}, \quad \text{л/моль.} \quad (1.2)$$

Молярный объем любого газа при нормальных условиях равен 22,4 л.

Нормальными условиями для газов считают давление $P_0 = 1 \text{ атм} = 101,325 \text{ кПа}$, или 760 мм рт. ст. , и температуру $T_0 = 273 \text{ К} = 0^\circ \text{С}$ (в буквенных записях эти условия обозначаются нижним индексом «0»: P_0 , T_0 , V_0).

Для приведения объема газа к нормальным условиям используют уравнение состояния идеального газа

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} \quad \text{или} \quad V_0 = \frac{P \cdot V \cdot T_0}{T \cdot P_0}, \quad (1.3)$$

где V – объем газа, измеренный при реальных условиях, т. е. при атмосферном давлении P и температуре T ;

V_0 – объем газа при нормальных давлении P_0 и температуре T_0 .

Эквивалент (\mathcal{E}) – такое количество вещества, которое соединяется с 1 молекул атомов водорода или $1/2$ моля атомов кислорода в химических реакциях. Эквивалент выражается в молях.

При определении эквивалента вещества иногда удобнее использовать следующее его определение.

Эквивалент – реальная или условная частица, которая в данной кислотно-основной реакции, в реакции ионного обмена равноценна одному атому или одному иону водорода, а в окислительно-восстановительной реакции – одному электрону. Под «реальной» частицей понимают реально существующие соединения (NaOH , H_2SO_4 , O_2), под «условной» частицей – доли этих реальных частиц ($1/2 \text{H}_2\text{SO}_4$, $1/4 \text{O}_2$).

Эквивалентная масса вещества ($\mathcal{E}_{\text{вещ}}$) – масса одного эквивалента вещества, выраженная в граммах.

Эквивалентный объем ($V_{\mathcal{E}}$) – объем, занимаемый при нормальных условиях одним эквивалентом газообразного вещества.

Эквивалентная масса элемента или простого вещества рассчитывается исходя из молярной массы его атомов (M) и валентности (B) по формуле

$$\mathcal{E} = \frac{M}{B}. \quad (1.4)$$

Например, $\mathcal{E}_{\text{Al}} = \frac{M_{\text{Al}}}{B} = \frac{27}{3} = 9$ г/моль, а $\mathcal{E}(\text{Al}) = 1/3$ моля атомов алюминия.

Определим эквиваленты, эквивалентные массы и объемы газообразных водорода и кислорода:

$$\begin{aligned} \mathcal{E}(\text{H}_2) &= 1 \text{ моль атомов,} & \mathcal{E}(\text{O}_2) &= 1/2 \text{ моля атомов,} \\ \mathcal{E}_{\text{H}_2} &= 1 \text{ г/моль,} & \mathcal{E}_{\text{O}_2} &= 8 \text{ г/моль,} \\ V_{\mathcal{E}(\text{H}_2)} &= 11,2 \text{ л/моль,} & V_{\mathcal{E}(\text{O}_2)} &= 5,6 \text{ л/моль.} \end{aligned}$$

Эквивалентную массу химического элемента можно вычислить по составу его соединения с кислородом, эквивалентная масса которого

в большинстве случаев равна восьми, или по составу соединения данного элемента с любым другим, эквивалентная масса которого известна.

Эквивалентная масса оксида

$$\mathcal{E}_{\text{окс}} = \mathcal{E}_{\text{эл}} + 8. \quad (1.5)$$

Эквивалентная масса оксида также определяется из соотношения

$$\mathcal{E} = \frac{M}{V \cdot n}, \quad (1.6)$$

где M – молярная масса оксида;

V – валентность элемента (или кислорода);

n – число атомов этого элемента (или кислорода) в соединении.

Эквивалентную массу основания можно представить как сумму эквивалентной массы металла и гидроксильной группы; эквивалентную массу кислоты (соли) – как сумму эквивалентной массы водорода (металла) и кислотного остатка. Эквивалентная масса кислотного остатка рассчитывается делением молярной массы на его заряд.

Эквивалентные массы кислоты ($\mathcal{E}_{\text{кисл}}$), основания ($\mathcal{E}_{\text{осн}}$), соли ($\mathcal{E}_{\text{соли}}$) равны

$$\mathcal{E}_{\text{кисл}} = \frac{M_{\text{кисл}}}{n_{\text{H}^+}}, \quad \mathcal{E}_{\text{осн}} = \frac{M_{\text{осн}}}{n_{\text{OH}^-}}, \quad \mathcal{E}_{\text{соли}} = \frac{M_{\text{соли}}}{V_{\text{Me}} n_{\text{Me}}}, \quad (1.7)$$

где $M_{\text{кисл}}$, $M_{\text{осн}}$, $M_{\text{соли}}$ – молярные массы соответственно кислоты, основания, соли;

n_{H^+} – число ионов водорода, замещенных в данной реакции на металл;

n_{OH^-} – число вступающих в реакцию гидроксильных групп;

V_{Me} – валентность металла;

n_{Me} – число атомов металла в молекуле соли.

Эквиваленты сложных веществ могут иметь различные значения в зависимости от того, в какую конкретную реакцию обмена они вступают.

Закон эквивалентов*: массы веществ (m_1 , m_2), реагирующих друг с другом или получающихся в результате реакции, пропорциональны их эквивалентным массам (\mathcal{E}_1 , \mathcal{E}_2), т. е.

ПРИМЕЧАНИЕ

*Эта формулировка, которая обычно приводится в учебных пособиях, и ее математическое выражение (1.8) является следствием из закона эквивалентов.

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\mathcal{E}_1}{\mathcal{E}_2}. \quad (1.8)$$

Если одно или оба вещества находятся в газообразном состоянии, закон эквивалентов записывается в виде

$$\frac{m_1}{V_2} = \frac{\mathcal{E}_1}{V_{\mathcal{E}_2}} \quad \text{или} \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{V_{\mathcal{E}_1}}{V_{\mathcal{E}_2}}, \quad (1.9)$$

где V_1, V_2 – объемы взаимодействующих газообразных веществ при н. у.;
 $V_{\mathcal{E}_1}, V_{\mathcal{E}_2}$ – эквивалентные объемы газообразных веществ при н. у.

В действительности формулировка закона эквивалентов такова: **вещества взаимодействуют между собой равным числом эквивалентов:**

$$\frac{m_1}{\mathcal{E}_1} = \frac{m_2}{\mathcal{E}_2} \quad \text{или} \quad n_{\mathcal{E}_1} = n_{\mathcal{E}_2}; \quad \frac{m_1}{\mathcal{E}_1} = \frac{V_2}{V_{\mathcal{E}_2}} \quad \text{или} \quad n_{\mathcal{E}_1} = n_{\mathcal{E}_2}; \quad (1.10)$$

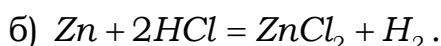
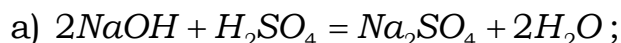
$$\frac{V_1}{V_{\mathcal{E}_1}} = \frac{V_2}{V_{\mathcal{E}_2}} \quad \text{или} \quad n_{\mathcal{E}_1} = n_{\mathcal{E}_2},$$

где $n_{\mathcal{E}}$ – количество вещества эквивалента или число моль эквивалентов вещества.

1.2 ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

Задача 1

Определите эквиваленты веществ в указанных реакциях:



Решение. В реакции ионного обмена (а) участвуют два иона водорода, на один ион водорода приходится $NaOH + 1/2 H_2SO_4 = 1/2 Na_2SO_4 + H_2O$. Из этого следует: $\mathcal{E}_{NaOH} = NaOH$; $\mathcal{E}_{H_2SO_4} = 1/2 H_2SO_4$; $\mathcal{E}_{Na_2SO_4} = 1/2 Na_2SO_4$; $\mathcal{E}_{H_2O} = H_2O$. Молекулярные соотношения соответствуют молярным, поэтому

$\mathcal{E}_{NaOH} = 1$ моль молекул $NaOH = 1 M NaOH$. Соответственно, далее

$$\mathcal{E}_{H_2SO_4} = 1/2 M H_2SO_4; \quad \mathcal{E}_{Na_2SO_4} = 1/2 M Na_2SO_4; \quad \mathcal{E}_{H_2O} = 1 M H_2O.$$

Рассмотрим теперь реакцию (б). В данной окислительно-восстановительной реакции участвуют два электрона. На один электрон приходится $1/2 Zn + HCl = 1/2 ZnCl_2 + 1/2 H_2$.

Поэтому, согласно определению эквивалента, $\mathcal{E}_{Zn} = 1/2 M_{Zn}$;
 $\mathcal{E}_{HCl} = 1 M_{HCl}$; $\mathcal{E}_{ZnCl_2} = 1/2 M_{ZnCl_2}$; $\mathcal{E}_{H_2} = 1/2 M_{H_2}$.

Ответ: $\mathcal{E}_{Zn} = 1/2 M_{Zn}$; $\mathcal{E}_{HCl} = 1 M_{HCl}$; $\mathcal{E}_{ZnCl_2} = 1/2 M_{ZnCl_2}$; $\mathcal{E}_{H_2} = 1/2 M_{H_2}$.

Задача 2

Рассчитайте эквивалентную массу H_2SO_4 , $Ca(OH)_2$, $Al_2(SO_4)_3$.

Решение. Рассчитаем эквивалентную массу каждого из предлагаемых веществ двумя способами.

$$\mathcal{E}_{H_2SO_4} = \frac{M_{H_2SO_4}}{n_{H^+}} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль}, \quad \mathcal{E}_{H_2SO_4} = \mathcal{E}_{H^+} + \mathcal{E}_{SO_4^{2-}} = 1 + \frac{96}{2} = 49 \text{ г/моль}.$$

$$\mathcal{E}_{Ca(OH)_2} = \frac{M_{Ca(OH)_2}}{n_{OH^-}} = \frac{74}{2} = 37 \text{ г/моль},$$

$$\mathcal{E}_{Ca(OH)_2} = \mathcal{E}_{Ca^{2+}} + \mathcal{E}_{OH^-} = \frac{40}{2} + \frac{17}{1} = 37 \text{ г/моль}.$$

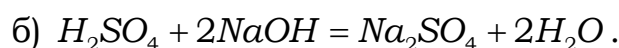
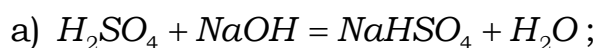
$$\mathcal{E}_{Al_2(SO_4)_3} = \frac{M_{Al_2(SO_4)_3}}{V_{Al} \cdot n_{Al}} = \frac{342}{3 \cdot 2} = 57 \text{ г/моль},$$

$$\mathcal{E}_{Al_2(SO_4)_3} = \mathcal{E}_{Al^{3+}} + \mathcal{E}_{SO_4^{2-}} = \frac{27}{3} + \frac{96}{2} = 57 \text{ г/моль}.$$

Ответ: $\mathcal{E}_{H_2SO_4} = 49 \text{ г/моль}$, $\mathcal{E}_{Ca(OH)_2} = 37 \text{ г/моль}$, $\mathcal{E}_{Al_2(SO_4)_3} = 57 \text{ г/моль}$.

Задача 3

Рассчитайте эквивалентную массу H_2SO_4 в указанных реакциях:



Решение. Эквиваленты сложных веществ могут иметь различные значения в зависимости от того, в какую реакцию обмена они вступают.

В реакции (а) участвует один ион водорода, поэтому

$$\mathcal{E}_{H_2SO_4} = \frac{M_{H_2SO_4}}{n_{H^+}} = \frac{98}{1} = 98 \text{ г/моль} \text{ и } \mathcal{E}_{H_2SO_4} = 1 M_{H_2SO_4}, \text{ в реакции (б) участвуют}$$

оба иона водорода серной кислоты, из чего следует, что

$$\mathcal{E}_{H_2SO_4} = \frac{M_{H_2SO_4}}{n_{H^+}} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль} \text{ и } \mathcal{E}_{H_2SO_4} = 1/2 M_{H_2SO_4}.$$

Ответ: эквивалентные массы H_2SO_4 в реакциях (а) и (б) равны $\mathcal{E}_{H_2SO_4} = 98$ г/моль и $\mathcal{E}_{H_2SO_4} = 49$ г/моль соответственно.

Задача 4

Определите эквивалент и рассчитайте эквивалентную массу сульфата алюминия в реакции $Al_2(SO_4)_3 + 3Pb(NO_3)_2 = 2Al(NO_3)_3 + 3PbSO_4$.

Решение. В данной реакции обмена не принимают участия ионы H^+ . В таком случае принимаются во внимание другие ионы с постоянным зарядом, равным +1 или -1. В данном примере это нитрат-ионы NO_3^- . Из уравнения реакции видно, что одной частице $Al_2(SO_4)_3$ эквивалентны шесть ионов NO_3^- . Значит, в данной реакции обмена химическим эквивалентом сульфата алюминия является условная частица $1/6 Al_2(SO_4)_3$. Следовательно, $\mathcal{E}_{Al_2(SO_4)_3} = 1/6 M_{Al_2(SO_4)_3}$.

Рассчитаем эквивалентную массу сульфата алюминия в этой реакции:

$$\mathcal{E}_{Al_2(SO_4)_3} = 1/6 M_{Al_2(SO_4)_3} = \frac{M_{Al_2(SO_4)_3}}{6} = \frac{342}{6} = 57 \text{ г/моль}.$$

Ответ: эквивалент сульфата алюминия в данной реакции $\mathcal{E}_{Al_2(SO_4)_3} = 1/6 M_{Al_2(SO_4)_3}$, его эквивалентная масса $\mathcal{E}_{Al_2(SO_4)_3} = 57$ г/моль.

Задача 5

Рассчитайте эквивалентные объемы газообразных водорода и кислорода при н. у.

Решение. Молярный объем H_2 составляет 22,4 л, так как $\mathcal{E}_{H_2} = 1$ г/моль (в два раза меньше, чем молярная масса), то эквивалентный объем будет в два раза меньше молярного. Таким образом, для газообразного водорода при н. у. этот объем равен 11,2 л.

Молярный объем O_2 составляет 22,4 л, а так как $\mathcal{E}_{O_2} = 8$ г/моль (в четыре раза меньше, чем молярная масса O_2), то эквивалентный объем будет в четыре раза меньше, чем молярный. Таким образом, для газообразного кислорода при н. у. этот объем равен 5,6 л.

Ответ: эквивалентные объемы газообразных водорода и кислорода при н. у. составляют 11,2 и 5,6 л соответственно.

Задача 6

Сколько моль эквивалентов алюминия растворили в кислоте, если объем выделившегося водорода при $T = 291$ К и парциальном давлении

водорода 97,83 кПа равен 113 мл? Какую массу цинка надо растворить в кислоте, чтобы выделился этот же объем водорода?

Решение*. Находим объем, который занимают 113 мл водорода при н. у.:

$$V_{0_{H_2}} = \frac{V_{H_2} \cdot P_{H_2} \cdot T_0}{P_0 \cdot T} = \frac{113 \cdot 97,83 \cdot 273}{101,3 \cdot 291} = 103 \text{ мл.}$$

Зная, что эквивалентный объем водорода равен 11,2 л, рассчитаем, сколько эквивалентов водорода выделилось:

$$n_{\mathcal{E}_{H_2}} = \frac{V_{H_2}}{V_{\mathcal{E}_{H_2}}} = \frac{103}{11200} = 0,009 \text{ моль эквивалентов. Следовательно, согласно}$$

(1.10), столько же моль эквивалентов алюминия прореагировало с кислотой, т. е. $n_{\mathcal{E}_{Al}} = 0,009$ моль эквивалентов и столько же моль эквивалентов цинка надо растворить в кислоте.

$$\text{Эквивалентная масса цинка равна } \mathcal{E}_{Zn} = \frac{M}{\nu} = \frac{65}{2} = 32,5 \text{ г/моль.}$$

$$\text{Тогда } m_{Zn} = n_{\mathcal{E}_{Zn}} \cdot \mathcal{E}_{Zn} = 0,009 \cdot 32,5 = 0,29 \text{ г.}$$

Ответ: в кислоте растворили $9 \cdot 10^{-3}$ моль эквивалентов алюминия и 0,29 г цинка.

Задача 7

При взаимодействии 11,17 г железа с кислородом образовалось 15,97 г оксида. Определите формулу образовавшегося оксида железа.

Решение. Находим массу кислорода, который присоединяется к железу данной массы: $m_{O_2} = 15,97 - 11,17 = 4,80$ г.

По закону эквивалентов вычисляем эквивалентную массу железа:

$$\frac{m_{Fe}}{m_{O_2}} = \frac{\mathcal{E}_{Fe}}{\mathcal{E}_{O_2}}, \quad \mathcal{E}_{Fe} = \frac{m_{Fe} \cdot \mathcal{E}_{O_2}}{m_{O_2}} = \frac{11,17 \cdot 8}{4,80} = 18,62 \text{ г/моль.}$$

Из соотношения (1.4) находим валентность железа в образовавшемся оксиде:

$$\mathcal{E}_{Fe} = \frac{M_{Fe}}{\nu}, \quad \nu = \frac{M_{Fe}}{\mathcal{E}_{Fe}} = \frac{55,85}{18,62} = 3.$$

Из расчета следует, что образуется оксид трехвалентного железа, т. е. Fe_2O_3 .

ПРИМЕЧАНИЕ

* Закон эквивалентов позволяет производить расчеты, не записывая уравнений реакций.

Ответ: формула образовавшегося оксида железа – Fe_2O_3 .

Задача 8

В растворе содержится 75,6 г HNO_3 . На нейтрализацию этого раствора израсходовано 67,2 г щелочи. Какая щелочь использовалась для нейтрализации?

Решение. HNO_3 – кислота одноосновная, следовательно, ее эквивалентная масса равна молярной массе, т. е. 63 г/моль.

По закону эквивалентов вычисляем молярную массу эквивалента щелочи:

$$\frac{m_{HNO_3}}{m_{щелочи}} = \frac{\mathcal{E}_{HNO_3}}{\mathcal{E}_{щелочи}}, \quad \mathcal{E}_{щелочи} = \frac{m_{щелочи} \cdot \mathcal{E}_{HNO_3}}{m_{HNO_3}} = \frac{67,2 \cdot 63}{75,6} = 56 \text{ г/моль}.$$

Эквивалентную массу основания можно представить как сумму эквивалентной массы металла и гидроксильной группы:

$$\mathcal{E}_{щелочи} = \mathcal{E}_{Me} + \mathcal{E}_{OH^-}, \quad \mathcal{E}_{Me} = \mathcal{E}_{щелочи} - \mathcal{E}_{OH^-} = 56 - 17 = 39 \text{ г/моль} = \mathcal{E}_K.$$

Из расчета следует, что в реакции использовался гидроксид калия KOH .

Ответ: для нейтрализации раствора азотной кислоты использовался гидроксид калия KOH .

Задача 9

Мышьяк образует два оксида – с массовой долей мышьяка 65,2 % и 75,7 %. Определите эквивалентную массу и валентность мышьяка в оксидах и напишите формулы оксидов.

Решение. Проводим вначале все вычисления для первого оксида.

Принимаем массу оксида равной 100 г. В этом случае масса мышьяка равна 65,2 г, а кислорода – 34,8 г.

Эквивалентная масса кислорода в оксидах равна 8 г/моль. По закону эквивалентов вычисляем эквивалентную массу мышьяка:

$$\frac{m_{As}}{m_{O_2}} = \frac{\mathcal{E}_{As}}{\mathcal{E}_{O_2}}, \quad \mathcal{E}_{As} = \frac{m_{As} \cdot \mathcal{E}_{O_2}}{m_{O_2}} = \frac{65,2 \cdot 8}{34,8} = 14,99 \text{ г/моль}.$$

Определяем валентность мышьяка:

$$\mathcal{E}_{As} = \frac{M_{As}}{V}, \quad V = \frac{M_{As}}{\mathcal{E}_{As}} = \frac{74,92}{14,99} = 5.$$

Следовательно, формула оксида – As_2O_5 .

Проводим такие же вычисления для второго оксида.

Принимаем массу оксида равной 100 г. В этом случае масса мышьяка равна 75,7 г, а кислорода – 24,3 г. Вычисляем эквивалентную массу мышьяка:

$$\frac{m_{As}}{m_{O_2}} = \frac{\mathcal{E}_{As}}{\mathcal{E}_{O_2}}, \quad \mathcal{E}_{As} = \frac{m_{As} \cdot \mathcal{E}_{O_2}}{m_{O_2}} = \frac{75,7 \cdot 8}{24,3} = 24,9 \text{ г/моль}.$$

Определяем валентность мышьяка:

$$\mathcal{E}_{As} = \frac{M_{As}}{V}, \quad V = \frac{M_{As}}{\mathcal{E}_{As}} = \frac{74,92}{24,9} = 3.$$

Следовательно, формула оксида – As_2O_3 .

Ответ: мышьяк при образовании оксидов проявляет валентности, равные пяти и трем; формулы этих оксидов – As_2O_5 и As_2O_3 , а эквивалентные массы мышьяка в них равны $\mathcal{E}_{As^{IV}} = 14,99$ г/моль и $\mathcal{E}_{As^{III}} = 24,9$ г/моль соответственно.

1.3 ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

1.3.1 Варианты индивидуальных заданий I уровня сложности

Вариант 1

Определите эквивалент и эквивалентную массу фосфорной кислоты в реакции $Ca(OH)_2 + H_3PO_4 \rightarrow CaHPO_4 + 2H_2O$.

Вариант 2

Определите эквивалент и эквивалентную массу гидроксида хрома (III) в реакции $2Cr(OH)_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 6H_2O$.

Вариант 3

Определите эквивалент и эквивалентную массу гидроксида висмута в реакции $Bi(OH)_3 + HCl \rightarrow Bi(OH)_2Cl + H_2O$.

Вариант 4

Определите эквивалент и эквивалентную массу гидроксида висмута в реакции $Bi(OH)_3 + 3HCl \rightarrow BiCl_3 + 3H_2O$.

Вариант 5

Определите эквивалент и эквивалентную массу серной кислоты в реакции $H_2SO_4 + KOH = KHSO_4 + H_2O$.

Вариант 6

Определите эквивалент и эквивалентную массу хлорида железа в реакции $FeCl_3 + 2NaOH \rightarrow Fe(OH)_2Cl + 2NaCl$.

Вариант 7

Определите эквивалент и эквивалентную массу серной кислоты в реакции $H_2SO_4 + 2KOH = K_2SO_4 + 2H_2O$.

Вариант 8

Определите эквивалент и эквивалентную массу фосфорной кислоты в реакции $Ca_3(PO_4)_2 + 4H_3PO_4 \rightarrow 3Ca(H_2PO_4)_2$.

Вариант 9

Определите эквивалент и эквивалентную массу сульфата алюминия в реакции $Al_2(SO_4)_3 + 2KOH = 2Al(OH)SO_4 + K_2SO_4$.

Вариант 10

Что является эквивалентом лития, бериллия, бора и углерода в соединениях LiH , BeH_2 , BH_3 , CH_4 ?

Вариант 11

Что является эквивалентом хрома в оксидах CrO , Cr_2O_3 , CrO_3 ?

Вариант 12

Что является эквивалентом ванадия в оксидах VO , V_2O_3 , VO_2 и V_2O_5 ?

Вариант 13

Определите эквивалентную массу оксидов CrO , Cr_2O_3 , CrO_3 .

Вариант 14

Определите эквивалентную массу оксидов VO , V_2O_3 , VO_2 и V_2O_5 .

Вариант 15

Определите эквивалент, эквивалентную массу и эквивалентный объем водяных паров (н. у.).

Вариант 16

Определите сколько моль эквивалентов металла вступило в реакцию, если при этом выделилось 5,6 л водорода (н. у.).

Вариант 17

Сравните эквивалентные массы и эквивалентные объемы (н. у.) оксидов азота: NO , N_2O и NO_2 .

Вариант 18

Сколько литров кислорода (н. у.) потребуется для окисления $Fe(II)$ массой 280 г?

Вариант 19

Сколько моль эквивалентов $Fe(OH)_2$ содержится в его 90 г? Сколько граммов H_2SO_4 потребуется для полной нейтрализации гидроксида железа указанной массы?

Вариант 20

При взаимодействии кислорода с азотом получено 4 моль эквивалента оксида азота (IV). Рассчитайте объемы газов, вступивших в реакцию (н. у.).

Вариант 21

Сколько моль эквивалентов содержится в 100 г $CaCO_3$? В какой массе $CaCl_2$ содержится столько же моль эквивалентов?

Вариант 22

Эквивалентная масса металла равна 9 г/моль. Какую массу этого металла надо взять, чтобы при растворении его в кислоте выделилось 2,24 л водорода (н. у.)?

Вариант 23

Сравните объемы водорода, выделившегося при взаимодействии 3 г магния и 3 г алюминия с соляной кислотой (н. у.).

Вариант 24

Определите эквивалентные массы натрия, его оксида, гидроксида, гидрида и хлорида. Какой объем кислорода потребуется для окисления 46 г натрия (н. у.)?

Вариант 25

Чему равен эквивалент азота в оксидах N_2O , NO , NO_2 , N_2O_5 ?

Вариант 26

Определите эквивалент серы, натрия, углерода, фосфора в соединениях SO_2 , $NaCl$, CH_4 , P_2O_5 ?

Вариант 27

Определите эквивалентные массы оксидов N_2O , NO , NO_2 , N_2O_5 .

Вариант 28

На нейтрализацию 10 г гидроксида щелочного металла израсходовано 9,1 г HCl . Определите эквивалентную массу гидроксида и его формулу.

Вариант 29

Оксид мышьяка содержит 34,8 % кислорода. Чему равна эквивалентная масса мышьяка в оксиде?

Вариант 30

Оксид азота содержит 74,1 % кислорода. Чему равна эквивалентная масса азота в оксиде?

1.3.2 Варианты индивидуальных заданий II уровня сложности

Вариант 1

На взаимодействие 2,64 г хлорида трехвалентного металла затрачивается 2,00 г гидроксида натрия. Определите эквивалентную массу соли и ее формулу.

Вариант 2

Неизвестный металл растворили в избытке соляной кислоты, в результате чего образовалась соль массой 2,72 г и выделился газ, объем которого при температуре 19 °С и давлении 104 кПа составил 4,667 л. Определите металл.

Вариант 3

Из хлорида неизвестного металла массой 18,34 г получен нитрат этого же металла массой 23,64 г. Определите металл.

Вариант 4

Рассчитайте значение эквивалентной массы металла и определите металл, если его массовая доля в оксиде равна 60 %.

Вариант 5

Неизвестный металл массой 11,20 г образует хлорид массой 24,75 г. Вычислите массу данного металла, необходимую для получения водорода объемом 25,00 л при температуре 22 °С и давлении 98,8 кПа.

Вариант 6

Металл массой 4,8 г вытеснил из раствора серной кислоты водород объемом 4,104 л, собранного над водой при температуре 27 °С и давлении 104,3 кПа. Вычислите массу образовавшейся при этом соли, если давление насыщенного водяного пара при указанной температуре равно 2,3 кПа.

Вариант 7

На восстановление оксида некоторого металла массой 3,6 г затрачен водород, объем которого при температуре 25 °С и давлении 98,55 кПа

равен 1982 мл. Вычислите эквивалентную массу металла и определите, что это за металл ($B = 1$).

Вариант 8

Оксид неизвестного металла массой 0,80 г превратили в сульфат этого же металла массой 2,68 г. Рассчитайте массу хлорида металла, который можно получить из исходного оксида массой 10 г.

Вариант 9

Для осаждения всего хлора, содержащегося в хлориде металла массой 0,666 г, израсходован нитрат серебра массой 1,088 г. Вычислите эквивалентную массу металла и определите данный металл.

Вариант 10

Рассчитайте массу алюминия, необходимую для полного вытеснения ртути из раствора, в котором количество вещества эквивалента нитрата ртути (I) равно 0,25 моль эквивалентов.

Вариант 11

Двухвалентный металл образует гидрид, массовая доля водорода в котором составляет 4,76 %. Определите эквивалентную и атомную массы металла, найдите его в периодической системе, напишите формулу его гидрида.

Вариант 12

Свинец образует два оксида, массовые доли кислорода в которых составляют 7,17 и 13,38 %. Определите эквивалентные массы и валентность свинца в оксидах и напишите формулы оксидов.

Вариант 13

Хлор образует четыре соединения с фтором, массовая доля которого в первом соединении равна 34,89 %, во втором – 61,65 %, в третьем – 72,82 % и в четвертом – 78,96 %. Определите эквивалентные массы и валентность хлора в соединениях и напишите их формулы.

Вариант 14

Одна и та же масса металла соединяется с 1,591 г галогена и с 70,2 мл кислорода, измеренного при нормальных условиях. Определите эквивалентную и атомную массы галогена. Как называется этот галоген?

Вариант 15

Мышьяк образует с серой два соединения, массовая доля серы в которых равна 39,1 и 51,7 %. Валентность серы равна двум. Опреде-

лите эквивалентные массы и валентность мышьяка в соединениях и напишите их формулы.

Вариант 16

Один оксид марганца содержит 22,56 % кислорода, другой – 50,60 %. Вычислите эквивалентную массу и стехиометрическую валентность марганца в этих оксидах. Составьте формулы оксидов.

Вариант 17

Железо массой 7 г вытесняет из раствора соляной кислоты HCl 3,2 л молекулярного водорода H_2 , объем которого был измерен при $t = 39^\circ C$ и $P = 760$ мм рт. ст. Какова валентность железа в этой реакции? Определите эквивалентные массы его оксида и гидроксида.

Вариант 18

На нейтрализацию 2,45 г кислоты идет 2,0 г гидроксида натрия. Определите эквивалентную массу кислоты и запишите ее формулу, если кислота двухосновная. Какое ее количество требуется на окисление 46 г натрия?

Вариант 19

При разложении на нагретой подложке 1,44 г иодида некоторого металла (II) масса подложки увеличилась на 0,44 г. Определите, иодид какого металла был использован и рассчитайте эквивалентные массы оксида и гидроксида этого металла.

Вариант 20

Из раствора хлорида меди (II) вытеснили 1,6 г меди трехвалентным металлом массой 0,45 г. Установите молярную массу этого металла и определите, сколько потребуется литров O_2 (н. у.) на окисление 270 г этого металла.

Вариант 21

1,0 г металла присоединяет 8,89 г брома и 1,78 г серы. Найдите эквивалентную массу брома и металла, если эквивалентная масса серы равна 16,0 г.

Вариант 22

13,63 г двухвалентного металла вытеснили из кислоты 5 л водорода при $t = 18^\circ C$ и $P = 760$ мм рт. ст. Рассчитайте атомную массу металла и определите металл.

Вариант 23

Определите эквивалентную массу металла, если из 2,7 г оксида металла получено 6,3 г его нитрата.

Вариант 24

Металл массой 0,5 г вытеснил из раствора кислоты 198 мл водорода, собранного над водой при 298 К и давлении 99,3 кПа. Давление насыщенного пара воды – 3,13 кПа. Рассчитайте эквивалентную массу металла.

Вариант 25

Рассчитайте эквивалентную массу металла, если из 15,4 г нитрата металла получено 6,4 г его гидроксида.

Вариант 26

При восстановлении водородом 5 кг оксида металла получено 1,132 кг воды. Определите эквивалентную массу металла.

Вариант 27

Вычислите эквивалентную массу металла, если из 2,69 г хлорида металла получено 0,195 г гидроксида металла.

Вариант 28

Чему равна эквивалентная масса металла, если 20 г металла вытесняют из кислоты водород объемом 7,5 л при $t = 18\text{ }^{\circ}\text{C}$ и давлении $1,013 \cdot 10^5$ Па.

Вариант 29

На восстановление оксида металла массой 1,8 г израсходован водород объемом 833 мл (н. у.). Определите эквивалентную массу металла.

Вариант 30

Металл массой 2,0 г вытесняет из раствора соли медь массой 1,132 г. Массовая доля кислорода в оксиде меди составляет 20 %. Определите эквивалентные массы меди и металла.

2 КИНЕТИКА ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

2.1 ТЕРМИНЫ И ОПРЕДЕЛЕНИЯ

Скорость химической реакции – изменение количества реагирующих веществ в единицу времени в единице объема реакционного пространства.

Скорость химической реакции зависит от следующих факторов: 1) природы реагирующих веществ; 2) условий протекания реакции – концентраций реагентов, температуры, давления (для газов); 3) присутствия катализаторов.

Закон действующих масс (ЗДМ) – скорость гомогенной химической реакции при постоянной температуре прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции. Для реакции $aA + bB \rightarrow cC + dD$ выражение ЗДМ имеет вид

$$v = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b, \quad (2.1)$$

где v – скорость реакции;

k – константа скорости;

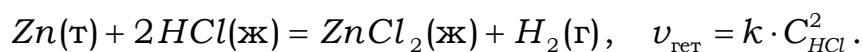
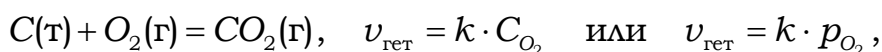
C_A и C_B – концентрации реагентов A и B , моль/л;

a, b – стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции.

Выражение **ЗДМ применительно к газовым реакциям**

$$v = k \cdot P_A^a \cdot P_B^b. \quad (2.2)$$

В случае гетерогенных процессов концентрации веществ, находящихся в твердой фазе, постоянны и включены в константу скорости:



Правило Вант-Гоффа: при повышении температуры на 10° скорость большинства химических реакций возрастает в 2–4 раза:

$$\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}. \quad (2.3)$$

где v_{T_1}, k_{T_1} и v_{T_2}, k_{T_2} – скорости и константы скоростей реакций при температурах T_1 и T_2 соответственно ($\Delta T = T_2 - T_1$);

γ – температурный коэффициент скорости реакции.

Уравнение Аррениуса:

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}} \quad \text{или} \quad \ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT}, \quad (2.4)$$

где k – константа скорости;

E_a – энергия активации, кДж/моль;

R – универсальная газовая постоянная (8,314 Дж/моль·К);

T – абсолютная температура, К;

e – основание натурального логарифма;

A – предэкспоненциальный множитель.

Энергия активации – минимальная дополнительная энергия, которую нужно сообщить средней энергии частиц, чтобы произошло взаимодействие.

Уравнение Аррениуса позволяет рассчитать константы скорости (и скорости) реакций при различных температурах:

$$\ln \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \frac{E_a}{R} \frac{(T_2 - T_1)}{T_1 \cdot T_2}, \quad (2.5)$$

а также энергию активации реакции

$$E_a = R \frac{T_1 \cdot T_2}{(T_2 - T_1)} \ln \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} \quad \text{или} \quad E_a = 2,3R \frac{T_1 \cdot T_2}{(T_2 - T_1)} \lg \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}}. \quad (2.6)$$

Следствие из уравнения Аррениуса (2.4): при увеличении температуры в большей степени растет константа скорости той реакции, энергия активации которой больше.

Энергетический барьер реакции – энергетический уровень реакции, который могут преодолеть и вступить в химическое взаимодействие только активные молекулы, обладающие в момент столкновения необходимым избытком энергии, равным E_a .

ΔH – изменение энтальпии (теплосодержание системы). Термодинамический тепловой эффект реакции показывает энергетические изменения самой системы в связи с протекающей реакцией.

Q – термохимический тепловой эффект. Показывает энергетические изменения в окружающей среде в результате реакции:

$$\Delta H = -Q. \quad (2.7)$$

Если $E_2 > E_1$, процесс протекает с поглощением тепловой энергии ($Q < 0$, $\Delta H > 0$) – реакция эндотермическая (рисунок 2.1, а). Если $E_2 < E_1$, процесс протекает с выделением тепла ($Q > 0$, $\Delta H < 0$) – реакция экзотермическая (рисунок 2.1, б).

Химическое равновесие – состояние обратимого процесса, при котором скорости прямой и обратной реакции равны:

$$v_{\text{пр}} = v_{\text{обр}} - \text{кинетическое условие равновесия.} \quad (2.8)$$

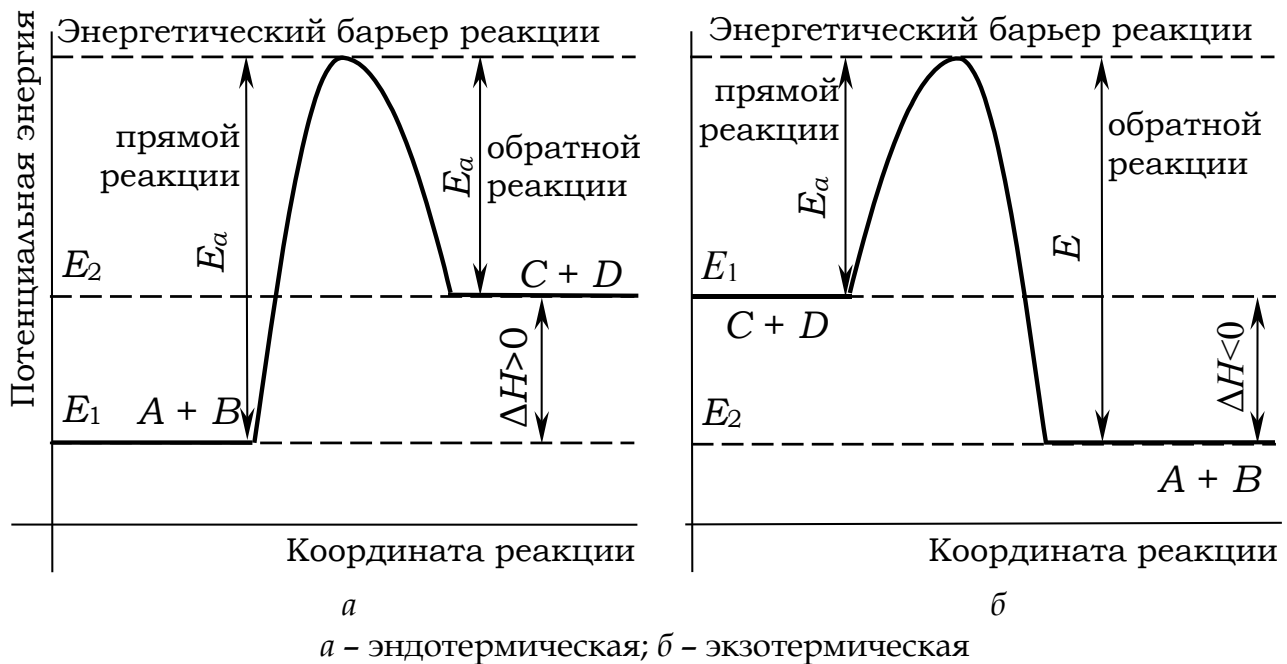


Рисунок 2.1 – Энергетические диаграммы для реакций $A + B \rightleftharpoons C + D$

Численно химическое равновесие характеризуется величиной константы равновесия. В общем случае для обратимой реакции $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

$$\frac{k_{\text{пр}}}{k_{\text{обр}}} = K_C = \frac{C_C^c \cdot C_D^d}{C_A^a \cdot C_B^b}, \quad (2.9)$$

где K_C – константа равновесия;

$k_{\text{пр}}$, $k_{\text{обр}}$ – константы скоростей прямой и обратной реакций;

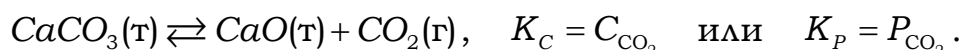
C_C , C_D , C_A , C_B – равновесные концентрации веществ, моль/л;

a , b , c , d – стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции.

Для газообразных систем

$$K_P = \frac{p_C^c \cdot p_D^d}{p_A^a \cdot p_B^b}. \quad (2.10)$$

В гетерогенных системах в выражения константы равновесия не входят концентрации твердых веществ:



Принцип Ле Шателье: если на систему, находящуюся в равновесии, оказывается внешнее воздействие, то равновесие смещается в направлении той реакции, которая уменьшает это воздействие.

Применительно к трем основным типам внешнего воздействия – изменению концентрации, давления и температуры – принцип Ле Шателье трактуется следующим образом.

1. **При увеличении концентрации** одного из реагирующих веществ равновесие смещается в направлении той реакции, по которой это вещество расходуется; при уменьшении концентрации одного из реагирующих веществ равновесие смещается в сторону образования этого вещества.

2. **При повышении температуры** равновесие смещается в сторону эндотермической реакции, при понижении температуры – в сторону экзотермической.

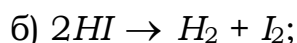
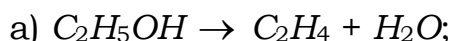
3. **При увеличении давления** равновесие смещается в сторону уменьшения числа молей газа, т. е. в направлении реакции, снижающей давление; при уменьшении давления равновесие смещается в сторону возрастания числа молей газов, т. е. в направлении реакции, повышающей давление в системе.

Если реакция протекает без изменения числа молей газообразных веществ, то давление не влияет на положение равновесия в этой системе.

2.2 ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

Задача 1

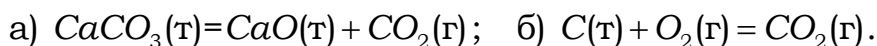
Напишите выражение закона действующих масс для реакций между газообразными веществами:



Решение и ответ: а) $\nu = k \cdot C_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}$; б) $\nu = k \cdot C_{\text{HI}}^2$; в) $\nu = k \cdot C_{\text{NO}}^2 \cdot C_{\text{Cl}_2}$.

Задача 2

Напишите выражение закона действующих масс для гетерогенных реакций:



Решение и ответ: а) поскольку карбонат кальция – твердое вещество, концентрация которого не изменяется в ходе реакции, искомое выражение будет иметь вид: $v = k$, т. е. в данном случае скорость реакции при определенной температуре постоянна;

б) в случае гетерогенных реакций концентрации веществ, находящихся в твердой фазе, постоянны и включены в константу скорости: $v_{\text{гет}} = k \cdot C_{\text{O}_2}$ или $v_{\text{гет}} = k \cdot p_{\text{O}_2}$.

Задача 3

Как изменится скорость реакции $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$, если:

а) увеличить давление в системе в 3 раза;

б) уменьшить объем системы в 3 раза;

в) повысить концентрацию NO в 3 раза?

Решение. До изменений состояния системы скорость реакции согласно ЗДМ равна: $v_0 = k \cdot C_{\text{NO}}^2 \cdot C_{\text{O}_2}$, где C_{NO} и C_{O_2} – начальные концентрации веществ.

Далее:

а) вследствие увеличения давления в системе в 3 раза, концентрация каждого из реагирующих веществ возрастет тоже в 3 раза. Для расчета скорости реакции в выражение подставляют наличные на данный момент времени концентрации веществ, поэтому $v_1 = k(3C_{\text{NO}}^2)^2 3C_{\text{O}_2} = 27kC_{\text{NO}}^2 C_{\text{O}_2}$; а увеличение скорости реакции по отношению к первоначальной определяется соотношением

$$\frac{v_1}{v_0} = 27 \frac{k \cdot C_{\text{NO}}^2 \cdot C_{\text{O}_2}}{k \cdot C_{\text{NO}}^2 \cdot C_{\text{O}_2}} = 27;$$

б) уменьшение объема системы в 3 раза эквивалентно увеличению давления в системе в 3 раза, следовательно, скорость реакции тоже возрастает в 27 раз;

в) при повышении концентрации NO в 3 раза скорость реакции станет равна $v_2 = k(3C_{\text{NO}}^2)^2 C_{\text{O}_2} = 9kC_{\text{NO}}^2 C_{\text{O}_2}$. Сравнивая выражения v_0 и v_2 , находим, что скорость реакции возрастает в 9 раз.

Ответ: а) и б) возрастает в 27 раз; в) возрастает в 9 раз.

Задача 4

Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры с 10 до 30 °C ($\gamma = 3$)?

Решение. При увеличении температуры скорость реакции в соответствии с правилом Вант-Гоффа возрастает следующим образом:

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

где $t_2 = 30 \text{ }^\circ\text{C}$; $t_1 = 10 \text{ }^\circ\text{C}$;

v_2 и v_1 – скорости реакции при этих температурах.

Тогда $\frac{v_2}{v_1} = 3^{\frac{30-10}{10}} = 3^2 = 9$, т. е. скорость реакции увеличится в 9 раз.

Ответ: в 9 раз.

Задача 5

При 353 К реакция заканчивается за 20 с. Сколько времени длится реакция при 293 К, если $\gamma = 2,5$.

Решение. Между скоростью протекания химических реакций и их продолжительностью существует обратно пропорциональная зави-

симость $\frac{v_{T_1}}{v_{T_2}} = \frac{\tau_1}{\tau_2}$, где τ_1 и τ_2 – время протекания реакции при температурах T_1 и T_2 .

Правило Вант-Гоффа в данном случае можно записать в виде

$$\frac{\tau_1}{\tau_2} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}, \quad \text{откуда} \quad \tau_1 = \tau_2 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} = 20 \cdot 2,5^{\frac{353 - 293}{10}} = 20 \cdot 2,5^6;$$

$\lg \tau_1 = \lg 20 + 6 \lg 2,5 = 1,3 + 6 \cdot 0,3979 = 3,6884$; $\tau_1 = 4879 \text{ с} = 1 \text{ ч } 29 \text{ мин } 19 \text{ с}$.

Ответ: при температуре 293 К реакция заканчивается за 1 ч 21 мин 19 с.

Задача 6

Реакция $2HI \rightarrow H_2 + I_2$ характеризуется энергией активации 184 кДж/моль без катализатора и 59 кДж/моль в присутствии платинового катализатора. Во сколько раз ускоряется разложение йодоводорода в присутствии катализатора при 25 °С?

Решение. Обозначим константу скорости реакции и энергию активации в отсутствие катализатора k и E_a , а в присутствии катализатора k' и E'_a . Запишем уравнение Аррениуса для k и k' :

$$k = A \cdot e^{\frac{-E_a}{R \cdot T}}, \quad k' = A \cdot e^{\frac{-E'_a}{R \cdot T}}.$$

Разделим большее значение константы скорости на меньшее и полученное выражение прологарифмируем:

$$\frac{k'}{k} = e^{\frac{E_a - E'_a}{R \cdot T}}, \quad \ln \frac{k'}{k} = \frac{E_a - E'_a}{R \cdot T}, \quad 2,31 \lg \frac{k'}{k} = \frac{E_a - E'_a}{R \cdot T}.$$

Рассчитаем сначала логарифм отношения $\frac{k'}{k}$, а затем само отношение:

$$\lg \frac{k'}{k} = \frac{E_a - E'_a}{2,3R \cdot T} = \frac{184000 - 59000}{2,3 \cdot 8,314 \cdot 298} = 22, \quad \frac{k'}{k} = 10^{22}.$$

Таким образом, расчетное ускорение реакции равно 10^{22} , но в действительности оно несколько меньше, поскольку в присутствии катализатора уменьшается значение предэкспоненциального множителя, что не учтено в наших расчетах.

Задача 7

Вычислите константу равновесия реакции $2NO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$, если известны начальные концентрации реагентов (моль/л): $C_{NO}^0 = 4$, $C_{O_2}^0 = 2$, а к моменту наступления равновесия в смеси осталось 20 % первоначального количества NO . Каково давление газовой смеси при равновесии, если реакция протекает в замкнутом сосуде при постоянной температуре и начальном давлении $P_{нач} = 2,026 \cdot 10^5$ Па?

Решение. К моменту равновесия концентрации реагентов понизятся, а концентрация продукта реакции увеличится. По уравнению реакции на каждые 2 моля NO расходуется 1 моль O_2 и образуется 2 моля NO_2 , поэтому, если понижение концентраций исходных веществ обозначить ΔC_{NO} и ΔC_{O_2} , а увеличение концентрации продукта реакции – ΔC_{NO_2} , то

$$\Delta C_{NO} : \Delta C_{O_2} : \Delta C_{NO_2} = 2 : 1 : 2. \quad (2.11)$$

Если известно изменение концентрации хотя бы одного из реагирующих веществ, соотношение (2.11) позволяет рассчитать исходные или равновесные (конечные) концентрации всех веществ.

Так, по условию задачи в реакцию вступило 80 %, т. е. 3,2 моля NO , следовательно, $\Delta C_{NO} = 3,2$ моль/л, $\Delta C_{O_2} = 1/2 \Delta C_{NO} = 1,6$ моль/л, $\Delta C_{NO_2} = 3,2$ моль/л.

Отсюда равновесные концентрации реагирующих веществ C^p :

$$C_{NO}^P = C_{NO}^0 - \Delta C_{NO} = 4 - 3,2 = 0,8 \text{ моль/л};$$

$$C_{O_2}^P = C_{O_2}^0 - \Delta C_{O_2} = 2 - 1,6 = 0,4 \text{ моль/л};$$

$$C_{NO_2}^P = C_{NO_2}^0 + \Delta C_{NO_2} = 0 + 3,2 = 3,2 \text{ моль/л}.$$

Определяем константу равновесия K_C этой реакции:

$$K_C = \frac{(C_{NO_2}^P)^2}{C_{O_2}^P \cdot (C_{NO}^P)^2} = \frac{3,2^2}{0,8^2 \cdot 0,4} = 40.$$

В закрытом сосуде при постоянной температуре давление газовой смеси пропорционально общему количеству составляющих ее газов (общему числу молей):

$$P = C_M \cdot R \cdot T, \quad (2.12)$$

где C_M – молярная концентрация, моль/л.

Так как начальное давление известно $P_{нач} = 2,026 \cdot 10^5 = (4 + 2)R \cdot T$, следовательно, $T = \frac{2,026 \cdot 10^5}{6R}$. Давление газовой смеси при равновесии

$$P_{равн} = \frac{(0,8 + 0,4 + 3,2)R \cdot 2,026 \cdot 10^5}{6R} = 1,49 \cdot 10^5 \text{ Па}.$$

Ответ: $K_C = 40$; $P_{равн} = 1,49 \cdot 10^5 \text{ Па}$.

Задача 8

Какое общее давление должно поддерживаться в закрытом сосуде, где установилось равновесие $PCl_5 \rightleftharpoons PCl_3 + Cl_2$, чтобы парциальное давление пятихлористого фосфора P_{PCl_5} в состоянии равновесия стало равным 1 атм? Константа равновесия для данного процесса $K_p = 1,78$.

Решение. Запишем выражение для константы равновесия

$$K_p = \frac{P_{PCl_3} \cdot P_{Cl_2}}{P_{PCl_5}} = 1,78.$$

По уравнению реакции PCl_3 и Cl_2 образуются в одинаковых количествах (одинаковое число молей), следовательно, их парциальные давления равны $P_{PCl_3} = P_{Cl_2}$. Поэтому $K_p = \frac{P_{Cl_2}^2}{1} = 1,78$, откуда $P_{Cl_2} = 1,33 \text{ атм}$.

Согласно закону Дальтона, общее давление равно сумме парциальных давлений отдельных составляющих газовой смеси:

$$P_{\text{общ}} = P_{\text{PCl}_5} + P_{\text{PCl}_3} + P_{\text{Cl}_2} = 1,0 + 1,33 + 1,33 = 3,66 \text{ атм.}$$

Ответ: $P_{\text{общ}} = 3,66 \text{ атм.}$

Задача 9

При каком воздействии равновесие реакции $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$ ($\Delta H < 0$) смещается вправо: 1) повышение температуры; 2) уменьшение давления; 3) увеличение давления?

Решение. Данная реакция экзотермическая, поэтому повышение температуры в соответствии с принципом Ле Шателье вызовет смещение равновесия в направлении эндотермической реакции, т. е. влево. Все вещества в системе – газы. В соответствии с принципом Ле Шателье, повышение давления приводит к смещению равновесия в сторону реакции, приводящей к меньшему количеству молей газов, т. е. в сторону образования H_2O . Следовательно, повышение давления в системе смещает равновесие реакции вправо.

Ответ: при увеличении давления.

Задача 10

Как будет влиять увеличение температуры и давления на состояние равновесия в следующих реакциях:



Как изменится численное значение константы равновесия реакции (а) при увеличении температуры?

Решение: а) в уравнении обратимой реакции принято указывать тепловой эффект для прямой реакции, в данном случае прямая реакция эндотермическая и нагревание в соответствии с принципом Ле Шателье способствует прямой реакции, равновесие сместится в сторону продуктов реакции. Повышение температуры смещает равновесие в этой системе в сторону прямой реакции, следовательно, численное значение константы равновесия увеличится.

В ходе прямой реакции увеличивается число молей газа, поэтому увеличение давления способствует обратной реакции, и равновесие в соответствии с принципом Ле Шателье смещается в сторону исходных веществ;

б) в данном случае прямая реакция экзотермическая, поэтому при нагревании равновесие в соответствии с принципом Ле Шателье сме-

ститесь в сторону обратной реакции. Давление не влияет на положение равновесия, т. к. в ходе реакции число молекул газа не изменяется.

Ответ: а) равновесие реакции при увеличении температуры смещается в сторону продуктов реакции, численное значение константы равновесия увеличится;

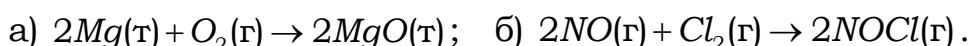
б) при нагревании равновесие сместится в сторону обратной реакции, изменение давления не влияет на положение равновесия в данной системе.

2.3 ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

2.3.1 Варианты индивидуальных заданий I уровня сложности

Вариант 1

1. Напишите выражение закона действия масс (ЗДМ) для реакций:

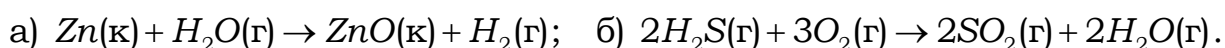


2. Для некоторой реакции константа скорости при $10\text{ }^\circ\text{C}$ равна $1,08 \cdot 10^{-4}\text{c}^{-1}$, а при $60\text{ }^\circ\text{C}$ – $5,484 \cdot 10^{-2}\text{c}^{-1}$. Вычислите энергию активации этой реакции.

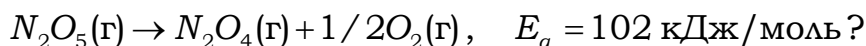
3. Вычислите K_c реакции $PCl_5(г) \rightleftharpoons PCl_3(г) + Cl_2(г)$, если равновесные концентрации веществ равны (моль/л) $0,46$ (PCl_5); $0,54$ (PCl_3); $0,54$ (Cl_2), установите направление смещения равновесия при повышении давления ($T = \text{const}$).

Вариант 2

1. Напишите выражения ЗДМ для реакций:



2. Во сколько раз изменится константа скорости реакции при увеличении температуры от 305 до 315 K :



3. Константа скорости $k_{пр}$ для реакции $2NO(г) + O_2(г) \xrightleftharpoons[k_{обр}]{k_{пр}} 2NO_2(г)$ при 600 K равна $6,63 \cdot 10^5$, для обратной реакции $k_{обр} = 83,9$. Вычислите константу равновесия. Как повлияет понижение давления ($T = \text{const}$) на смещение равновесия?

Вариант 3

1. Напишите выражение ЗДМ для реакций:

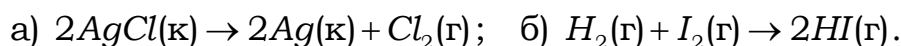


2. Реакция между тиосульфатом натрия и серной кислотой при 20 °С длилась 90 с, а при 40 °С – 40 с. Чему равен температурный коэффициент скорости γ этой реакции?

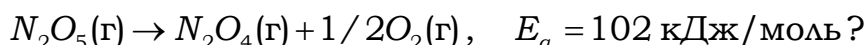
3. Вычислите K_C реакции $NOCl_2(г) + NO(г) = 2NOCl(г)$, если при некоторой температуре равновесные концентрации веществ равны (моль/л): 0,05 ($NOCl_2$); 0,55 (NO); 0,08 ($NOCl$), установите направление смещения равновесия реакции при увеличении концентрации $NOCl_2$ и при уменьшении концентрации $NOCl$.

Вариант 4

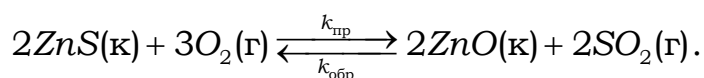
1. Напишите выражения ЗДМ для реакций:



2. Во сколько раз изменится константа скорости реакции при увеличении температуры от 303 до 313 К:



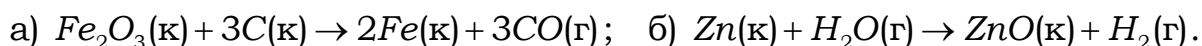
2. Запишите выражения для K_C и K_P реакции



Как надо изменить давление в системе, чтобы увеличить концентрацию SO_2 ?

Вариант 5

1. Напишите выражение ЗДМ для реакций:

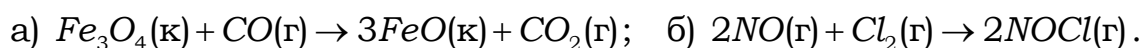


2. Скорость химической реакции при 20 °С равна 1 моль/(л·с). Вычислите скорость этой реакции при 60 °С, если температурный коэффициент равен 3.

3. Рассчитайте значение K_C реакции $H_2(г) + I_2(г) \xrightleftharpoons[k_{обр}]{k_{пр}} 2HI(г)$ при 509 °С, если $k_{пр} = 0,16$, $k_{обр} = 0,00047$ и установите направление смещения равновесия при увеличении концентрации водорода.

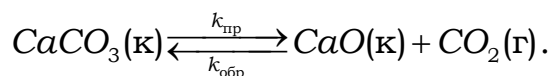
Вариант 6

1. Напишите выражения ЗДМ для реакций:



2. При температуре 30 °С реакция протекает за 25 мин, а при 50 °С – за 4 мин. Рассчитайте температурный коэффициент скорости реакции.

3. Запишите выражения для K_C и K_P реакции



В каком направлении сместится равновесие, если увеличить давление ($T = \text{const}$)?

Вариант 7

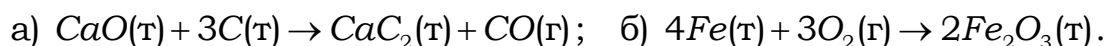
1. Во сколько раз следует увеличить давление, чтобы скорость образования NO_2 по реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$ возросла в 1000 раз? Ответ приведите, используя выражение ЗДМ для данной реакции.

2. На сколько градусов изменилась температура, если скорость реакции возросла в 81 раз, а температурный коэффициент скорости равен 3?

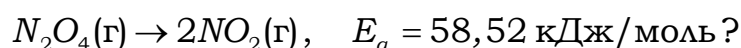
3. Рассчитайте значение K_C при 650 К реакции $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{г})$, если равновесные концентрации веществ равны (моль/л) 0,06 (NO_2); 0,24 (NO); 0,12 (O_2). Как надо изменить давление, чтобы увеличить концентрацию NO_2 ?

Вариант 8

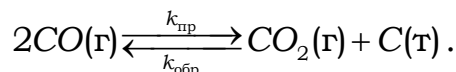
1. Напишите выражение ЗДМ для реакций:



2. Во сколько раз изменится константа скорости реакции при увеличении температуры от 30 до 50 °С:



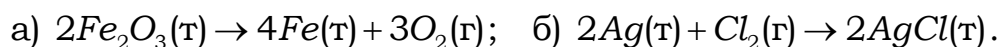
3. Запишите выражения для K_C и K_P реакции



В каком направлении сместится равновесие, если: а) увеличить давление ($T = \text{const}$); б) уменьшить концентрацию CO ?

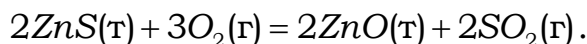
Вариант 9

1. Напишите выражения ЗДМ для реакций:



2. За какое время пройдет реакция при 60 °С, если при 40 °С она протекает за 180 с? Температурный коэффициент скорости γ равен 3.

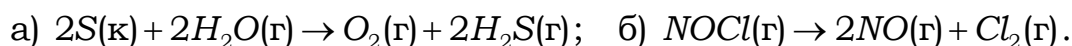
3. Запишите выражения для K_C и K_P реакции



Какие условия будут способствовать большему выходу SO_2 по этой реакции? Ответ обосновать.

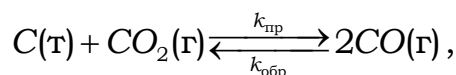
Вариант 10

1. Напишите выражения ЗДМ для реакций:



2. При температуре 100 °С скорость одной реакции в 2 раза больше скорости второй. Температурный коэффициент скорости первой реакции равен 2, второй – 4. При какой температуре скорости обеих реакций выравняются?

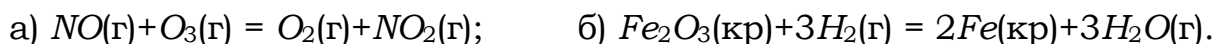
3. Запишите выражения для K_C и K_P реакции



Как изменится концентрация CO в случае уменьшения давления ($T = const$)?

Вариант 11

1. Какие реакции называются гомогенными и гетерогенными? Запишите выражение ЗДМ для реакций:



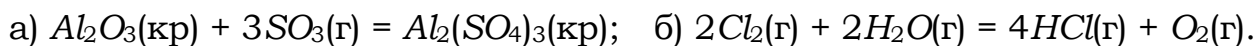
Каков физический смысл константы скорости и от каких факторов зависит ее численное значение?

2. При температуре 423 К некоторая реакция заканчивается за 16 мин. Через сколько минут закончится эта реакция при 473 К, если температурный коэффициент реакции (γ) равен 3? Каков физический смысл γ и от каких факторов зависит его численное значение?

3. Определите численное значение константы равновесия K_P газовой системы $2HI \rightleftharpoons I_2 + H_2 - Q$, если равновесие установилось при следующих парциальных давлениях газов: $P_{HI} = 4,05 \cdot 10^4$ Па; $P_{I_2} = 4,4 \cdot 10^2$ Па; $P_{H_2} = 7,5 \cdot 10^2$ Па. Как изменится численное значение K_P при увеличении температуры?

Вариант 12

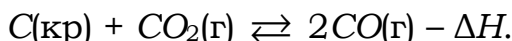
1. Запишите выражения ЗДМ для следующих реакций:



Назовите факторы, влияющие на скорость гомогенных и гетерогенных реакций.

2. На сколько градусов изменилась температура реакционной среды, если скорость некоторой реакции возросла в 256 раз, а температурный коэффициент скорости равен 2?

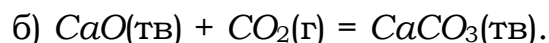
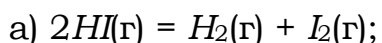
3. Исходя из кинетических условий наступления равновесия, выведите выражения для K_C и K_P следующей равновесной системы:



Каков физический смысл константы равновесия и от каких факторов зависит ее значение?

Вариант 13

1. Какой закон устанавливает зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ? Запишите его выражение для следующих реакций:



От каких факторов зависит численное значение константы скорости?

2. Температурный коэффициент некоторой реакции равен 3. Как изменится скорость этой реакции при повышении температуры от 80 до 130 °С? От каких факторов зависит значение γ ?

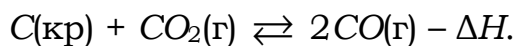
3. Константа равновесия (K_P) при некоторой температуре в системе $4HCl(г) + O_2(г) \rightleftharpoons 2Cl_2(г) + 2H_2O(г) + Q$ равна 0,3. Какие вещества преобладают в состоянии равновесия? Каким способом можно увеличить численное значение K_P ?

Вариант 14

1. Реакция, выраженная уравнением $A(г) + 2B(г) = C(г)$, началась при следующих концентрациях (моль/л): $A - 0,03$; $B - 0,05$. Константа скорости $k = 0,4$. Определите скорость химической реакции. Каков физический смысл константы скорости и от каких факторов зависит ее численное значение?

2. Во сколько раз изменится скорость химической реакции при увеличении температуры от 27 до 127 °С, если $\gamma = 2$? Определите значение E_a . Каков физический смысл E_a и γ , и от каких факторов они зависят?

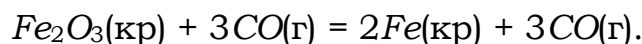
3. Запишите выражения для K_C и K_P следующей равновесной системы:



Как изменятся их численные значения при: а) увеличении температуры; б) увеличении объема? Ответ обоснуйте.

Вариант 15

1. Запишите выражения ЗДМ для реакции, выраженной уравнением



От каких факторов зависит скорость гетерогенной химической реакции и константа скорости?

2. При увеличении температуры от 20 до 40 °С скорость химической реакции увеличилась в 9 раз. Определите E_a и γ . Каков их физический смысл и от чего зависят их численные значения?

3. При 509 °С константы скоростей прямой и обратной реакций равны соответственно 0,16 и 0,0047. Определите значение константы равновесия. Какие вещества (исходные или продукты реакции) преобладают в равновесной системе? Как изменится значение константы равновесия при увеличении температуры, если реакция экзотермическая?

Вариант 16

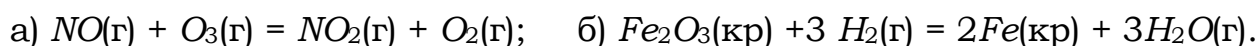
1. Скорость реакции $CuO(\text{т}) + CO(\text{г}) = Cu(\text{т}) + CO_2(\text{г})$ увеличилась в 9 раз. Исходя из ЗДМ рассчитайте, во сколько раз увеличилась концентрация CO по сравнению с первоначальной?

2. Определите энергию активации реакции, если при увеличении температуры от 280 до 300 К константа скорости (k) увеличилась в 10 раз. От каких факторов зависят численные значения E_a и k ?

3. Равновесие в системе $H_2(\text{г}) + I_2(\text{г}) = 2HI(\text{г}) - \Delta H$ установилось при следующих концентрациях веществ (моль/л): $H_2 = 0,025$; $I_2 = 0,005$; $HI = 0,09$. Определите численные значения K_p и K_c . Каков их физический смысл?

Вариант 17

1. Какие реакции называются гомогенными и гетерогенными и от чего зависят их скорости? Запишите выражение ЗДМ для следующих реакций:



Каков физический смысл константы скорости и от каких факторов зависит ее численное значение?

2. При увеличении температуры от 25 до 45 °С скорость химической реакции возросла в 9 раз. Определите E_a и γ , указав их физический смысл и факторы, от которых зависят их значения.

3. Система $C(\text{кр}) + CO_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2CO(\text{г})$, $\Delta H > 0$ находится в равновесии. Запишите выражения для K_p и K_c . Каков их физический смысл и от каких факторов зависят их значения? Определите направление смещения равновесия при повышении температуры.

Вариант 18

1. Исходя из закона действия масс определите, как изменится скорость химической реакции $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$, если объем газовой смеси увеличить в 3 раза.

2. При 27 °С некоторая реакция закончилась за 60 мин, а при 47 °С за 15 мин. Определите E_a и γ реакции, укажите их физический смысл и факторы, влияющие на их величину.

3. Укажите кинетическое условие наступления равновесия в системе. Запишите выражения для K_c и K_p равновесной системы



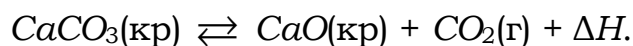
установите их взаимосвязь. Каков знак $\Delta H_{x,p}$, если с повышением температуры K_p увеличивается?

Вариант 19

1. Исходя из закона действия масс определите, скорость гетерогенной реакции $Fe_2O_3(\text{кр}) + 3CO(\text{г}) = 2Fe(\text{кр}) + 3CO_2(\text{г})$, если она началась при $[CO] = 0,5$ моль/л. Как изменится скорость данной реакции, если объем системы уменьшить в 3 раза?

2. Вычислите E_a и γ реакции $2NO_2(\text{г}) = 2NO(\text{г}) + O_2(\text{г})$, если значения констант скорости (k) при температуре 600 и 640 К соответственно равны 84 и 407 моль/(л·с). Каков физический смысл E_a и k и от каких факторов они зависят?

3. Запишите выражение для K_p равновесной системы



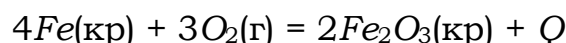
Укажите направление смещения равновесия в случаях: а) увеличения давления; б) увеличения температуры; в) уменьшения P_{CO_2} .

Вариант 20

1. Скорость химической реакции $2NO(g) + O_2(g) = 2NO_2(g)$ при концентрациях реагирующих веществ (моль/л) $NO - 0,3$; $O_2 - 0,15$ составила $1,2 \cdot 10^{-3}$ моль/(л·с). Определите значение константы скорости реакции. От каких факторов зависит ее численное значение?

2. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции, если константа скорости при $100^\circ C$ составляет $6 \cdot 10^{-4}$, а при $150^\circ C - 7,2 \cdot 10^{-2}$. Каков физический смысл константы скорости?

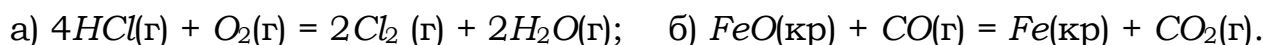
3. В каком направлении сместится равновесие в системе



при увеличении: а) давления; б) температуры? В каком случае и как изменится константа равновесия в системе?

Вариант 21

1. Запишите выражения ЗДМ для следующих реакций:



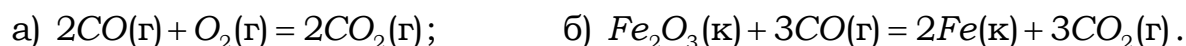
Как изменятся их скорости, если давление в системах увеличить в 2 раза?

2. Чему равна энергия активации некоторой реакции, если ее скорость при $25^\circ C$ в 10 раз больше, чем при $45^\circ C$? Определите температурный коэффициент реакции и сделайте вывод о том, зависит ли его значение от энергии активации.

3. При состоянии равновесия в системе $N_2(g) + 3H_2(g) = 2NH_3(g)$ $\Delta H_{x,p} = -92,4$ кДж равновесные концентрации веществ равны (моль/л): азота – 3; водорода – 9; аммиака – 4. Рассчитайте константу равновесия (K_c). Как изменится ее значение при: а) увеличении температуры; б) уменьшении объема реакционного сосуда?

Вариант 22

1. Какой закон выражает зависимость скорости реакции от концентраций реагирующих веществ? Напишите выражение закона для реакций:



Во сколько раз изменятся скорости данных реакций при увеличении концентрации CO в системах в 2 раза?

2. Температурный коэффициент некоторой реакции равен 2. Определите, во сколько раз увеличится скорость (константа скорости) реак-

ции при повышении температуры от 320 до 340 К. Чему равна величина E_a реакции?

3. Используя закон действия масс, запишите кинетическое условие химического равновесия, выражения K_C и K_P для реакции



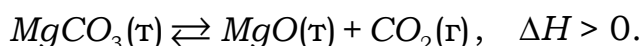
Как повлияет на смещение данного равновесия: а) увеличение концентрации хлора; б) понижение температуры?

Вариант 23

1. Реакция протекает в ограниченном пространстве согласно уравнению $2NO(g) + O_2(g) = 2NO_2(g)$. Определите скорость реакции, если константа скорости при $T = 300$ К равна 0,4; $C_{NO} = 0,3$ моль/л, $C_{O_2} = 0,2$ моль/л. Как изменится скорость данной реакции при увеличении концентрации NO в 2 раза? Назовите закон, использованный для решения задачи.

2. При повышении температуры от 300 до 330 К скорость (константа скорости) некоторой реакции увеличивается в 64 раза. Рассчитайте температурный коэффициент и энергию активации реакции.

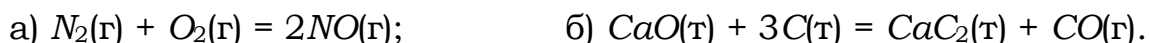
3. Напишите выражения K_C и K_P для обратимой реакции



Как следует изменить температуру и давление в системе для смещения данного равновесия в сторону исходных веществ?

Вариант 24

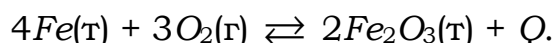
1. Напишите выражения закона действия масс для реакций:



Определите величину константы скорости реакции (а), если при концентрациях N_2 и O_2 , равных соответственно 0,06 и 0,02 (моль/л), скорость реакции равна $5,76 \cdot 10^{-7}$ моль/(л·мин).

2. Две реакции при температуре 293 К протекают с одинаковой скоростью. Температурный коэффициент первой реакции равен 4, второй – 2. Как будут соотноситься скорости реакций (v_1/v_2), если реакции проводить при 323 К?

3. Напишите выражения констант равновесия (K_C и K_P) для реакции



Определите равновесную концентрацию кислорода, если константа равновесия реакции равна 1000. В каком направлении сместится данное равновесие при: а) повышении температуры; б) понижении давления?

Вариант 25

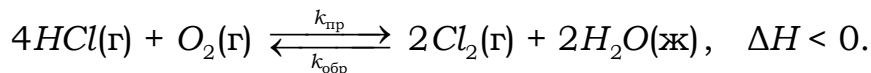
1. Напишите выражения закона действия масс для реакций:



Как изменятся скорости данных реакций при увеличении концентраций реагирующих веществ в 2 раза?

2. При 20 °С константа скорости некоторой реакции равна $1 \cdot 10^{-4}$ мин⁻¹, а при 50 °С – $8 \cdot 10^{-4}$ мин⁻¹. Чему равны температурный коэффициент и энергия активации реакции?

3. Запишите выражение константы равновесия (K_C) для реакции



Определите величину константы равновесия, если при некоторой температуре $k_{тp} = 0,21$, $k_{обp} = 0,0084$. Как повлияет на смещение данного равновесия: а) повышение температуры; б) уменьшение концентрации O_2 ?

Вариант 26

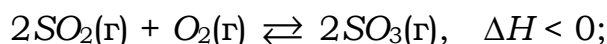
1. Какой закон выражает зависимость скорости реакции от концентраций реагирующих веществ? Напишите выражения закона для реакций:



Как изменится скорость реакции (а) при уменьшении объема системы в 2 раза?

2. Рассчитайте температурный коэффициент реакции, если при 15 °С она протекает до конца за 60 с, а при 25 °С за 30 с. Чему равна энергия активации данной реакции?

3. Напишите выражения констант равновесия (K_C и K_P) для реакции



Как следует изменить температуру, давление, концентрацию реагирующих веществ для увеличения выхода SO_3 в результате данной реакции?

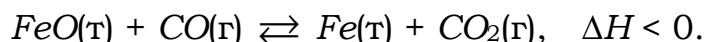
Вариант 27

1. Определите величину константы скорости реакции $2CO(\Gamma) + O_2(\Gamma) = 2CO_2(\Gamma)$, если при некоторой температуре скорость реак-

ции равна $1,65 \cdot 10^{-3}$ моль/(л·мин), а концентрации реагирующих веществ составляют: $C_{CO} = 0,5$ моль/л; $C_{O_2} = 0,3$ моль/л. Как изменится скорость реакции, если концентрацию CO увеличить в 2 раза?

2. Реакция протекает при температуре 300 К. На сколько градусов следует повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 81 раз, если температурный коэффициент реакции равен 3? Определите величину E_a реакции.

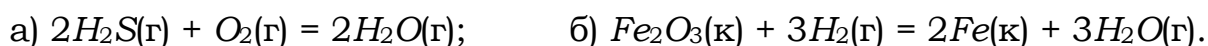
3. Напишите выражения констант равновесия (K_C , K_P) для реакции



В каком направлении сместится данное равновесие при повышении температуры? Как изменится при этом величина константы равновесия?

Вариант 28

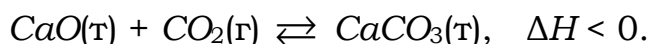
1. Напишите выражения закона действия масс для реакций:



Как изменится скорость реакции (а) при увеличении давления в системе в 2 раза?

2. При температуре $T_1 = 298$ К константа скорости некоторой реакции равна $5 \cdot 10^{-3}$ мин⁻¹. Определите величину константы скорости при температуре $T_2 = 318$ К, если температурный коэффициент реакции равен 3.

3. Запишите выражения констант равновесия (K_C и K_P) для реакции



Определите равновесную концентрацию углекислого газа, когда константа равновесия реакции равна 100. В каком направлении сместится данное равновесие, если: а) понизить температуру ($P = \text{const}$); б) увеличить давление ($T = \text{const}$)?

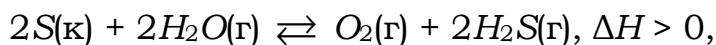
Вариант 29

1. Реакция протекает в ограниченном пространстве согласно уравнению $2SO_2(г) + O_2(г) = 2SO_3(г)$.

Определите скорость реакции, если концентрации реагирующих веществ составляют: 0,5 моль/л (SO_2); 0,3 моль/л (O_2), а константа скорости равна $5,6 \cdot 10^{-2}$ моль/(л·мин). Как изменится скорость данной реакции при увеличении концентрации SO_2 в 3 раза? Назовите закон, использованный для решения задачи.

2. Для реакции $H_2(г) + Br_2(г) = 2HBr(г)$ $E_a = 170$ кДж/моль. Во сколько раз изменится константа скорости реакции при повышении температуры от 500 до 550 К?

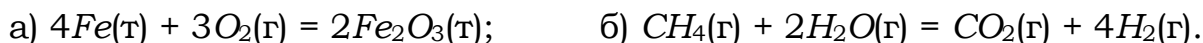
3. Рассчитайте величину константы равновесия в системе



если при некоторой температуре константы скоростей прямой и обратной реакций равны: $k_{пр} = 3 \cdot 10^{-3}$, $k_{обр} = 5 \cdot 10^{-4}$. Напишите выражения K_C и K_P реакции. В каком направлении сместится данное равновесие и как изменится константа равновесия при понижении температуры?

Вариант 30

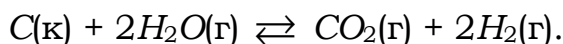
1. Напишите выражения закона действия масс для реакций:



Как изменятся скорости данных реакций при увеличении концентраций реагирующих веществ в 3 раза?

2. Реакция протекает при температуре 323 К. На сколько градусов следует повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 256 раз, если температурный коэффициент реакции равен 4? Определите величину E_a реакции.

3. Запишите выражения констант равновесия (K_C и K_P) для реакции



В каком направлении сместится равновесие в данной системе, если:
а) повысить давление; б) уменьшить концентрацию H_2 ?

2.3.2 Варианты индивидуальных заданий II уровня сложности

Вариант 1

1. Напишите выражения ЗДМ для реакций:



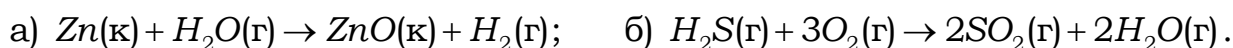
Как надо изменить для реакции (а) объем системы, для реакции (б) температуру ($\gamma = 2$), чтобы скорость каждой из этих реакций увеличилась в 8 раз? Ответ подтвердите расчетами.

2. Какова скорость реакции $N_2O_4(г) \rightarrow 2NO_2(г)$ при 27 °С и концентрации N_2O_4 , равной 0,0139 моль/л, если известны энергия активации $E_a = 58,52$ кДж/моль и предэкспоненциальный множитель $A = 10^{15}$?

3. Определите численное значение константы равновесия K_p для реакции $2ZnS(г) + 3O_2(г) \rightarrow 2ZnO(г) + 2SO_2(г)$, если общее давление в системе составляет 1 атм, а парциальное давление кислорода $P_{O_2} = 0,26$ атм. Какая это реакция экзо- или эндотермическая, если с повышением температуры значение K_p уменьшилось? Какие условия будут способствовать большему выходу SO_2 по этой реакции? Ответ обоснуйте.

Вариант 2

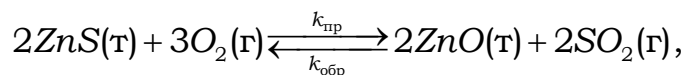
1. Напишите выражения ЗДМ для реакций:



Как изменится скорость реакции (б) при увеличении объема системы в 2 раза и одновременном повышении температуры на 20°C ($\gamma = 2$). Ответ подтвердите расчетами.

2. Для некоторой реакции константа скорости при 10°C равна $1,08 \cdot 10^{-4} \text{ с}^{-1}$, а при 60°C – $5,484 \cdot 10^{-2} \text{ с}^{-1}$. Вычислите энергию активации этой реакции и проверьте для данного примера на основании соответствующих расчетов применимость правила Вант-Гоффа.

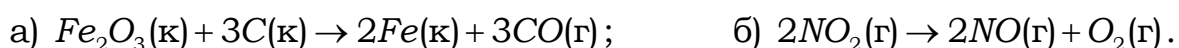
3. Приведите энергетическую диаграмму для реакции



если известно, что $k_{пр} > k_{обр}$. Определите знак ΔH прямой реакции. Запишите выражение для K_c . Как повлияет повышение температуры и давления на смещение равновесия и численное значение K_c ?

Вариант 3

1. Напишите выражения ЗДМ для реакций:

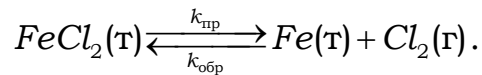


Как изменится скорость реакции (б) при увеличении давления системы в 2 раза и одновременном повышении температуры на 20°C ($\gamma = 2$)? Ответ подтвердите расчетами.

2. Для реакции $H_2(г) + Br_2(г) \rightarrow 2HBr(г)$ константа скорости при 497 K равна $0,036 \cdot 10^{-2} \text{ л}/(\text{моль} \cdot \text{мин})$, а при 575 K – $8,56 \cdot 10^{-2} \text{ л}/(\text{моль} \cdot \text{мин})$. Вычислите энергию активации этой реакции

и проверьте для данного примера на основании соответствующих расчетов применимость правила Вант-Гоффа.

3. Запишите выражения для K_C и K_P реакции



Зная, что $k_{пр} < k_{обр}$, определите знак ΔH прямой реакции. Как изменится концентрация Cl_2 , если: а) повысить температуру ($P = \text{const}$); б) уменьшить давление ($T = \text{const}$)? В каком случае и как изменится (уменьшится или увеличится) значение константы равновесия?

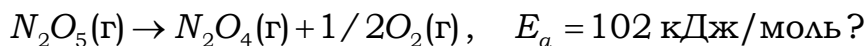
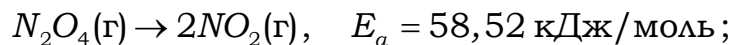
Вариант 4

1. Напишите выражения ЗДМ для реакций:



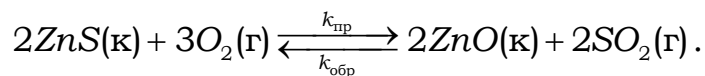
Как изменится скорость реакции (б) при уменьшении объема системы в 2 раза и одновременном понижении температуры на 20°C ($\gamma = 2$)? Ответ подтвердите расчетами.

2. Во сколько раз изменятся константы скоростей реакций при увеличении температуры от 303 до 323 К:



Для какой из указанных реакций константа скорости изменится в большей степени и почему?

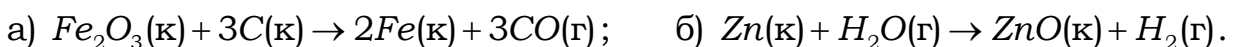
3. Запишите выражения для K_C и K_P реакции



Зная, что $k_{пр} > k_{обр}$, определите знак ΔH прямой реакции. В каком направлении сместится равновесие, если: а) увеличить температуру ($P = \text{const}$); б) уменьшить давление ($T = \text{const}$); в) увеличить концентрацию кислорода O_2 ?

Вариант 5

1. Напишите выражение закона действия масс для реакций:



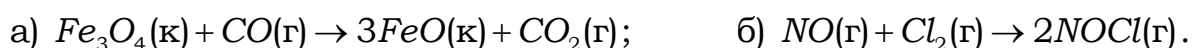
Как изменится скорость реакции (б) при увеличении давления в системе в 2 раза и одновременном повышении температуры 20 °С ($\gamma = 2$). Ответ подтвердите расчетами.

2. Какова скорость реакции $F_2O(g) \rightarrow F_2(g) + 1/2 O_2(g)$ при 250 °С и концентрации F_2O , равной 0,012 моль/л? Энергия активации реакции равна 163 кДж/моль, предэкспоненциальный множитель $A = 10^{14}$.

3. Константа равновесия реакции $H_2(g) + I_2(g) \xrightleftharpoons[k_{обр}]{k_{пр}} 2HI(g)$ при температуре 450 °С равна 50,0. Рассчитайте значение K_C этой реакции при 509 °С, если $k_{пр} = 0,16$, $k_{обр} = 0,00047$, и установите направление смещения равновесия при увеличении температуры. Какая это реакция экзо- или эндотермическая, каково соотношение энергий активации прямой и обратной реакции в данной системе? Ответ обоснуйте, используя энергетическую диаграмму реакции.

Вариант 6

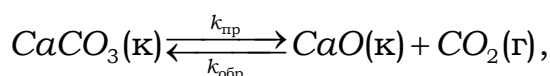
1. Напишите выражения ЗДМ для реакций:



Как изменится их скорость, если: для реакции (а) повысить температуру на 30 К ($\gamma = 2$); для реакции (б) увеличить объем системы в 2 раза?

2. Для реакции $H_2(g) + I_2(g) \rightarrow 2HI(g)$ константа скорости при 599 К $k_{T_1} = 0,146 \cdot 10^{-2}$ л/(моль·с), а при 672 К $k_{T_2} = 5,68 \cdot 10^{-2}$ л/(моль·с). Вычислите энергию активации и проверьте для данного примера на основании соответствующих расчетов применимость правила Вант-Гоффа.

3. Приведите энергетическую диаграмму для реакции

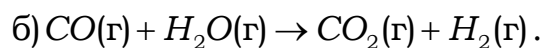


если известно, что $k_{пр} < k_{обр}$. Определите знак ΔH прямой реакции. В каком направлении сместится равновесие, если: а) увеличить температуру ($P = \text{const}$); б) увеличить давление ($T = \text{const}$).

Вариант 7

1. Напишите выражения ЗДМ для реакций:





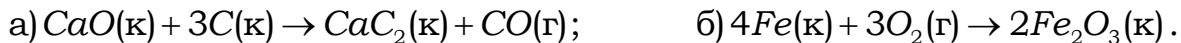
Как изменится скорость реакции (б) при уменьшении давления системы в 3 раза и одновременном повышении температуры на 30 °С ($\gamma = 2$). Ответ подтвердите расчетами.

2. Вычислите энергию активации и константу скорости реакции $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$ при 303 К, если константы скорости этой реакции при 288 и 313 К соответственно равны $3,1 \cdot 10^{-4}$ и $8,15 \cdot 10^{-3} \text{ л}/(\text{моль} \cdot \text{мин})$.

3. Константа равновесия реакции $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$ при температуре 494 К равна 2,2. Рассчитайте значение K_c этой реакции при 650 К, если равновесные концентрации веществ (моль/л) равны 0,06 (NO_2); 0,24 (NO); 0,12 (O_2), установите направление смещения равновесия в системе при повышении температуры. Для какой реакции (прямой или обратной) энергия активации имеет большее значение? Определите знак ΔH прямой реакции.

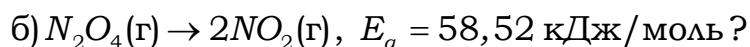
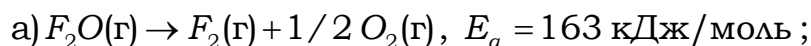
Вариант 8

1. Напишите выражение ЗДМ для реакций:



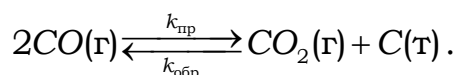
Определите, во сколько раз следует увеличить концентрацию O_2 , чтобы скорость реакции увеличилась в 8 раз?

2. Во сколько раз изменятся константы скоростей реакций при увеличении температуры от 30 до 50 °С:



Для какой из указанных реакций константа скорости изменится в большей степени и почему?

3. Запишите выражения для K_c и K_p реакции



Зная, что $k_{\text{пр}} > k_{\text{обр}}$, определите знак ΔH прямой реакции. В каком направлении сместится равновесие, если: а) уменьшить температуру ($P = \text{const}$); б) увеличить давление ($T = \text{const}$); в) уменьшить концентрацию.

Вариант 9

1. Напишите выражения ЗДМ для реакций:



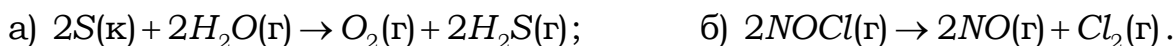
Определите, скорость какой реакции изменится и во сколько раз, если объем системы увеличить в 4 раза.

2. Какова скорость реакции $N_2O_5(г) \rightarrow N_2O_4(г) + 1/2 O_2(г)$ при $20^\circ C$ и концентрации N_2O_5 , равной $0,016$ моль/л, если известны энергия активации $E_a = 102$ кДж/моль и предэкспоненциальный множитель $A = 10^{13}$?

3. Какое значение имеют константы равновесия K_C и K_P реакции $2HI(г) \rightarrow H_2(г) + I_2(г) - Q$ при $448^\circ C$, если парциальные равновесные давления газов при этой температуре составляют: $P_{(HI)} = 4,05 \cdot 10^3$ Па; $P_{(H_2)} = 7,52 \cdot 10^4$ Па; $P_{(I_2)} = 4,36 \cdot 10^2$ Па? Как повлияют на выход иода в системе следующие факторы: а) повышение температуры; б) уменьшение давления; в) введение катализатора? В каком случае и как изменится (уменьшится или увеличится) значение константы равновесия?

Вариант 10

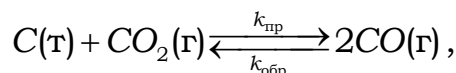
1. Напишите выражения ЗДМ для реакций:



Как изменится их скорость, если для реакции (а) увеличить объем в 2 раза, для реакции (б) повысить температуру на 20 К ($\gamma = 5$)?

2. Для реакции $SO_2Cl_2(г) \rightarrow SO_2(г) + Cl_2(г)$ константа скорости при 552 К равна $0,6 \cdot 10^{-4}$ л/(моль·с), а при 593 К – $13,2 \cdot 10^{-4}$ л/(моль·с). Вычислите энергию активации этой реакции и проверьте для данного примера на основании соответствующих расчетов применимость правила Вант-Гоффа.

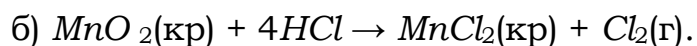
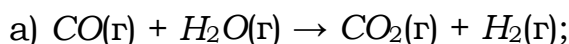
3. Приведите энергетическую диаграмму для реакции



если известно, что $k_{пр} < k_{обр}$. Определите знак ΔH прямой реакции. Как изменится концентрация CO в случае: а) повышения температуры ($P = const$); б) уменьшения давления ($T = const$). В каком случае и как изменится (уменьшится или увеличится) значение константы равновесия?

Вариант 11

1. Исходя из ЗДМ определите, как надо изменить давление в следующих системах, чтобы скорость химической реакции (а) увеличилась в 36 раз, а скорость реакции (б) – в 16 раз:



Изменилось ли при этом значение константы скорости?

2. Вычислите значение E_a реакции, если при 15 °С она заканчивается за 60 с, а при 25 °С за 30 с. Чему равен температурный коэффициент? Каков физический смысл этих величин и от каких факторов они зависят? Каков знак $\Delta H_{\text{x.p.}}$, если энергия активации прямой реакции меньше, чем энергия активации обратной? Ответ обоснуйте приведением энергетической диаграммы.

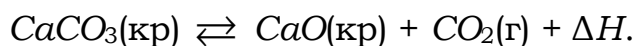
3. Равновесие в системе $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{г})$ установилось при следующих концентрациях веществ (моль/л): $\text{H}_2 - 0,25$; $\text{I}_2 - 0,05$; $\text{HI} - 0,9$. Определите значения K_C и K_P и исходные концентрации H_2 и I_2 . Каков знак $\Delta H_{\text{x.p.}}$, если с увеличением температуры численные значения K_C и K_P уменьшаются? Как влияет увеличение давления в системе на значения K_C и K_P и равновесие?

Вариант 12

1. Реакция, выраженная уравнением $\text{A}(\text{г}) + 2\text{B}(\text{г}) \rightarrow \text{C}(\text{г})$, началась при следующих концентрациях (моль/л): $\text{A} - 0,03$; $\text{B} - 0,05$. Константа скорости $k = 0,4$. Определите скорость химической реакции в начальный момент времени и позднее, когда C_A уменьшилась на 0,01 моль/л. Каков физический смысл константы скорости и от каких факторов зависит ее численное значение?

2. Определите численное значение E_a и γ , если при увеличении температуры от 290 до 310 К скорость химической реакции увеличилась в 4 раза. Каков физический смысл этих величин, от каких факторов зависят их численные значения? Каков знак $\Delta H_{\text{x.p.}}$, если γ прямой реакции меньше, чем γ обратной реакции? В каком отношении находятся E_a прямой и обратной реакций, а также k прямой и обратной реакций? Ответ обоснуйте приведением энергетической диаграммы.

3. Запишите выражения для K_P и K_C равновесной системы



Укажите направление смещения равновесия при: а) увеличении давления; б) увеличении температуры; в) уменьшении C_{CO_2} .

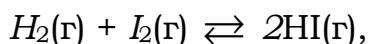
В каких случаях и как изменится численное значение константы равновесия?

Вариант 13

1. Реакция, выраженная уравнением $A(г) + 2B(г) \rightarrow C(г)$ началась при $C_A = 0,03$ моль/л, $C_B = 0,05$ моль/л. Константа скорости $k = 0,4$. Определите скорость химической реакции в начальный момент и в момент времени, когда $\Delta C_A = 0,01$ моль/л. Каков физический смысл k и от каких факторов она зависит?

2. Во сколько раз изменится скорость химической реакции при увеличении температуры от 27 до 127 °С, если $\gamma = 2$? Определите значение E_a . Каков физический смысл E_a и γ и от каких факторов они зависят? В каком отношении находятся энергии активации прямой и обратной реакций, если γ прямой реакции меньше, чем γ обратной? Каков знак $\Delta H_{x.p}$? Ответ обоснуйте приведением энергетической диаграммы.

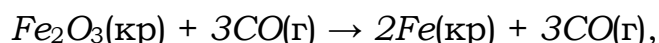
3. В каком направлении сместится равновесие в системе



если давление увеличить в 2 раза и одновременно понизить температуру на 30 К, при этом значение γ прямой реакции равно 2,7, а для обратной реакции $\gamma = 3,3$. Каков знак $\Delta H_{x.p}$? В каком отношении находятся K_P и K_C для данной равновесной системы?

Вариант 14

1. Определите скорость химической реакции, выраженной уравнением



при начальной концентрации CO , равной 0,5 моль/л. Как изменится скорость химической реакции, если объем системы уменьшить в 3 раза? От каких факторов зависит скорость гетерогенной химической реакции и константа скорости?

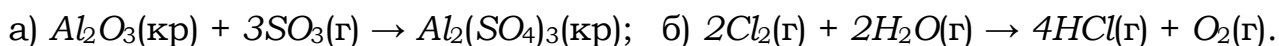
2. Определите численное значение E_a и γ некоторой реакции, если при увеличении температуры от 300 до 340 К константа скорости увеличилась в 16 раз. Каков физический смысл этих величин и от каких факторов они зависят? Каков знак $\Delta H_{x.p}$, если γ прямой реакции больше, чем γ обратной. Ответ обоснуйте приведением энергетической диаграммы.

3. При 509°С константы скоростей прямой и обратной реакций равны соответственно 0,16 и 0,0047. Определите значение K_P . Какие веще-

ства (исходные или продукты реакции) преобладают в равновесной системе? Как изменится значение K_p при увеличении температуры, если реакция экзотермическая? Ответ обоснуйте приведением соответствующего уравнения.

Вариант 15

1. Запишите выражения ЗДМ для следующих реакций:



Как следует изменить давление в системах, чтобы скорость химической реакции увеличилась в 27 и 81 раз? Изменится ли при этом значение константы скоростей?

2. Приведите уравнение, выражающее функциональную зависимость скорости химической реакции от температуры. Укажите физический смысл всех величин, входящих в уравнение, и факторы, влияющие на их численные значения. Приведите энергетическую диаграмму, если энергия активации прямой реакции больше энергии активации обратной. Каков знак $\Delta H_{х.р}$? В каком отношении будут γ прямой и обратной реакций?

3. Вычислите значение K_C и равновесное давление ($P_{равн}$) при 298 К в газовой системе $PCl_5 \rightleftharpoons PCl_3 + Cl_2$, $\Delta H_{х.р} > 0$, если $C_{PCl_5}^0 = 1$ моль/л, а к моменту наступления равновесия его израсходовалось 50 %. В каком направлении сместится равновесие при: а) уменьшении температуры; б) увеличении давления? В каких случаях и как изменится значение K_C ? Ответ обоснуйте.

Вариант 16

1. Запишите выражение ЗДМ для следующих реакций:



Как изменятся значения $\nu_{х.р}$, если уменьшить давление в системах в 10 раз? Изменятся ли при этом численные значения констант скоростей?

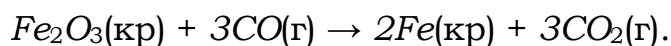
2. Определите значения E_a и γ , если при увеличении температуры от 280 до 300 К константа скорости увеличилась в 10 раз. Каков физический смысл этих величин и от каких факторов они зависят? Приведите энергетическую диаграмму обратимой реакции, если γ прямой реакции больше, чем γ обратной. Каков знак $\Delta H_{х.р}$?

3. Исходные концентрации NO и Cl_2 в газовой системе $2NO(г) + Cl_2(г) \rightleftharpoons 2NOCl(г)$ равны соответственно 0,5 и 0,2 моль/л. Вычислите K_C и $P_{равн}$ ($T = 298$ К), если к моменту наступления равновесия

израсходовалось 20 % NO . Как повлияет увеличение давления и увеличение температуры на смещение равновесия и численное значение K_C ? Ответ обоснуйте.

Вариант 17

1. Исходя из ЗДМ определите скорость химической реакции, если она началась при $C_{CO} = 0,5$ моль/л, а $k = 0,4$. Реакция идет по уравнению



Как изменится $\nu_{х.р}$, если объем уменьшить в 3 раза? Ответ подтвердите расчетами.

2. При увеличении температуры от 25 до 35 °С скорость химической реакции увеличилась в 3 раза. Определите E_a и γ , указав физический смысл этих величин и факторы, влияющие на их значение. Каков знак $\Delta H_{х.р}$, если энергия активации прямой реакции меньше энергии активации обратной? Ответ обоснуйте приведением энергетической диаграммы.

3. Равновесие в системе $H_2(г) + I_2(г) \rightleftharpoons 2HI(г)$, $\Delta H < 0$ установилось при следующих концентрациях (моль/л): $H_2 - 0,025$; $I_2 - 0,005$; $HI - 0,09$. Рассчитайте значения K_C и K_P , а также $P_{равн}$ ($T = 298$ К) и исходные концентрации H_2 и I_2 . Какими способами можно довести реакцию до конца?

Вариант 18

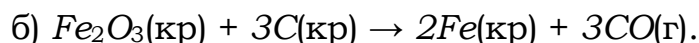
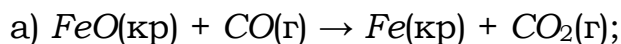
1. Какому закону подчиняется зависимость скорости химической реакции от концентрации? Дайте определение. Как изменятся скорости прямой и обратной химических реакций в системе $2SO_2(г) + O_2(г) \rightleftharpoons 2SO_3$, если уменьшить объем в 2 раза? Повлияет ли это на равновесие? Ответ обоснуйте расчетами.

2. Определите, во сколько раз изменится скорость химической реакции при повышении температуры от 27 до 127 °С, если $\gamma = 2$. Определите значение E_a процесса. В каком отношении находятся E_a прямой и обратной реакций, если γ обратной реакции больше γ прямой. Каков знак $\Delta H_{х.р}$? Ответ обоснуйте приведением энергетической диаграммы реакции.

3. В каком направлении сместится равновесие в газовой системе $A_2 + B_2 = 2AB$, если давление увеличить в 2 раза и одновременно повысить температуру на 40 °С? Температурные коэффициенты прямой и обратной реакций равны соответственно 2 и 3. В каком отношении находится E_a прямой и обратной реакций?

Вариант 19

1. Какие реакции называются гомогенными и гетерогенными? Какой закон выражает зависимость скорости химической реакции от концентраций реагирующих веществ $\nu_{x,p} = f(C)$? Запишите его выражение для следующих реакций:



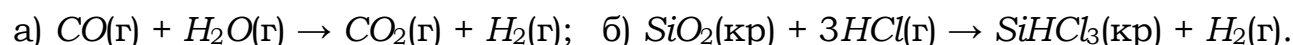
Как изменятся их скорости, если в системах в 3 раза увеличить давление? Ответ обоснуйте.

2. Вычислите E_a и γ реакции $2NO_2(\text{г}) \rightarrow 2NO(\text{г}) + O_2(\text{г})$, если константы скорости (k) при температурах 600 и 640 К соответственно равны 84 и 407 моль/(л·с). Каков физический смысл E_a и k и от каких факторов они зависят? Какая это реакция (экзо- или эндотермическая), если энергия активации прямой реакции больше энергии активации обратной? Приведите энергетическую диаграмму.

3. Константа равновесия некоторой реакции при 298 К равна $5 \cdot 10^{-3}$, а при 1000 К составляет $2 \cdot 10^{-6}$. Укажите знак теплового эффекта данной реакции, а также поясните физический смысл K_p и перечислите факторы, влияющие на ее значение.

Вариант 20

1. Какие реакции называются гомогенными и гетерогенными? Запишите выражение ЗДМ для следующих химических реакций:



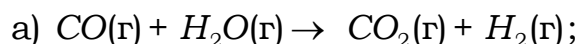
Как надо изменить давление в этих системах, чтобы $\nu_{x,p}$ реакции (а) увеличилась в 36 раз, а $\nu_{x,p}$ реакции (б) – в 27 раз? Ответ обоснуйте.

2. Во сколько раз изменится скорость химической реакции при увеличении температуры от 27 до 127 °С, если $\gamma = 2$? Определите E_a . В каком отношении находятся значения E_a прямой и обратной химической реакции, если γ прямой реакции меньше γ обратной? Ответ обоснуйте приведением энергетической диаграммы обратимой химической реакции.

3. Для реакции $2HI(\text{г}) = H_2(\text{г}) + I_2(\text{г})$ константы равновесия при 573 и 633 К соответственно равны $1,25 \cdot 10^{-2}$ и $1,62 \cdot 10^{-2}$. Определите знак теплового эффекта реакции. В каком направлении сместится равновесие в системе, если увеличить давление и одновременно повысить температуру? Для какой реакции (прямой или обратной) E_a больше?

Вариант 21

1. Укажите вид реакций по фазовому составу систем:



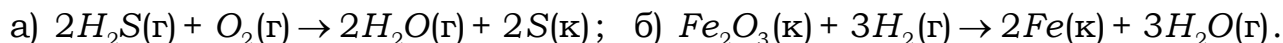
Напишите выражение закона действия масс (ЗДМ) для данных реакций. Как следует изменить: 1) концентрации реагирующих веществ в системах (а) и (б); 2) давление в системах для ускорения реакции (а) в 9 раз, реакции (б) в 16 раз?

2. Рассчитайте температурный коэффициент и энергию активации реакции, если при 20 °С константа скорости равна $1,07 \cdot 10^3 \text{ мин}^{-1}$, а при 50 °С – $2,89 \cdot 10^4 \text{ мин}^{-1}$.

3. Используя кинетическое условие равновесия и ЗДМ, выведите выражения для K_C и K_P реакции $Fe_2O_3(т) + 3CO(г) \rightleftharpoons 2Fe(т) + 3CO_2(г)$. Определите знак ΔH реакции, если при повышении температуры величина K_C увеличивается. Какими способами можно сместить данное равновесие влево?

Вариант 22

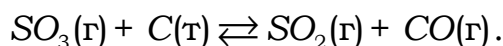
1. Укажите вид реакций по фазовому составу систем:



Напишите выражения закона действия масс для данных реакций. Как следует изменить концентрацию веществ и давление в системах, чтобы увеличить скорость данных реакций в 8 раз?

2. Определите, во сколько раз изменится скорость реакции при повышении температуры от 40 до 60 °С, если величина энергии активации равна 94,6 кДж/моль. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции?

3. Определите знак ΔH реакции, если известно, что $\bar{E}_a > \bar{E}_a'$:

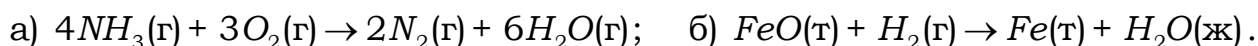


Приведите энергетическую диаграмму данной реакции.

Запишите выражения для K_C и K_P реакции. В каком направлении сместится данное равновесие, если: а) повысить температуру; б) уменьшить концентрацию оксида углерода; в) понизить давление? Как изменится при этом величина константы равновесия?

Вариант 23

1. Укажите вид реакций по фазовому составу систем и дайте определение их скоростей:



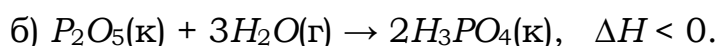
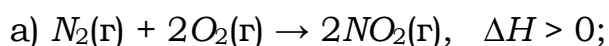
Определите, как изменятся скорости данных реакций при одновременном увеличении давления в 2 раза и повышении температуры на 20 °С, если температурный коэффициент реакции (а) равен 2, а реакции (б) равен 3.

2. Рассчитайте величину энергии активации некоторой реакции, если при температуре 313 К скорость реакции равна $2,66 \cdot 10^{-5}$ моль/(л·мин), а при 353 К – $6,82 \cdot 10^{-3}$ моль/(л·мин). Чему равен температурный коэффициент скорости данной реакции?

3. Используя кинетическое условие химического равновесия и закон действия масс, выведите выражения констант равновесия (K_C и K_P) для реакции $ZnO(т) + SO_3(г) \rightleftharpoons ZnSO_4(т)$. Определите знак ΔH данной реакции, если при повышении температуры значение константы равновесия уменьшается. Ответ поясните. Предположите способы смещения равновесия данной реакции вправо.

Вариант 24

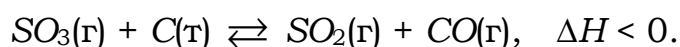
1. Напишите выражения закона действия масс (ЗДМ) для реакций:



Укажите вид реакций по фазовому составу систем и тепловому эффекту. Определите, во сколько раз следует изменить концентрации реагирующих веществ и давление в системах, чтобы скорость реакции (а) увеличилась в 27 раз, а скорость реакции (б) – в 64 раза.

2. Для реакции $PH_3(г) = P(г) + 3/2H_2(г)$ константа скорости при 918 К равна $6,33 \cdot 10^{-5}$ л/(моль·с), а при 958 К – $3,05 \cdot 10^{-4}$ л/(моль·с). Рассчитайте величины энергии активации и температурного коэффициента реакции.

3. Используя кинетическое условие химического равновесия и ЗДМ, выведите выражение K_C для реакции



Укажите взаимосвязь между K_C и K_P данной реакции. В каком направлении сместится данное равновесие при: а) повышении температу-

ры; б) понижении давления; в) уменьшении концентрации CO ? Как изменится при этом значение константы равновесия?

Вариант 25

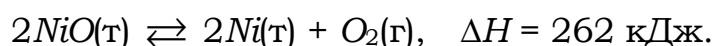
1. Укажите вид реакций по фазовому составу систем и дайте определение их скоростей:



Напишите выражение закона действия масс для данных реакций. Определите, как изменятся скорости реакций (а) и (б) при: а) увеличении концентрации реагирующих веществ в 3 раза; б) понижении общего давления в системах в 3 раза?

2. Рассчитайте величину константы скорости реакции при 592 К, если при 552 К она равна $1,02 \cdot 10^{-6}$ л/(моль·с), $E_a = 207,67$ кДж/моль. Чему равен температурный коэффициент реакции?

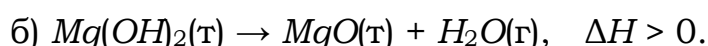
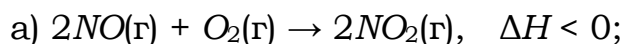
3. Приведите энергетическую диаграмму реакции



Запишите выражения для K_C и K_P реакции. Предложите способы смещения данного равновесия в сторону исходных веществ. В каких случаях и как изменится при этом значение константы равновесия?

Вариант 26

1. Напишите выражения закона действия масс для реакций:



Укажите вид реакций по фазовому составу систем и тепловому эффекту. Предложите возможные способы увеличения скорости реакции (а) в 8 раз ($\gamma = 2$).

2. Определите температурный коэффициент скорости и энергию активации реакции, если при 30 °С она заканчивается за 27 мин, а при 50 °С – за 3 мин.

3. Для реакции $C(\text{т}) + H_2O(\text{г}) \rightleftharpoons CO(\text{г}) + H_2(\text{г})$ при 1100 К константа равновесия $K_C = 5,74$, а при 1200 К $K_C = 18,99$. Определите знак ΔH реакции. Запишите выражения для K_C и K_P . Чему равна величина K_P при 1200 К? Как повлияет на смещение данного равновесия: а) понижение температуры; б) увеличение давления?

Вариант 27

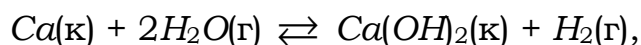
1. Укажите вид реакций по фазовому составу систем и дайте определение их скоростей:



Для реакции (б) рассчитайте, во сколько раз следует изменить концентрацию O_2 , чтобы при увеличении концентрации SO_2 в 3 раза скорость реакции не изменилась.

2. Определите, во сколько раз изменится скорость реакции при повышении температуры от 50 до 90 °С, если величина энергии активации равна 135,19 кДж/моль. Чему равен температурный коэффициент скорости данной реакции?

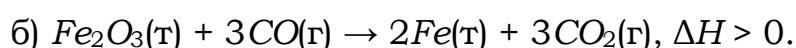
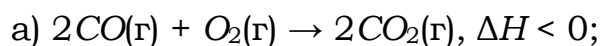
3. Определите знак теплового эффекта (ΔH) реакции



если энергии активации прямой и обратной реакций связаны соотношением $E_{a_{\text{пр}}} < E_{a_{\text{обр}}}$. Какие факторы способствуют смещению данного равновесия вправо? В каких случаях и как изменится при этом величина константы равновесия? Напишите ее выражение для данной реакции.

Вариант 28

1. Напишите выражения закона действия масс (ЗДМ) для реакций:



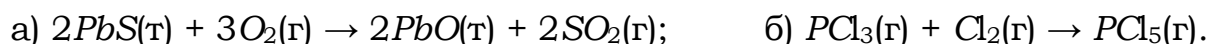
Укажите вид реакций по фазовому составу систем и тепловому эффекту. Определите, как следует изменить концентрации реагирующих веществ и давление в системах, чтобы скорость реакции (а) увеличилась в 64 раза, а скорость реакции (б) – в 125 раз.

2. Константа скорости некоторой реакции при 252 °С равна $4,76 \cdot 10^3$ л/(моль·мин). Вычислите константу скорости при 222 °С и энергию активации реакции (температурный коэффициент скорости равен 2).

3. Используя кинетическое условие химического равновесия и ЗДМ, выведите выражение для K_C реакции $2PH_3(\text{г}) + 4O_2(\text{г}) \rightleftharpoons P_2O_5(\text{к}) + 3H_2O(\text{ж})$, $\Delta H < 0$. Как отличаются при 289 К численные значения K_C и K_P данной реакции? В каком направлении сместится равновесие процесса, если: а) понизить температуру; б) увеличить объем? Изменится ли при этом и как величина константы равновесия?

Вариант 29

1. Укажите вид реакций по фазовому составу систем и дайте определение их скоростей:



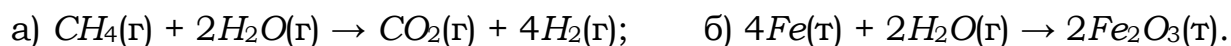
Напишите выражения закона действия масс для данных реакций. Определите, как изменятся скорости реакций, если одновременно увеличить давление в 2 раза и повысить температуру на 30 °С (для реакции (а) $\gamma = 3$, для реакции (б) $\gamma = 2$).

2. Рассчитайте температурный коэффициент скорости и энергию активации реакции, если при 40 °С она заканчивается за 20 мин, а при 60 °С – за 1 мин 15 с.

3. Для обратимой реакции $FeO(т) + CO(г) \rightleftharpoons Fe(т) + CO_2(г)$ при некоторой температуре константы скоростей прямой и обратной реакций связаны соотношением $k_{пр} > k_{обр}$. Определите знак теплового эффекта (ΔH) реакции. Запишите выражения для K_C и K_P . Как повлияет на смещение данного равновесия и величину константы равновесия: а) повышение температуры; б) уменьшение давления?

Вариант 30

1. Напишите выражения закона действия масс для реакций:



Как следует изменить: 1) концентрации реагирующих веществ для обеих реакций; 2) давление в системах, чтобы увеличить скорости данных реакций в 27 раз?

2. Константа скорости некоторой реакции при 25 °С равна $1,15 \cdot 10^{-2}$ л/(моль·мин). Вычислите константу скорости при 45 °С и энергию активации реакции (температурный коэффициент скорости равен 2,5).

3. Для обратимого процесса $2S(к) + 2H_2O(г) \rightleftharpoons O_2(г) + 2H_2S(г)$ энергии активации прямой и обратной реакций связаны соотношением $E_{апр} > E_{аобр}$. Приведите энергетическую диаграмму реакции и укажите знак ее теплового эффекта (ΔH). Запишите выражения для K_C и K_P . В каком направлении сместится данное равновесие, если: а) понизить температуру; б) увеличить давление; в) уменьшить концентрацию кислорода? Как изменится при этом величина константы равновесия?

3 КОЛИЧЕСТВЕННЫЕ ХАРАКТЕРИСТИКИ РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

3.1 ТЕРМИНЫ И ОПРЕДЕЛЕНИЯ

Электролиты – вещества, которые в растворах и расплавах полностью или частично состоят из ионов и проводят электрический ток.

Электролитическая диссоциация – процесс распада молекул электролита на ионы. В растворах диссоциация происходит под действием молекул растворителя.

Кислотами называются вещества, которые диссоциируют в воде на ионы водорода H^+ ; основаниями – вещества, диссоциирующие на гидроксид-ионы OH^- ; солями – соединения, образующие при диссоциации катионы металлов и анионы кислотных остатков.

Концентрация – содержание растворенного вещества в определенном объеме (массе) раствора или растворителя. Чаще используют следующие способы выражения концентрации растворов:

а) **массовая доля** (ω) – отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора:

$$\omega = \frac{m_{(A)}}{m_{(A)} + m_{(B)}} \text{ (доли)} \quad \text{или} \quad \omega = \frac{m_{(A)}}{m_{(A)} + m_{(B)}} \cdot 100 \% \text{ (проценты)}, \quad (3.1)$$

где $m_{(A)}$ и $m_{(B)}$ – масса растворенного вещества A и масса растворителя B .

$$m_{\text{р-ра}} = V \cdot \rho, \quad (3.2)$$

где $m_{\text{р-ра}}$ – масса раствора;

V – объем раствора;

ρ – плотность раствора;

б) **молярная концентрация** (C_M) – число молей растворенного вещества в 1 л раствора:

$$C_M = \frac{m_{(A)}}{MV} = \frac{n}{V} \text{ (моль/л)}, \quad (3.3)$$

где M – молярная масса растворенного вещества, г/моль;

V – объем раствора, л;

$n = \frac{m_{(A)}}{M}$ – количество вещества, моль;

в) **эквивалентная концентрация**, или нормальность, (C_n , или n) – число эквивалентов растворенного вещества в 1 л раствора:

$$C_{\text{н}} = \frac{m_{(A)}}{\mathcal{E}_{\text{вещ}} \cdot V} = \frac{n_{\mathcal{E}}}{V}, \text{ МОЛЬ ЭКВ/Л,} \quad (3.4)$$

где $\mathcal{E}_{\text{вещ}}$ – эквивалентная масса растворенного вещества, г/моль;
 $n_{\mathcal{E}} = m_{(A)}/\mathcal{E}_{\text{вещ}}$ – количество вещества эквивалента, или число молей эквивалентов.

Для реагирующих веществ, находящихся в растворе, закон эквивалентов записывают следующим образом:

$$C_{\text{н(1)}} \cdot V_1 = C_{\text{н(2)}} \cdot V_2, \quad (3.5)$$

где $C_{\text{н(1)}}$ и $C_{\text{н(2)}}$ – эквивалентные концентрации (нормальности) растворов, моль экв/л;

V_1 и V_2 – объемы реагирующих растворов, л.

В экспериментальной работе, например, при определении эквивалентной концентрации раствора кислоты или щелочи титрованием удобнее использовать указанное соотношение (3.4) в виде

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{C_{\text{н(2)}}}{C_{\text{н(1)}}}. \quad (3.6)$$

Из (3.5) следует: при различной нормальности растворов отношения их объемов обратно пропорциональны нормальностям.

Степень диссоциации – это отношение числа молекул, распавшихся на ионы (N), к общему числу молекул электролита (N_0):

$$\alpha = \frac{N}{N_0}. \quad (3.7)$$

По значению α электролиты условно делят на сильные ($\alpha \rightarrow 1$) и слабые ($\alpha \ll 1$).

Сильные электролиты – хорошо растворимые соли; кислоты: галогеноводородные – (кроме HF), H_2SO_4 , HNO_3 , HClO_3 , HClO_4 , HMnO_4 ; основания щелочных и щелочноземельных металлов – NaOH , KOH , RbOH , CsOH , Ca(OH)_2 , Sr(OH)_2 , Ba(OH)_2 .

Слабые электролиты – почти все карбоновые кислоты; некоторые минеральные кислоты (H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_2S , HCN , HF , HClO , HNO_2 и др.); многие основания (Cu(OH)_2 , Fe(OH)_2 , Ni(OH)_2 и др.); малорастворимые соли (BaSO_4 , CaSO_4 , AgCl); гидроксид аммония (NH_4OH) и вода.

3.2 РАСТВОРЫ СИЛЬНЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Сильные электролиты диссоциируют на ионы полностью, процесс диссоциации протекает необратимо. Аналитическая (истинная) концентрация катионов (C_+) и анионов (C_-) связана с их активной концентрацией (активностью) a_{\pm} и коэффициентом активности f соотношением

$$a_{\pm} = f_{\pm} C_{\pm}. \quad (3.8)$$

Коэффициенты активности ионов можно вычислить по формуле

$$\lg f_{\pm} = -0,5 Z^2 \sqrt{I}, \quad (3.9)$$

где Z – заряд ионов;

I – ионная сила раствора электролита.

$$I = \frac{1}{2} \sum_{i=1}^n C_i Z_i^2, \quad (3.10)$$

где C_i – концентрация ионов, моль/л;

Z_i – заряд ионов.

В концентрированных растворах сильных электролитов $f < 1$; в разбавленных – $f \rightarrow 1$. Для разбавленных растворов сильных электролитов допускается $a_{\pm} = C_{\pm}$.

Концентрация ионов C_{\pm} может быть определена по формуле

$$C_{\pm} = n \cdot \alpha \cdot C_M, \quad (3.11)$$

где n – число ионов данного вида, на которое распадается одна молекула вещества при диссоциации.

3.3 РАВНОВЕСИЕ В РАСТВОРАХ СЛАБЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

В растворах слабых электролитов процесс диссоциации протекает обратимо:



Константа равновесия для процесса диссоциации слабого электролита называется константой диссоциации (K_D):

$$K_C = K_D = \frac{C_{A^+}^m C_{B^-}^n}{C_{A_m B_n}}, \quad (3.13)$$

где C_{A^+} , C_{B^-} – равновесные концентрации ионов в растворе электролита, моль/л;

$C_{A_m B_n}$ – концентрация недиссоциированных молекул, моль/л.

K_D зависит от природы диссоциирующего вещества, растворителя, температуры и не зависит от концентрации раствора. Чем больше численное значение K_D , тем в большей степени диссоциирует электролит. Численные значения K_D при 298 K некоторых слабых электролитов приведены в приложении (таблица А.1).

В связи со ступенчатой диссоциацией многоосновные кислоты способны образовывать кислые соли, многокислотные основания – основные соли.

Взаимосвязь между K_D и α устанавливается **законом разбавления Оствальда**:

$$K_D = \frac{\alpha^2 \cdot C_M}{1 - \alpha}, \quad (3.14)$$

где C_M – молярная концентрация раствора электролита, моль/л.

Для слабых электролитов ($\alpha \ll 1$) это выражение упрощается:

$$K_D \approx \alpha^2 \cdot C_M \quad \text{или} \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_D}{C_M}}. \quad (3.15)$$

Концентрация ионов в растворе слабого электролита по каждой из стадий определяется по уравнению

$$C_{\pm} = \alpha \cdot C_M = \sqrt{K_D \cdot C_M} \quad (\text{моль/л}). \quad (3.16)$$

3.4 ИОННОЕ ПРОИЗВЕДЕНИЕ ВОДЫ. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ

Вода является слабым электролитом, обратимо диссоциируя согласно схеме $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$; равновесие количественно характеризуется константой диссоциации:

$$K_{D_{H_2O}} = \frac{C_{H^+} \cdot C_{OH^-}}{C_{H_2O}}. \quad (3.17)$$

Произведение двух постоянных K_D и C_{H_2O} дает новую постоянную, называемую ионным произведением воды:

$$\begin{aligned} K_{H_2O} &= K_D \cdot C_{H_2O} = \frac{C_{H^+} \cdot C_{OH^-}}{C_{H_2O}} \cdot C_{H_2O} = \\ &= C_{H^+} \cdot C_{OH^-} = 1,86 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 1 \cdot 10^{-14}, \end{aligned} \quad (3.18)$$

где $1,86 \cdot 10^{-5}$ – константа диссоциации воды;
55,56 моль/л – молярная концентрация воды.

Величина ионного произведения воды ($K_{H_2O} = 10^{-14}$) остается постоянной при неизменной температуре (298 К) не только в чистой воде, но и в любом водном растворе электролита (кислоты, основания, соли). Тогда можно записать

$$C_{H^+} = \frac{K_{H_2O}}{C_{OH^-}} = \frac{10^{-14}}{C_{OH^-}}; \quad C_{OH^-} = \frac{K_{H_2O}}{C_{H^+}} = \frac{10^{-14}}{C_{H^+}}. \quad (3.19)$$

В чистой воде $C_{H^+} = C_{OH^-} = \sqrt{K_{H_2O}} = 1 \cdot 10^{-7}$ моль/л.

Водородный показатель (pH) – отрицательный десятичный логарифм молярной концентрации ионов водорода в растворе

$$pH = -\lg C_{H^+}. \quad (3.20)$$

Гидроксильный показатель (pOH) – отрицательный десятичный логарифм молярной концентрации гидроксид-ионов в растворе

$$pOH = -\lg C_{OH^-}. \quad (3.21)$$

Тогда при 298 К

$$pH + pOH = 14. \quad (3.22)$$

3.5 ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

Задача 1

Вычислите массовую долю, молярную (C_M) и нормальную (C_N) концентрации раствора H_3PO_4 , полученного при растворении 18 г кислоты в 282 см³ воды, если плотность его 1,031 г/см³.

Решение. Массу 282 см³ воды можно принять равной 282 г, поэтому масса полученного раствора равна 18 + 282 = 300 г. Используя уравнение (3.1), получаем:

$$\omega = \frac{18}{300} \cdot 100 = 6 \%$$

Так как плотность раствора равна 1,031 г/см³, то масса 1 л раствора равна 1031 г. Отсюда находим массу кислоты в литре раствора:

$$\frac{300}{1031} = \frac{18}{x}, \quad x = \frac{1031 \cdot 18}{300} = 61,86 \text{ г.}$$

Молярность раствора получим делением числа граммов в 1 л раствора на молярную массу H_3PO_4 (97,99 г/моль):
 $C_M = 61,86/97,99 = 0,63$ моль/л.

Нормальность раствора получим делением числа граммов в 1 л раствора на эквивалентную массу* H_3PO_4
($\Theta_{H_3PO_4} = \frac{M}{n_{H^+}} = 97,99/3 = 32,66$ г/моль): $C_N = \frac{61,86}{32,66} = 1,89$ моль экв/л.

Ответ: $\omega = 6\%$; $C_M = 0,63$ моль/л; $C_N = 1,89$ моль экв/л.

Задача 2

Рассчитайте молярность и нормальность 15-процентного раствора H_2SO_4 , плотность которого $\rho = 1,1$ г/см³.

Решение. 15-процентный раствор H_2SO_4 – это 15 г кислоты и 85 г воды.

Для расчета молярности раствора определим массу кислоты в 1 л раствора (1000 мл или 1000 см³). Так как $\rho = 1,1$ г/см³, то масса 1 л раствора равна 1100 г. Исходя из пропорции

15 г кислоты – 100 г раствора

x г кислоты – 1100 г раствора,

масса H_2SO_4 будет равна

$$x = \frac{15 \cdot 1100}{100} = 165 \text{ г.}$$

Молярная масса H_2SO_4 равна 98 г/моль. Следовательно,
 $C_M = \frac{165}{98} = 1,68$ моль/л.

Так как эквивалентная масса H_2SO_4 равна 49 г/моль, то $C_N = \frac{165}{49} = 3,37$ моль экв/л.

Ответ: $C_M = 1,68$ моль/л; $C_N = 3,37$ моль экв/л.

ПРИМЕЧАНИЕ

* При пересчете нормальной концентрации на молярную одного и того же раствора (и наоборот) следует помнить, что эти способы выражения концентрации либо равны (например одноосновные кислоты), либо молярная концентрация меньше нормальной во столько раз, во сколько молярная масса вещества больше эквивалентной массы.

Задача 3

Какие объемы 40-процентного раствора HNO_3 ($\rho = 1,25$ г/мл) и 10-процентного раствора этой же кислоты ($\rho = 1,06$ г/мл) необходимо взять для приготовления 2 л 15-процентного раствора ($\rho = 1,08$ г/мл)?

Решение. Определим массу 2 л полученного 15-процентного раствора и массу кислоты в нем:

$$m = \rho \cdot V = 1,08 \cdot 2000 = 2160 \text{ г};$$

$$m_{(HNO_3)} = m \cdot \omega_{(HNO_3)} = 2160 \cdot 0,15 = 324 \text{ г}.$$

Обозначим через x массу 40-процентного раствора ($x = m_{40\%}$), тогда масса азотной кислоты в нем составит $0,4x$. Поскольку при разбавлении или концентрировании растворов масса растворенного вещества не изменяется, то в 10-процентном растворе масса азотной кислоты будет равна $(324 - 0,4x)$.

Масса HNO_3 , равная $(324 - 0,4x)$, составляет 10 % массы всего раствора, откуда масса 10-процентного раствора, согласно (3.1), равна $10 \cdot (324 - 0,4x)$.

Выразим массу полученного 15-процентного раствора как $2160 \text{ г} = x + 10 \cdot (324 - 0,4x)$. Откуда $x = m_{40\%} = 360 \text{ г}$.

$$\text{Объем 40-процентного раствора } V_{40\%} = \frac{m_{40\%}}{\rho_{40\%}} = \frac{360}{1,25} = 288 \text{ мл}.$$

Масса 10-процентного раствора равна $2160 - 360 = 1800 \text{ г}$. Его объем соответственно равен $V_{10\%} = \frac{1800}{1,06} = 1698 \text{ мл}$.

Ответ: 288 мл 40-процентного раствора; 1698 мл 10-процентного раствора.

Задача 4

Для нейтрализации 42 мл раствора H_2SO_4 потребовалось 14 мл 0,3 н раствора щелочи. Определить молярность раствора H_2SO_4 .

Решение. Согласно (3.6), определим нормальность раствора H_2SO_4 :

$$\frac{V_{\text{к}}}{V_{\text{щ}}} = \frac{C_{\text{н(щ)}}}{C_{\text{н(к)}}}, \quad \frac{42}{14} = \frac{0,3}{C_{\text{н(к)}}}, \quad C_{\text{н(к)}} = \frac{14 \cdot 0,3}{42} = 0,1 \text{ моль экв.}$$

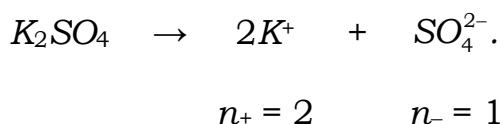
Так как эквивалент H_2SO_4 равен $1/2$ моль, то молярность H_2SO_4 $C_M = 0,1 \cdot 0,5 = 0,05$ моль/л.

Ответ: $C_M = 0,05$ моль/л.

Задача 5

Вычислите концентрацию ионов K^+ и SO_4^{2-} в 0,05 М растворе сульфата калия K_2SO_4 .

Решение. Запишем уравнение процесса электролитической диссоциации, за счет которого в растворе появляются ионы:



Отметим, что K_2SO_4 – сильный электролит, его истинная степень диссоциации равна 1. Согласно уравнению диссоциации, из 1 моля K_2SO_4 образуется 2 моля ионов K^+ и 1 моль ионов SO_4^{2-} (см. выше). Найдим концентрацию ионов K^+ и SO_4^{2-} :

$$C_{K^+} = n \cdot \alpha \cdot C_{M(K_2SO_4)} = 2 \cdot 1 \cdot 0,05 = 0,1 \text{ моль/л},$$

$$C_{SO_4^{2-}} = n \cdot \alpha \cdot C_{M(K_2SO_4)} = 1 \cdot 1 \cdot 0,05 = 0,05 \text{ моль/л}.$$

Ответ: $C_{K^+} = 0,1 \text{ моль/л}$; $C_{SO_4^{2-}} = 0,05 \text{ моль/л}$.

Задача 6

Вычислите активность ионов и их количество в растворе, содержащем 0,01 моль/л $MgSO_4$ и 0,01 моль/л $MgCl_2$.

Решение. $MgSO_4$ и $MgCl_2$ являются сильными электролитами ($\alpha = 1$), они диссоциируют в растворе необратимо по уравнениям:



Согласно (3.11): $C_{Mg^{2+}} = 0,02 \text{ моль/л}$; $C_{SO_4^{2-}} = 0,01 \text{ моль/л}$; $C_{Cl^-} = 0,02 \text{ моль/л}$.

Рассчитаем ионную силу раствора, используя соотношение (3.10):

$$I = 0,5 \sum_{i=1}^n C_i Z_i^2 = 0,5(C_{Mg^{2+}} \cdot 2^2 + C_{SO_4^{2-}} \cdot 2^2 + C_{Cl^-} \cdot 1^2) =$$
$$= 0,5(0,02 \cdot 4 + 0,01 \cdot 4 + 0,02 \cdot 1) = 0,07.$$

Коэффициент активности $f_{Mg^{2+}} = f_{SO_4^{2-}}$ рассчитаем по формуле (3.9):

$$\lg f = -0,5Z^2 \sqrt{I} = -0,5 \cdot 4 \cdot \sqrt{0,07} = -0,53, \quad f = 0,30.$$

Коэффициент активности иона хлора равен *:

$$\lg f_{Cl^-} = -0,5Z^2\sqrt{I} = -0,5 \cdot 1 \cdot \sqrt{0,07} = -0,13; \quad f_{Cl^-} = 0,74.$$

Пользуясь соотношением (3.8), находим активность каждого иона:

$$a_{Mg^{2+}} = f_{Mg^{2+}} \cdot C_M = 0,3 \cdot 0,02 = 0,06 \text{ моль/л},$$

$$a_{SO_4^{2-}} = f_{SO_4^{2-}} \cdot C_M = 0,3 \cdot 0,01 = 0,03 \text{ моль/л},$$

$$a_{Cl^-} = f_{Cl^-} \cdot C_M = 0,74 \cdot 0,02 = 0,0148 \text{ моль/л}.$$

Количество ионов каждого вида определяется из закона Авогадро:

$$N_{Mg^{2+}} = 0,06 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 3,6 \cdot 10^{21} \text{ ионов},$$

$$N_{SO_4^{2-}} = 0,03 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,8 \cdot 10^{21} \text{ ионов},$$

$$N_{Cl^-} = 0,0148 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 8,9 \cdot 10^{21} \text{ ионов}.$$

Ответ: $a_{Mg^{2+}} = 0,06$ моль/л, $a_{SO_4^{2-}} = 0,03$ моль/л, $a_{Cl^-} = 0,0148$ моль/л;

$N_{Mg^{2+}} = 3,6 \cdot 10^{21}$ ионов, $N_{SO_4^{2-}} = 1,8 \cdot 10^{21}$ ионов, $N_{Cl^-} = 8,9 \cdot 10^{21}$ ионов.

Задача 7

Определите концентрацию ионов водорода в 0,01 М растворе хлорноватистой кислоты $HClO$.

Решение. В растворе кислоты устанавливается равновесие диссоциации:

слабый
электролит

используем таблицу А.2



Оба электролита слабые, но из сравнения констант следует, что основной процесс, определяющий концентрацию ионов водорода в растворе – диссоциация самой кислоты, поэтому, решая задачу, будем

ПРИМЕЧАНИЕ

* Коэффициент активности f одно-, двух- и трехзарядных ионов при заданной величине I можно взять из таблицы А.1.

учитывать только диссоциацию кислоты (в дальнейшем будем поступать аналогично).

Концентрация ионов водорода зависит от концентрации раствора и степени диссоциации: $C_{H^+} = n \cdot \alpha \cdot C_M(HClO)$. Так как при диссоциации $HClO$ образуется один ион водорода, то $n = 1$. Степень диссоциации слабого электролита

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C_M}} = \sqrt{\frac{5 \cdot 10^{-8}}{10^{-2}}} = \sqrt{5,0 \cdot 10^{-6}} = 2,24 \cdot 10^{-3}.$$

Теперь можно рассчитать концентрацию ионов водорода:

$$C_{H^+} = 1 \cdot 2,24 \cdot 10^{-3} \cdot 0,01 = 2,24 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

2-й вариант решения задачи. Для расчета C_{H^+} можно сразу использовать выражение (3.16):

$$C_{H^+} = \sqrt{K_d \cdot C_M} = \sqrt{5 \cdot 10^{-8} \cdot 0,01} = 2,24 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Ответ: $C_{H^+} = 2,24 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

Задача 8

Вычислите pH раствора гидроксида калия, полученного при растворении 0,56 г KOH в 1 л воды.

Решение. Запишем уравнение диссоциации щелочи:



Из уравнения диссоциации видно, что для расчета pH вначале следует рассчитать концентрацию в растворе OH^- -ионов, затем воспользоваться соотношением ионного произведения воды для расчета концентрации ионов H^+ .

Для определения концентрации ионов OH^- необходимо знать молярную концентрацию раствора KOH . Считаем, что объем раствора при внесении 0,56 г щелочи в 1 л воды не меняется:

$$C_{M(KOH)} = \frac{m_{(KOH)}}{M_{(KOH)} \cdot V} = \frac{0,56}{56 \cdot 1} = 0,01 \text{ моль/л.}$$

Концентрация OH^- в растворе:

$$C_{OH^-} = n \cdot \alpha \cdot C_M(KOH) = 1 \cdot 1 \cdot 0,01 = 0,01 \text{ моль/л.}$$

Исходя из ионного произведения воды, находим концентрацию ионов H^+ :

$$C_{H^+} = \frac{K_{H_2O}}{C_{OH^-}} = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} = 10^{-12} \text{ моль/л.}$$

Водородный показатель раствора KOH равен

$$pH = -\lg C_{H^+} = -\lg 10^{-12} = 12.$$

2-й вариант решения задачи. Определив концентрацию ионов OH^- в растворе, найдем pOH , а затем воспользуемся соотношением $pH + pOH = 14$ для расчета pH раствора:

$$pOH = -\lg C_{OH^-} = -\lg 10^{-2} = 2.$$

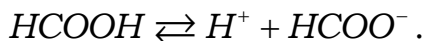
Откуда $pH = 14 - pOH = 14 - 2 = 12$.

Ответ: $pH = 12$.

Задача 9

Во сколько раз уменьшится концентрация ионов водорода (C_{H^+}) в 0,2 М растворе муравьиной кислоты $HCOOH$ ($K_d = 1,8 \cdot 10^{-4}$), если к 1 л этого раствора добавить 0,1 моль соли $HCOONa$, считая, что эта соль диссоциирует полностью ($\alpha = 1$)?

Решение. Запишем уравнение диссоциации кислоты:



Определим исходную концентрацию ионов водорода C_{H^+} :

$$C_{H^+} = n\sqrt{K_d C_M} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-4} \cdot 2 \cdot 10^{-1}} = 6 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л, } (n = 1).$$

Определим концентрацию H^+ после добавления соли $HCOONa$. Диссоциация соли $HCOONa$ выражается уравнением



Концентрацию H^+ после добавления соли $HCOONa$ обозначим через x . Тогда концентрация недиссоциированных молекул кислоты будет равна $(0,2 - x)$. Концентрация ионов $HCOO^-$ будет складываться из двух величин: концентрации ионов за счет диссоциации кислоты, равной концентрации ионов водорода, т. е. $C_{HCOO^-} = C_{H^+} = x$, и концентрации, обусловленной присутствием в растворе соли и равной 0,1. Таким образом, общая концентрация ионов $HCOO^-$ равна $(0,1 + x)$. Исходя из уравнения (3.13), запишем

$$K_{\text{д}} = \frac{C_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{HCOO}^-}}{C_{\text{HCOOH}}} = \frac{x(0,1+x)}{0,2-x} = 1,8 \cdot 10^{-4}.$$

В присутствии одноименных ионов HCOO^- диссоциация муравьиной кислоты очень мала, поэтому значением x по сравнению с 0,1 и 0,2 можно пренебречь:

$$1,8 \cdot 10^{-4} = \frac{0,1x}{0,2}, \quad x = 3,6 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

Определим соотношение концентрации ионов водорода.

Сравним исходную концентрацию C_{H^+} ($6 \cdot 10^{-3}$) с рассчитанной после добавления соли HCOONa ($3,6 \cdot 10^{-4}$), найдем, что C_{H^+} уменьшилась в 16,7 раза.

Ответ: в 16,7 раза.

Задача 10

Вычислите pH 0,49-процентного раствора ($\rho = 1 \text{ г/мл}$) ортофосфорной кислоты, учитывая только первую степень диссоциации.

Решение. Для определения величины pH раствора необходимо рассчитать концентрацию ионов водорода. Записываем уравнение диссоциации кислоты по первой ступени:



Для определения концентрации ионов водорода необходимо знать молярную концентрацию раствора H_3PO_4 . Масса 1 л раствора H_3PO_4 с учетом указанной в условии задачи плотности равна 1000 г.

Определим массу кислоты в 1 л раствора:

$$m_{\text{H}_3\text{PO}_4} = \omega \cdot m_{\text{р-ра}} = 0,0049 \cdot 1000 = 4,9 \text{ г.}$$

Молярная концентрация раствора составит

$$C_{M(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{m_{(\text{H}_3\text{PO}_4)}}{M_{(\text{H}_3\text{PO}_4)} \cdot V} = \frac{4,9}{98 \cdot 1} = 0,05 \text{ моль/л.}$$

Для расчета C_{H^+} используем выражение (3.16):

$$C_{\text{H}^+} = \sqrt{K_{\text{д}} \cdot C_{\text{M}}} = \sqrt{7,5 \cdot 10^{-3} \cdot 0,05} = 1,9 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л,}$$

$$pH = -\lg C_{\text{H}^+} = -\lg 1,9 \cdot 10^{-2} = 1,72.$$

Ответ: $pH = 1,72$.

3.6 ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

3.6.1 Варианты индивидуальных заданий I уровня сложности

Вариант 1

1. Определите молярную концентрацию 20-процентного раствора HCl ($\rho = 1,098$ г/мл).
2. Рассчитайте концентрации ионов азотной кислоты в 0,1 М растворе HNO_3 .
3. Определите pH 0,005 М раствора сильного основания $Ba(OH)_2$.

Вариант 2

1. Определите молярную концентрацию 20-процентного раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,140$ г/мл).
2. Рассчитайте концентрацию ионов H^+ в 0,1 М растворе кислоты CH_3COOH ; $K_d(CH_3COOH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.
3. Определите pH 0,05 М раствора сильного основания $Ca(OH)_2$.

Вариант 3

1. Определите эквивалентную концентрацию 20-процентного раствора HCl ($\rho = 1,098$ г/мл).
2. Рассчитайте концентрацию ионов H^+ в 0,1 М растворе кислоты $HCOOH$ ($K_{д_{HCOOH}} = 1,8 \cdot 10^{-4}$).
3. Определите pH 0,1 М раствора сильного основания $NaOH$.

Вариант 4

1. Определите эквивалентную концентрацию 20-процентного раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,140$ г/мл).
2. Степень диссоциации HNO_2 в 0,01 М водном растворе равна 0,2. Рассчитайте концентрации частиц H^+ , NO_2^- в этом растворе.
3. Определите pH 0,01 М раствора сильного основания KOH .

Вариант 5

1. Определите молярную концентрацию 15-процентного раствора HNO_3 ($\rho = 1,084$ г/мл).
2. Рассчитайте молярные концентрации ионов в следующих водных растворах: 0,2 М $AlCl_3$; 0,2 М $Al_2(SO_4)_3$.

3. Определите pH 0,01 М раствора основания NH_4OH .
 $K_d(NH_4OH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Вариант 6

1. Определите нормальность и молярность раствора H_2SO_4 , в 250 мл которого содержится 24,5 г H_2SO_4 .

2. Запишите уравнение диссоциации соли Na_2CO_3 ($\alpha = 1$) и определите концентрацию и количество ионов в ее 0,02 н растворе.

3. В 1 л раствора содержится 0,28 г KOH . Вычислите pH раствора, считая диссоциацию KOH полной.

Вариант 7

1. Какой объем 0,04 н раствора HCl необходим для нейтрализации KOH , содержащегося в 10 мл его 0,2 н раствора?

2. Степень диссоциации α слабой одноосновной кислоты в 0,2 М растворе равна 0,03. Вычислите концентрацию H^+ и константу диссоциации K_d .

3. Запишите уравнение диссоциации слабого основания NH_4OH и рассчитайте pH раствора, в 250 мл которого содержится 0,875 г указанного соединения.

Вариант 8

1. Какова процентная концентрация раствора, полученного при растворении 80 г сахара в 160 мл воды?

2. Определите концентрацию ионов в растворе NH_4OH ($K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$), если $\alpha = 20\%$. Запишите уравнение диссоциации. Как изменится α при уменьшении концентрации раствора? Ответ обоснуйте.

3. Определите pH раствора, в 500 мл которого содержится 0,175 г NH_4OH ($K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$).

Вариант 9

1. Вычислите молярную и нормальную концентрации 20-процентного раствора $CaCl_2$, плотность которого составляет 1,178 г/см³.

2. В растворе объемом 250 мл содержится 3,55 г Na_2SO_4 . Определите концентрацию и количество ионов в этом растворе ($\alpha = 1$).

3. Равны ли значения pH растворов $NaOH$ и NH_4OH одинаковой концентрации, составляющей 0,001 М? Ответ обоснуйте уравнениями диссоциации и расчетами.

Вариант 10

1. Для нейтрализации 20 мл 0,1 н раствора кислоты потребовалось 8 мл раствора $NaOH$. Сколько граммов $NaOH$ содержит 1 л этого раствора?

2. Определите концентрацию ионов в 0,6 н растворе соли $FeCl_3$ ($\alpha = 1$). Запишите уравнение диссоциации и определите количество ионов Fe^{3+} в 1 мл раствора.

3. Определите pH 0,2-процентного раствора плавиковой кислоты HF ($\rho = 1 \text{ г/см}^3$), если степень ее диссоциации равна 2 %.

Вариант 11

1. Какой объем 0,3 н раствора кислоты требуется для нейтрализации раствора, содержащего 0,32 г $NaOH$ в 40 см³?

2. Запишите уравнение диссоциации H_2SO_4 ($\alpha = 90 \%$), рассчитайте концентрацию и количество ионов H^+ в 0,5 н растворе.

3. Равны ли значения pH растворов KOH и NH_4OH одинаковой концентрации, составляющей 0,01 М? Ответ обоснуйте уравнениями диссоциации и расчетами.

Вариант 12

1. Вычислите эквивалентную и молярную концентрации 20,8-процентного раствора HNO_3 , плотность которого составляет 1,12 г/см³. Сколько граммов кислоты содержится в 2,5 л этого раствора?

2. Запишите уравнение диссоциации слабой азотистой кислоты (HNO_2) и определите молярность раствора, если $C_{H^+} = 2 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Как изменятся значения α и K_d при уменьшении молярной концентрации раствора? Ответ обоснуйте.

3. Определите, сколько граммов HNO_3 содержится в 1 л раствора, pOH которого равен 11. Запишите уравнение диссоциации HNO_3 , если $\alpha = 1$.

Вариант 13

1. Определите нормальность раствора H_2SO_4 , 15 мл которого взаимодействуют с 30 мл 0,5 н раствора $BaCl_2$.

2. Определите концентрацию ионов в растворе, в 250 мл которого содержится 3,5 г KOH ($\alpha = 1$). Сколько ионов OH^- содержится в 250 мл раствора?

3. Чему равны значения pH 0,1 М растворов сильных электролитов HCl и $NaOH$? Как изменятся их значения при увеличении концентрации растворов в 10 раз?

Вариант 14

1. Сколько граммов $NaNO_3$ нужно растворить в 400 г воды, чтобы приготовить 20-процентный раствор?

2. В 500 мл раствора содержится 7,1 г соли Na_2SO_4 ($\alpha = 1$). Определите концентрацию ионов и их количество, содержащееся в этом объеме.

3. Сколько граммов гидроксида аммония NH_4OH ($K_D = 1,8 \cdot 10^{-5}$) и гидроксида калия KOH ($\alpha = 1$) содержится в 1 л их растворов, если значения pH у них одинаковы и равны 11?

Вариант 15

1. Вычислите эквивалентную и молярную концентрации 20,8-процентного раствора HNO_3 , плотность которого составляет 1,12 г/см³.

2. Вычислите ионную силу и активность ионов в 0,1-процентном растворе $BaCl_2$ ($\rho = 1$ г/см³).

3. Сколько ионов H^+ содержится в 1 мл раствора, pH которого равен 13?

Вариант 16

1. Вычислите молярную и эквивалентную концентрации 26-процентного раствора KOH , плотность которого составляет 1,24 г/мл.

2. Определите молярную концентрацию катионов и анионов в растворе объемом 400 мл, содержащем $Fe_2(SO_4)_3$ массой 1,6 г ($\alpha = 1$).

3. Чему равен pH 1 М раствора $HCNS$ ($K_D = 1,0 \cdot 10^{-4}$)?

Вариант 17

1. Вычислите молярность и нормальность 13-процентного раствора H_3PO_4 , плотность которого составляет 1,07 г/мл.

2. Концентрация ионов Na^+ в растворе нитрата натрия составляет 0,48 г/моль. Определите молярную концентрацию $NaNO_3$ при степени диссоциации равной 70 %.

3. Чему равны молярная концентрация и pH раствора гидроксида аммония ($K_D = 1,8 \cdot 10^{-5}$), если концентрация ионов OH^- в растворе равна 10^{-3} моль/л?

Вариант 18

1. Вычислите процентную концентрацию 1,4 М раствора $AgNO_3$, плотность которого составляет 1,18 г/мл.
2. Определите концентрацию гидроксид-ионов в 0,02 М растворе аммиака. Константа диссоциации NH_4OH равна $1,8 \cdot 10^{-5}$.
3. Чему равен pH раствора, в 10 л которого содержится 6,3 г HNO_3 ?

Вариант 19

1. В каком объеме 1 М раствора серной кислоты содержится 4,9 г H_2SO_4 ?
2. Запишите выражение константы диссоциации уксусной кислоты. Вычислите величину K_d CH_3COOH , если степень ее диссоциации в 0,1 н растворе равна 0,013.
3. Вычислите pH 0,35-процентного раствора $NaOH$, считая $\alpha = 1$ и $\rho = 1$ г/мл.

Вариант 20

1. Сколько граммов H_3PO_4 требуется для приготовления 100 мл 0,2 н раствора?
2. Рассчитайте степень диссоциации слабой азотистой кислоты, если в 0,06 М растворе HNO_2 содержится 0,055 моль/л недиссоциированных молекул.
3. Определите молярную концентрацию раствора NH_4OH ($K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$), если $pH = 10$.

Вариант 21

1. Какой объем 2 М раствора HCl потребуется для нейтрализации 14 г KOH , содержащихся в 1 л раствора? Чему равна эквивалентная концентрация такого раствора?
2. Определите молярную концентрацию катионов и анионов в растворе объемом 300 мл, содержащем 2,7 г $Fe(NO_3)_2$.
3. Вычислите концентрацию ионов OH^- в растворе $RbOH$, если $pH = 12$.

Вариант 22

1. Сколько граммов карбоната натрия содержится в 250 мл 0,2 н раствора Na_2CO_3 ?
2. Запишите выражение константы диссоциации муравьиной кислоты. Определите величину K_d $HCOOH$, если степень ее диссоциации в 0,2 н растворе равна 0,03.

3. Чему равен pH 0,005 М раствора $Ca(OH)_2$ ($\alpha = 1$)?

Вариант 23

1. Вычислите молярную концентрацию $NaOH$, если для нейтрализации 40 мл щелочи израсходовано 24 мл 0,5 н H_2SO_4 .

2. Определите степень диссоциации и концентрацию ионов в 0,1 М растворе $HONr$ ($K_D = 2,1 \cdot 10^{-9}$).

3. Рассчитайте pH раствора соляной кислоты, в 500 мл которого содержится 0,73 г HCl ($\alpha = 1$).

Вариант 24

1. Сколько граммов Na_2SO_4 необходимо для приготовления 2 л 0,5 М раствора? Чему равна эквивалентная концентрация такого раствора?

2. Рассчитайте концентрацию и количество ионов в растворе HNO_2 ($K_D = 4,0 \cdot 10^{-4}$), если степень диссоциации кислоты равна 20 %.

3. Вычислите pH 0,001 н раствора $Ba(OH)_2$, считая диссоциацию полной.

Вариант 25

1. Определите процентную концентрацию 2,0 н раствора серной кислоты ($\rho = 1,84$ г/мл). Чему равна молярность этого раствора?

2. Вычислите степень диссоциации муравьиной кислоты, если в 0,04 М растворе $HCOOH$ остается недиссоциированных 0,037 моль/л молекул.

3. Определите массу гидроксида натрия, растворенного в 200 мл раствора $NaOH$, если pH этого раствора равен 12 ($\alpha = 1$).

Вариант 26

1. В каком объеме 1 М раствора содержится 114 г $Al_2(SO_4)_3$?

2. Определите молярную концентрацию и количество катионов и анионов в 0,05 н растворе HOI ($K_D = 2,0 \cdot 10^{-11}$).

3. Какая масса $Ba(OH)_2$ содержится в 500 мл водного раствора, если pH этого раствора равен 12 ($\alpha = 1$)?

Вариант 27

1. Определите эквивалентную массу кислоты, если для нейтрализации 2,25 г кислоты израсходовано 25 мл 2 н раствора щелочи.

2. Считая степень диссоциации α равной 100 %, рассчитайте молярную концентрацию ионов бария и гидроксид-ионов в растворе объемом 500 мл, содержащем 4,28 г $Ba(OH)_2$.

3. Вычислите pH 0,05 М раствора HNO_3 и 0,05 М раствора HNO_2 ($K_D = 4,0 \cdot 10^{-4}$). Объясните различия в значениях.

Вариант 28

1. Вычислите процентную концентрацию гидроксида натрия в 9,28 н растворе $NaOH$ ($\rho = 1,31$ г/мл).

2. Рассчитайте величины α и K_D плавиковой кислоты HF , если в 0,01 М растворе HF концентрация ионов F^- равна $2,57 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

3. Как изменится pH раствора, если к 1 л чистой воды прибавить 0,01 моль HNO_3 ? Ответ подтвердите расчетом.

Вариант 29

1. Определите эквивалентную концентрацию KOH , если на нейтрализацию 20 мл щелочи израсходовано 24 мл 0,25 н раствора HCl .

2. Рассчитайте молярную концентрацию раствора $Al_2(SO_4)_3$, если концентрация сульфат-анионов составляет 0,045 моль/л ($\alpha = 75\%$). Чему равна концентрация ионов Al^{3+} ?

3. Чему равен pH раствора уксусной кислоты CH_3COOH ($K_D = 1,8 \cdot 10^{-5}$), если концентрация ионов H^+ в растворе составляет 0,001 моль/л?

Вариант 30

1. В каком объеме 0,1 М раствора Na_2CO_3 содержится 5,3 г карбоната натрия?

2. Определите молярную концентрацию катионов и анионов в 0,01 н растворе Na_3PO_4 , считая α равной 1.

3. Вычислите pH 0,05 М раствора HCl и 0,05 М раствора $HCOOH$ ($K_D = 1,8 \cdot 10^{-4}$). Объясните различие в значениях.

3.6.2 Варианты индивидуальных заданий II уровня сложности

Вариант 1

1. Определите молярную концентрацию азотной кислоты, полученной смешиванием 40 мл 96-процентного раствора HNO_3 (плотность 1,5 г/мл)

и 30 мл 48-процентного раствора HNO_3 (плотность 1,3 г/мл), если новый раствор имеет плотность 1,45 г/мл.

2. Определите pH раствора гидроксида калия KOH , если концентрация ионов K^+ в этом растворе составляет 10^{-4} моль/л.

3. Определите молярную концентрацию раствора метаборной кислоты HBO_2 , если $pH = 4$. Запишите уравнение диссоциации кислоты и выражение для константы диссоциации.

Вариант 2

1. Какой объем раствора уксусной кислоты с молярной концентрацией 1,98 моль/л (плотность 1,015 г/мл) был добавлен к 10 мл 40,2-процентного раствора того же вещества (плотность 1,050 г/мл), если при этом получился 27,2-процентный раствор (плотность 1,035 г/мл)?

2. Вычислите pH 0,01 М KOH и 0,01 М NH_4OH . Объясните различие в значениях pH для этих растворов.

3. Определите, сколько граммов H_2SO_4 содержится в 1 л раствора кислоты, pOH которого равен 12. Запишите уравнение диссоциации H_2SO_4 , если $\alpha = 1$.

Вариант 3

1. Определите процентную концентрацию и молярность 1,9 н раствора фосфорной кислоты, плотность которого 1,031 г/мл.

2. Определите pH 1,75-процентного раствора ($\rho = 1$ г/мл) гидроксида аммония NH_4OH .

3. Найдите массу $Ba(OH)_2$, содержащегося в 250 мл водного раствора, если pH этого раствора равен 13.

Вариант 4

1. Какова нормальная концентрация 22-процентного раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,16$ г/мл)?

2. Определите pH раствора $Ba(OH)_2$, если концентрация ионов Ba^{2+} в этом растворе составляет 0,005 моль/л.

3. Какова степень диссоциации бромноватистой кислоты $HOBr$ в ее 2,425-процентном растворе ($\rho = 1$ г/мл), если pH раствора равен 2.

Вариант 5

1. Сколько миллилитров 0,1 н раствора серной кислоты можно приготовить из 200 мл 20-процентного раствора H_2SO_4 (плотность раствора 1,145 г/мл)?

2. Определите pH 0,46-процентного раствора ($\rho = 1$ г/мл) муравьиной кислоты $HCOOH$.

3. Чему равны молярные концентрации растворов KOH , $Ca(OH)_2$, если для первого раствора $pH = 10$, а для второго – 13? Запишите уравнения диссоциации ($\alpha = 1$).

Вариант 6

1. Определите молярную концентрацию азотной кислоты, полученной смешиванием 30 мл 96-процентного раствора HNO_3 (плотность 1,5 г/мл) и 40 мл 48-процентного раствора HNO_3 (плотность 1,3 г/мл), если новый раствор имеет плотность 1,45 г/мл.

2. Определите pOH раствора серной кислоты H_2SO_4 , если концентрация ионов SO_4^{2-} в этом растворе составляет 0,005 моль/л.

3. Сколько граммов уксусной кислоты CH_3COOH содержится в растворе, pH которого равен 4? Запишите уравнение диссоциации кислоты.

Вариант 7

1. К 700 кг 25-процентного раствора серной кислоты прибавили 93-процентный раствор серной кислоты, в результате чего образовался 40-процентный раствор. Определите массу добавляемого 93-процентного раствора.

2. Определите pH 0,72-процентного раствора ($\rho = 1$ г/мл) иодноватистой кислоты HOI .

3. Найдите массу $Ba(OH)_2$, содержащегося в 500 мл водного раствора, если pH этого раствора равен 12.

Вариант 8

1. Какой объем 1 М раствора карбоната натрия надо взять для приготовления 2 л 0,25 н раствора?

2. Чему равен pH 0,1 молярных растворов уксусной кислоты и гидроксида аммония, если степень их диссоциации при данных условиях равна 1,3 %?

3. Определите, сколько граммов H_2SO_4 содержится в 1 л раствора кислоты, pOH которого равен 10. Запишите уравнение диссоциации H_2SO_4 , если $\alpha = 1$.

Вариант 9

1. Рассчитайте процентную концентрацию 0,01 М раствора NH_4Cl . Сколько надо взять соли, чтобы приготовить 2 л такого раствора?

2. Смешали 350 мл 1,4 М раствора $NaOH$ и 650 мл 1,6 М раствора $NaOH$. Чему равен водородный показатель полученного раствора?

3. При какой молярной концентрации уксусной кислоты 96,5 % ее находится в растворе в виде молекул?

Вариант 10

1. Рассчитайте процентную концентрацию 0,01 молярного раствора $NaCl$. Сколько надо добавить соли на 1 л, чтобы получить 0,5 молярный раствор? Изменением объема пренебречь.

2. Равны ли значения pH растворов $NaOH$ и NH_4OH одинаковой концентрации, составляющей 0,001 М? Ответ обоснуйте уравнением диссоциации и расчетами.

3. Определите эквивалентную концентрацию раствора CH_3COOH , если $pH = 6$. Запишите уравнение диссоциации кислоты.

Вариант 11

1. Запишите уравнение диссоциации основания NH_4OH и выражение для K_d . Рассчитайте значение α для раствора с молярной концентрацией, равной 0,001 моль/л. От каких факторов зависят значения α и K_d ?

2. Запишите уравнение диссоциации соли $CuCl_2$ ($\alpha = 1$) и определите концентрации ионов и их количество в 100 мл раствора, содержащем 67,5 г соли в 1 л раствора.

3. Вычислите значения C_{H^+} , C_M и α раствора CH_3COOH , если $pH = 4$, а $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Запишите уравнение диссоциации и выражение для K_d .

Вариант 12

1. Запишите уравнение диссоциации HNO_2 ($K_d = 4 \cdot 10^{-4}$) и HNO_3 ($\alpha = 1$) и определите значения pH этих растворов одинаковой молярной концентрации, равной 0,01 моль/л.

2. Запишите уравнение диссоциации KOH и определите, сколько граммов щелочи содержится в 500 мл раствора, pH которого равен 12.

3. Определите α и C_M ионов в растворе, содержащем в 1 л 3,5 г NH_4OH ($K_D = 1,8 \cdot 10^{-5}$). Запишите уравнение диссоциации. Как изменятся значения α и K_D при уменьшении концентрации раствора?

Вариант 13

1. Запишите уравнение диссоциации соли Na_2SO_4 ($\alpha = 1$) и определите C_M ионов и их количество, если в растворе объемом 250 мл содержится 3,55 г соли.

2. Запишите уравнение диссоциации HNO_2 ($K_D = 4 \cdot 10^{-4}$) и HNO_3 ($\alpha = 1$) и определите pH этих растворов, если концентрация их равна 0,01 моль/л. В каком случае и почему при уменьшении концентрации раствора pH уменьшится?

3. Сколько граммов NH_4OH ($K_D = 4 \cdot 10^{-4}$) и KOH ($\alpha = 1$) содержится в 1 л их растворов, если pH растворов одинаковы и равны 11. Ответ обоснуйте уравнениями диссоциации и соответствующими расчетами.

Вариант 14

1. В 0,1 М растворе CH_3COOH степень диссоциации $\alpha = 1,32 \cdot 10^{-2}$. При какой молярной концентрации HNO_2 ее степень диссоциации будет такой же? Запишите уравнения диссоциации этих кислот. Как изменятся значения α при уменьшении концентрации растворов? Ответ обоснуйте.

2. Определите α и K_D раствора NH_4OH , в 1 л которого содержится 3,5 г гидроксида аммония, а $pH = 11$. Как изменятся значения α и K_D , если к раствору добавить раствор NH_4Cl ($\alpha = 1$)? Ответ обоснуйте, исходя из принципа Ле Шателье.

3. Вычислите ионную силу и активность ионов в растворе, содержащем 0,02 н $MgSO_4$ и 0,01 моль/л $MgCl_2$. В каких случаях активность и молярность ионов равны между собой?

Вариант 15

1. Во сколько раз уменьшится концентрация ионов H^+ в 0,2 М растворе муравьиной кислоты $HCOOH$ ($K_D = 1,8 \cdot 10^{-4}$), если к 1 л этого раствора добавить 0,1 М раствора соли $HCOONa$ ($\alpha = 1$)?

2. Запишите уравнения диссоциации сернистой кислоты и вычислите pH ее 0,2 М раствора, приняв $\alpha = 28\%$ и учитывая лишь первую степень диссоциации.

3. Запишите уравнение диссоциации гидроксида бария $Ba(OH)_2$ ($\alpha = 1$) и вычислите pH раствора, концентрация которого равна 0,171 %

($\rho = 1 \text{ г/см}^3$). Как изменится значение pH при увеличении концентрации раствора в 10 раз?

Вариант 16

1. Чему равна нормальность 30-процентного раствора $NaOH$, плотность которого составляет $1,326 \text{ г/см}^3$? К 1 л этого раствора прибавили 5 л воды. Вычислите процентную концентрацию полученного раствора.

2. В 0,1 н растворе степень диссоциации уксусной кислоты CH_3COOH равна $1,32 \cdot 10^{-2}$. При какой концентрации азотистой кислоты HNO_2 ее степень диссоциации будет такой же? Запишите уравнения диссоциации этих кислот. Как изменятся значения K_d при увеличении концентрации растворов?

3. Чему равны значения pH 0,1 М растворов сильных электролитов HCl и $NaOH$? Как изменятся их значения при увеличении концентрации растворов в 10 раз?

Вариант 17

1. К 3 л 10-процентного раствора HNO_3 , плотность которого $1,054 \text{ г/см}^3$, прибавили 5 л 2-процентного раствора той же кислоты с плотностью $1,009 \text{ г/см}^3$. Вычислите процентную и молярную концентрации полученного раствора, если считать, что его объем равен 8 л.

2. Определите концентрацию анионов в растворе, в 250 мл которого содержится 6,25 нитрата меди (II). Запишите уравнение диссоциации соли.

3. Чему равны молярные концентрации растворов HNO_3 ($\alpha = 1$) и $NaOH$ ($\alpha = 1$), если значения pH соответственно равны 2 и 13? Как надо изменить концентрацию азотной кислоты, чтобы увеличить значение pH раствора? Ответ обоснуйте.

Вариант 18

1. Какой объем 20,01-процентного раствора HCl (плотность $1,100 \text{ г/см}^3$) требуется для приготовления 1 л 10,17-процентного раствора HCl (плотность $1,050 \text{ г/см}^3$)?

2. Определите концентрацию и количество каждого из ионов в 0,06 н растворе соли $FeCl_3$ ($\alpha = 1$). Запишите уравнение диссоциации.

3. Запишите уравнение диссоциации слабой плавиковой кислоты HF ($K_d = 6,6 \cdot 10^{-4}$) и определите степень диссоциации, молярность раствора и значение pH , если $C_{H^+} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$. Как изменятся значения α и K_d при уменьшении молярной концентрации раствора?

Вариант 19

1. Смешали 10 см^3 10-процентного раствора HNO_3 (плотность $1,056 \text{ г/см}^3$) и 100 см^3 30-процентного раствора HNO_3 (плотность $1,538 \text{ г/см}^3$). Вычислите процентную концентрацию полученного раствора.

2. Определите концентрацию ионов H^+ в растворе уксусной кислоты CH_3COOH ($K_{\text{д}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$), если $\alpha = 0,02$. Как изменяются значения α и $K_{\text{д}}$ при уменьшении концентрации раствора. Запишите уравнение диссоциации.

3. Определите pH $0,01 \text{ М}$ раствора HNO_2 ($K_{\text{д}} = 4 \cdot 10^{-4}$) и вычислите концентрацию анионов и их количество, содержащихся в 100 мл раствора.

Вариант 20

1. Сколько граммов NaNO_3 нужно растворить в 400 г воды, чтобы приготовить 20-процентный раствор? Определите молярность и нормальность раствора, если плотность равна $1,12 \text{ г/см}^3$.

2. Вычислите активность ионов и ионную силу электролита, содержащего $0,06 \text{ моль экв/л}$ FeCl_3 и $0,02 \text{ моль экв/л}$ CuCl_2 .

3. Определите pH раствора, в 500 мл которого содержится $8,55 \text{ г}$ Ba(OH)_2 . При какой молярной концентрации раствора pH будет равен 10 ?

Вариант 21

1. Сколько миллилитров 8-процентного раствора серной кислоты плотностью $1,055 \text{ г/мл}$ потребуется для приготовления 5 л $0,1 \text{ н}$ раствора?

2. Определите молярную концентрацию и количество катионов и анионов в 1 л раствора Na_2SO_4 , в 500 мл которого содержится $7,1 \text{ г}$ соли.

3. Определите pH и концентрацию гидроксид-ионов в $0,1 \text{ н}$ растворе HCl ($\alpha = 1$) и $0,1 \text{ н}$ растворе CH_3COOH ($K_{\text{д}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$).

Вариант 22

1. Определите процентную и эквивалентную концентрации сульфата меди (II) в растворе плотностью $1,04 \text{ г/мл}$, если кажущаяся степень диссоциации составляет 70% , а концентрация ионов SO_4^{2-} равна $0,0045 \text{ моль/л}$.

2. В 1 л 0,01 М раствора уксусной кислоты содержится $6,26 \cdot 10^{21}$ ее молекул и ионов. Чему равна степень диссоциации уксусной кислоты в этом растворе?

3. Определите pH раствора гидроксида бария с концентрацией ионов бария, равной $5 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Как изменится величина pH при разбавлении раствора в 10 раз?

Вариант 23

1. Какой объем 20-процентной соляной кислоты, плотность которой равна 1,098 г/мл, потребуется для приготовления 1 л 2 М раствора?

2. Вычислите молярную концентрацию нитрат-ионов в 0,04 н растворе $Mg(NO_3)_2$, если кажущаяся степень диссоциации соли составляет 65 %.

3. Определите pH раствора бромноватистой кислоты ($K_d = 2,1 \cdot 10^{-9}$), если в 1 л его содержится $12,04 \cdot 10^{21}$ молекул $HOBr$.

Вариант 24

1. К 900 мл воды добавили 100 мл 60-процентного раствора серной кислоты ($\rho = 1,5$ г/мл). Определите процентную концентрацию полученного раствора.

2. Определите концентрацию ионов NO_3^- в 1 н растворе нитрата алюминия, если кажущаяся степень диссоциации соли равна 70 %.

3. Рассчитайте pH 0,05 М раствора гидроксида аммония NH_4OH ($K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$). Как изменится концентрация ионов OH^- , если к 1 л этого раствора добавить 5,35 г NH_4Cl ?

Вариант 25

1. Какой объем 2 н азотной кислоты можно приготовить из 500 мл «дымящей» (100-процентной) азотной кислоты плотностью 1,51 г/мл?

2. Вычислите степень диссоциации, концентрации ионов H^+ и OH^- в 0,001 М растворе $HOCl$ ($K_d = 5,0 \cdot 10^{-8}$).

3. При какой молярной концентрации NH_4OH ($K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$) pH раствора будет таким же, как pH 0,001 н раствора KOH ?

Вариант 26

1. Определите количество ионов Al^{3+} и SO_4^{2-} в 200 мл 0,12 н раствора $Al_2(SO_4)_3$.

2. Запишите уравнения диссоциации угольной кислоты по отдельным ступеням. Вычислите первую константу диссоциации H_2CO_3 , если степень ее диссоциации по первой ступени в 0,005 М растворе равна 0,85 %.

3. 98-процентный раствор H_2SO_4 объемом 2 л ($\rho = 1,836$ г/мл) разбавили водой до 5 л. Вычислите pH раствора, считая диссоциацию кислоты полной.

Вариант 27

1. Сколько граммов $FeCl_3$ содержится в 300 мл 0,03 н раствора? Определите молярную концентрацию данного раствора.

2. Определите концентрацию ионов H^+ и OH^- в 0,1 М растворе CH_3COOH ($K_D = 1,8 \cdot 10^{-5}$) и 0,1 М растворе $NaOH$ ($\alpha = 1$).

3. Вычислите концентрацию раствора синильной кислоты HCN ($K_D = 7,9 \cdot 10^{-10}$) и степень ее диссоциации, если pH раствора равен 5.

Вариант 28

1. Сколько молей HNO_3 содержится в 250 мл 30-процентного раствора плотностью 1,18 г/см³? Определите молярную концентрацию данного раствора.

2. Вычислите эквивалентную концентрацию раствора $Fe(NO_3)_3$, если концентрация нитрат-ионов составляет 0,15 моль/л, а кажущаяся степень диссоциации равна 68 %.

3. Как изменится pH 0,03 М раствора щавелевой кислоты $H_2C_2O_4$ ($K_{D_1} = 5,4 \cdot 10^{-2}$) при разбавлении его в 10 раз?

Вариант 29

1. Какой объем 15-процентного раствора $NaOH$ плотностью 1,16 г/мл можно приготовить из 2 л 35-процентного раствора плотностью 1,36 г/мл?

2. Определите концентрацию ионов водорода в 0,1 М растворе уксусной кислоты CH_3COOH ($K_D = 1,8 \cdot 10^{-5}$), если к 1 л этого раствора добавлено 5 г ацетата натрия CH_3COONa .

3. Вычислите константу диссоциации слабого однокислотного основания, если pH его 0,001 М раствора равен 9.

Вариант 30

1. Сколько молей воды и хлорида аммония NH_4Cl нужно взять для приготовления 200 мл 25-процентного раствора плотностью 1,07 г/см³?

2. Определите эквивалентную концентрацию раствора серной кислоты, если кажущаяся степень ее диссоциации равна 85 %, а концентрация ионов водорода – 0,34 моль/л.

3. Как изменится концентрация ионов OH^- и pH раствора NH_4OH ($K_D = 1,8 \cdot 10^{-5}$), если к 1 л 0,2 М раствора прибавить 0,1 моль NH_4Cl ?

ПРИЛОЖЕНИЕ А
(справочное)

Некоторые свойства электролитов

Таблица А.1 – Коэффициенты активности f ионов при различных значениях ионной силы раствора I

Ионная сила раствора I	Заряд иона Z			Ионная сила раствора I	Заряд иона Z		
	± 1	± 2	± 3		± 1	± 2	± 3
0,001	0,98	0,78	0,73	0,1	0,81	0,44	0,16
0,002	0,97	0,74	0,56	0,2	0,80	0,41	0,14
0,005	0,95	0,66	0,55	0,3	0,81	0,42	0,14
0,01	0,92	0,60	0,47	0,4	0,82	0,45	0,17
0,02	0,90	0,53	0,37	0,5	0,84	0,50	0,21
0,05	0,84	0,50	0,21				

Таблица А.2 – Константы диссоциации некоторых слабых электролитов в водных растворах при 298 К

ЭЛЕКТРОЛИТ	K_d	Названия солей
Азотистая кислота HNO_2	$4,0 \cdot 10^{-4}$	нитраты
Аммония гидроксид NH_4OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	соли аммония
Борная кислота (мета) HBO_2	$K_1 7,5 \cdot 10^{-10}$	метабораты
Борная кислота (орто) H_3BO_3	$K_1 5,8 \cdot 10^{-10}$	ортобораты
Бромноватистая кислота $HOBr$	$2,1 \cdot 10^{-9}$	гипобромиты
Иодноватистая кислота HOI	$2,3 \cdot 10^{-11}$	гипоиодиты
Муравьиная кислота $HCOOH$	$1,8 \cdot 10^{-4}$	формиаты
Селеноводородная кислота H_2Se	$K_1 1,7 \cdot 10^{-4}$	гидроселениды
	$K_2 1,0 \cdot 10^{-11}$	селениды
Сернистая кислота H_2SO_3	$K_1 1,6 \cdot 10^{-2}$	гидросульфиты
	$K_2 6,3 \cdot 10^{-6}$	сульфиты
Сероводородная кислота H_2S	$K_1 6,0 \cdot 10^{-3}$	гидросульфиды
	$K_2 1,0 \cdot 10^{-14}$	сульфиды
Синильная кислота HCN	$7,9 \cdot 10^{-10}$	цианиды
Теллуристая кислота H_2TeO_3	$K_1 3,0 \cdot 10^{-3}$	гидротеллуриты
	$K_2 2,0 \cdot 10^{-6}$	теллуриты
Угльная кислота H_2CO_3	$K_1 4,5 \cdot 10^{-7}$	гидрокарбонаты
	$K_2 4,7 \cdot 10^{-11}$	карбонаты
Уксусная кислота CH_3COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	ацетаты
Хлорноватистая кислота $HOCl$	$5,0 \cdot 10^{-8}$	гипохлориты
Фосфорная кислота H_3PO_4	$K_1 7,5 \cdot 10^{-3}$	дигидрофосфаты
	$K_2 6,2 \cdot 10^{-8}$	гидрофосфаты
	$K_3 2,2 \cdot 10^{-13}$	фосфаты
Фтороводородная (плавиковая) кислота HF	$6,6 \cdot 10^{-4}$	фториды
Щавелевая кислота $H_2C_2O_4$	$K_1 5,4 \cdot 10^{-2}$	гидрооксалаты

ЛИТЕРАТУРА

1. Коровин Н. В. Общая химия – М.: В.Ш., 2000 (и послед. изд.).
2. Глинка, Н. Л. Общая химия: учебник для вузов / Н.Л. Глинка. – Л.: Химия, 2003.
3. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / Н.С. Ахметов. – М.: Высшая школа, 2001.
4. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М.: Химия, 2000.
5. Угай, Я. А. Общая и неорганическая химия / Я. А. Угай. – М.: Высш. шк., 2004.
6. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: Химия, 1988 (и послед. изд.).
7. Задачи и упражнения по общей химии. / Под ред. Н.В. Коровина. – М.: Высш. шк., 2006.

Учебное издание

ЗАБЕЛИНА Ирина Анатольевна
МОЛОЧКО Александра Павловна
ПОЗНЯК Александр Анатольевич
ЯСЮКЕВИЧ Людмила Владимировна

ХИМИЯ

ПОСОБИЕ

Редактор *Е. С. Чайковская*

Корректор *Е. И. Герман*

Компьютерная правка, оригинал-макет *А. А. Луцикова*

Подписано в печать 13.05.2015. Формат 60×84 1/16. Бумага офсетная. Гарнитура «Букман».
Отпечатано на ризографе. Усл. печ. л. 5,12. Уч.-изд. л. 4,5. Тираж 120 экз. Заказ 249.

Издатель и полиграфическое исполнение: учреждение образования
«Белорусский государственный университет информатики и радиоэлектроники».
Свидетельство о государственной регистрации издателя, изготовителя,
распространителя печатных изданий №1/238 от 24.03.2014,
№2/113 от 07.04.2014, №3/615 от 07.04.2014.
ЛП №02330/264 от 14.04.2014.
220013, Минск, П. Бровки, 6

