

Министерство образования и науки Российской Федерации.
Федеральное агентство по образованию
Владимирский государственный университет

Н.А. ОРЛИН, В.А. КУЗУРМАН, Н.А. АРХИПОВА

**ПРАКТИКУМ
ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ
ПО ХИМИИ**

Владимир 2005

УДК 546 (075.8)

ББК 24.1

О 66

Рецензенты:

Доктор медицинских наук, профессор зав. кафедрой химии
Владимирского государственного педагогического университета
Н.П. Ларионов

Кандидат химических наук, доцент
Владимирского государственного педагогического университета
С.Ю. Морев

Печатается по решению редакционно-издательского совета
Владимирского государственного университета

Орлин, Н. А.

О-66 Практикум для самостоятельной работы по химии /
Н. А. Орлин, В. А. Кузурман, Н. А. Архипова; Владим. гос. ун-т. –
Владимир: Ред.-издат. Комплекс ВлГУ, 2005. – 78 с. –
ISBN 5-89368-552-0.

Настоящий практикум охватывает основной материал курса химии для студентов нехимических специальностей и предназначен для выполнения самостоятельной работы. К каждому разделу приведены методические указания для выполнения конкретных заданий.

Предназначен для студентов высших учебных заведений, изучающих химию.

Табл. 2. Библиогр.: 12 назв.

УДК 546 (075.8)

ББК 24.1

ISBN 5-89368-552-0

© Владимирский государственный
университет, 2005

ПРЕДИСЛОВИЕ

Основная цель предлагаемых самостоятельных задач – это развитие индивидуальной творческой мыслительной активности студентов, повышение качества практической подготовки специалистов, получение навыков работы с научной и справочной литературой, умение подбирать и анализировать информацию, а также применять тот объем знаний, который получает студент на лекции, к решению ряда практических и расчетно-графических задач.

Задания для самостоятельной работы выдаются индивидуально каждому студенту на 1 – 2-й неделе семестра. При выдаче заданий преподаватель рекомендует студенту необходимую литературу, дает консультации о порядке их выполнения, а также по их оформлению.

Весь цикл индивидуальных занятий разбит на три части (три этапа) с учетом проведения в течение семестра трех рейтинг-контролей. Сдача выполняемых заданий и оформленных в соответствии с ГОСТом в виде отдельного отчета приурочена к сроку рейтинг-контроля. Преподаватель проверяет правильность выполнения задания и возвращает студенту для просмотра выявленных ошибок и дальнейшей защиты.

Работа оценивается по пятибалльной системе с последующим переводом в баллы рейтинг-контроля. Баллы, полученные за выполнение индивидуальной, так называемой курсовой работы, участвуют в формировании общего рейтинга студента по химии.

ВВЕДЕНИЕ

Химия как наука о веществах и их превращениях оперирует своими законами и закономерностями, своими принципами и принципиальным описанием окружающего мира.

Любое превращение вещества, будь то в лабораторной колбе, заводском реакторе или в окружающем нас мире описывается химическим уравнением, т.е. уравнением, которое удовлетворяет, с одной стороны, закон сохранения масс, а с другой – указываются те изменения, которые происходят в результате этого процесса.

Молекула любого вещества изображается химическими символами, указывающими, из каких атомов она состоит и сколько их в ее составе. Химический процесс по сути дела – это такой специфический процесс, который приводит к перераспределению атомов в молекулах. Однако общее число атомов до реакции и после нее сохраняется.

Одной из важных задач при изучении курса химии и является научиться правильно писать уравнения химических реакций. Этому вопросу уделяется первостепенное значение при выполнении каждого курсового задания. Правильное написание уравнения химической реакции и количественные расчеты по реакции невозможны без знания основ общей химии – современной теории строения атома и химической связи между атомами.

Любой химический процесс протекает количественно в рамках закона эквивалентов и законов термодинамики. Важным фактором, влияющим на соответствующее направление химической реакции, является среда. Задания построены таким образом, что студент, решающий конкретную задачу, должен четко себе представлять те или иные особенности в поведении вещества в данной конкретной среде.

Энергетика процесса и связь химических превращений с их химическим эквивалентом является своеобразным мостом между теоретической и прикладной частями химии. Расчетные задачи по этим разделам, а также графическое изображение тех или иных зависимостей может быть правильно получено только при глубоком изучении всего предыдущего материала. Поэтому общий совет студентам – изучать каждый раздел основательно и глубоко.

Тема 1. ЭКВИВАЛЕНТ. ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ

Эквивалентом называют реальную или условную частицу вещества, которая может замещать, присоединять, высвобождать один ион водорода в кислотно-основных или ионообменных реакциях или один электрон в окислительно-восстановительных процессах. Количество эквивалентов вещества обозначают $n_{\text{э}}$.

Масса одного моля эквивалентов называется **молярной массой эквивалента (эквивалентной массой)**, обозначается $M_{\text{э}}$ и измеряется в граммах на моль: $M_{\text{э}} = m / n_{\text{э}}$.

В общем случае эквивалентная масса $M_{\text{э}}$ определяется отношением молярной массы M к фактору эквивалентности ($f_{\text{ЭКВ}}$):

$$M_{\text{э}} = M / f_{\text{ЭКВ}}$$

Для газообразных веществ существует также и **молярный объем эквивалента (эквивалентный объем)** $V_{\text{э}}$, который определяется как отношение молярного объема газа V_m к фактору эквивалентности вещества:

$$V_{\text{э}} = V_m / f_{\text{ЭКВ}}$$

Физический смысл эквивалентного объема заключается в том, что он показывает объем, занимаемый одним молем эквивалентов газообразного вещества.

Фактор эквивалентности сложных соединений определяется следующим образом:

а) фактор эквивалентности кислоты определяется ее валентностью, т.е. числом атомов водорода в молекуле кислоты. Например:

$$f_{\text{ЭКВ}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = N_{\text{H}^+} = 2, \text{ а } M_{\text{э}} \text{ H}_2\text{SO}_4 = 98/2 = 49 \text{ г/моль};$$

б) фактор эквивалентности основания определяется валентностью металла V_{Me} , образующего основание, или числом гидроксогрупп N_{OH^-} . Например: $f_{\text{ЭКВ}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = N_{\text{OH}^-} = 2$ и $M_{\text{э}} \text{ Ca}(\text{OH})_2 = 74/2 = 37 \text{ г/моль};$

в) фактор эквивалентности соли определяется произведением валентности металла V_{Me} на число его атомов в молекуле N_{Me} : $f_{\text{ЭКВ}} = N_{\text{Me}} \cdot V_{\text{Me}}$.
Например: $f_{\text{ЭКВ}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = N_{\text{Al}} \cdot V_{\text{Al}} = 2 \cdot 3 = 6$ и $M_{\text{э}} \text{ Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 342/6 = 57 \text{ г/моль}.$

Эквивалентную массу оксида $M_{\text{э.окс}}$ можно определить по сумме эквивалентных масс элемента $M_{\text{э.эл}}$ и кислорода $M_{\text{э.о}}$:

$$M_{\text{э.окс}} = M_{\text{э.эл}} + M_{\text{э.о}}$$

Например, эквивалентная масса CO_2 будет равна сумме эквивалентных масс углерода и кислорода: $M_{\text{Э}} \text{CO}_2 = M_{\text{Э}} \text{C} + M_{\text{Э}} \text{O} = 3 + 8 = 11 \text{ г/моль}$.

Закон эквивалентов: вещества в химических реакциях взаимодействуют друг с другом и образуются в результате реакции в эквивалентных количествах. Математически закон эквивалентов выражается следующим

$$\text{образом: } \frac{m_1}{M_{\text{Э}1}} = \frac{m_2}{M_{\text{Э}2}},$$

где m_1 и m_2 – массы реагирующих веществ, г;

$M_{\text{Э}1}$ и $M_{\text{Э}2}$ – эквивалентные массы реагирующих веществ, г/моль.

Если в реакциях участвуют газы, их эквиваленты можно выражать при помощи эквивалентных объемов. В этом случае закон эквивалентов

$$\text{может быть записан так: } \frac{V_0'}{V_{\text{Э}0}'} = \frac{V_0''}{V_{\text{Э}0}''},$$

где V_0' и V_0'' – объемы реальных газов, взятых при нормальных условиях, л;

$V_{\text{Э}0}'$ и $V_{\text{Э}0}''$ – эквивалентные объемы этих газов, л/моль.

Нормальные условия (н.у.):

$$P_0 = 760 \text{ мм рт. ст.} = 101,3 \text{ кПа} = 1 \text{ атм, } T_0 = 273 \text{ К.}$$

Если одно из реагирующих веществ находится в твердом состоянии, а второе в газообразном, то закон эквивалентов можно выразить формулой:

$$\frac{m}{M_{\text{Э}}} = \frac{V_0}{V_{\text{Э}0}},$$

где m – масса твердого вещества, $M_{\text{Э}}$ – его эквивалентная масса;

V_0 – объем газа при нормальных условиях, $V_{\text{Э}0}$ – его эквивалентный объем.

Задача. При взаимодействии 0,2 г металла с кислотой выделилось 67,6 мл водорода, измеренного при нормальных условиях. Определить эквивалентную массу металла.

$$\text{Решение: } M_{\text{Э}Me} = (m_{Me}/V_0)11200 = (0,2/67,6)11200 = 33,1 \text{ г/моль.}$$

Контрольные вопросы и задачи

1.1. а) Имеется 100 мл 0,5 М раствора Na_2SO_4 . Сколько эквивалентов соли содержится в данном растворе?

б) Сколько эквивалентов щёлочи вступит в реакцию с 20 г FeSO_4 ?

- в) В каком количестве NaOH содержится столько же эквивалентов, сколько в 40 г KOH?
- г) При восстановлении водородом 2,68 г оксида металла до чистого металла образовалось 0,648 г H₂O. Вычислите эквивалент металла.
- 1.2. а) Имеется 500 мл 0,1 М раствора Al₂(SO₄)₃. Сколько эквивалентов соли содержится в данном растворе?
- б) Сколько эквивалентов H₂SO₄ вступит в реакцию с 20 г Ca(OH)₂?
- в) В каком количестве KOH содержится столько же эквивалентов, сколько в 60 г NaOH?
- г) После обработки нитратом серебра 0,986 г хлорида металла образовалось 1,732 г AgCl. Вычислите эквивалент металла.
- 1.3. а) Имеется 150 мл 0,3 М раствора хлорида алюминия. Сколько эквивалентов соли содержится в данном растворе?
- б) Сколько эквивалентов H₃PO₄ вступит в реакцию с 29 г Ca(OH)₂?
- в) В каком количестве Ba(OH)₂ содержится столько эквивалентов, сколько в 120 г NaOH?
- г) На нейтрализацию 100 мл H₂SO₄ израсходовано 2,14 г KOH. Сколько эквивалентов кислоты содержалось в растворе?
- 1.4. а) Имеется 50 мл 0,6 М раствора K₂CrO₄. Сколько эквивалентов соли содержится в этом растворе?
- б) Сколько граммов ортофосфорной кислоты вступит в реакцию с 0,2 эквивалентами Ca(OH)₂, если образуется средняя соль?
- в) В каком количестве NaOH содержится столько же эквивалентов, сколько в 250 мл 0,5 М раствора KOH?
- г) 27,28 г двухвалентного металла вытеснили из кислоты 10 л водорода при 18 °С и 760 мм рт. ст. Вычислите атомную массу металла. Назовите металл.
- 1.5. а) Имеем 150 мл 0,5 М раствора Cr₂(SO₄)₃. Сколько эквивалентов соли содержится в этом растворе?
- б) Сколько литров кислорода вступит в реакцию с 0,5 эквивалентами магния? Сколько эквивалентов оксида образовалось?
- в) В каком объёме 10%-ного раствора H₂SO₄ содержится столько же эквивалентов, сколько их в 100 мл 0,5 М раствора HCl?
- г) Некоторый элемент образует кислородное соединение, содержащее 31,50 % кислорода. Вычислите эквивалентную массу этого элемента.

- 1.6. а) Сколько эквивалентов соли содержится в 200 мл 0,2 М раствора CrCl_3 ?
б) Сколько граммов $\text{Ca}(\text{OH})_2$ вступит в реакцию с 100 мл 10%-ного раствора H_2SO_4 ?
в) В каком количестве $\text{Mg}(\text{OH})_2$ содержится столько же эквивалентов, сколько в 50 г $\text{Ca}(\text{OH})_2$?
г) 0,864 г металла при взаимодействии с хлором образуют 1,148 г хлорида. Вычислите эквивалентную массу металла.
- 1.7. а) Сколько эквивалентов кислоты содержится в 50 мл 0,5 М раствора H_3PO_4 ?
б) Сколько эквивалентов KOH вступит в реакцию с 7,3 г HCl ?
в) В каком количестве HCl содержится столько же эквивалентов, сколько в 100 мл 0,1 М раствора H_2SO_4 ?
г) Эквивалентная масса металла составляет 56,2 г. Вычислите процентное содержание металла в его кислородном соединении.
- 1.8. а) Определите число эквивалентов соли, содержащееся в 150 мл 0,3 М растворе $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$?
б) Сколько эквивалентов H_2SO_4 вступит в реакцию с 4,24 г карбоната натрия?
в) Определите эквивалент Ag , если известно, что при нагревании его оксида до полного разложения масса оксида уменьшилась на 6,9%?
г) В каком количестве 10%-ного раствора H_2SO_4 (1,07 г/мл) содержится столько же эквивалентов, сколько содержат 0,5 моль H_2SO_4 ?
- 1.9. а) Определите число эквивалентов кислоты, содержащихся в 200 мл 0,3 М раствора H_2SO_4 ?
б) Сколько эквивалентов $\text{Ca}(\text{OH})_2$ вступит в реакцию с 150 мл 0,1 М раствора HNO_3 ?
в) Определить эквивалент двухвалентного металла, если из 48,15 г его оксида можно получить 88,65 г нитрата?
г) Некоторое количество оксида серебра (I) при разложении образовало 2,158 г металла, причём выделилось 0,16 г кислорода. Вычислите эквивалент металла.
- 1.10. а) Определите число эквивалентов гидроксида, содержащихся в 300 мл 0,5 М раствора $\text{Ca}(\text{OH})_2$?
б) Сколько эквивалентов H_2SO_4 нужно израсходовать на нейтрализацию 150 мл 0,1 М раствора KOH ?
в) 4,086 г металла вытесняют из кислоты 1,4 л водорода (н.у.). Эта же масса данного металла вытесняет 12,95 г свинца из раствора его соли. Вычислите эквивалент свинца.
г) Сколько литров кислорода вступит в реакцию с 2,4 г магния?

- 1.11. а) Сколько эквивалентов соли содержится в 250 мл 0,3 М раствора карбоната натрия?
б) Сколько эквивалентов кислоты вступит в реакцию с 6,36 г карбоната натрия?
в) В каком количестве $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ содержится столько же эквивалентов, сколько в 156 г $\text{Al}(\text{OH})_3$?
г) Вычислить эквивалент цинка, если 1,168 г его вытеснили из кислоты 438 мл водорода, измеренного при 17°C , и давлении 750 мм рт. ст.
- 1.12. а) Сколько эквивалентов соли содержится в 400 мл 0,5 М раствора $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$?
б) Сколько эквивалентов кислоты вступит в реакцию с 100 мл 0,2 М раствора $\text{Ba}(\text{OH})_2$?
в) При восстановлении 5,1 г оксида металла (III) образовалось 2,7 г воды. Определите эквивалент металла.
г) При взаимодействии 3,8 г металла с серой образовалось 10 г сульфида. Определите эквивалент металла, если эквивалент серы равен 16.
- 1.13. а) Определите число эквивалентов соли, содержащихся в 500 мл 0,5 М раствора ZnSO_4 .
б) Сколько эквивалентов H_3PO_4 вступят в реакцию с 150 мл 0,3 М раствора KOH , если образуется средняя соль?
в) Сколько эквивалентов соли образуется при реакции, приведённой в предыдущей задаче (п. б)?
г) 1 г четырёхвалентного металла соединяется с 0,27 г кислорода. Назовите металл.
- 1.14. а) Определите число эквивалентов гидроксида кальция, содержащееся в 500 мл его 0,3 М раствора.
б) Сколько эквивалентов соли образуется при взаимодействии 150 мл 0,5 М раствора H_2SO_4 с эквивалентным количеством NaOH ?
в) Определите эквивалент двухвалентного металла, если 1,168 г его вытесняют из HCl 438 мл водорода, измеренного при 20°C и 740 мм рт. ст. Назовите металл.
г) Сколько эквивалентов щёлочи NaOH останется нейтрализованными при смешивании 100 мл 0,5 М раствора H_2SO_4 и 500 мл 0,5 М раствора NaOH ?
- 1.15. а) Определите число эквивалентов соли, содержащихся в 500 мл 0,5 М раствора CuSO_4 .

- б) Сколько эквивалентов кислоты останутся нейтрализованными при смешивании 100 мл 0,5 М раствора H_2SO_4 и 500 мл 0,5 М раствора NaOH ?
- в) Сколько 0,5 М раствора $\text{Ca}(\text{OH})_2$ можно получить из 0,3 эквивалента этого гидроксида?
- г) Определите эквивалент металла, если при сгорании 10 г этого металла образуется 18,88 г этого оксида?
- 1.16. а) Определить число эквивалентов соли, содержащихся в 400 мл 0,5 М раствора K_3PO_4 .
- б) Сколько эквивалентов железа вступит в реакцию с 500 мл 2 м раствора CuSO_4 ?
- в) В каком количестве KOH содержится столько же эквивалентов, сколько их в 250 г $\text{Ca}(\text{OH})_2$?
- г) Мышьяк образует 2 оксида, из которых один содержит 65,2 % (масс.) As , а другой – 75,7 % (масс.) As . Определите эквивалентные массы мышьяка в обоих случаях.
- 1.17. а) Сколько эквивалентов соли содержится в 280 мл 0,3 М раствора $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$?
- б) Сколько эквивалентов $\text{Ca}(\text{OH})_2$ вступит в реакцию с 80 г $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$?
- в) В каком количестве CuSO_4 содержится столько же эквивалентов, сколько их в 500 мл 0,5 М раствора $\text{Mg}(\text{OH})_2$?
- г) 1 г некоторого металла соединяется с 8,89 г брома и с 1,78 г серы. Найдите эквивалентные массы брома и металла, если эквивалентная масса серы равна 16 г/моль.
- 1.18. а) Определите число эквивалентов соли, содержащихся в 800 мл 0,8 М раствора Na_2SO_4 .
- б) Каким количеством эквивалентов $\text{Ba}(\text{OH})_2$ можно заменить 250 мл 0,5 М раствора $\text{Ca}(\text{OH})_2$?
- в) В каком объёме 0,5 М раствора H_2SO_4 содержится столько же эквивалентов серной кислоты, сколько их в 250 мл 0,2 М раствора HNO_3 ?
- г) Эквивалентная масса хлора равна 35,5 г/моль. Атомная масса меди равна 63,5 г/моль. Эквивалентная масса хлорида меди равна 99,5 г/моль. Определите и напишите формулу хлорида меди.
- 1.19. а) Определите число эквивалентов кислоты, содержащихся в 250 мл 1,5 М раствора $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

- б) Сколько эквивалентов Zn прореагирует со 150 мл 16%-ного раствора HCl (1,08 г/мл)?
- в) Каким количеством эквивалентов HCl можно заменить 200 мл 0,5 М раствора H₂SO₄?
- г) На восстановление 1,68 г оксида металла израсходовано 883 мл водорода, приведённых к нормальным условиям. Вычислите эквивалентные массы оксида и металла.
- 1.20. а) Определить число эквивалентов соли, содержащихся в 2 л 0,2 М раствора Fe₂(SO₄)₃.
- б) Определите число эквивалентов магния, способных прореагировать с 50 мл 10%-ного раствора H₂SO₄ (1,06 г/мл).
- в) Каким количеством эквивалентов KOH можно заменить для реакции нейтрализации 250 мл 1 М раствора NaOH?
- г) 1,6 г кальция и 5,2 г цинка вытесняют из кислоты одинаковое количество водорода. Вычислите эквивалентную массу цинка, зная, что эквивалентная масса кальция равна 20 г/моль.
- 1.21. а) Определите число эквивалентов соли, содержащихся в 350 мл 0,5 М раствора FeSO₄.
- б) Сколько эквивалентов KOH будет израсходовано на нейтрализацию 150 мл 0,5 М раствора H₂SO₄?
- в) Каким количеством эквивалентов H₂SO₄ можно заменить 500 мл 0,5 М раствора HCl? Сколько при этом потребуется 10%-ного раствора H₂SO₄ (1,06 г/мл)?
- г) При взаимодействии 5,95 г некоторого вещества с 2,75 г хлороводорода получилось 4,4 г соли. Вычислите эквивалентные массы вещества и образовавшейся соли.
- 1.22. а) Определите число эквивалентов соли, содержащихся в 250 мл 0,5 М раствора K₂CrO₄.
- б) Сколько эквивалентов Ca(OH)₂ будет нейтрализовано 0,8 М раствора HCl?
- в) Сколько эквивалентов кислой соли K₂HPO₄ образуется при взаимодействии 250 мл 0,5 М раствора KOH с ортофосфорной кислотой?
- г) Для растворения 16,8 г металла потребовалось 14,7 г серной кислоты. Определите эквивалентную массу металла и объём выделившегося водорода (при 20 °С и 740 мм рт. ст.).

- 1.23. а) Определите число эквивалентов соли, содержащихся в 200 мл 0,5 М раствора AlBr_3 .
- б) Каким объёмом 0,5 М раствора H_2SO_4 можно заменить 0,5 эквивалента соляной кислоты?
- в) Серная и ортофосфорная кислоты имеют одинаковую молярную массу. Каково отношение масс этих кислот, пошедших на нейтрализацию одного и того же количества щёлочи, если образовались соответственно сульфат и дигидроортофосфат?
- г) Эквивалентная масса металла в 2 раза больше, чем эквивалентная масса кислорода. Во сколько раз масса оксида больше массы металла?
- 1.24. а) Определите число эквивалентов соли, содержащихся в 150 мл 2 М раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
- б) Сколько эквивалентов H_2SO_4 понадобится для замены 300 мл 10%-ного раствора HNO_3 (1,06 г/мл) в реакции нейтрализации щёлочи?
- в) Рассчитайте эквивалентную массу металла, если при взаимодействии 7,2 г металла с хлором было получено 28,2 г соли. Эквивалентная масса хлора равна 35,45 г/моль.
- 1.25. а) Определите число эквивалентов кислоты, содержащихся в 500 мл 0,3 М раствора H_3PO_4 .
- б) Сколько эквивалентов HCl будет нейтрализовано 200 мл 10%-ного раствора KOH (1,08 г/мл)?
- в) Каким количеством граммов $\text{Ca}(\text{OH})_2$ можно заменить 0,5 эквивалента NaOH ?
- г) На осаждение хлора, содержащегося в 6,66 г соли, израсходовано 10,88 г AgNO_3 . Вычислите эквивалентную массу соли.
- 1.26. а) Определите число эквивалентов соли, содержащихся в 300 мл 0,5 М раствора $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.
- б) Сколько эквивалентов соли образуется при взаимодействии H_2SO_4 с 500 мл 1М раствора $\text{Ca}(\text{OH})_2$?
- в) Каким количеством граммов алюминия можно заменить 0,2 эквивалента магния в реакции взаимодействия с соляной кислотой?
- г) Рассчитайте эквивалентную массу металла, если при взаимодействии 1,44 г металла с хлором получено 56,4 г соли. Эквивалентную массу хлора принять равной 35,45 г/моль.

- 1.27. а) Определите число эквивалентов соли, содержащихся в 500 мл 1,5 М раствора NiSO_4 .
- б) Сколько эквивалентов NaOH вступит в реакцию нейтрализации с 250 мл 2 М раствора H_2SO_4 ?
- в) При взаимодействии 3,6 г металла с серой образовалось 10 г сульфида. Вычислите эквивалентную массу металла, если эквивалентная масса серы равна 16 г/моль.
- г) В каком количестве $\text{Ca}(\text{OH})_2$ содержится столько же эквивалентов, сколько в 100 г NaOH ?
- 1.28. а) Определите число эквивалентов соли, содержащихся в 200 мл 0,5 М раствора $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$.
- б) Каким количеством эквивалентов HCl можно заменить 500 мл 20%-ного раствора H_2SO_4 (1,14 г/мл)?
- в) Сколько эквивалентов соли образуется при взаимодействии 500 мл 0,5 М раствора NaOH с 500 мл 0,5 м раствора H_2SO_4 ?
- г) На нейтрализацию 4 г основания израсходовано 8,56 г HCl . Вычислите эквивалент основания.
- 1.29. а) Определите число эквивалентов соли, содержащихся в 300 мл 0,5 М раствора K_3PO_4 ?
- б) Каким количеством эквивалентов H_2SO_4 можно заменить 200 мл 10%-ного раствора HCl (1,05 г/мл)?
- в) Сколько эквивалентов соли образуется при нейтрализации 100 мл 0,5 М раствора $\text{Ca}(\text{OH})_2$ с 100 мл 0,5 М раствора HCl ?
- г) При нагревании 40,12 г металла было получено 43,12 г оксида. Определите эквивалентную массу металла.
- 1.30. а) Определите число эквивалентов гидроксида, содержащееся в 200 мл 0,5 М раствора $\text{Ba}(\text{OH})_2$.
- б) Каким количеством эквивалентов HCl можно заменить 500 мл 0,2 М раствора HBr ?
- в) В скольких граммах KOH содержится столько же эквивалентов, сколько и в 50 г NaOH ?
- г) При взаимодействии 1,296 г металла с хлором образуется 1,722 г хлорида. Вычислите эквивалентную массу металла, если эквивалентная масса хлора равна 35,5 г/моль.

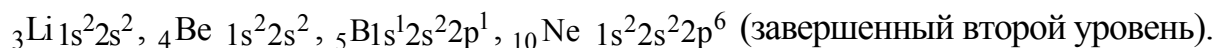
Тема 2. ЭЛЕКТРОННЫЕ ФОРМУЛЫ ЭЛЕМЕНТОВ. КВАНТОВЫЕ ЯЧЕЙКИ. ВАЛЕНТНЫЕ ЭЛЕКТРОНЫ. КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА

Электронные формулы атомов. Строение электронной оболочки атомов определяет химические свойства элемента, поэтому знание этого строения чрезвычайно важно для характеристики данного элемента. Общее число электронов в атоме, которые составляют электронную оболочку, равно порядковому номеру элемента в периодической системе Д.И. Менделеева.

Строение электронной оболочки атома изображается *электронной формулой*, которая показывает расположение электронов по энергетическим уровням и подуровням (уровни обозначаются цифрами 1, 2, 3, 4, ..., подуровни – буквами: s, p, d, f). Число электронов на подуровне обозначается цифрой, которая записывается вверху справа от буквы, показывающей подуровень (например p^3).

Простейший атом – атом водорода. Он содержит один электрон, который расположен на s-подуровне 1-го энергетического уровня: $1S^2$. Электронная формула атома гелия (содержит два электрона) выглядит так: $1S^1$. На первом энергетическом уровне находится только одна s-орбиталь (число электронов на орбитали не более двух), поэтому энергетический уровень в атоме гелия является *завершенным*.

У элементов второго периода электроны заполняют 2-й энергетический уровень, на котором находится не более восьми электронов. Вначале электроны заполняют s-, потом p-подуровень, например:



Порядок заполнения электронами энергетических уровней и подуровней атомов можно представить при помощи следующей схемы: 1s-2s-2p-3s-3p-4s-3d-4p-5s-4d-5p-6s-...

Графические электронные формулы показывают распределение электронов по энергетическим уровням, подуровням и орбиталиям. При этом используются следующие обозначения:



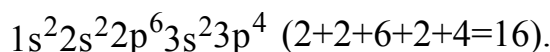
орбиталь электрон пара электронов

В качестве примера запишем графическую электронную формулу атома азота: ${}_7\text{N } 1s^2 2s^2 2p^3$.

Задача 1. Напишите электронную формулу атома серы.

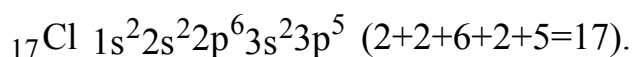
Решение. 1. В периодической системе элементов Д.И. Менделеева сера имеет порядковый номер 16, следовательно, электронная оболочка атома содержит 16 электронов.

2. Распределяем 16 электронов атома серы по энергетическим уровням и подуровням, следуя порядку их заполнения и учитывая максимальное число электронов на подуровнях (на s-2, на p-6):

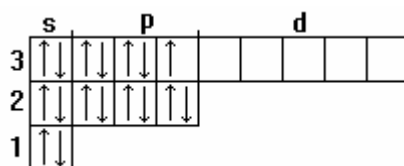


Задача 2. Изобразите распределение электронов по энергетическим уровням, подуровням и орбиталям в атоме хлора.

Решение. 1. Элемент хлор (порядковый номер 17) имеет следующее распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням:



2. Чтобы показать распределение электронов по орбиталям, составляем графическую электронную формулу:



Контрольные вопросы и задачи

2.1. а) Напишите электронную формулу атома титана Ti.

б) Распределите по квантовым ячейкам электроны двух последних уровней атома титана, соблюдая принцип Паули и правило Гунда.

в) Зная, что титан в соединениях может проявлять высшую валентность, равную IV, определите, на каких подуровнях находятся валентные электроны атома титана и укажите эти электроны. Напишите значения четырех квантовых чисел для всех валентных электронов атома титана.

2.2. а) Напишите электронную формулу атома ванадия V.

б) Распределите по квантовым ячейкам электроны двух последних уровней атома ванадия, соблюдая принцип Паули и правило Гунда.

- в) Зная, что ванадий в соединениях может проявлять высшую валентность, равную V, определите, на каких подуровнях находятся валентные электроны атома ванадия и укажите эти электроны. Напишите значения четырех квантовых чисел для всех валентных электронов атома ванадия.
- 2.3. а) Напишите электронную формулу атома хрома Cr.
б) Распределите по квантовым ячейкам электроны двух последних уровней атома хрома, соблюдая принцип Паули и правило Гунда.
в) Зная, что хром в соединениях может проявлять высшую валентность, равную VI, определите, на каких подуровнях находятся валентные электроны атома хрома и укажите эти электроны. Напишите значения четырех квантовых чисел для всех валентных электронов атома хрома.
- 2.4. а) Напишите электронную формулу атома марганца Mn.
б) Распределите по квантовым ячейкам электроны двух последних уровней атома марганца, соблюдая принцип Паули и правило Гунда.
в) Зная, что марганец в соединениях может проявлять высшую валентность, равную VII, определите, на каких подуровнях находятся валентные электроны атома марганца и укажите эти электроны. Напишите значения четырех квантовых чисел для всех валентных электронов атома марганца.
- 2.5. а) Напишите электронную формулу атома железа Fe.
б) Распределите по квантовым ячейкам электроны двух последних уровней атома железа, соблюдая принцип Паули и правило Гунда.
в) Зная, что железо в соединениях может проявлять высшую валентность, равную III, определите, на каких подуровнях находятся валентные электроны атома железа и укажите эти электроны. Напишите значения четырех квантовых чисел для всех валентных электронов атома железа.
- 2.6. а) Напишите электронную формулу атома кобальта Co.
б) Распределите по квантовым ячейкам электроны двух последних уровней атома кобальта, соблюдая принцип Паули и правило Гунда.
в) Зная, что кобальт в соединениях может проявлять высшую валентность, равную V, определите, на каких подуровнях находятся валентные электроны атома кобальта и укажите эти электроны. Напишите значения четырех квантовых чисел для всех валентных электронов атома кобальта.

- 2.7. а) Напишите электронную формулу атома никеля Ni.
б) Распределите по квантовым ячейкам электроны двух последних уровней атома никеля, соблюдая принцип Паули и правило Гунда.
в) Зная, что никель в соединениях может проявлять высшую валентность, равную II, определите, на каких подуровнях находятся валентные электроны атома никеля и укажите эти электроны. Напишите значения четырех квантовых чисел для всех валентных электронов атома никеля.
- 2.8. а) Напишите электронную формулу атома меди Cu.
б) Распределите по квантовым ячейкам электроны двух последних уровней атома меди, соблюдая принцип Паули и правило Гунда.
в) Зная, что медь в соединениях может проявлять высшую валентность, равную III, определите, на каких подуровнях находятся валентные электроны атома меди и укажите эти электроны. Напишите значения четырех квантовых чисел для всех валентных электронов атома меди.
- 2.9. а) Напишите электронную формулу атома цинка Zn.
б) Распределите по квантовым ячейкам электроны двух последних уровней атома цинка, соблюдая принцип Паули и правило Гунда.
в) Зная, что цинк в соединениях может проявлять высшую валентность, равную II, определите, на каких подуровнях находятся валентные электроны атома цинка и укажите эти электроны. Напишите значения четырех квантовых чисел для всех валентных электронов атома цинка.
- 2.10. а) Напишите электронную формулу атома галлия Ga.
б) Распределите по квантовым ячейкам электроны двух последних уровней атома галлия, соблюдая принцип Паули и правило Гунда.
в) Зная, что галлий в соединениях может проявлять высшую валентность, равную III, определите, на каких подуровнях находятся валентные электроны атома галлия и укажите эти электроны. Напишите значения четырех квантовых чисел для всех валентных электронов атома галлия.
- 2.11. а) Напишите электронную формулу атома германия Ge.
б) Распределите по квантовым ячейкам электроны двух последних уровней атома германия, соблюдая принцип Паули и правило Гунда.
в) Зная, что германий в соединениях может проявлять высшую валентность, равную IV, определите, на каких подуровнях находятся валентные электроны атома германия и укажите эти электроны. Напишите значения четырех квантовых чисел для всех валентных электронов атома германия.

- 2.12. а) Напишите электронную формулу атома мышьяка As.
- б) Распределите по квантовым ячейкам электроны двух последних уровней атома мышьяка, соблюдая принцип Паули и правило Гунда.
- в) Зная, что мышьяк в соединениях может проявлять высшую валентность, равную V, определите, на каких подуровнях находятся валентные электроны атома мышьяка и укажите эти электроны. Напишите значения четырех квантовых чисел для всех валентных электронов атома мышьяка.
- 2.13. а) Напишите электронную формулу атома селена Se.
- б) Распределите по квантовым ячейкам электроны двух последних уровней атома селена, соблюдая принцип Паули и правило Гунда.
- в) Зная, что селен в соединениях может проявлять высшую валентность, равную VI, определите, на каких подуровнях находятся валентные электроны атома селена и укажите эти электроны. Напишите значения четырех квантовых чисел для всех валентных электронов атома селена.
- 2.14. а) Напишите электронную формулу атома брома Br.
- б) Распределите по квантовым ячейкам электроны двух последних уровней атома брома, соблюдая принцип Паули и правило Гунда.
- в) Зная, что бром в соединениях может проявлять высшую валентность, равную VII, определите, на каких подуровнях находятся валентные электроны атома брома и укажите эти электроны. Напишите значения четырех квантовых чисел для всех валентных электронов атома брома.
- 2.15. а) Напишите электронную формулу атома циркония Zr.
- б) Распределите по квантовым ячейкам электроны двух последних уровней атома циркония, соблюдая принцип Паули и правило Гунда.
- в) Зная, что цирконий в соединениях может проявлять высшую валентность, равную IV, определите, на каких подуровнях находятся валентные электроны атома циркония и укажите эти электроны.
- Напишите значения четырех квантовых чисел для всех валентных электронов атома циркония.
- 2.16. а) Напишите электронную формулу атома ниобия Nb.
- б) Распределите по квантовым ячейкам электроны двух последних уровней атома ниобия, соблюдая принцип Паули и правило Гунда.

- в) Зная, что ниобий в соединениях может проявлять высшую валентность, равную V, определите, на каких подуровнях находятся валентные электроны атома ниобия и укажите эти электроны. Напишите значения четырех квантовых чисел для всех валентных электронов атома ниобия.
- 2.17. а) Напишите электронную формулу атома молибдена Mo.
б) Распределите по квантовым ячейкам электроны двух последних уровней атома молибдена, соблюдая принцип Паули и правило Гунда.
в) Зная, что молибден в соединениях может проявлять высшую валентность, равную VI, определите, на каких подуровнях находятся валентные электроны атома молибдена и укажите эти электроны. Напишите значения четырех квантовых чисел для всех валентных электронов атома молибдена.
- 2.18. а) Напишите электронную формулу атома серебра Ag.
б) Распределите по квантовым ячейкам электроны двух последних уровней атома серебра, соблюдая принцип Паули и правило Гунда.
в) Зная, что серебро в соединениях может проявлять высшую валентность, равную III, определите, на каких подуровнях находятся валентные электроны атома серебра и укажите эти электроны. Напишите значения четырех квантовых чисел для всех валентных электронов атома серебра.
- 2.19. а) Напишите электронную формулу атома кадмия Cd.
б) Распределите по квантовым ячейкам электроны двух последних уровней атома кадмия, соблюдая принцип Паули и правило Гунда.
в) Зная, что кадмий в соединениях может проявлять высшую валентность, равную II, определите, на каких подуровнях находятся валентные электроны атома кадмия и укажите эти электроны. Напишите значения четырех квантовых чисел для всех валентных электронов атома кадмия.
- 2.20. а) Напишите электронную формулу атома индия In.
б) Распределите по квантовым ячейкам электроны двух последних уровней атома индия, соблюдая принцип Паули и правило Гунда.
в) Зная, что индий в соединениях может проявлять высшую валентность, равную III, определите, на каких подуровнях находятся валентные электроны атома индия и укажите эти электроны. Напишите значения четырех квантовых чисел для всех валентных электронов атома индия.

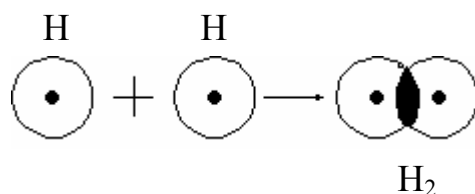
- 2.21. а) Напишите электронную формулу атома олова Sn.
б) Распределите по квантовым ячейкам электроны двух последних уровней атома олова, соблюдая принцип Паули и правило Гунда.
в) Зная, что олово в соединениях может проявлять высшую валентность, равную IV, определите, на каких подуровнях находятся валентные электроны атома олова и укажите эти электроны. Напишите значения четырех квантовых чисел для всех валентных электронов атома олова.
- 2.22. а) Напишите электронную формулу атома сурьмы Sb.
б) Распределите по квантовым ячейкам электроны двух последних уровней атома сурьмы, соблюдая принцип Паули и правило Гунда.
в) Зная, что сурьма в соединениях может проявлять высшую валентность, равную V, определите, на каких подуровнях находятся валентные электроны атома сурьмы и укажите эти электроны. Напишите значения четырех квантовых чисел для всех валентных электронов атома сурьмы.
- 2.23. а) Напишите электронную формулу атома золота Au.
б) Распределите по квантовым ячейкам электроны двух последних уровней атома золота, соблюдая принцип Паули и правило Гунда.
в) Зная, что золото в соединениях может проявлять высшую валентность, равную III, определите, на каких подуровнях находятся валентные электроны атома золота и укажите эти электроны. Напишите значения четырех квантовых чисел для всех валентных электронов атома золота.
- 2.24. а) Напишите электронную формулу атома ртути Hg.
б) Распределите по квантовым ячейкам электроны двух последних уровней атома ртути, соблюдая принцип Паули и правило Гунда.
в) Зная, что ртуть в соединениях может проявлять высшую валентность, равную II, определите, на каких подуровнях находятся валентные электроны атома ртути и укажите эти электроны. Напишите значения четырех квантовых чисел для всех валентных электронов атома ртути.
- 2.25. а) Напишите электронную формулу атома свинца Pb.
б) Распределите по квантовым ячейкам электроны двух последних уровней атома свинца, соблюдая принцип Паули и правило Гунда.
в) Зная, что свинец в соединениях может проявлять высшую валентность, равную IV, определите, на каких подуровнях находятся валентные электроны атома свинца и укажите эти электроны. Напишите значения четырех квантовых чисел для всех валентных электронов атома свинца.

- 2.26. а) Напишите электронную формулу атома висмута Bi.
- б) Распределите по квантовым ячейкам электроны двух последних уровней атома висмута, соблюдая принцип Паули и правило Гунда.
- в) Зная, что висмут в соединениях может проявлять высшую валентность, равную V, определите, на каких подуровнях находятся валентные электроны атома висмута и укажите эти электроны. Напишите значения четырех квантовых чисел для всех валентных электронов атома висмута.
- 2.27. а) Напишите электронную формулу атома гафния Hf.
- б) Распределите по квантовым ячейкам электроны двух последних уровней атома гафния, соблюдая принцип Паули и правило Гунда.
- в) Зная, что гафний в соединениях может проявлять высшую валентность, равную IV, определите, на каких подуровнях находятся валентные электроны атома гафния и укажите эти электроны. Напишите значения четырех квантовых чисел для всех валентных электронов атома гафния.
- 2.28. а) Напишите электронную формулу атома вольфрама W.
- б) Распределите по квантовым ячейкам электроны двух последних уровней атома вольфрама, соблюдая принцип Паули и правило Гунда.
- в) Зная, что вольфрам в соединениях может проявлять высшую валентность, равную VI, определите, на каких подуровнях находятся валентные электроны атома вольфрама и укажите эти электроны. Напишите значения четырех квантовых чисел для всех валентных электронов атома вольфрама.
- 2.29. а) Напишите электронную формулу атома теллура Te.
- б) Распределите по квантовым ячейкам электроны двух последних уровней атома теллура, соблюдая принцип Паули и правило Гунда.
- в) Зная, что теллур в соединениях может проявлять высшую валентность, равную VI, определите, на каких подуровнях находятся валентные электроны атома теллура и укажите эти электроны. Напишите значения четырех квантовых чисел для всех валентных электронов атома теллура.
- 2.30. а) Напишите электронную формулу атома йода I.
- б) Распределите по квантовым ячейкам электроны двух последних уровней атома йода, соблюдая принцип Паули и правило Гунда.
- в) Зная, что йод в соединениях может проявлять высшую валентность, равную VII, определите, на каких подуровнях находятся валентные электроны атома йода и укажите эти электроны. Напишите значения четырех квантовых чисел для всех валентных электронов атома йода.

Тема 3. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

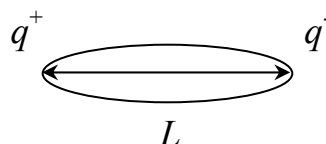
Химической связью называют те связи, которые удерживают атомы в молекулах. При приближении двух атомов друг к другу между ними возникает два вида сил: во-первых, сила притяжения электронной оболочки одного атома к ядру другого; во-вторых, сила отталкивания электронных оболочек атомов.

Однако силы притяжения сильнее, поэтому атомы водорода притягиваются друг к другу и образуют молекулу водорода H_2 .



Между атомами водорода действует еще и сила отталкивания, поэтому они не сливаются, а находятся друг от друга на расстоянии. При этом их электронные оболочки накладываются. Такая химическая связь, при которой электронные оболочки взаимодействующих атомов накладываются, называется *ковалентной*.

При взаимодействии атомов с одинаковой электроотрицательностью (в частности атомов одинаковых элементов) образуется неполярная ковалентная связь. Например молекулы H_2 , O_2 , Cl_2 . При взаимодействии атомов с разной электроотрицательностью область наложения электронных оболочек смещена к ядру атома, имеющего большее значение электроотрицательности. Образуется полярная ковалентная связь. В полярных молекулах центры положительного и отрицательного зарядов находятся на определенном расстоянии, т.е. $L > 0$, *такие* полярные молекулы, например HCl , CO , H_2O , графически изображаются в виде диполей



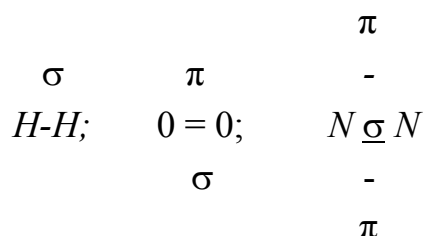
Степень полярности молекулы характеризуют дипольным моментом μ , который рассчитывают по формуле $\mu = qL$. Здесь q – величина заряда диполя, L – расстояние между зарядами (длина диполя). Дипольный момент измеряется в кулон-метрах (Кл·м).

Для неполярных ковалентных молекул дипольный момент равен нулю. Для полярных молекул дипольный момент больше нуля. Например, для полярной молекулы HF дипольный момент $\mu=10^{-23}$ Кл·м.

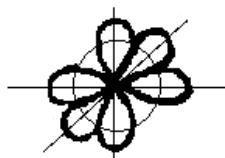
Область сложения электронных орбиталей может располагаться не на линии, связывающей ядра взаимодействующих атомов. Если область сложения располагается на линии, связывающей центры взаимодействующих атомов, то такую связь называют σ -связью.

Примеры: молекулы H_2 , HCl .

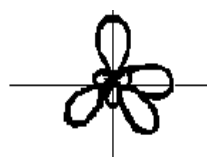
Если область накладывания располагается в плоскости, перпендикулярной линии, связывающей центры атомов, то такая связь называется π -связью. π -связь менее прочная, чем σ -связь. Она встречается как дополнительная в тех молекулах, в которых уже имеется σ -связь. Это приводит к образованию между двумя атомами двойной и даже тройной связи



Ковалентные молекулы имеют определенную геометрическую структуру в пространстве. Например: $BeCl_2$ – линейная молекула, H_2O – имеет угловое строение, BF_3 – треугольная молекула, CH_4 – имеет тетраэдрическую структуру. Пространственная конфигурация молекул определяется типом гибридизации связи. Гибридизацией называют перестройку электронных облаков атома, в результате которой образуются новые облака одинаковой формы и плотности. В молекуле CH_4 атом углерода претерпевает sp^3 -гибридизацию.



исходные облака
атома углерода



гибридные облака
атома углерода

У гибридизованного атома углерода четыре sp^3 -гибридных облака. При взаимодействии с четырьмя атомами водорода образуется тетраэдрическая молекула CH_4 .

Ковалентная связь очень прочная. Прочность связи характеризуется энергией связи, т.е. количеством энергии, необходимой для разрыва связи. Энергия ковалентной связи больше 400 кДж/моль.

Вторым видом связи является ионная связь. Она образуется в том случае, когда разность электроотрицательностей взаимодействующих атомов превышает 1,9 единицы. В этом случае происходит переход электрона с оболочки одного атома на оболочку атома с большей электроотрицательностью. Образуются положительно и отрицательно заряженные ионы, которые удерживаются друг возле друга на определенном расстоянии при помощи электростатических сил. Ионная связь так же прочна, как и ковалентная. Энергия ионной связи близка к энергии ковалентной связи, т.е. больше 400 кДж/моль. Ионные молекулы сильнополярные. Дипольный момент ионных молекул больше 10^{-29} Кл·м. Например, для молекулы KF $\mu=3 \cdot 10^{-29}$ Кл·м.

Контрольные вопросы и задачи

- 3.1. а) Определите число связей в молекулах N_2 и HNO_3 .
б) Какая геометрическая форма молекулы NH_3 ?
в) В какой из перечисленных молекул CF_4 , PF_5 , SiF_4 , SF_6 связь элемент – фтор наиболее полярна? Почему?
г) Определите, сколько связей в молекуле H_2S ?
- 3.2. а) Определите число связей в молекулах H_2SO_4 и O_2 .
б) Какая геометрическая форма молекулы H_2O ?
в) В какой из перечисленных молекул PCl_3 , NCl_3 , $SbCl_3$, $AsCl_3$ связь элемент – хлор наиболее полярна? Почему?
г) Определите, сколько связей в молекуле NO_2 ?
- 3.3. а) Определите число связей в молекулах H_2S и H_2SO_3 .
б) Какая геометрическая форма молекулы CH_4 ?
в) В какой из перечисленных молекул PbS , CaS , H_2S , CS_2 связь характеризуется большей степенью ионности? Почему?
г) Определите, сколько связей в молекулах O_2 , $CuSO_4$, NH_4Cl ?
- 3.4. а) Определите число связей в молекуле $NaHSO_3$.
б) Какая геометрическая форма молекулы $BaCl_2$?
в) В какой из перечисленных молекул $LiCl$, PCl_3 , $AlCl_3$, $RbCl$ связь имеет наибольшую степень полярности? Почему?
г) Определите, сколько связей в молекулах H_2O , H_2S , PH_3 ?

- 3.5. а) Определите число связей в молекулах NO и HNO₂.
б) Какая геометрическая форма молекулы H₂S?
в) В какой из перечисленных молекул NH₃, SbH₃, AsH₃, PH₃ связь элемент – водород наиболее полярна? Почему?
г) Определите, в каких из перечисленных молекул O₂, C₂H₄, N₂, NH₃ имеются только σ-связи и отсутствуют π-связи.
- 3.6. а) Определите число связей в молекуле Na₂HPO₄.
б) Какая геометрическая форма молекулы CCl₄?
в) В какой из перечисленных молекул CH₄, HF, NH₃, H₂O связь элемент – водород обладает наименьшей полярностью? Почему?
г) Определите, в каких из перечисленных молекул O₂, C₂H₄, N₂, NH₃ содержится π-связь.
- 3.7. а) Определите число связей в молекуле KClO₃.
б) Какая геометрическая форма молекулы PH₃?
в) В какой из перечисленных молекул SrCl₂, BCl₃, AlCl₃, SiCl₄ связь элемент – хлор обладает наибольшей полярностью? Почему?
г) Определите, в каких из перечисленных молекул BCl₃, H₂S, NH₃, I₂ имеется σ-связь, образованная перекрыванием только p-орбиталей.
- 3.8. а) Определите число связей в молекуле H₃PO₄.
б) Какая геометрическая форма молекулы ZnCl₂?
в) В какой из перечисленных молекул NH₃, SbH₃, AsH₃, PH₃ связь элемент – водород обладает наибольшей полярностью? Почему?
г) Определите, в каких из перечисленных молекул Cl₂, C₂H₂, N₂, CH₄ имеется π-связь.
- 3.9. а) Определите число связей в молекуле KIO₃.
б) Какая геометрическая форма молекулы CO₂?
в) В какой из перечисленных молекул PBr₃, PCl₃, PF₃, PI₃ связь фосфор – галоген обладает наибольшей полярностью? Почему?
г) Определите, в каких из перечисленных молекул I₂, C₂H₂, N₂, CH₄ отсутствует π-связь.
- 3.10. а) Определите число связей в молекуле NaHCO₃.
б) Какая геометрическая форма молекулы H₂Se?
в) В какой из перечисленных молекул Cl₂, H₂O, SbCl₃, NCl₃ связь между элементами обладает наибольшей полярностью? Почему?
г) Определите, в каких из перечисленных молекул Cl₂, NO, O₂, H₂O имеется π-связь.

- 3.11. а) Определите число связей в молекулах NH_3 и N_2O_5 .
б) Приведите пример соединений, в которых имелся бы следующий тип гибридизации: sp , sp^2 , sp^2d , sp^3 .
в) В какой из перечисленных молекул Na_2O , SO_3 , O_2 , SiO_2 , Al_2O_3 связь элемент – кислород характеризуется наибольшей ионностью? Почему?
г) Определите, в каких из перечисленных молекул H_2S , NO , O_2 , N_2O отсутствует π -связь.
- 3.12. а) Определите число связей в молекуле KMnO_4 .
б) Какая геометрическая форма молекулы NF_3 ?
в) В какой из перечисленных молекул B_2O_3 , Al_2O_3 , HgO , CaO связь элемент – кислород обладает наибольшей ковалентностью? Почему?
г) Определите, в каких из перечисленных молекул H_2S , NO , O_2 , H_2O содержатся только σ -связи.
- 3.13. а) Определите число связей в молекуле $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
б) Какая геометрическая форма молекулы BF_3 ?
в) В какой из перечисленных молекул PbO_2 , CO_2 , SiO_2 , SnO_2 связь элемент – кислород обладает наибольшей полярностью? Почему?
г) Определите, в каких из перечисленных молекул Br_2 , Cl_2 , N_2 , NH_3 отсутствует π -связь.
- 3.14. а) Определите число связей в молекулах $\text{Cu}(\text{HSO}_4)_2$.
б) Какая геометрическая форма молекулы CH_4 ?
в) В какой из перечисленных молекул BeF_2 , MgCl_2 , CaBr_2 , SrI_2 связь металл – галоген обладает наибольшей полярностью? Почему?
г) Определите, в каких из перечисленных молекул I_2 , O_2 , NH_3 , NO π -связи.
- 3.15. а) Определите число связей в молекуле $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
б) В каких из перечисленных молекул BH_3 , NH_3 , CH_4 , NO имеет место sp^3 -гибридизация?
в) Определите, существует ли среди приведенных галогенидов алюминия AlF_3 , AlI_3 , AlCl_3 , AlBr_3 хотя бы одно соединение с ионной химической связью. Ответ обоснуйте.
г) Определите число связей в следующих молекулах: MgCl_2 , H_2S , N_2 , BF_3 .
- 3.16. а) Определите число связей в молекуле KHCO_3 .
б) Какой тип гибридизации в молекуле CF_4 ?
в) Можно ли определить, в какой из перечисленных молекул H_2S , H_2O , H_2Te , H_2Se связь элемент – водород имеет наибольший дипольный момент? Ответ обоснуйте.

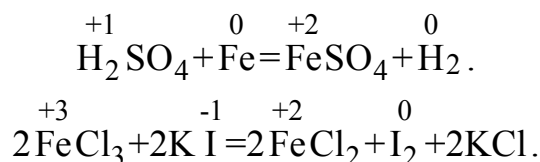
- г) В каких из молекул нет π -связи: $MgCl_2$, CH_4 , H_2SO_4 , O_3 ?
- 3.17. а) Определите число связей в молекуле $NaBO_2$.
- б) Какая геометрическая конфигурация молекулы SbH_3 (показать на рисунке)?
- в) В какой из приведённых молекул MgI_2 , CaI_2 , SrI_2 , BaI_2 связь металл – йод обладает наибольшей полярностью? Почему?
- г) Определите число связей в молекулах CH_4 , C_2H_4 , C_2H_2 .
- 3.18. а) Определите число связей в молекулах H_2S , SO_2 .
- б) Во всех ли перечисленных молекулах SbF_3 , AsF_3 , NF_3 , PF_3 одинаковая геометрическая конфигурация молекул? Ответ обосновать.
- в) Определите, какие из приведённых молекул HCl , H_2O , CO_2 , HF имеют дипольный момент, равный нулю. Почему?
- г) В каких из перечисленных молекул N_2 , CH_4 , O_2 , C_2H_2 имеются σ – связи и нет π -связей?
- 3.19. а) Определите число связей в молекуле $Mg(NO_3)_2$.
- б) Определите тип гибридизации азота в ионе NH_4^+ . Какая геометрическая конфигурация этого иона?
- в) В какой из перечисленных молекул B_2O_3 , Al_2O_3 , La_2O_3 , Ga_2O_3 связь элемент – кислород обладает наибольшей полярностью? Почему?
- г) Могут ли существовать в молекулах только одни π -связи? Ответ обоснуйте.
- 3.20. а) Определите число связей в молекуле Li_3PO_4 .
- б) Какая геометрическая структура молекулы BCl_3 ?
- в) Определить, в какой из перечисленных молекул $LaCl_3$, BCl_3 , $InCl_3$, $AlCl_3$ связь элемент – хлор обладает наибольшей полярностью? Почему?
- г) Определить все виды химической связи (ионная, ковалентная, донорно-акцепторная) в молекулах $[Cu(NH_3)_4](NO_3)_2$, $Na_2[PtF_6]$.
- 3.21. а) Определите число связей в молекуле $NaClO_4$.
- б) Какая геометрическая конфигурация молекулы CCl_4 ?
- в) В какой из перечисленных молекул LiF , $NaCl$, KBr , RbI наиболее ярко выражен ионный характер связи? Почему?
- г) Как известно, молекулы воды способны образовывать водородную связь. Почему? Будут ли образовывать водородную связь молекулы H_2Se ?
- 3.22. а) Определите число связей в молекуле $CuSO_4$.
- б) Определите геометрическую форму молекулы PF_3 .

- в) Как известно, ионная связь может образовываться между щелочными металлами и галогенами. Определите, во всех ли галогенидах лития LiF, LiCl, LiBr, LiI, LiAt имеет место ионная связь. Ответ обосновать.
- г) Определите, имеется ли в перечисленных молекулах H₂O, CO, NO, O₂ π-связь. Ответ обоснуйте.
- 3.23. а) Определите число связей в молекуле Ca(HCO₃)₂.
- б) Привести по два примера, в которых реализуется sp², p², sp³, p³-гибридизация. Изобразите рисунком геометрическую структуру приведенных молекул.
- в) Определите, имеется ли ионная связь в следующих молекулах йодидов щелочных металлов LiI, NaI, KI, RbI? Ответ обоснуйте.
- г) Определите, какие из приведённых молекул, содержащих водород HI, H₂, HF, NH₃, могут образовывать водородную связь. Почему?
- 3.24. а) Определите число связей в молекуле NaH₂PO₄.
- б) Какая геометрическая конфигурация молекулы SiF₄?
- в) В какой из приведённых молекул SiCl₃, AlCl₃, CCl₄, GeF₄ связь элемент – галоген имеет наиболее выраженный полярный характер?
- г) Определите число связей в молекулах Cl₂, CH₄, AlCl₃.
- 3.25. а) Определите число связей в молекуле HClO₂.
- б) Какая геометрическая структура молекулы CaCl₂?
- в) Определите, где более ионный характер связи в молекуле LiF или CsAt. Ответ обоснуйте.
- г) Определите число связей в молекулах I₂, AlI₃, HCN.
- 3.26. а) Определите число связей в молекуле HClO.
- б) Какая геометрическая форма иона PH₄⁺?
- в) Некоторые молекулы, имеющие полярные связи, в целом являются неполярными. Почему? Ответ обоснуйте. Привести примеры таких молекул.
- г) Определите число связей в молекулах KF, SiF₄, OF₂.
- 3.27. а) Определите число связей в молекуле CH₃COOH.
- б) Определите, какой тип гибридизации в молекуле BF₃. Изобразить геометрическую структуру данной молекулы.
- в) В какой из перечисленных молекул BeCl₄, MgF₂, CaBr₂, SrI₂ связь элемент – галоген является наиболее полярной? Почему?
- г) В какой из приведенных молекул O₂, N₂, Cl₂ имеется больше π-связей? Ответ обоснуйте.

- 3.28. а) Определите число связей в молекуле K_2SiO_3 .
 б) Какая геометрическая структура иона CO_3^{2-} и какой тип гибридизации углерода в этом ионе?
 в) Ковалентный или ионный тип связи характерен в следующих соединениях NaI , SO_2 , KF , CO_2 ? Ответ обоснуйте.
 г) Одинаковое ли число σ и π -связей в молекулах HCl , Cl_2 , O_2 , N_2 ?
- 3.29. а) Определите число связей в молекуле HPO_3 .
 б) Какая геометрическая конфигурация молекулы $SrCl_2$?
 в) Почему молекулы Cl_2 и I_2 неполярны, а молекула ICl , состоящая из иода и хлора, полярна? Ответ обоснуйте.
 г) Определите число связей в молекулах C_2H_6 , C_2H_4 , C_2H_2 , H_2 .
- 3.30. а) Определите число связей в молекуле $Al_2(SO_4)_3$.
 б) Какая геометрическая конфигурация молекулы $GeCl_4$?
 в) Одинакова ли степень полярности связи элемент – водород в следующих однопольных соединениях NH_3 , PH_3 , AsH_3 , SbH_3 ? Ответ обоснуйте.
 г) Объясните, почему при растворении HCl в воде образуются ионы, хотя связь в молекуле не ионная?

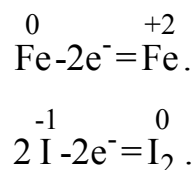
Тема 4. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Окислительно-восстановительными называют реакции, которые протекают с изменением степеней окисления атомов, например:



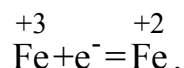
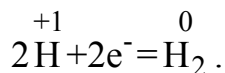
В первом примере степень окисления меняют водород и железо, во втором – железо и иод. Протекание окислительно-восстановительных реакций и, следовательно, изменение степеней окисления атомов обусловлено переходом электронов от одних веществ к другим.

Окисление – это процесс отдачи электронов веществами, например:



При окислении происходит увеличение степени окисления атомов. Вещества, которые в процессе химической реакции отдают электроны, называются *восстановителями*. В приведенных выше примерах металлическое железо и йодид калия (или I^{-1}) являются восстановителями. Таким образом, в ходе реакций восстановители окисляются.

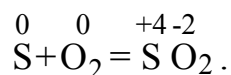
Восстановление – процесс присоединения веществами электронов



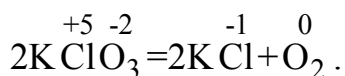
При восстановлении происходит уменьшение степени окисления атомов. Вещества, которые принимают электроны, называются *окислителями*. В приведенных примерах окислителями являются серная кислота (или водород H^{+1}) и хлорид железа (III) (или Fe^{+3}).

В любой окислительно-восстановительной реакции есть вещества, которые отдают и принимают электроны, т. е. процессы окисления и восстановления всегда сопутствуют друг другу.

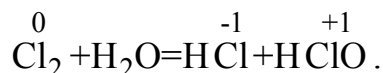
Все окислительно-восстановительные реакции подразделяются на три типа. В ходе *межмолекулярных реакций* степень окисления меняют атомы, входящие в состав различных исходных веществ, например:



При *внутримолекулярных* реакциях атомы, меняющие степень окисления, входят в состав одного соединения (иногда это атомы одного элемента в различных степенях окисления), например:



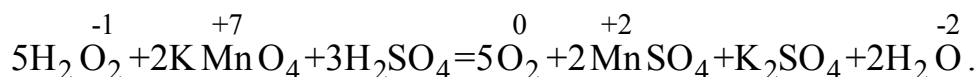
В реакциях *диспропорционирования* атомы одного элемента в определенной степени окисления являются как окислителями, так и восстановителями, например:



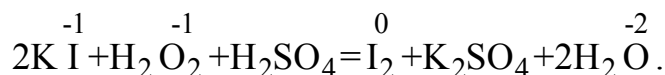
Многие вещества в химических реакциях наиболее часто проявляют восстановительные свойства, другие вещества – окислительные. Так, к типичным восстановителям относятся металлы, водород, бескислородные

кислоты – H_2S , HCl , HBr , HI и их соли, соли железа (II) и некоторых других металлов в низших степенях окисления. Окислительные свойства проявляют галогены, кислород, серная кислота, перманганат калия KMnO_4 , дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, хромат калия KCrO_4 и многие другие вещества.

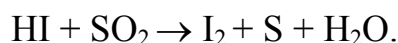
Некоторые вещества в зависимости от условий протекания реакции и от тех веществ, с которыми они реагируют, могут проявлять свойства как окислителей, так и восстановителей. Например, пероксид водорода H_2O_2 окисляется сильными окислителями



В то же время пероксид водорода может проявлять свойства окислителя при взаимодействии с типичными восстановителями, например:



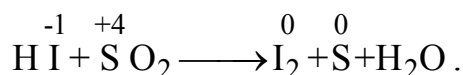
Задача. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции, протекающей по схеме:



Решение.

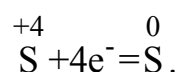
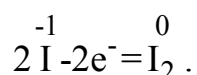
– Подбор коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций проводят, используя *метод электронного баланса*. Этот метод основан на сравнении степеней окисления атомов в исходных и конечных веществах.

Указываем степень окисления тех атомов, которые ее меняют



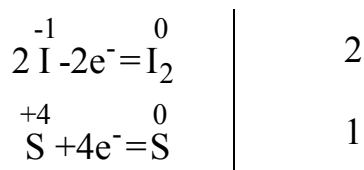
Степень окисления иода в ходе реакции повышается, серы – понижается. Следовательно, I^{-1} или HI является восстановителем, S^{+4} или SO_2 – окислителем.

– Составляем электронные уравнения получения I^0 из I^{-1} и S^0 из S^{+4} :



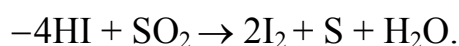
– Так как число электронов, отданных восстановителем, должно быть равным числу электронов, принятых окислителем, надо каждое из полученных электронных уравнений умножить на соответствующий ко-

эффицент. В нашем примере первое электронное уравнение умножаем на второе, второе – на первое:

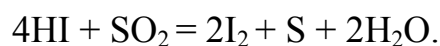


Отсюда следует, что в уравнении реакции при веществе, содержащем I^{-1} , должен быть коэффициент $2 \times 2 = 4$, при $\text{I}_2^0 - 2$, при S^{+4} и S^{0-1} .

– Подставляем найденные коэффициенты в схему реакции.



– Последний коэффициент (перед водой) находим, подсчитав число атомов водорода в правой и левой частях. Окончательно получаем



– Проверяем правильность написания уравнения. Для этого подсчитываем число атомов серы, кислорода, водорода и иода в правой и левой частях уравнения. Число атомов каждого вида в обеих частях должно быть одинаковым, тогда уравнение написано верно. Обычно для проверки бывает достаточно подсчитать число атомов какого-либо одного элемента, например кислорода.

Контрольные вопросы и задачи

Написать уравнение следующих окислительно-восстановительных реакций. Определить, какое вещество является окислителем и восстановителем, какое вещество создает среду. Указать степень окисления элемента окислителя и восстановителя, определить, сколько электронов отдает восстановитель и принимает окислитель. Уравнять коэффициенты в уравнениях реакций.

- 4.1. а) $\text{Cu} + \text{HNO}_3$ (разб.) =
 б) $\text{KCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} =$
 в) $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
- 4.2. а) $\text{Mg} + \text{HNO}_3$ (разб.) =
 б) $\text{SO}_2 + \text{HClO} + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} +$
 в) $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} =$
- 4.3. а) $\text{Zn} + \text{HNO}_3$ (очень разб.) =

- б) $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} =$
 в) $\text{PH}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_3\text{PO}_4 +$
- 4.4. а) $\text{Cu} + \text{HNO}_3$ (конц.) =
 б) $\text{NaCrO}_2 + \text{J}_2 + \text{NaOH} =$
 в) $\text{Al} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
- 4.5. а) $\text{Al} + \text{HNO}_3$ (разб.) =
 б) $\text{KMnO}_4 + \text{KJ} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
 в) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
- 4.6. а) $\text{S} + \text{HNO}_3$ (конц.) = $\text{H}_2\text{SO}_4 +$
 б) $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} = \text{MnO}_2 +$
 в) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 =$
- 4.7. а) $\text{P} + \text{HNO}_3$ (конц.) = $\text{H}_3\text{PO}_4 +$
 б) $\text{K}_2\text{S} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
 в) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} =$
- 4.8. а) $\text{J}_2 + \text{HNO}_3$ (конц.) = $\text{HJO}_3 +$
 б) $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
 в) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) =
- 4.9. а) $\text{P} + \text{HNO}_3$ (разб.) + $\text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4 +$
 б) $\text{KBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
 в) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
- 4.10. а) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) =
 б) $\text{Si} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 +$
 в) $\text{NaJ} + \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
- 4.11. а) Zn (порошок) + $\text{H}_2\text{SO}_4 =$
 б) $\text{KCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
 в) $\text{HJ} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HJO}_3 +$
- 4.12. а) $\text{C} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) = $\text{CO}_2 +$
 б) $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} =$
 в) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KJ} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
- 4.13. а) Zn (порошок) + H_2SO_4 (конц.) =
 б) $\text{K}_2\text{CrO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
 в) $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3$ (конц.) + $\text{H}_2\text{SO}_4 =$
- 4.14. а) $\text{Sb} + \text{HNO}_3$ (конц.) = $\text{Sb}_2\text{O}_5 +$
 б) $\text{Zn} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
 в) $\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
- 4.15. а) $\text{Al} + \text{HNO}_3$ (очень разб.) =

- б) $\text{MnSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} =$
 в) $\text{NaJ} + \text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
- 4.16. а) $\text{Pb} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) =
 б) $(\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_3 +$
 в) $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{NaOH} =$
- 4.17. а) $\text{Bi} + \text{HNO}_3$ (конц.) = $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 +$
 б) $\text{HJ} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) =
 в) $\text{NaNO}_2 + \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
- 4.18. а) $\text{Fe} + \text{HNO}_3$ (разб.) =
 б) $\text{MnO}_2 + \text{NaJ} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
 в) $\text{H}_2\text{CrO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
- 4.19. а) $\text{CuS} + \text{HNO}_3$ (конц.) =
 б) $\text{Na}_2\text{S} + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
 в) $\text{MnSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} =$
- 4.20. а) $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3$ (конц.) = $\text{H}_3\text{AsO}_4 +$
 б) $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
 в) $\text{FeCl}_3 + \text{HJ} =$
- 4.21. а) $\text{Cu}_2\text{O} + \text{HNO}_3$ (конц.) =
 б) $\text{FeSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{AsSO}_4 =$
 в) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Cl}_2 =$
- 4.22. а) $\text{Sn} + \text{HNO}_3$ (разб.) =
 б) $\text{NaNO}_3 + \text{KJ} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
 в) $\text{MnO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} =$
- 4.23. а) $\text{Cu}_2\text{S} + \text{HNO}_3$ (конц.) =
 б) $\text{MnO}_2 + \text{O}_2 + \text{KOH} =$
 в) $\text{PH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
- 4.24. а) $\text{Co} + \text{HNO}_3$ (разб.) =
 б) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} =$
 в) $\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KOH} =$
- 4.25. а) $\text{Zn} + \text{HNO}_3$ (разб.) =
 б) $\text{KMnO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
 в) $\text{Pt} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} = \text{H}_2[\text{PtCl}_6] +$
- 4.26. а) $\text{Mo} + \text{HNO}_3$ (конц.) = $\text{H}_2\text{MoO}_4 +$
 б) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
 в) $\text{KJ} + \text{KNO}_3 + \text{CH}_3\text{COOH} =$
- 4.27. а) $\text{Sn} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) = $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2 +$

- б) $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
 в) $\text{KCrO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{KOH} = \text{K}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4]$
- 4.28. а) $\text{Ag} + \text{HNO}_3$ (конц.) =
 б) $\text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
 в) $\text{Na}_2\text{S} + \text{Cl}_2 =$
- 4.29. а) $\text{As} + \text{HNO}_3$ (конц.) =
 б) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
 в) $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} =$
- 4.30. а) $\text{PbS} + \text{HNO}_3$ (конц.) = $\text{PbSO}_4 +$
 б) $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
 в) $\text{NaNO}_2 + \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{KOH} =$

Тема 5. РАСТВОРЫ

Содержание вещества в растворе, отнесенное к массе или объему растворителя или раствора, называют *концентрацией раствора*.

Рассмотрим наиболее употребляемые способы выражения концентрации раствора.

Массовая доля $\omega(X)$ – это отношение массы растворенного вещества X к общей массе раствора.

Массовую долю обычно выражают в долях от единицы

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m(p - pa)}$$

или в процентах

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m(p - pa)} 100\%,$$

где ω – массовая доля растворенного вещества X ; $m(X)$ – масса растворенного вещества; $m(p - pa)$ – общая масса раствора.

Задача 1. Определите массовую долю (в %) KOH в растворе, если KOH массой 40 г растворен в воде массой 160 г.

Решение. Общая масса раствора KOH равна

$$m(p - pa) = m(\text{KOH}) + m(\text{H}_2\text{O}).$$

Подставляя известные величины в формулу, получаем:

$$\omega(\text{KOH}) = \frac{m(\text{KOH})}{m(p - pa)} 100\% = \frac{40}{200} 100\% = 20\%.$$

Задача 2. Определите массовую долю (в процентах) хлорида натрия, полученного при смешении двух растворов хлорида натрия массой 120 г с массовой долей NaCl – 40% и массой 200 г с массовой долей NaCl – 15% .

Решение. Определяем массу хлорида натрия в 120 г раствора с массовой долей NaCl 40%.

$$m(\text{NaCl}) = \frac{\omega m(p - pa)}{100\%} = \frac{40\% \cdot 120}{100\%} = 48 \text{ г.}$$

Определяем массу хлорида натрия в 200 г раствора с массовой долей NaCl 15%

$$m(\text{NaCl}) = \frac{15\% \cdot 200}{100\%} = 30 \text{ г.}$$

Общая масса раствора составляет $m(p - pa) = 120 \text{ г} + 200 \text{ г} = 320 \text{ г}$.

Общая масса растворенного вещества $m(\text{NaCl}) = 48 \text{ г} + 30 \text{ г} = 78 \text{ г}$.

Следовательно, массовая доля хлорида натрия в растворе, %

$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{78}{320} 100\% = 24,4\% .$$

Молярная концентрация $c(X)$ – отношение количества вещества $\nu(X)$ (моль), содержащегося в растворе, к объему этого раствора V , л:

$$c(X) = \frac{m(X)}{M(X)V}, \text{ так как } \nu = \frac{m}{M}, \text{ то } c(X) = \frac{\nu(X)}{V} .$$

Для обозначения молярной концентрации используют символ "М".

Задача 3. Вычислите молярную концентрацию раствора NaOH, 500 мл которого содержит 1 г NaOH.

Решение.

1-й способ:

$$c(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})V} = \frac{1 \text{ г}}{40 \text{ г/моль} \cdot 0,5 \text{ л}} = 0,05 \text{ моль/л}, \text{ или } 0,05 \text{ М.}$$

2-й способ:

в 0,5 л раствора гидроксида натрия содержится 1 г NaOH

в 1 л раствора гидроксида натрия содержится x г NaOH

$$x = \frac{1 \text{ л} \cdot 2 \text{ г}}{0,5 \text{ л}} = 2 \text{ г}.$$

Вычисляем молярную концентрацию:

в 1 л 1 М раствора NaOH содержится 40 г NaOH

в 1 л x М раствора NaOH содержится 2 г NaOH

$$x = \frac{1 \text{ М} \cdot 2 \text{ г}}{40 \text{ г}} = 0,05 \text{ М}.$$

Нормальная, или эквивалентная концентрация C_N – отношение количества вещества в молях эквивалента (в молях), содержащегося в растворе, к объему этого раствора, л:

$$C_N = \frac{m(X)}{M_{\text{Э}}(X)V}.$$

Для обозначения нормальной концентрации эквивалента используют обычно символ "н".

Задача 4. Определите нормальную концентрацию фосфорной кислоты, если в 0,3 л раствора содержится 12 г H_3PO_4 .

$$\text{Решение: } C_N = \frac{m(\text{H}_3\text{PO}_4)}{M_{\text{Э}}(\text{H}_3\text{PO}_4)V} = \frac{12}{32,67 \cdot 0,3} = 1,22 \text{ л},$$

$$\text{где } M_{\text{Э}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{M(\text{H}_3\text{PO}_4)}{3} = \frac{98}{3} = 32,67 \text{ г/моль}.$$

Контрольные вопросы и задачи

- 5.1. а) Рассчитайте, сколько граммов $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ необходимо взять для приготовления 2 л 0,5 н. раствора Na_2CO_3 .
б) Вычислите массовый процент раствора, полученного растворением 50 г Na_2SO_4 в 1,5 л H_2O .
в) Вычислите нормальность 20%-ного раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,14 \text{ г/см}^3$).
г) Вычислите молярность 1,5 н. раствора H_3PO_4 .
- 5.2. а) Рассчитайте, сколько граммов $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ необходимо взять для приготовления 0,5 л 0,3 н. раствора CuSO_4 .

- б) Вычислите массовый процент раствора, полученного при растворении 15 г NaCl в 275 г воды.
- в) Вычислите молярность 50%-ного раствора H_2SO_4 ($\rho=1,4 \text{ г/см}^3$).
- г) Определите нормальность 0,25 М раствора Na_3PO_4 .
- 5.3. а) Рассчитайте, сколько граммов $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ необходимо взять для приготовления 500 г 20%-ного раствора MgCl_2 .
- б) Рассчитайте, сколько миллилитров воды надо добавить к 50 мл 26%-ного раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$), чтобы раствор стал 10%-ным.
- в) Вычислите молярность 0,3 н. K_3PO_4 .
- г) Определите нормальность 20%-ного раствора NaOH ($\rho = 1,22 \text{ г/см}^3$).
- 5.4. а) В 200 мл воды растворили 10,6 г Na_2SO_3 . Какова молярность полученного раствора?
- б) Рассчитайте, сколько миллилитров 30%-ного раствора HNO_3 ($\rho=1,205 \text{ г/см}^3$) следует взять для приготовления 0,5 л 0,1 М раствора.
- в) Вычислите нормальность 40%-ного раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,3 \text{ г/см}^3$).
- г) Вычислите молярность 0,03 н. раствора FeCl_3 .
- 5.5. а) Рассчитайте, сколько граммов $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ необходимо взять для приготовления 850 мл 0,5 М раствора Na_2CO_3 .
- б) Вычислите массовый процент раствора, полученного растворением 25 г CuSO_4 в 1 л H_2O .
- в) Вычислите нормальность 98%-ного раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$).
- г) Вычислите молярность 0,15 н. раствора H_2SO_4 .
- 5.6. а) Рассчитайте, сколько миллилитров 20%-ного раствора H_2SO_4 ($\rho=1,142 \text{ г/см}^3$) необходимо взять для приготовления 200 мл 0,1 н. раствора.
- б) Вычислите массовый процент раствора, полученного растворением 75 г Na_2SO_4 в 1250 мл H_2O .
- в) Вычислите нормальность 0,2 М раствора K_2CO_3 .
- г) Вычислите молярность 0,6 н. раствора FeCl_2 .
- 5.7. а) Рассчитайте, сколько граммов $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ необходимо взять для приготовления 400 мл 0,3 н. раствора Na_2SO_4 .
- б) Рассчитайте, сколько миллилитров воды надо добавить к 100 мл 48%-ного раствора ($\rho = 1,303 \text{ г/см}^3$), чтобы раствор стал 20%.
- в) Определите нормальность 0,25 М раствор Na_3PO_4 .
- г) Вычислите молярность 0,3 н. раствора H_2SO_4 .

- 5.8. а) В 300 г воды растворили 48 г нитрата калия. Каков массовый процент полученного раствора?
б) Рассчитайте, сколько граммов $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ следует взять для приготовления 0,4 л 0,2 н. раствора Na_2CO_3 .
в) Вычислите молярность 20%-ого раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,14 \text{ г/см}^3$).
г) Вычислите нормальность 0,6 М раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
- 5.9. а) Вычислите массовый процент раствора, полученного растворением 60 г NaOH в 500 мл H_2O .
б) Рассчитайте, сколько граммов сульфата натрия необходимо взять для приготовления 250 мл 20%-ного раствора ($\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$).
в) Вычислите нормальность 20%-ного раствора Na_2SO_4 .
г) Вычислите молярность 0,25 н. раствора Na_2CO_3 .
- 5.10. а) Рассчитайте, сколько граммов $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ необходимо взять для приготовления 650 мл 0,3 н. раствора CuSO_4 .
б) Определите массовый процент раствора KJ , если 25 г этой соли растворено в 340 мл воды.
в) Определите нормальность 30%-ного раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$).
г) Вычислите молярность 0,3 н. раствора $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.
- 5.11. а) Рассчитайте, сколько миллилитров 96%-ного раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$) необходимо взять для приготовления 8,5 л 0,9 н. раствора?
б) Вычислите массовый процент раствора KBr , если в 1 л воды растворено 200 г соли KBr .
в) Вычислите молярность 0,4 н. раствора FeSO_4 .
г) Имеем 100 мл 30%-ного раствора KOH ($\rho = 1,29 \text{ г/см}^3$). Рассчитайте нормальность этого раствора.
- 5.12. а) Рассчитайте, сколько граммов $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ необходимо взять для приготовления 1125 мл 0,2 н. раствора.
б) Смешали 150 мл 0,2 н. раствора H_2SO_4 и 250 мл 20%-ного раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,142 \text{ г/см}^3$). Рассчитайте молярность полученного раствора.
в) Определите молярность и нормальность 30%-ного раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ($\rho = 1,205 \text{ г/см}^3$).
г) Вычислите молярность 0,12 н. раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
- 5.13. а) Рассчитайте, сколько миллилитров H_2O необходимо добавить к 200 г 15%-ного раствора Na_2SO_4 , чтобы получить 5%-ной раствор этой соли.
б) Определить молярную концентрацию 50%-ного раствора KJ ($\rho = 1,546 \text{ г/см}^3$).

- в) Определите нормальность 0,15 М раствора K_3PO_4 .
- г) Рассчитайте, сколько миллилитров 30%-ного раствора HNO_3 ($\rho = 1,205 \text{ г/см}^3$) необходимо взять для приготовления 650 мл 2 н. раствора.
- 5.14. а) Рассчитайте, сколько граммов $CaCl_2 \cdot 6H_2O$ необходимо взять для приготовления 750 г 8%-ного раствора $CaCl_2$.
- б) Определите молярность раствора, содержащего 84 г KOH в двух литрах раствора.
- в) Рассчитайте нормальность 0,6 М раствора Na_2SO_4 .
- г) Какова молярность раствора, если в 250 мл воды растворено 15 г $CuSO_4$.
- 5.15. а) Рассчитайте, сколько миллилитров 20%-ного раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,14 \text{ г/см}^3$) необходимо взять для приготовления 300 мл 0,5 М раствора.
- б) В 250 мл воды растворили 5,85 г $NaCl$. Какова молярность и нормальность полученного раствора?
- в) Вычислите нормальность 0,01 М раствора K_3PO_4 .
- г) Рассчитайте, какой объем 0,1 н. KOH потребуется для нейтрализации 50 мл 0,5 М раствора H_2SO_4 .
- 5.16. а) Рассчитайте, какое количество $NaCl$ необходимо взять для приготовления 1200 мл 12%-ного раствора ($\rho = 1,089 \text{ г/см}^3$).
- б) Определите, какой объем 0,1 н. раствора HCl необходимо взять для нейтрализации раствора, содержащего 0,84 г KOH .
- в) Вычислите массовый процент раствора, полученного при растворении 25 г Na_2SO_4 в 500 мл воды.
- г) Вычислите молярность 0,8 н. раствора $FeCl_3$.
- 5.17. а) К 80 г 15%-ного раствора KNO_3 добавили 40 мл воды. Определите массовый процент нового раствора.
- б) Рассчитайте массу медного купороса $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, необходимого для приготовления 1,5 л 0,2 н. раствора $CuSO_4$.
- в) Рассчитайте молярность 0,5 н. раствора Na_2SO_4 .
- г) Смешали 50 мл 0,2 н. раствора $NaCl$ и 100 мл 12%-ного раствора $NaCl$ ($\rho = 1,089 \text{ г/см}^3$). Рассчитайте молярность полученного раствора.
- 5.18. а) Вычислите массовый процент раствора, если 7,5 г Na_2SO_4 растворили в 42,5 мл воды.
- б) Рассчитайте, сколько граммов $BaCl_2$ было в растворе, если для осаждения из него всего бария в виде сульфата потребовалось 10 мл 0,2 н. H_2SO_4 .

- в) Рассчитайте молярность и нормальность 26%-ного раствора H_2SO_4 . Плотность взять из справочных таблиц.
- г) Определите нормальность 0,12 М раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
- 5.19. а) Рассчитайте массу NaOH , необходимую для приготовления 2,5 л 0,1 н. раствора.
- б) Вычислите массовый процент раствора, если в 250 мл воды растворили 25 г KBr .
- в) Сколько воды необходимо добавить к 20 мл 26%-ного раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$), чтобы получить 15%-ный раствор.
- г) Рассчитайте молярность 0,06 н. раствора Na_3PO_4 .
- 5.20. а) Вычислите массовый процент раствора, если 25 г CuSO_4 растворено в 250 мл воды.
- б) Рассчитайте, сколько моль серной кислоты содержится в 125 мл 0,3 н. раствора.
- в) Рассчитайте, какой объем 30%-ного раствора HNO_3 ($\rho = 1,205 \text{ г/см}^3$) необходимо взять для приготовления 0,5 л 1,5 н. раствора.
- г) Определите молярность 1,6 н. раствора $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.
- 5.21. а) Рассчитайте, сколько граммов $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ необходимо для приготовления 400 мл 0,3 н. раствора Na_2SO_4 .
- б) Вычислите массовый процент раствора, если 7,5 г KJ растворили в 45 мл воды.
- в) Какой объем надо прибавить к 100 мл 48%-ного раствора HNO_3 ($\rho = 1,303 \text{ г/см}^3$) для получения 20%-ного раствора?
- г) Определите молярность 0,3 н. раствора K_3PO_4 .
- 5.22. а) Рассчитайте массу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, необходимую для приготовления 500 мл 0,5 М раствора CuSO_4 .
- б) К 400 г 10%-ного раствора Na_2SO_4 прилили 200 г 5%-ного раствора этой соли. Вычислите массовый процент разбавленного раствора.
- в) Рассчитайте массу NaOH , содержащуюся в 400 мл 0,12 н. раствора.
- г) Вычислите молярность и нормальность 6%-ного раствора H_3PO_4 ($\rho = 1,031 \text{ г/см}^3$).
- 5.23. а) В 1 л раствора содержится 10,6 г Na_2CO_3 . Определите молярность и нормальность раствора.
- б) Вычислите массовый процент раствора, если 10 г NaCl растворили в 125 мл воды.
- в) Определите, какой объем 96%-ной $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ($\rho = 1,8 \text{ г/см}^3$) необходимо для приготовления 2 л 0,5 н. раствора.

- г) Определите молярность 0,06 н. раствора FeCl_3 .
- 5.24. а) Рассчитайте, сколько граммов $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ необходимо взять для приготовления 75 мл 0,15 н. раствора MgCl_2 .
- б) Вычислите массовый процент раствора, если 25 г CuSO_4 растворено в 500 мл воды.
- в) Рассчитайте, какой объем 38%-ного раствора HCl ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$) необходимо взять для приготовления 1 л 2 н. раствора.
- г) Определите молярность 0,38 н. раствора Na_2SO_4 .
- 5.25. а) Рассчитайте, какой объем 54%-ного раствора HNO_3 ($\rho = 1,34 \text{ г/см}^3$) необходимо взять для приготовления 200 мл 0,5 н. раствора.
- б) К 100 мл 4%-ного раствора HCl ($\rho = 1,018 \text{ г/см}^3$) прибавили 50 мл 1 н. раствора HCl . Определите молярность полученного раствора.
- в) Вычислите массовый процент раствора, если 15 г $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ растворили в 500 мл воды.
- г) Определите нормальность $\text{Ca}(\text{OH})_2$, если в 500 мл раствора содержится 0,01 моль гидроксида кальция.
- 5.26. а) Рассчитайте, какой объем необходимо добавить к 1 л 12%-ного раствора NaOH ($\rho = 1,131 \text{ г/см}^3$) для получения 2 н. раствора.
- б) Определите молярность раствора NaCl , если в 100 мл воды растворено 10 г NaCl .
- в) Определите молярность и нормальность 38%-ного раствора HCl .
- г) Определите, сколько эквивалентов $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ содержится в 750 мл 0,5 М раствора этой соли.
- 5.27. а) Вычислите массовый процент раствора, если 3,2 г KNO_3 растворено в 36,8 мл H_2O .
- б) 10 мл 10%-ного раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,07 \text{ г/см}^3$) разбавили в 100 раз. Вычислите нормальную концентрацию полученного раствора.
- в) Рассчитайте массу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, необходимую для приготовления 250 мл 1,5 М раствора.
- г) Вычислите молярность 3,2 н. раствора $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.
- 5.28. а) Рассчитайте массу $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, необходимого для приготовления 2 л 0,25 М раствора.
- б) Вычислите массовый процент раствора, если 5,5 г растворили в 75 мл воды.
- в) Чему равна нормальность 0,2 М раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$?
- г) Вычислите молярность и нормальность 5%-ного раствора HCl ($\rho = 1,024 \text{ г/см}^3$).

- 5.29. а) Рассчитайте, сколько миллилитров 30%-ного раствора HNO_3 ($\rho = 1,025 \text{ г/см}^3$) необходимо взять для приготовления 0,5 л 0,1 М раствора.
б) В 3 л раствора содержится 15 г NaOH . Определите нормальность данного раствора.
в) Вычислите молярность и нормальность 96%-ного раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$).
г) Определите, сколько молей FeCl_3 содержится в 650 мл 0,3 н. раствора.
- 5.30. а) Рассчитайте массу $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, необходимого для приготовления 150 мл 0,5 н. раствора Na_2CO_3 .
б) Рассчитайте, достаточно ли 20 мл 80%-ного раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,22 \text{ г/см}^3$) для нейтрализации 50 мл 0,1 н. раствора KOH .
в) Определите молярность 36,5%-ного KOH ($\rho = 1,18 \text{ г/см}^3$).
г) В 600 мл раствора содержится 0,5 моль CuSO_4 . Определить нормальную концентрацию данного раствора.

Тема 6. ТЕРМОХИМИЯ. ЗАКОН ГЕССА. ЭНТРОПИЯ. ЭНЕРГИЯ ГИББСА

Все химические процессы сопровождаются выделением или поглощением энергии. Это объясняется перестройкой электронных структур веществ, принимающих участие в данном процессе. Химические уравнения, в которых указаны энергетические эффекты, называются *термохимическими*.

Отдельное вещество или совокупность веществ (например веществ, участвующих в химической реакции) называют термодинамической системой. Однородные части системы называют фазой.

Каждую систему можно характеризовать, с одной стороны, параметрами состояния (T – температура, P – давление и т.д.), с другой – термодинамическими функциями (U – внутренняя энергия, H – энтальпия, S – энтропия, G – энергия Гиббса). Система может быть изотермической ($T = \text{const}$), изобарической ($P = \text{const}$), изобарно-изотермической ($T = \text{const}$, $P = \text{const}$).

По первому закону термодинамики: энергия Q , сообщённая системе, расходуется на изменение внутренней энергий ΔU и на работу A , совершаемую системой:

$$Q = \Delta U + A.$$

Внутренняя энергия складывается из энергии поступательного, вращательного и колебательного движения частиц, входящих в данное вещество, молекул, ионов, атомов, электронов, ядер и т.д. Потенциальная и кинетическая энергия системы как целого в состав внутренней энергии не входит.

При постоянном давлении работа A характеризуется изменением объема системы, если система газообразная $A=p\Delta V$. Подставим это выражение в формулу закона термодинамики

$$Q=U_2-U_1+p\Delta V=U_2-U_1+pV_2-pV_1=(U_2+pV_2)-(U_1+pV_1).$$

Величину $U+pV$ обозначим буквой H и назовем энтальпией

$$Q=H_2-H_1=\Delta H.$$

Таким образом, энергия, сообщенная системе, расходуется на изменение энтальпии данной системы. Следовательно, энтальпия - термодинамическая функция, которая характеризует теплосодержащие системы.

Для экзотермических реакций, идущих с выделением энергии, энтальпия ставится со знаком минус $2\text{CO}+\text{O}_2=2\text{CO}_2$; $\Delta H=-566$ кДж/моль.

Для реакций, идущих с поглощением тепла, энергия ставится со знаком плюс $\text{CO}_2 + \text{C} = 2\text{CO}_2$; $\Delta H = 172,5$ кДж/моль.

Условия, при которых давление равно 1 атмосфере, а температура равна 298 К (25 °С), называют стандартными. Энтальпия образования одного моля вещества из простых элементов при стандартных условиях называется *стандартной энтальпией образования*. Она обозначается ΔH^0_{298} , (например: $\text{C}_{(2P)}+\text{O}_2=\text{CO}_2$; $\Delta H^0_{298}=-393,5$ кДж/моль).

Изменение энтальпии химического процесса может быть вычислено по следствию из закона Гесса: "Энтальпия химического процесса равна разности между суммой энтальпий образования конечных продуктов и суммой энтальпий образования исходных веществ".

Природным процессам присущи две движущие силы: стремление перейти в состояние с наименьшей энергией (стремление понизить энтальпию) и стремление перейти в состояние с максимальной допустимой степенью беспорядка (стремление повысить энтропию).

Энтропия – термодинамическая функция, которая характеризует степень беспорядка системы. Ее обозначают S . Для химического процесса

определяют степень изменения энтропии при стандартных условиях $\Delta S_{\text{реакц}}^0$.

Аналогично энтальпии энтропию химического процесса $\Delta S_{\text{реакц}}$ определяют как разность стандартных энтропий образования продуктов реакций и исходных веществ. Для реакций $\text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2 = 3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$; $\Delta S_{\text{реакц}}^0 = 3S_{\text{Fe}}^0 + 4S_{\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}}^0 - (S_{\text{Fe}_3\text{O}_4}^0 + 4S_{\text{H}_2}^0)$ (Дж/моль $^\circ\text{K}$) энтропия образования S_{289}^0 есть в справочных таблицах.

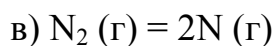
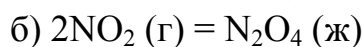
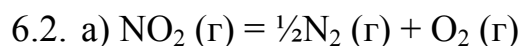
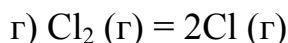
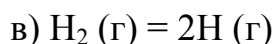
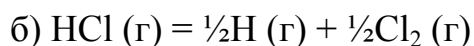
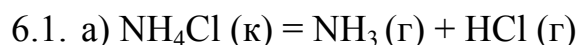
В химических процессах одновременно изменяются и энтальпия (энергетическое состояние), и энтропия (степень беспорядка). Существует термодинамическая функция ΔG (свободная энергия Гиббса), которая учитывает одновременно изменение энтальпии и энтропии химического процесса (ΔH и ΔS):

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

Все самопроизвольно протекающие химические процессы сопровождаются уменьшением свободной энергии Гиббса. Если свободная энергия Гиббса меньше нуля, то реакция в выбранном направлении идет. При свободной энергии Гиббса, равной нулю, устанавливается равновесие. Если свободная энергия Гиббса больше нуля, то реакция самопроизвольно не протекает.

Контрольные вопросы и задачи

Используя справочные данные, определите H_{298} , S_{298} , G_{298} , приведенные в заданиях реакций; сделайте вывод относительно самопроизвольного протекания процесса при $T = 298 \text{ K}$, для обратимых процессов определите условия равновесия. Для молекулы, данной под буквой д), определить атомарную энтальпию образования и среднюю энергию связи в молекуле.



- г) $O_2 (г) = 2O (г)$
 д) HCl
- 6.3. а) $AgNO_3 (к) = Ag (к) + NO_2 (г) + \frac{1}{2}O_2 (г)$
 б) $2 NO_2 (г) = N_2O_4 (г)$
 в) $O_2 (г) = 2O (г)$
 г) $N_2 (г) = 2N (г)$
 д) HF
- 6.4. а) $NH_4NO_2 (к) = N_2 (г) + 2H_2O (ж)$
 б) $H_2O (ж) = H_2O (г)$
 в) $H_2 (г) = 2H (г)$
 г) $O_2 (г) = 2O (г)$
 д) HJ
- 6.5. а) $NH_4NO_3 (к) = N_2O (г) + 2H_2O (ж)$
 б) $N_2O (г) = N_2 (г) + \frac{1}{2}O_2 (г)$
 в) $N_2 (г) = 2N (г)$
 г) $O_2 (г) = 2O (г)$
 д) PH_3
- 6.6. а) $HBr (г) = \frac{1}{2}H_2 (г) + \frac{1}{2}Br_2 (ж)$
 б) $Br_2 (ж) = Br_2 (г)$
 в) $H_2 (г) = 2H (г)$
 г) $Br_2 (г) = 2Br (г)$
 д) NH_3
- 6.7. а) $PH_3 (г) + 4Cl_2 (г) = PCl_5 (г) + 3HCl (г)$
 б) $PH_3 (г) = \frac{1}{4}P_4 (к. бел) + \frac{3}{2}H_2 (г)$
 в) $P_4 (к. бел) = 4P (г)$
 г) $H_2 (г) = 2H (г)$
 д) CCl_4
- 6.8. а) $CCl_4 (ж) = C (к, граф) + 2Cl_2 (г)$
 б) $CCl_4 (ж) = CCl_4 (г)$
 в) $C (к, граф) = C (г)$
 г) $Cl_2 (г) = 2Cl (г)$
 д) SiH_4
- 6.9. а) $CaCO_3 (к) = CaO (к) + CO_2 (г)$
 б) $CO_2 (г) = C (к, граф) + O_2 (г)$
 в) $C (к, граф) = C (г)$
 г) $O_2 (г) = 2O (г)$
 д) CH_4

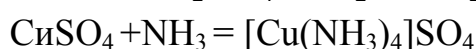
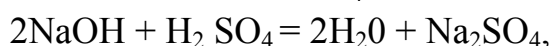
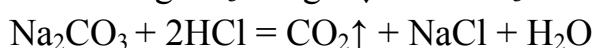
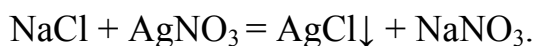
- 6.10. а) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 (\text{к}) = \text{PbO} (\text{к}) + 2\text{NO}_2 (\text{г}) + \frac{1}{2}\text{O}_2 (\text{г})$
 б) $\text{NO}_2 (\text{г}) = \frac{1}{2}\text{N}_2 (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г})$
 в) $\text{N}_2 (\text{г}) = 2\text{N} (\text{г})$
 г) $\text{O}_2 (\text{г}) = 2\text{O} (\text{г})$
 д) GeH_4
- 6.11. а) $\text{PCl}_5 (\text{г}) = \frac{1}{4}\text{P} (\text{к. бел}) + \frac{5}{2}\text{Cl}_2 (\text{г})$
 б) $\text{P}_4 (\text{к. бел}) = \text{P}_4 (\text{к. красн.})$
 в) $\text{P}_4 (\text{к. бел}) = 4\text{P} (\text{г})$
 г) $\text{Cl}_2 (\text{г}) = 2\text{Cl} (\text{г})$
 д) PbH_4
- 6.12. а) $\text{SO}_3 (\text{ж}) + \text{H}_2\text{O} (\text{ж}) = \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{ж})$
 б) $\text{HBr} (\text{г}) = \frac{1}{2}\text{H}_2 (\text{г}) + \frac{1}{2}\text{Br}_2 (\text{г})$
 в) $\text{H}_2 (\text{г}) = 2\text{H} (\text{г})$
 г) $\text{Br}_2 (\text{г}) = 2\text{Br} (\text{г})$
 д) CF_4
- 6.13. а) SnH_4
 б) $\text{PCl}_3 (\text{г}) = \frac{1}{4}\text{P}_4 (\text{к. бел}) + \frac{3}{2}\text{Cl}_2 (\text{г})$
 в) $\text{P}_4 (\text{к. бел}) = 4\text{P} (\text{г})$
 г) $\text{P}_4 (\text{к. бел}) = \text{P}_4 (\text{к. красн.})$
 д) $\text{Cl}_2 (\text{г}) = 2\text{Cl} (\text{г})$
- 6.14. а) $\text{Ba}(\text{OH})_2 (\text{к}) + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{ж}) = \text{BaSO}_4 (\text{к}) + 2\text{H}_2\text{O} (\text{ж})$
 б) $\text{BCl}_3 (\text{г}) = \text{B} (\text{к}) + \frac{3}{2}\text{Cl}_2 (\text{г})$
 в) $\text{Cl}_2 (\text{г}) = 2\text{Cl} (\text{г})$
 г) $\text{B} (\text{к}) = \text{B} (\text{г})$
 д) H_2O
- 6.15. а) $\text{BaCl}_2 (\text{к}) + 2\text{H}_2\text{O} (\text{ж}) = \text{BaCl}_2 (\text{к}) + 2\text{H}_2\text{O} (\text{к})$
 б) $\text{BH}_3 (\text{г}) = \text{B} (\text{к}) + \frac{3}{2}\text{H}_2 (\text{ж})$
 в) $\text{H}_2 (\text{г}) = 2\text{H} (\text{г})$
 г) $\text{B} (\text{к}) = \text{B} (\text{г})$
 д) PCl_5
- 6.16. а) $\text{NH}_3 (\text{г}) + 5\text{O}_2 (\text{г}) = 4\text{NO} (\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O} (\text{г})$
 б) $\text{NO} (\text{г}) = \frac{1}{2}\text{N}_2 (\text{г}) + \frac{1}{2}\text{O}_2 (\text{г})$
 в) $\text{N}_2 (\text{г}) = 2\text{N} (\text{г})$
 г) $\text{O}_2 (\text{г}) = 2\text{O} (\text{г})$
 д) H_2Se

- 6.17. а) $2\text{CH}_4 (\text{г}) = \text{C}_2\text{H}_6 (\text{г}) + \text{H}_2 (\text{г})$
 б) $\text{C}_2\text{H}_6 (\text{г}) = 2\text{C} (\text{к, граф}) + 3\text{H}_2 (\text{г})$
 в) $\text{C} (\text{к, граф}) = \text{C} (\text{г})$
 г) $\text{H}_2 (\text{г}) = 2\text{H} (\text{г})$
 д) PCl_3
- 6.18. а) $\text{CaC}_2 (\text{к}) + 2\text{H}_2\text{O} (\text{ж}) = \text{Ca}(\text{OH})_2 (\text{к}) + \text{C}_2\text{H}_2 (\text{г})$
 б) $\text{C}_2\text{H}_2 (\text{г}) = 2\text{C} (\text{к, граф}) + \text{H}_2 (\text{г})$
 в) $\text{C} (\text{к, граф}) = \text{C} (\text{г})$
 г) $\text{H}_2 (\text{г}) = 2\text{H} (\text{г})$
 д) BCl_3
- 6.19. а) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} (\text{г}) = \text{C}_2\text{H}_4 (\text{г}) + \text{H}_2\text{O} (\text{ж})$
 б) $\text{C}_2\text{H}_4 (\text{г}) = 2\text{C} (\text{к, граф}) + 2\text{H} (\text{г})$
 в) $\text{C} (\text{к, граф}) = \text{C} (\text{г})$
 г) $\text{H}_2 (\text{г}) = 2\text{H} (\text{г})$
 д) PF_5
- 6.20. а) $\text{NaCO}_3 (\text{к}) + 2\text{HCl} (\text{г}) = 2\text{NaCl} (\text{к}) + \text{H}_2\text{O} (\text{ж}) + 2\text{CO}_2 (\text{г})$
 б) $\text{CH}_4 (\text{г}) + 2\text{O}_2 (\text{г}) = \text{CO}_2 (\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O} (\text{ж})$
 в) $\text{HCl} (\text{г}) = \frac{1}{2}\text{H}_2 (\text{г}) + \frac{1}{2}\text{Cl}_2 (\text{г})$
 г) $\text{Cl}_2 (\text{г}) = 2\text{Cl} (\text{г})$
 д) BH_3
- 6.21. а) $4\text{Fe}(\text{OH})_2 (\text{к}) + \text{O}_2 (\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O} (\text{ж}) = 4\text{Fe}(\text{OH})_3 (\text{к})$
 б) $\text{H}_2 (\text{г}) + \frac{1}{2}\text{O}_2 (\text{г}) = \text{H}_2\text{O} (\text{г})$
 в) $\text{SO}_3 (\text{ж}) + \text{H}_2\text{O} (\text{ж}) = \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{ж})$
 г) $\text{H}_2 (\text{г}) = 2\text{H} (\text{г})$
 д) PF_3
- 6.22. а) $\text{PH}_3 (\text{г}) + 3\text{Cl}_2 (\text{г}) = \text{PCl}_3 (\text{ж}) + 3\text{HCl} (\text{г})$
 б) $\text{PCl}_3 (\text{ж}) = \text{PCl}_3 (\text{г})$
 в) $4\text{PH}_3 (\text{г}) + 8\text{O}_2 (\text{г}) = \text{P}_4\text{O}_{10} (\text{к}) + 6\text{H}_2\text{O} (\text{ж})$
 г) $\text{HCl} (\text{г}) = \text{HCl} (\text{ж})$
 д) PBr_5
- 6.23. а) $\text{CH}_3\text{OH} (\text{ж}) = \text{CO}_2 (\text{г}) + 2\text{H}_2 (\text{г})$
 б) $\text{CO} (\text{г}) + \frac{1}{2}\text{O}_2 (\text{г}) = \text{CO}_2 (\text{г})$
 в) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 (\text{к}) = \text{N}_2 (\text{г}) + \text{Cr}_2\text{O}_3 (\text{к}) + 4\text{H}_2\text{O} (\text{ж})$
 г) $\text{N}_2 (\text{г}) = 2\text{N} (\text{г})$
 д) PBr_3

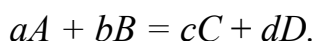
- 6.24. а) $\text{CrO}_3 (\kappa) + 2\text{HCl} (\Gamma) = \text{CrO}_2\text{Cl}_2 (\Gamma) + \text{H}_2\text{O} (\Gamma)$
 б) $\text{C}_2\text{H}_2 (\Gamma) + 5/2\text{O}_2 (\Gamma) = 2\text{CO}_2 (\Gamma) + \text{H}_2\text{O} (\text{ж})$
 в) $2\text{CrO}_3 (\kappa) + \text{CH}_3\text{OH} (\text{ж}) = \text{Cr}_2\text{O}_3 (\kappa) + \text{CO}_2 (\Gamma) + 2\text{H}_2\text{O} (\text{ж})$
 г) $\text{O}_2 (\Gamma) = 2\text{O} (\Gamma)$
 д) H_2S
- 6.25. а) $\text{Ca}_3\text{N}_2 (\kappa) + 6\text{H}_2\text{O} (\text{ж}) = 3\text{Ca}(\text{OH})_2 (\kappa) + 3\text{NH}_3 (\Gamma)$
 б) $2\text{NH}_3 (\Gamma) + 3/2\text{O}_2 (\Gamma) = \text{N}_2 (\Gamma) + 3\text{H}_2\text{O} (\text{ж})$
 в) $\text{H}_2\text{O} (\text{ж}) = \text{H}_2\text{O} (\Gamma)$
 г) $\text{N}_2 (\Gamma) = 2\text{N} (\Gamma)$
 д) SiCl_4
- 6.26. а) $\text{Cu} (\kappa) + 2\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{ж}) = \text{CuSO}_4 (\kappa) + \text{SO}_2 (\Gamma) + 2\text{H}_2\text{O} (\text{ж})$
 б) $\text{NO} (\Gamma) + 1/2\text{O}_2 (\Gamma) = \text{NO}_2 (\Gamma)$
 в) $\text{Cl}_2 (\Gamma) = 2\text{Cl} (\Gamma)$
 г) $\text{H}_2\text{O} (\text{ж}) = \text{H}_2\text{O} (\Gamma)$
 д) SiF_4
- 6.27. а) $\text{WO}_3 (\kappa) + 3\text{H}_2 (\Gamma) = \text{W} (\kappa) + 3\text{H}_2\text{O} (\text{ж})$
 б) $\text{AgNO}_3 (\kappa) = \text{Ag} (\kappa) + \text{NO}_2 (\Gamma) + 1/2\text{O}_2 (\Gamma)$
 в) $\text{C}_2\text{H}_6 (\Gamma) + 7/2\text{O}_2 (\Gamma) = 2\text{CO}_2 (\Gamma) + 3\text{H}_2\text{O} (\text{ж})$
 г) $\text{O}_2 (\Gamma) = 2\text{O} (\Gamma)$
 д) SiBr_4
- 6.28. а) $\text{Al}_2\text{S}_3 (\kappa) + 6\text{H}_2\text{O} (\text{ж}) = \text{Al}(\text{OH})_3 (\kappa) + \text{H}_2\text{S} (\Gamma)$
 б) $\text{AlCl}_3 (\Gamma) = \text{Al} (\kappa) + 3/2\text{Cl}_2 (\Gamma)$
 в) $\text{Al} (\kappa) = \text{Al} (\Gamma)$
 г) $\text{Cl}_2 (\Gamma) = 2\text{Cl} (\Gamma)$
 д) SiJ_4
- 6.29. а) $\text{NH}_4\text{Cl} (\kappa) = \text{NH}_3 (\Gamma) + \text{HCl} (\Gamma)$
 б) $\text{NH}_3 (\Gamma) = 1/2\text{N}_2 (\Gamma) + 3/2\text{H}_2 (\Gamma)$
 в) $\text{HCl} (\Gamma) = \text{HCl} (\text{ж})$
 г) $\text{H}_2 (\Gamma) = 2\text{H} (\Gamma)$
 д) PbCl_4
- 6.30. а) $\text{Al}_4\text{C}_3 (\kappa) + 12\text{H}_2\text{O} (\text{ж}) = 4\text{Al}(\text{OH})_3 (\kappa) + 3\text{CH}_4 (\Gamma)$
 б) $\text{CH}_4 (\Gamma) = \text{C} (\kappa, \text{граф}) + 2\text{H}_2 (\Gamma)$
 в) $\text{C} (\kappa, \text{граф}) = \text{C} (\Gamma)$
 г) $\text{H}_2 (\Gamma) = 2\text{H} (\Gamma)$
 д) PbBr_4

Тема 7. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Все химические реакции можно разделить на два вида: на необратимые и обратимые. Необратимые реакции протекают только в одном направлении до полного превращения исходных веществ в продукты реакций. Необратимыми являются реакции, которые приводят к выпадению осадков, выделению газообразных веществ, образованию труднодиссоциируемых и комплексных соединений. Приведем примеры таких реакций.



Обратимые реакции одновременно протекают в двух направлениях. Вследствие химической обратимости эти реакции не доходят до конца. В ходе обратимых реакций скорость прямой реакции v_1 уменьшается, а скорость обратной реакции v_2 увеличивается. В определенный момент обе скорости становятся одинаковыми $v_1=v_2$. Такое состояние системы, когда скорость обратной реакции равняется скорости прямой реакции, называется равновесием. Запишем равновесную систему в общем виде



Применим закон действия масс к равновесной системе

$$v_1=k_1[A]^a [B]^b ; v_2=k_2[C]^c [D]^d.$$

К моменту равновесия, когда скорость прямой реакции равна скорости обратной $v_1=v_2$, наступит равенство правых частей

$$k_1[A]^a[B]^b = k_2[C]^c[D]^d.$$

Рассмотрим отношение констант прямой (k_1) и обратной (k_2) реакций. Это отношение является тоже постоянной величиной; обозначим его буквой "K" и назовем константой равновесия

$$K = k_1 / k_2 = [A]^a[B]^b / [C]^c[D]^d.$$

В качестве примера запишем выражение константы равновесия для следующей равновесной системы: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$,

$$K_{\text{равн}} = [\text{NH}_3]^2 / [\text{N}_2] [\text{H}_2]^3.$$

Состояние химического равновесия сохраняется до тех пор, пока остаются неизменными условия, в которых находится система; изменение условий (концентрации, температуры или давления) приводит к смещению равновесия в ту или иную сторону.

Для качественного определения направления сдвига равновесия реакции используется принцип Ле Шателье: если на систему, находящуюся в равновесии, подействовать изменением концентрации, температуры или давления, то равновесие смещается в сторону, противодействующую вызванному изменению. Рассмотрим действие этого принципа на примере следующей системы: $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$, $-\Delta H$.

1. При повышении концентрации азота и водорода происходит их дальнейшее взаимодействие, что приводит к смещению равновесия в сторону прямой реакции.

2. В данной системе все вещества – газы. При повышении давления в данной системе происходит сжатие каждого из газообразных веществ. Это равноценно повышению концентрации. Равновесие смещается в сторону меньшего числа молей газообразного вещества. Для рассматриваемой системы повышение давления смещает равновесие в прямом направлении.

3. Повышение температуры должно смещать равновесие в сторону реакции, идущей с поглощением тепла. Для данной системы прямой процесс идет с выделением теплоты, так как энтальпия этого процесса ΔH стоит со знаком «минус». Следовательно, повышение температуры приводит к смещению равновесия в сторону обратной реакции.

4. Катализатор равновесия не смещает. Он ускоряет его достижение.

Контрольные вопросы и задания

В каждом задании равновесная система относится к пп. «а» и «б».

Для п. «а» написать выражение константы равновесия и определить, в какую сторону сместится равновесие при повышении в заданной системе давления, температуры. Ответ обосновать. Какими ещё воздействиями на систему равновесие можно сместить вправо?

Для п. «б» задание в каждом конкретном случае своё.

7.1. а) $2H_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2H_2O(g)$.

- б) Определите начальные концентрации H_2 и O_2 , если известно, что равновесные концентрации H_2 , O_2 и H_2O равны соответственно 2 моль/л, 1,5 моль/л, 3 моль/л, начальная концентрация воды равна нулю.
- 7.2. а) $\text{SbCl}_3 (\text{г}) + \text{Cl}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons \text{SbCl}_5 (\text{г})$.
б) Найдите константу равновесия, если известно, что к моменту наступления равновесия прореагировало 80% SbCl_3 , а начальные концентрации SbCl_3 , Cl_2 и SbCl_5 равны соответственно 1 моль/л, 2 моль/л, 0 моль/л.
- 7.3. а) $2\text{NO} (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2 (\text{г})$.
б) Найдите начальные концентрации NO и O_2 , если известно, что равновесные концентрации NO , O_2 и NO_2 равны 0,5 моль/л, а начальная концентрация NO_2 равна 0 моль/л.
- 7.4. а) $\text{PCl}_3 (\text{г}) + \text{Cl}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons \text{PCl}_5 (\text{г})$.
б) Найдите равновесную концентрацию $\text{PCl}_5 (\text{г})$, если константа равновесия при некоторой температуре равна 2, а исходные концентрации PCl_3 , Cl_2 и PCl_5 равны соответственно 1 моль/л, 2 моль/л, 0 моль/л.
- 7.5. а) $\text{N}_2 (\text{г}) + 3\text{H}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 (\text{г})$.
б) Найдите начальные концентрации N_2 и H_2 , если известно, что равновесные концентрации N_2 , H_2 и NH_3 равны 1 моль/л, а начальная концентрация NH_3 равна 0 моль/л.
- 7.6. а) $\text{SO}_2 (\text{г}) + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{SO}_2\text{Cl}_2 (\text{г})$.
б) Найдите равновесную концентрацию SO_2Cl_2 , если константа равновесия равна 1,5; а исходные концентрации SO_2 , Cl_2 и SO_2Cl_2 равны соответственно 2 моль/л, 1 моль/л, 0 моль/л.
- 7.7. а) $\text{CO} (\text{г}) + \text{H}_2\text{O} (\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}_2 (\text{г}) + \text{H}_2 (\text{г})$.
б) Найдите равновесные концентрации CO_2 , H_2 , если константа равновесия равна 1, а исходные концентрации CO , H_2O , CO_2 , H_2 равны соответственно 1 моль/л, 1 моль/л, 0 моль/л, 0 моль/л.
- 7.8. а) $2\text{NO}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4 (\text{г})$.
б) Найдите равновесную концентрацию N_2O_4 , если константа равновесия равна 2, а исходные концентрации NO_2 , N_2O_4 составляли соответственно 2 моль/л, 1 моль/л.
- 7.9. а) $\text{Br}_2 (\text{г}) + \text{Fe} (\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{BrF} (\text{г})$.
б) Найдите равновесные концентрации всех веществ, если константа равновесия равна 3, а исходные концентрации Br_2 , F_2 , BrF соответственно 2 моль/л, 2 моль/л, 0 моль/л.

7.10. а) $\text{CH}_4 (\text{г}) + 2\text{F}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons \text{CH}_2\text{F}_2 (\text{г}) + 2\text{HF} (\text{г})$.

б) Найдите начальные концентрации CH_4, F_2 , если известно, что равновесные концентрации $\text{CH}_4, \text{F}_2, \text{CH}_2\text{F}_2$, и HF равны соответственно 1 моль/л, 2 моль/л, 0,5 моль/л, 1 моль/л.

7.11. а) $2\text{NO}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4 (\text{г})$.

б) Найдите равновесную концентрацию N_2O_4 , если константа равновесия равна 3, а исходные концентрации NO_2 и N_2O_4 равны соответственно 2 моль/л, 0 моль/л.

7.12. а) $\text{C}_2\text{H}_2 (\text{г}) + \text{H}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_4 (\text{г})$.

б) Найдите начальные концентрации $\text{C}_2\text{H}_2, \text{H}_2$, если известно, что равновесные концентрации $\text{C}_2\text{H}_2, \text{H}_2, \text{C}_2\text{H}_4$ равны соответственно 2,2 моль/л, 1,4 моль/л, 1,1 моль/л, а начальная концентрация $\text{C}_2\text{H}_4 (\text{г})$ – 0 моль/л.

7.13. а) $2\text{AlCl}_3 (\text{г}) \rightleftharpoons \text{Al}_2\text{Cl}_6 (\text{г})$.

б) Найдите равновесную концентрацию Al_2Cl_6 , если константа равновесия равна 1, а исходные концентрации AlCl_3 и Al_2Cl_6 составляют соответственно 2 моль/л, 3 моль/л.

7.14. а) $\text{CCl}_4 (\text{г}) + 2\text{F}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons \text{CF}_4 (\text{г}) + 2\text{Cl}_2 (\text{г})$.

б) Найдите начальные концентрации CCl_4 и F_2 , если известно, что равновесные концентрации $\text{CCl}_4, \text{F}_2, \text{CF}_4$ равны соответственно 3 моль/л, 8 моль/л, 2 моль/л, а начальные концентрации CF_4, Cl_2 равны нулю. Определите также равновесную концентрацию Cl_2 .

7.15. а) $\text{C}_2\text{H}_4 (\text{г}) + \text{H}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_6 (\text{г})$.

б) Найдите равновесные концентрации веществ, если константа равновесия равна 10, а исходные концентрации $\text{C}_2\text{H}_4, \text{H}_2, \text{C}_2\text{H}_6$ равны соответственно 2 моль/л, 2 моль/л, 1 моль/л.

7.16. а) $\text{AsH}_3 (\text{г}) + 3\text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{AsCl}_3 (\text{г}) + 3\text{HCl} (\text{г})$.

б) Найдите начальные концентрации $\text{AsH}_3, \text{Cl}_2$, если известно, что равновесные концентрации $\text{AsH}_3, \text{Cl}_2, \text{AsCl}_3$ равны соответственно 4 моль/л, 3 моль/л, 2 моль/л, а начальные концентрации $\text{AsCl}_3, \text{HCl}$ – равны нулю. Определите также равновесную концентрацию HCl .

7.17. а) $\text{C}_2\text{H}_2 (\text{г}) + \text{H}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_4 (\text{г})$.

б) Найдите равновесную концентрацию C_2H_4 , если константа равновесия равна 10, а исходные концентрации $\text{C}_2\text{H}_2, \text{H}_2, \text{C}_2\text{H}_4$ равны соответственно 3 моль/л, 2 моль/л, 0 моль/л.

7.18. а) $\text{CO} (\text{г}) + \text{H}_2\text{O} (\text{г}) \rightleftharpoons \text{H}_2 (\text{г}) + \text{CO}_2 (\text{г})$.

- б) Вычислите исходную концентрацию CO, если константа равновесия равна 1, и равновесные концентрации H₂O, CO₂ равны соответственно 0,03 моль/л, 0,04 моль/л.
- 7.19. а) $\text{H}_2 (\text{г}) + \text{Br}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons \text{HBr} (\text{г})$.
 б) Вычислите исходную концентрацию H₂, если равновесные концентрации H₂, Br₂, HBr равны соответственно 0,5 моль/л, 0,1 моль/л, 1,6 моль/л.
- 7.20. а) $\text{H}_2 (\text{г}) + \text{I}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{HI} (\text{г})$.
 б) Вычислите исходную концентрацию H₂, если равновесные концентрации H₂, I₂, HI равны соответственно 1 моль/л, 0,2 моль/л, 3,2 моль/л.
- 7.21. а) $2\text{NO} (\text{г}) + \text{Cl}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NOCl} (\text{г})$.
 б) Вычислите константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 25% NO. Исходные концентрации NO и Cl₂ были равны соответственно 4 моль/л, 2 моль/л.
- 7.22. а) $2\text{CO} (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{CO}_2 (\text{г})$.
 б) Определите исходную концентрацию CO, если равновесные концентрации CO, O₂, CO₂ равны соответственно 1,2 моль/л, 0,1 моль/л и 4 моль/л.
- 7.23. а) $\text{I}_2 (\text{г}) + \text{H}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{HI} (\text{г})$.
 б) Найдите исходные концентрации I₂ и H₂, если известно, что равновесные концентрации I₂, H₂ и HI равны соответственно 2 моль/л, 4 моль/л и 3 моль/л, а исходная концентрация HI равна нулю.
- 7.24. а) $2\text{SO}_2 (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3 (\text{г})$.
 б) Вычислите константу равновесия, если начальные концентрации SO₂, O₂, SO₃ равны соответственно 1,4 моль/л, 0,36 моль/л, 0 моль/л. Равновесие установилось при концентрации SO₃, равной 0,4 моль/л.
- 7.25. а) $\text{H}_2 (\text{г}) + \text{Cl}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{HCl}$.
 б) Вычислите равновесные концентрации HCl и Cl₂, если исходные концентрации H₂, Cl₂ и HCl равны соответственно 0,035 моль/л, 0,05 моль/л, 0 моль/л. Равновесие установилось, когда концентрация H₂ стала равной 0,015 моль/л.
- 7.26. а) $\text{N}_2 (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NO} (\text{г})$.
 б) Найдите начальные концентрации N₂ и O₂, если равновесные концентрации N₂, O₂ и NO равны соответственно 3 моль/л, 5 моль/л, 4 моль/л, а исходная концентрация NO равна 0 моль/л.

7.27. а) $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{г})$.

б) Найдите начальные концентрации NO и O_2 , если равновесные концентрации NO , O_2 и NO_2 равны соответственно 0,56 моль/л, 0,2 моль/л, 0,44 моль/л, а исходная концентрация NO_2 равна 0 моль/л.

7.28. а) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Br}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{HBr}(\text{г})$.

б) Вычислите исходные концентрации H_2 и Br_2 , если равновесные концентрации H_2 , Br_2 , HBr равны соответственно 0,5 моль/л, 0,1 моль/л, 1,5 моль/л, а исходная концентрация HBr – 0 моль/л.

7.29. а) $3\text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{O}_3(\text{г})$.

б) Исходная концентрация O_2 равна 1,2 моль/л, а O_3 – нулю. Вычислите константу равновесия, если известно, что к моменту равновесия 75% кислорода превращается в озон.

7.30. а) $\text{CH}_4(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CS}_2(\text{г}) + 4\text{H}_2(\text{г})$.

б) Исходные концентрации CH_4 , H_2S , CS_2 , H_2 равны соответственно 0,3 моль/л, 0,6 моль/л, 0 моль/л, 0 моль/л. Вычислите равновесные концентрации всех веществ, если известно, что к моменту равновесия прореагировало 0,2 моль/л CH_4 .

Тема 8. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

При растворении солей происходит не только процесс распада солей на составные части (процесс диссоциации), но и процесс соединения составных частей соли с составными частями воды, т.е. процесс гидролиза.

Гидролизом называют взаимодействие ионов растворенной соли с ионами H^+ и OH^- воды.

Соли можно разделить на четыре группы:

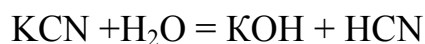
а) соли сильных оснований и слабых кислот (Na_2S , KHS , Na_2CO_3);

б) соли слабых оснований и сильных кислот (NH_4Cl , ZnSO_4);

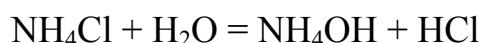
в) соли слабых оснований и слабых кислот ($(\text{NH}_4)_2\text{S}$, ZnCO_3);

г) соли сильных оснований и сильных кислот (NaCl , Na_2SO_4 , KNO_3).

Первые три группы солей подвергаются гидролизу. Если происходит гидролиз солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой, то образуется слабодиссоциируемая кислота, и среда становится щелочной



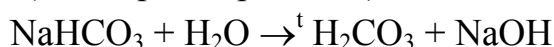
Когда идет гидролиз солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой, образуется слабое, т.е. слабодиссоциируемое основание, и среда становится кислой



Гидролиз солей, содержащих многозарядные ионы, идет по стадиям. Напишем уравнение гидролиза соли Na_2CO_3



II стадия: (идет при нагревании)



$\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$ (щелочность раствора ещё больше, pH возрастает). Гидролиз солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой независимо от заряда ионов, идет в одну стадию и до конца



Соли, образованные сильными основаниями и сильными кислотами, гидролизу не подвергаются, потому что при растворении таких солей не образуются слабодиссоциируемые соединения.

Количественно гидролиз характеризуется степенью гидролиза. Степень гидролиза определяется отношением числа гидролизированных молекул к числу растворенных.

$$\beta = \frac{\text{число гидролизированных молекул}}{\text{число растворенных молекул}} \cdot 100\%.$$

Степень гидролиза увеличивается при повышении температуры и при увеличении разбавления раствора.

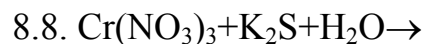
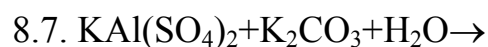
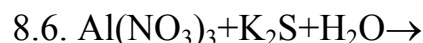
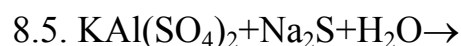
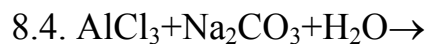
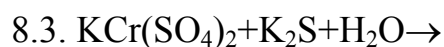
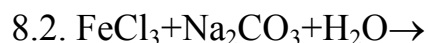
Контрольные вопросы и задачи

А. Напишите в молекулярной и краткой ионной форме уравнения гидролиза солей.

Если гидролиз идёт по стадиям. Напишите уравнения гидролиза по стадиям. Укажите условия, при которых происходит данная стадия гидролиза. Укажите, как изменяется pH-среды.

8.1.	a) AlCl_3	б) CH_3COONa	в) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
8.2.	a) $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$	б) Na_2CO_3	в) $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$
8.3.	a) $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$	б) Na_2S	в) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
8.4.	a) CuCl_2	б) Na_3PO_4	в) $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
8.5.	a) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	б) NaCN	в) $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3$
8.6.	a) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$	б) Na_3BO_3	в) $\text{Ni}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
8.7.	a) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	б) Na_2SiO_3	в) $\text{Mn}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
8.8.	a) CrCl_3	б) CH_3COOK	в) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
8.9.	a) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	б) K_2CO_3	в) $\text{Zn}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
8.10.	a) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	б) K_2S	в) CH_3COOAg
8.11.	a) ZnSO_4	б) K_3PO_4	в) $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$
8.12.	a) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	б) K_3BO_3	в) $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
8.13.	a) FeCl_3	б) K_2SiO_3	в) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$
8.14.	a) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	б) KCN	в) $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Hg}$
8.15.	a) CuSO_4	б) $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$	в) $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$
8.16.	a) BiCl_3	б) $\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$	в) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
8.17.	a) FeCl_2	б) BeS	в) $\text{Ni}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
8.18.	a) BiCl_3	б) CH_3COONa	в) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$
8.19.	a) $\text{Bi}(\text{NO}_3)_2$	б) Na_2CO_3	в) $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
8.20.	a) ZnCl_2	б) Na_2S	в) $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3$
8.21.	a) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$	б) Na_3PO_4	в) $\text{Ni}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
8.22.	a) NiSO_4	б) NaCN	в) $\text{Mn}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
8.23.	a) NiCl_2	б) Na_3BO_3	в) $\text{Zn}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
8.24.	a) CoCl_2	б) Na_2SiO_3	в) CH_3COOAg
8.25.	a) CoSO_4	б) $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Sr}$	в) $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$
8.26.	a) FeSO_4	б) K_2CO_3	в) $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
8.27.	a) FeSO_4	б) K_2S	в) $\text{Hg}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
8.28.	a) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	б) K_3PO_4	в) $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
8.29.	a) $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$	б) KCN	в) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$
8.30.	a) MnSO_4	б) K_2SiO_3	в) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$

В. Написать уравнения следующих реакций:



- | | |
|---|--|
| 8.9. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | 8.20 $\text{CrCl}_3 + (\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| 8.10. $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | 8.21 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + (\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| 8.11. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | 8.22 $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| 8.12. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | 8.23 $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| 8.13. $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + (\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | 8.24 $\text{CuCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| 8.14. $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + (\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | 8.25 $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| 8.15. $\text{ZnSO}_4 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | 8.26 $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| 8.16. $\text{AlCl}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | 8.27 $\text{CrCl}_3 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| 8.17. $\text{AlCl}_3 + (\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | 8.28 $\text{Be}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| 8.18. $\text{MgCl}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | 8.29 $\text{ZnCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| 8.19. $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | 8.30 $\text{ZnCl}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |

Тема 9. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ pH

Кислотность среды определяется наличием ионов водорода H^+ (а вернее – ионов гидроксония H_3O^+). В водном растворе соляной кислоты ионов водорода много, так как молекулы в растворе диссоциируют на ионы: $\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$. Среда становится кислой. NaOH в процессе растворения диссоциирует на ионы Na^+ и OH^- . Из-за ионов OH^- среда становится щелочной. Сама вода, если она химически чистая, является слабым электролитом. Это объясняется тем, что очень небольшая доля молекул воды подвергается электролитической диссоциации ($\text{H}_2\text{O} = \text{H}^+ + \text{OH}^-$). Запишем константу диссоциации воды

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}].$$

Экспериментальное определение константы диссоциации воды дает значение константы, равное $K_w = 1,8 \cdot 10^{-16}$. Молярная концентрация воды $[\text{H}_2\text{O}]$, т.е. число молей воды в литре воды, равна 55,5 моль/л. Подставив эти данные в выражение константы, получим следующее произведение $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$, которое называют *ионным произведением воды*. Ионное произведение воды используется для расчета концентрации ионов водорода $[\text{H}^+] = 10^{-14} / [\text{OH}^-]$ и концентрации гидроксильных групп.

Для чистой воды $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л. Такая среда называется нейтральной. Если в среде присутствует ионов водорода больше, чем 10^{-7} (например 10^{-3} моль/л), данная среда кислая, если ионов водорода меньше, чем 10^{-7} (например 10^{-10} моль/л), то среда щелочная.

Для характеристики кислотности и щелочности водных сред используется не само значение концентрации ионов водорода, а его десятичный логарифм, взятый с обратным знаком. Эта величина получила название водородного показателя и обозначается рН: $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$. Для нейтральной среды $\text{pH}=7$, для кислой среды $\text{pH}<7$, а для щелочной $\text{pH}>7$.

Контрольные вопросы и задачи

- 9.1. Вычислите концентрацию ионов H^+ и рН 0,1 н. раствора $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$, если константа диссоциации $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ равна $6,3 \cdot 10^{-5}$.
- 9.2. Вычислите концентрацию ионов H^+ и рН 0,06 н. раствора NH_4I , если константа диссоциации NH_4OH равна $1,8 \cdot 10^{-5}$.
- 9.3. Вычислите концентрацию ионов H^+ и рН 0,08 н. раствора NH_4Br , если константа диссоциации NH_4OH равна $1,8 \cdot 10^{-5}$.
- 9.4. Вычислите концентрацию ионов H^+ и рН 0.1 н. раствора NH_4Cl , если константа диссоциации NH_4OH равна $1,8 \cdot 10^{-5}$.
- 9.5. Вычислите концентрацию ионов OH^- и рН 0,05 М раствора Na_2CO_3 , если константа диссоциации H_2CO_3 соответственно равны $K_1=4,5 \cdot 10^{-7}$; $K_2=4,8 \cdot 10^{-11}$ (учитывать только первую степень гидролиза).
- 9.6. Вычислите концентрацию ионов OH^- и рН 0,05 н. раствора NH_4NO_3 , если константа диссоциации NH_4OH равна $1,8 \cdot 10^{-5}$.
- 9.7. Вычислите концентрацию ионов OH^- и рН 0,005 н. раствора NaNO_2 , если константа диссоциации HNO_2 равна $4 \cdot 10^{-4}$.
- 9.8. Вычислите концентрацию ионов OH^- и рН 0,05 н. раствора NaClO , если константа диссоциации NaClO равна $5 \cdot 10^{-8}$.
- 9.9. Вычислите концентрацию ионов OH^- и рН 0,01 М раствора Na_3PO_4 , если константа диссоциации Na_3PO_4 соответственно равны $K_1=1,1 \cdot 10^{-3}$; $K_2=6,2 \cdot 10^{-8}$; $K_3=5 \cdot 10^{-13}$ (учитывать только первую степень гидролиза).
- 9.10. Вычислите концентрацию ионов OH^- и рН 0,05 М раствора K_2SO_3 , если константа диссоциации H_2SO_3 соответственно равны $K_1=1,4 \cdot 10^{-2}$; $K_2=6,2 \cdot 10^{-8}$ (учитывать только первую степень гидролиза).
- 9.11. Вычислите концентрацию ионов OH^- и рН 0,05 М раствора K_3PO_4 , если константа диссоциации H_3PO_4 соответственно равны $K_1=7,1 \cdot 10^{-3}$; $K_2=6,2 \cdot 10^{-8}$; $K_3=5 \cdot 10^{-13}$ (учитывать только первую степень гидролиза).
- 9.12. Вычислите концентрацию ионов H^+ и рН 0,05 н. раствора NH_4Cl , если константа диссоциации NH_4OH равна $1,8 \cdot 10^{-5}$.

- 9.13. Вычислите концентрацию ионов OH^- и pH 0,1 М раствора Na_2SO_3 , если константа диссоциации H_2SO_3 соответственно равны $K_1=1,4 \cdot 10^{-2}$; $K_2=6,2 \cdot 10^{-8}$ (учитывать только первую степень гидролиза соли).
- 9.14. Вычислите концентрацию ионов OH^- и pH 0,1 М раствора CH_3COONa , если константа диссоциации CH_3COOH равна $1,75 \cdot 10^{-5}$.
- 9.15. Вычислите концентрацию ионов OH^- и pH 0,01 н. раствора KCN , если константа диссоциации HCN равна $1,8 \cdot 10^{-5}$.
- 9.16. Вычислите концентрацию ионов H^+ и pH 0,1 М раствора Na_2CO_3 , если константа диссоциации H_2SO_3 соответственно равны $K_1=4,5 \cdot 10^{-7}$; $K_2=4,8 \cdot 10^{-11}$ (учитывать только первую степень гидролиза).
- 9.17. Вычислите pH 0,01 М раствора $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, если константа диссоциации CH_3COOH равна $1,75 \cdot 10^{-5}$, а константа диссоциации NH_4OH равна $1,8 \cdot 10^{-5}$.
- 9.18. Вычислите концентрацию ионов OH^- и pH 0,01 М раствора K_2SiO_3 , если константы диссоциации H_2SiO_3 соответственно равны $K_1=2,2 \cdot 10^{-10}$; $K_2=10^{-12}$ (учитывать только первую степень гидролиза соли).
- 9.19. Вычислите концентрацию ионов H^+ и pH 0,01 М раствора MnSO_4 , если константа диссоциации $\text{Mn}(\text{OH})_2$ равна $5 \cdot 10^{-4}$.
- 9.20. Вычислите концентрацию ионов OH^- и pH 0,1 н. раствора KNO_2 , если константа диссоциации HNO_2 равна $4 \cdot 10^{-4}$.
- 9.21. Вычислите концентрацию ионов OH^- и pH 0,01 М раствора Na_2S , если константы диссоциации H_2S соответственно равны $K_1=2,2 \cdot 10^{-10}$; $K_2=2,5 \cdot 10^{-13}$ (учитывать только первую степень гидролиза соли).
- 9.22. Вычислите концентрацию ионов OH^- и pH 0,25 М раствора CH_3COONa , если константа диссоциации CH_3COOH соответственно равна $1,75 \cdot 10^{-5}$.
- 9.23. Вычислите концентрацию ионов OH^- и pH 0,02 М раствора Na_2SiO_3 , если константы диссоциации H_2SiO_3 соответственно равны $K_1=2,2 \cdot 10^{-10}$; $K_2=10^{-12}$ (учитывать только первую степень гидролиза соли).
- 9.24. Вычислите концентрацию ионов OH^- и pH 0,015 М раствора K_2SO_3 , если константы диссоциации H_2SO_3 соответственно равны $K_1=4,4 \cdot 10^{-2}$; $K_2=6,2 \cdot 10^{-8}$ (учитывать только первую степень гидролиза соли).
- 9.25. Вычислите концентрацию ионов OH^- и pH 0,04 М раствора $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOK}$, если константа диссоциации $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ равна $6,3 \cdot 10^{-5}$.
- 9.26. Вычислите концентрацию ионов OH^- и pH 0,2 М раствора HCOONa , если константа диссоциации HCOOH равна $1,8 \cdot 10^{-4}$.

- 9.27. Вычислите концентрацию ионов OH^- и pH 0,03 М раствора KClO , если константа диссоциации HClO равна $5 \cdot 10^{-8}$.
- 9.28. Вычислите концентрацию ионов OH^- и pH 0,02 М раствора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, если константа диссоциации NH_4OH равна $1,8 \cdot 10^{-5}$.
- 9.29. Вычислите концентрацию ионов OH^- и pH 0,15 М раствора KCN , если константа диссоциации HCN равна $7,2 \cdot 10^{-10}$.
- 9.30. Вычислите концентрацию ионов OH^- и pH 0,025 М раствора K_2CO_3 , если константы диссоциации H_2CO_3 соответственно равны $K_1=4,5 \cdot 10^{-7}$; $K_2=4,8 \cdot 10^{-11}$ (учитывать только первую ступень гидролиза соли).

Тема 10. ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ

ГАЛЬ-

Электрохимические процессы – гетерогенные окислительно-восстановительные процессы, сопровождающиеся возникновением электрического тока или протекающие под воздействием тока на границе раздела: электрод-раствор или расплав электролита. Электрохимические реакции протекают в химических источниках электрической энергии: гальванических элементах, аккумуляторах, топливных элементах, при электрической коррозии металлов и сплавов, в процессах электролиза и др.

При погружении металла в раствор, содержащий ионы этого металла, на границе раздела металл – раствор устанавливается подвижное равновесие: $\text{Me} \leftrightarrow \text{Me}^{n+} + n\bar{e}$.

Этому равновесию соответствует определенный скачок потенциала на границе раздела фаз, называемый *равновесным электродным потенциалом*. Электродный потенциал можно вычислить по уравнению **Нернста**:

$$\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = \varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg a_{\text{Me}^{n+}},$$

где $\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0$ – стандартный потенциал электрода, В (табл. 1);

n – количество электронов в электродной реакции (заряд иона металла);

$C_{\text{Me}^{n+}}$ – концентрация ионов металла в растворе, моль/л.

В растворах слабых электролитов активность ионов металла может быть найдена по уравнению

$$a_{\text{Me}^{n+}} = C_{\text{M}} \cdot \alpha \cdot b,$$

где C_M – молярная концентрация электролита; моль/л

α – степень диссоциации

ν – число ионов металла, образующихся при диссоциации одной молекулы вещества электролита.

Таблица 1

Стандартные электродные потенциалы некоторых металлов

Электрод	$\varphi_{Me^{n+}/Me}^0$, В	Электрод	$\varphi_{Me^{n+}/Me}^0$, В
Li ⁺ /Li	-3,045	Ni ²⁺ /Ni	-0,250
K ⁺ /K	-2,924	Sn ²⁺ /Sn	-0,136
Ca ²⁺ /Ca	-2,866	Pb ²⁺ /Pb	-0,126
Na ⁺ /Na	-2,714	Fe ²⁺ /Fe	-0,037
Mg ²⁺ /Mg	-2,363	2H ⁺ /H ₂	0,000
Be ²⁺ /Be	-1,847	Cu ²⁺ /Cu	+0,337
Al ³⁺ /Al	-1,663	Cu ⁺ /Cu	+0,520
Ti ²⁺ /Ti	-1,630	Hg/Hg	+0,788
Mn ²⁺ /Mn	-1,170	Ag ⁺ /Ag	+0,799
Zn ²⁺ /Zn	-0,763	Hg ²⁺ /Hg	+0,850
Cr ³⁺ /Cr	-0,744	Pt ²⁺ /Pt	+1,188
Fe ²⁺ /Fe	-0,440	Au ³⁺ /Au	+1,498
Cd ²⁺ /Cd	-0,403	Au ⁺ /Au	+1,692
Co ²⁺ /Co	-0,277	–	–

Для расчетов при ментельно к растворам сильных электролитов ионов металла рассчитывается активность по формуле

$$C_{Me^{n+}} = C_M \cdot f \cdot b,$$

где f – коэффициент активности ионов в растворе.

Коэффициент активности учитывает электростатическое взаимодействие между ионами в растворе электролита. Принято считать, что диссоциация молекул на ионы в растворах сильных электролитов происходит полностью, поэтому степень диссоциации $\alpha = 1$.

Стандартные потенциалы металлических электродов определяют по отношению к стандартному водородному электроду, потенциал которого

условно принят равным нулю. Если давление газообразного водорода соответствует стандартным условиям, а концентрация ионов водорода в растворе отличается от стандартных условий, т.е. больше или меньше 1 моль/л, то потенциал водородного электрода может быть вычислен по формуле, полученной из уравнения Нернста.

Для растворов слабых электролитов:

$$\varphi_{\text{H}^+/\text{H}} = 0,059 \lg [\text{H}^+],$$

Для сильных электролитов:

$$\varphi_{\text{H}^+/\text{H}} = 0,059 \lg a_{\text{H}^+}.$$

Потенциал водородного электрода можно выразить и через водородный показатель – рН раствора. Так как $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$, то

$$\varphi_{\text{H}^+/\text{H}} = -0,059 \text{pH}.$$

Из двух любых электродов, имеющих различные потенциалы, можно собрать гальванический элемент. Электрод, имеющий более отрицательный потенциал, считается анодом, а более положительный – катодом. Разность потенциалов катода и анода при силе тока во внешней цепи близкой к нулю составляет электродвижущую силу (ЭДС) элемента $\text{ЭДС} = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{а}}$.

При работе гальванического элемента на аноде протекают реакции окисления, на катоде – восстановления.

Пример. Вычислить потенциалы медного и никелевого электродов, погруженных в растворы сульфата меди и сульфата никеля с концентрациями: $C_{\text{м}} = 0,1$ моль/л CuSO_4 (коэффициент активности ионов $\gamma = 0,16$) и $C_{\text{м}} = 0,1$ моль/л NiSO_4 (коэффициент активности ионов $\gamma = 0,15$). Составить схему гальванического элемента, вычислить ЭДС элемента, написать электронные уравнения реакций, протекающих на электродах, суммарную окислительно-восстановительную реакцию работы гальванического элемента.

Решение.

Равновесный потенциал электрода рассчитывается по уравнению Нернста.

Потенциал медного электрода

$$\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg a_{\text{Cu}^{2+}}; a_{\text{Cu}^{2+}} = C_{\text{M}} \cdot \gamma \cdot \nu.$$

$$\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0,34 + \frac{0,059}{2} \lg 0,1 \cdot 0,16 \cdot 1 = +0,286 \text{ В.}$$

Потенциал никелевого электрода

$$\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = -0,25 + \frac{0,059}{2} \lg 0,1 \cdot 0,15 \cdot 1 = -0,3 \text{ В.}$$

Так как потенциал никелевого электрода более отрицателен, то никелевый электрод в данном элементе является анодом, а медный – катодом.

Реакции на электродах:

на аноде $\text{Ni}^0 - 2\bar{e} = \text{Ni}^{2+}$ – окисление,

на катоде $\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}^0$ – восстановление.

Суммарная окислительно-восстановительная реакция в элементе

$\text{Ni}^0 + \text{Cu}^{2+} = \text{Ni}^{2+} + \text{Cu}^0$ – в ионном виде,

$\text{Ni} + \text{CuSO}_4 = \text{NiSO}_4 + \text{Cu}$ – в молекулярном виде.

Схема (условное обозначение) гальванического элемента

$\text{Ni} \mid \text{NiSO}_4, 0,1\text{M } f=0,15 \parallel \text{CuSO}_4, 0,1\text{M}, f=0,16 \mid \text{Cu}$

Контрольные вопросы и задачи

Имея электрод, указанный в задании, необходимо подобрать второй металлический электрод и рассчитать концентрацию соли – электролита (с учетом f или α), чтобы получить заданное значение ЭДС гальванического элемента, составленного из указанного в задании и выбранного вами электрода. Написать электрохимическую схему гальванического элемента. Указать, какой электрод является анодом, а какой – катодом. Написать уравнения реакций, протекающих на аноде и катоде.

- | | | | |
|-------|---|--------------------|---------------|
| 10.1. | Pt, H ₂ / 0,01н. HNO ₃ | $\alpha = 21\%$; | ЭДС = 0,635 В |
| 10.2. | Pt, H ₂ / 0,1н. HBr | $f = 0,9$; | ЭДС = 1,565 В |
| 10.3. | Pt, H ₂ / 0,1н. HCOOH | $\alpha = 4\%$; | ЭДС = 0,344 В |
| 10.4. | Pt, H ₂ / 0,001н. NH ₄ OH | $\alpha = 0,1$; | ЭДС = 0,365 В |
| 10.5. | Pt, H ₂ / 40 мг/л NaOH | $f = 1$; | ЭДС = 0,924 В |
| 10.6. | Pt, H ₂ / 0,1 М CH ₃ COOH | $\alpha = 1,3\%$; | ЭДС = 0,277 В |

10.7.	Pt, H ₂ / 0,1н. HI	$f = 0,9;$	ЭДС = 0,256 В
10.8.	Pt, H ₂ / H ₂ O	$f = 1;$	ЭДС = 0,668 В
10.9.	Pt, H ₂ / 0,01 М HCl	$f = 0,9;$	ЭДС = 0,352 В
10.10.	Pt, H ₂ / 0,1н. CH ₃ COOH	$\alpha = 0,013;$	ЭДС = 0,279 В
10.11.	Pt, H ₂ / 4мг/л NaOH	$f = 1;$	ЭДС = 0,407 В
10.12.	Pt, H ₂ / раствор с pH=11		ЭДС = 1,271 В
10.13.	Pt, H ₂ / 0,001н. CH ₃ COOH	$\alpha = 13%;$	ЭДС = 0,211 В
10.14.	Pt, H ₂ / 0,01н. HNO ₂	$\alpha = 0,07;$	ЭДС = 0,275 В
10.15.	Pt, H ₂ / 0,1н. NH ₄ OH	$\alpha = 0,01;$	ЭДС = 0,478 В
10.16.	Cd / 0,05М CdSO ₄	$f = 0,2;$	ЭДС = 0,706 В
10.17.	Pt, H ₂ / 0,01М HNO ₂	$\alpha = 0,21;$	ЭДС = 1,661 В
10.18.	Pt, H ₂ / 0,1М HBr	$f = 0,9;$	ЭДС = 0,731 В
10.19.	Zn / 0,4н. ZnCl ₂	$f = 0,5;$	ЭДС = 2,296 В
10.20.	Pt, H ₂ / 0,001М NH ₄ OH	$\alpha = 10%;$	ЭДС = 0,109 В
10.21.	Pt, H ₂ / 40мг/л KOH	$f = 1;$	ЭДС = 0,937 В
10.22.	Sn / 0,002М Sn(NO ₃) ₂	$f = 0,98;$	ЭДС = 0,256 В
10.23.	Ni / 0,01н. Ni(NO ₃) ₂	$f = 0,5;$	ЭДС = 0,573 В
10.24.	Cd / 0,02н. CdSO ₄	$f = 0,4 ;$	ЭДС = 0,024 В
10.25.	Fe / 0,2н. FeCl ₂	$f = 0,5;$	ЭДС = 0,024 В
10.26.	Pb / 0,04н. Pb(NO ₃) ₂	$f = 0,6;$	ЭДС = 0,805 В
10.27.	Cd / 0,5 М CdCl ₂	$f = 0,1;$	ЭДС = 0,269 В
10.28.	Pb / 0,1н. Pb(NO ₃) ₂	$f = 0,6;$	ЭДС = 0,416 В
10.29.	Ag / 0,001н. AgNO ₃	$f = 0,98;$	ЭДС = 1,083 В
10.30.	Au / 0,01н. AuNO ₃	$f = 0,1;$	ЭДС = 1,503 В

Тема 11. ЭЛЕКТРОЛИЗ

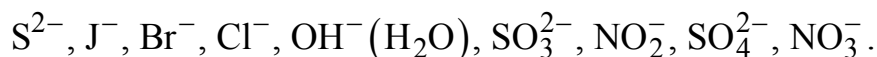
Электролизом называют окислительно-восстановительные процессы, протекающие на электродах при пропускании постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита. Электролиз осуществляют с помощью источников тока в устройствах, называемых электролизерами. Электрод, соединенный с отрицательным полюсом источника тока, называют катодом, а электрод, подключенный к положительному полюсу, – анодом. На аноде протекают реакции окисления, на катоде – восстановления.

Процессы электролиза могут проходить с растворимым или нерастворимым анодом. Типичным случаем электролиза с растворимым анодом является электролиз водного раствора соли, содержащей ионы металла, из которого сделан анод. Например, электролиз раствора хлорида никеля с никелевым анодом. $\text{NiCl}_2 = \text{Ni}^{2+} + 2\text{Cl}^-$



Нерастворимые аноды сами не принимают участие в окислительном процессе, а являются только переносчиками электронов. В качестве нерастворимых анодов могут быть использованы графит, инертные металлы, такие как платина, иридий и другие. На нерастворимых анодах протекают реакции окисления восстановителей, находящихся в растворе.

Отрицательные ионы (чаще всего кислотные остатки) окисляются на аноде в определенной последовательности. По активности к окислению анионы могут быть расположены в ряд:



При характеристике каждой реакции следует иметь в виду, что последовательность восстановления ионов металлов зависит от потенциалов металлов. Если в растворе одновременно находятся ионы двух или нескольких металлов, то в первую очередь восстанавливаются ионы того металла, который имеет более положительный потенциал. Если потенциалы двух металлов близки, то наблюдается совместное выделение двух металлов, то есть образуется сплав. В водных растворах на катоде совместно с такими металлами, как цинк, хром, марганец и др. могут восстанавливаться также ионы водорода. В растворах, содержащих ионы щелочных и щелочноземельных металлов (стандартный потенциал которых отрицательнее чем $-1,5 \text{ В}$) на катоде при электролизе выделяется только водород.

Масса окисленного или восстановленного на электродах вещества может быть рассчитана согласно *закону Фарадея*

$$m = \frac{M_э I \tau}{F},$$

где m – масса вещества, г; $M_э$ – эквивалентная масса, г/моль экв.; I – сила тока, А; τ – время, с; F – константа Фарадея, $F = 96500 \text{ Кл/моль}$.

Если при электролизе на электродах выделяются вещества в газообразном состоянии, то объем можно подсчитать по формуле

$$V = \frac{V_{\text{Э}} I \tau}{F},$$

где V – объем газа, л; $V_{\text{Э}}$ – эквивалентный объем газа, л/моль·эquiv.

Пример 1. Определить массу меди, выделившуюся при электролизе раствора CuSO_4 в течение одного часа при силе тока 2,68 А.

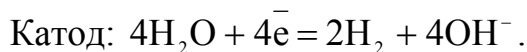
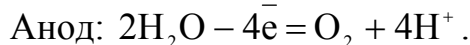
Решение. Согласно закону Фарадея: $m = M_{\text{Э}} \cdot I \cdot \tau / 96500$,

где m – масса вещества, г; $M_{\text{Э}}$ – эквивалентная масса, г/моль·эquiv.; I – сила тока, А; τ – время электролиза, с. Эквивалентная масса меди $63,54 / 2 = 31,77$ г/моль. Подставив в формулу значения $I = 2,68$ А; $\tau = 3600$ с, получим:

$$m = \frac{31,77 \cdot 2,68 \cdot 3600}{96500} = 3,18 \text{ г.}$$

Пример 2. Сколько граммов гидроксида калия образовалось у катода при электролизе K_2SO_4 , если на аноде выделилось 11,2 л кислорода (н.у.)?

Решение. Реакции на аноде и катоде при электролизе сульфата калия.



Под действием электрического поля ионы K^+ идут к катоду, а на электроде восстанавливается водород из воды. В растворе около катода образуется щелочь КОН в количестве, эквивалентном выделившемуся водороду или кислороду. Эквивалентный объем кислорода $V_{\text{Э}} = V_{\text{м}} / 4 = 22,4 / 4 = 5,6$ л/моль·эquiv. Следовательно, выделившиеся на аноде 11,2 л кислорода составляют 2 моль·эквивалента. Столько же моль КОН образуется у катода, т.е. $56,11 \cdot 2 = 112,22$ г/моль ($56,11$ г/моль·эquiv. – мольная масса эквивалентов гидроксида калия).

Контрольные вопросы и задачи

11.1. Рассчитайте, какой силы должен быть электрический ток, чтобы за 4 ч электролиза сульфата калия у катода образовалось 22,4 г едкого калия. Определите, сколько для этого потребуется 1 М раствора сульфата калия.

11.2. Рассчитайте время, которое необходимо для выделения всего хрома из 500 мл 0,6 н. раствора $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ силой тока 2,68 А. Предположить, что всё электричество расходуется на выделение хрома.

11.3. Через раствор хлорида двухвалентного металла пропускали электрический ток силой 2,5 А в течение 5,36 ч, при этом масса соли в растворе уменьшилась на 32,5 г. Назовите соль.

11.4. Вычислите время, необходимое для выделения 11,17 г железа из 1 л 1 М раствора FeSO_4 током в 1,34 А. Определите, сколько граммов железа осталось ещё в электролите.

11.5. Вычислите, какой силой тока надо проводить электролиз расплавленного PbCl_2 массой 1 кг, чтобы за 1 ч выделилось 1,12 л газообразного хлора. Рассчитайте также массу хлорида свинца, оставшегося после прекращения электролиза.

11.6. Вычислите, сколько времени потребуется для выделения 16 г из 1 л 1 М раствора CuSO_4 при силе тока 10 А. Сколько меди осталось в растворе после прекращения электролиза?

11.7. Рассчитайте, сколько времени должен длиться электролиз, чтобы при силе тока 10 А разложить на водород и кислород 1 кг воды? Определите, сколько получится кислорода и водорода.

11.8. Рассчитайте, сколько времени должен длиться электролиз водного раствора хлорида натрия, чтобы при силе тока 10 А получить у катода 200 г NaOH . Определите, сколько израсходовано NaCl .

11.9. При прохождении электрического тока силой 1,5 А в течение 30 мин через раствор соли трехвалентного металла на катоде выделилось 1,07 г металла. Определите атомную массу металла и назовите этот металл.

11.10. Рассчитайте, сколько времени должен длиться электролиз, чтобы силой тока 5 А выделилось на катоде 50 г меди из 1 л 1 М водного раствора CuSO_4 . Сколько меди остается ещё в растворе после прекращения электролиза?

11.11. Рассчитайте силу тока, при которой в течение 30 мин вести электролиз водного раствора NaOH , чтобы на катоде получить 1,68 л газа (н.у.). Назовите этот газ. Определите также, сколько и какого газа выделилось на аноде.

11.12. Через раствор хлорида двухвалентного металла пропускали электрический ток силой 5 А в течение 1,34 ч, при этом содержание соли в растворе уменьшилось на 23,7 г. Назовите соль.

11.13. Определите, сколько времени должен длиться электролиз водного раствора CuSO_4 , чтобы при силе тока 10 А на катоде выделился 1 кг меди. Определите, сколько литров 1 н. раствора CuSO_4 для этого потребовалось, если происходило выделение всей меди из раствора.

11.14. Рассчитайте, сколько времени должен длиться электролиз 5 л 0,7 н. раствора H_2SO_4 , чтобы концентрация кислоты стала 1 н. Электролиз проводится силой тока 10 А.

11.15. При электролизе 5 л 0,1 н. раствора CuSO_4 силой тока 5 А на аноде выделилось 0,56 л газообразного продукта, измеренного при н.у. Определите, сколько времени длится электролиз, назвать газообразный продукт, выделившийся на аноде. Определите, сколько соли осталось в растворе после прекращения электролиза.

11.16. Расчет показал, что для хромирования предложенной детали необходимо израсходовать 5 г хрома. Определите, сколько времени должен длиться электролиз при силе тока 5 А и сколько будет израсходовано 1 М раствора $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, если считать, что весь хром из раствора выделяется.

11.17. Через раствор нитрата двухвалентного металла пропустили ток силой 2 А в течение 40 мин, при этом на катоде выделилось 4,992 г металла. Назовите соль. Определите также, сколько и какого вещества выделилось на катоде.

11.18. При электролизе водного раствора Na_2SO_4 на аноде выделилось 6 л кислорода при 25°C и при 750 мм рт. ст. Рассчитайте, сколько времени длился электролиз, если сила тока была 5 А. Определите также, сколько щёлочи образовалось за это время у катода.

11.19. Рассчитайте, сколько времени должен длиться электролиз для того, чтобы повысить концентрацию 1 л раствора H_2SO_4 с 0,5 до 1 М. Сила тока равна 5 А.

11.20. Рассчитайте, сколько времени должен длиться электролиз водного раствора хлорида калия, чтобы при силе тока 5 А у катода образовалось 100 г КОН. Определите, сколько при этом будет израсходовано КСl.

11.21. Рассчитайте время, которое необходимо для выделения всего олова из 1 л 0,5 н. раствора SnSO_4 силой тока 3 А. Какой объём газообразного продукта выделится на аноде ($t = 20^\circ\text{C}$, $p = 755$ мм рт. ст.).

11.22. При электролизе водного раствора ZnSO_4 в течение 40 мин силой тока 6 А на катоде выделилось 0,116 л водорода при температуре 20°C и давлении 753 мм рт.ст. Определите массу цинка, выделившегося на катоде одновременно с водородом.

11.23. Рассчитайте силу тока, которая необходима для того, чтобы за 1 ч электролиза 5 л 1 М раствора SnCl_2 на катоде выделилось всё олово. Определите, сколько литров хлора выделится при этом на аноде.

11.24. Рассчитайте, сколько времени должен длиться электролиз, чтобы силой тока 5 А повысить в 2 раза концентрацию 500 мл 0,5 М раствора KOH.

11.25. Рассчитайте силу тока, необходимую для выделения всего свинца из 500 мл 0,1 н. раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, если электролиз предполагается вести в течение 30 мин.

11.26. Рассчитайте время, необходимое для выделения 10 г олова из 500 мл 1 н. раствора SnCl_2 силой тока 5 А. Определите, сколько граммов хлорида олова останется в растворе после окончания электролиза.

11.27. Рассчитайте, сколько граммов щёлочи образуется у катода при электролизе 700 мл 0,5 н. раствора NaCl в течение 5 мин при силе тока 5 А. Определите, на сколько уменьшилась концентрация хлорида натрия.

11.28. При электролизе 800 мл 1 н. раствора CuSO_4 в течение 40 мин на катоде выделилось 20 г меди. Рассчитайте силу тока и определите, сколько кислорода выделилось при этом на аноде и сколько CuSO_4 осталось в растворе после прекращения электролиза.

11.29. При прохождении тока силой 3 А в течение 15 мин через раствор соли трехвалентного металла выделилось 1,07 г металла. Назовите металл.

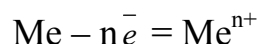
11.30. Силой тока 5 А выделили 5 г серебра из 0,5 л 1 н. раствора AgNO_3 . Определите время, в течение которого длился электролиз, и сколько граммов серебра осталось в растворе после прекращения электролиза.

Тема 12. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

Коррозией металлов называется процесс разрушения металлических материалов вследствие химического или электрохимического взаимодействия с внешней средой.

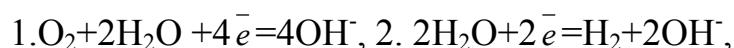
В основе процессов электрохимической коррозии лежит работа короткозамкнутых микро- или макрогальванических элементов (коррозионных гальванопар). Причинами возникновения гальванопар могут служить контакт двух металлов, соприкасающихся с раствором электролита, примеси в металлах, контакт металла с его оксидом, электрохимическая неоднородность поверхности металлов и т.д.

На участках с более отрицательными значениями потенциалов, являющихся анодами, протекает процесс окисления металла по реакции

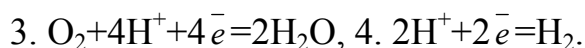


с переходом ионов металла в раствор электролита и возникновением некомпенсированных электронов в металле. Эти электроны самопроизвольно переходят на участки с более положительными потенциалами (катодные участки) и обуславливают реакцию восстановления каких-либо окислителей (деполяризаторов). В большинстве случаев катодными деполяризаторами являются растворенный в электролите молекулярный кислород воздуха или ионы водорода, которые восстанавливаются на катоде по уравнениям:

- в нейтральных и щелочных средах:



- в кислых средах :



Принципиальная возможность протекания процесса электрохимической коррозии определяется соотношением: $\varphi_{\text{к}} > \varphi_{\text{а}}$, т.е. для электрохимического окисления металла (анода) необходимо присутствие окислителя – деполяризатора, равновесный потенциал которого более положителен по сравнению с потенциалом металла в данных условиях. При соблюдении условий $\varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{а}} > 0$ и $\Delta G = -nF(\varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{а}}) < 0$ возможно самопроизвольное протекание процесса.

Для определения катодного процесса необходимо сравнить потенциал корродирующего металла (анода) в данных условиях с равновесным потенциалом водородного или кислородного электродов. Если $\varphi_{\text{ме}} < \varphi_{\text{H}_2}$, то на катоде в основном восстанавливается водород по реакциям **2** или **4**. Если $\varphi_{\text{O}_2} > \varphi_{\text{ме}} > \varphi_{\text{H}_2}$, на катоде восстанавливается только молекулярный кислород по реакциям **3** или **1**.

Пример. Рассмотреть коррозионный процесс, возникающий при нарушении сплошности серебряного покрытия на медном изделии в кислой (раствор HCl), нейтральной (раствор NaCl) и щелочной (раствор NaOH) средах.

Из таблицы электронных потенциалов находим их численные значения (табл. 2):

а) в кислой среде:

$\varphi_{\text{Cu}} = +0,154 \text{ В}$; $\varphi_{\text{Ag}} = +0,277 \text{ В}$. В образующейся гальванопаре медь анод, серебро – катод, т.к. $\varphi_{\text{O}_2} > \varphi_{\text{Cu}} > \varphi_{\text{H}_2}$ ($\varphi_{\text{H}_2} = -0,050 \text{ В}$; $\varphi_{\text{O}_2} = +1,173$), то

реакция на аноде: $2\text{Cu} - 4e^- = 2\text{Cu}^{2+}$,

реакция на катоде: $\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^- = 2\text{H}_2\text{O}$;

б) в нейтральной среде:

$\varphi_{\text{Cu}} = +0,07 \text{ В}$; $\varphi_{\text{Ag}} = +0,277 \text{ В}$; медь – анод, серебро – катод.

$\varphi_{\text{H}_2} = -0,413 \text{ В}$; $\varphi_{\text{O}_2} = +0,805 \text{ В}$

реакция на аноде: $2\text{Cu} - 4e^- = 2\text{Cu}^{2+}$,

реакция на катоде: $\text{O}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 4e^- = 4\text{OH}^-$;

в) в щелочной среде:

$\varphi_{\text{Cu}} = +0,027 \text{ В}$; $\varphi_{\text{Ag}} = +0,3 \text{ В}$; медь – анод, серебро – катод.

$\varphi_{\text{H}_2} = -0,765 \text{ В}$; $\varphi_{\text{O}_2} = +0,442 \text{ В}$

реакция на аноде: $2\text{Cu} - 4e^- = 2\text{Cu}^{2+}$,

реакция на катоде: $\text{O}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 4e^- = 4\text{OH}^-$.

Во всех трех средах $\varphi_{\text{Cu}} < \varphi_{\text{Ag}}$. Следовательно, при нарушении сплошности серебряного покрытия в коррозионной гальванопаре Cu – Ag серебро является катодом и электрохимически не защищает медь от коррозии, а наоборот, способствует разрушению медного изделия.

Таблица 2

Электродные потенциалы металлов, водорода и кислорода, В,
в различных электролитах при 25 °С.

Электрод	Кислая среда 0,1 М HCl	Щелочная среда 0,1 М NaOH	Нейтральная среда 3% HCl
Al	-0,493	-1,403	-0,577
Zn	-0,769	-1,126	-0,772
Cr	-0,039	-0,412	-0,032
Fe	-0,328	-0,161	-0,255
Cd	-0,510	-0,565	-0,530
Ni	-0,031	-0,126	-0,023
Pb	-0,233	-0,511	-0,238
Cu	+0,154	+0,027	+0,070
Ag	+0,277	+0,300	+0,277
Au	+0,348	+0,245	+0,250
H ₂	-0,059	-0,765	-0,413
O ₂	+1,173	+0,442	+0,805
Sn	-0,248	-0,127	-0,429

Контрольные вопросы и задачи

12.1. Хромированное железо имеет царапины, нарушающие сплошность покрытия. Напишите уравнения химических процессов, протекающих на катодных и анодных участках: в кислых, нейтральных и щелочных средах в результате коррозии данного изделия. Укажите, в какой среде железо будет защищено от коррозии более надёжно.

12.2. При никелировании железные изделия сначала покрывают медью, а затем никелем. Напишите уравнения реакций, протекающих на анодных и катодных участках в кислых, щелочных и нейтральных средах при повреждении этого двухслойного покрытия. Определите, в какой среде коррозия идёт наиболее интенсивно.

12.3. Напишите уравнение реакций, протекающих при коррозии луженой жести (железо, покрытое оловом) в кислой, щелочной и нейтральной средах при нарушении целостности покрытия. Определите, в какой среде железо более надёжно защищено от коррозии.

12.4. Латунь, как известно, содержит 60% Cu и 40% Zn. Определите, в каких средах (щелочной, кислой, нейтральной) происходит коррозия латуни. Напишите уравнения реакций, протекающих на анодных и катодных участках при коррозии этой детали в щелочной, кислой и нейтральной средах.

12.5. Железная деталь, покрытая кадмием, имеет трещины, нарушившие целостность покрытия. Напишите уравнения реакций, протекающих на анодных и катодных участках при коррозии этой детали в щелочной, кислой и нейтральной средах.

12.6. На изделие из углеродистой стали нанесено кадмиевое покрытие. Напишите уравнения реакций, протекающих на анодных и катодных участках в результате коррозии в кислой, щелочной, нейтральной средах при нарушении целостности кадмиевого покрытия. Укажите, в какой среде коррозия стали идёт наиболее интенсивно.

12.7. Конструкционный узел состоит из сконтактированных пластин из цинка, железа и никеля. Напишите уравнения реакций процессов, протекающих на анодном и катодном участках при коррозии данной системы отдельно в кислой, щелочной и нейтральной средах.

12.8. На конструкции из луженой меди имеются трещины. Напишите уравнения реакций тех процессов, которые будут протекать при коррозии данной конструкции в кислой, щелочной и нейтральной средах.

12.9. Конструкционный узел состоит из сконтактированных алюминиевых, цинковых и хромовых пластин. Напишите уравнения реакций процессов, которые будут протекать в кислой, щелочной, нейтральной средах при коррозии узла.

12.10. На железное изделие нанесено пористое кадмиевое покрытие. Напишите уравнения реакций тех процессов, которые будут протекать на анодных и катодных участках при коррозии этого изделия в кислой, щелочной и нейтральной средах. Определите, в какой среде железное изделие будет более надёжно защищено от коррозии.

12.11. Конструкционный узел состоит из сконтактированных между собой железной и оловянной пластин. Напишите уравнения реакций, которые будут протекать на анодном и катодном участках при коррозии данного узла в кислых, щелочных и нейтральных средах.

12.12. На медную пластину нанесено пористое покрытие из серебра. Будет ли данная пластина подвергаться коррозии? Если будет, то в каких средах (кислой, щелочной или нейтральной). Напишите уравнения реакций тех процессов, которые будут протекать на анодных и катодных участках при коррозии.

12.13. Черновой никель содержит медные включения. Напишите уравнения реакций тех процессов, которые будут протекать на анодных и катодных участках при коррозии изделия из черного никеля в кислой, щелочной и нейтральной средах.

12.14. Конструкционный узел состоит из железной и хромовой пластин, сконтактированных между собой. Напишите уравнения реакций тех процессов, которые будут протекать на анодных и катодных участках при коррозии данного узла в кислой, щелочной и нейтральной средах.

12.15. Конструкционный узел состоит из сконтактированных медной, никелевой и железной пластин. Как будет вести себя данный узел в кислой, щелочной и нейтральной средах? Напишите уравнения тех реакций, которые будут протекать на анодных и катодных участках в каждой из этих сред в случае возникновения процесса коррозии.

12.16. Конструкционный узел состоит из сконтактированных цинковой и алюминиевой пластин. Напишите уравнения тех реакций, которые будут протекать на анодных и катодных участках при коррозии данного узла поочередно в кислой, щелочной и нейтральной средах.

12.17. Железные изделия покрыты медью. Напишите уравнения реакций, протекающих на анодных и катодных участках при коррозии в кис-

лых, щелочных и нейтральных средах, если целостность покрытия нарушена. В какой среде процесс коррозии железа идёт наиболее интенсивно?

12.18. Железные детали покрыты свинцом. Однако в процессе эксплуатации целостность покрытия нарушена. Напишите уравнения реакций тех процессов, которые будут протекать на анодных и катодных участках в процессе коррозии данных деталей в кислой, щелочной и нейтральной средах.

12.19. Две железные пластины скреплены друг с другом медными заклёпками. Конструкция поочерёдно находится в нейтральной, кислой и щелочной средах. В каких средах и как будет протекать процесс коррозии? Напишите уравнения реакций тех процессов, которые будут протекать на анодных и катодных участках в результате коррозии в каждой из сред.

12.20. Цинковая и никелевая пластины скреплены друг с другом. Как будет протекать процесс коррозии в кислой, щелочной и нейтральной средах? Напишите уравнения реакций тех процессов, которые будут протекать на анодных и катодных участках в результате коррозии в каждой из сред.

12.21. Две цинковые пластины скреплены друг с другом медными заклёпками. Данная конструкция поочерёдно находится в кислой, щелочной и нейтральной средах. Напишите уравнения реакций тех процессов, которые протекают на анодном и катодном участках при коррозии в каждой из указанных сред.

12.22. Как известно, чугун легко подвергается коррозии. Почему? Напишите уравнения реакций тех процессов, которые протекают на анодных и катодных участках при коррозии чугуна в кислой, щелочной и нейтральной средах.

12.23. Как известно, углеродистые стали, подобно чугуну, подвергаются коррозии. Какие процессы протекают на анодных и катодных участках при коррозии стали в кислой, щелочной и нейтральной средах? Напишите уравнения соответствующих реакций. Почему легированные стали не подвергаются коррозии?

12.24. Конструкционный узел состоит из сконтактированных хромовой и оловянной пластин. Напишите уравнения реакций, протекающих на анодных и катодных участках в процессе коррозии данного узла в кислой, щелочной и нейтральной средах.

12.25. Как известно, медная проволока при длительном нахождении на воздухе покрывается зелёным налётом. Почему? Напишите уравнение соответствующей реакции. Что будет происходить с медной проволокой, если её сконтактировать с алюминиевой проволокой и поместить поочерёдно в кислую, щелочную и нейтральную среды? Напишите уравнения реакций тех процессов, которые будут протекать на анодных и катодных участках в каждой из указанных сред.

12.26. Кровельное железо, т.е. железо, покрытое цинком, при нарушении целостности покрытия подвергается коррозии. Напишите уравнения тех реакций, которые будут протекать на анодных и катодных участках в кислой, щелочной и нейтральной средах.

12.27. Конструкционный узел состоит из двух сконтактированных алюминиевыми заклёпками никелевых пластин. Напишите уравнения реакций тех процессов, которые будут протекать при коррозии данного узла в кислой, щелочной и нейтральной средах.

12.28. Бронзовые изделия на воздухе покрываются зелёным налётом. Почему? Напишите уравнения соответствующих реакций. Будет ли образовываться зелёный налёт, если бронзовое изделие сконтактировать с алюминием? Напишите уравнения реакций тех процессов, которые будут возникать на анодных и катодных участках, если сконтактированное с алюминием бронзовое изделие будет находиться в кислой, щелочной и нейтральной средах.

12.29. Как известно, и алюминий, и магний довольно устойчивы на воздухе. Что будет, если эти два металла сконтактировать и помещать поочерёдно в кислую, щелочную и нейтральную среды? Напишите уравнения реакций соответствующих процессов, протекающих на анодных и катодных участках.

12.30. Чистый титан, как известно, коррозионно устойчив на воздухе, хотя его стандартный электродный потенциал имеет отрицательное значение. Почему? Что будет происходить с титаном, если его сконтактировать с железным бруском? Напишите уравнения соответствующих реакций, протекающих на анодных и катодных участках при коррозии сконтактированного с железом титана в кислой, щелочной и нейтральной средах.

Библиографический список

1. Глинка, Н. Л. Общая химия / Н. Л. Глинка. – Л.: Химия, 1985. – 704 с.
2. Орлин, Н. А. Строение атома и химическая связь / Н. А. Орлин. – Иваново, 1976. – 116 с.
3. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н. Л. Глинка. – Л.: Химия, 1988. – 272 с.
4. Зайцев, О. С. Общая химия. Состояние вещества и химические реакции / О. С. Зайцев. – М.: Химия, 1990. – 352 с.
5. Новиков, Г. И. Общая химия / Г. И. Новиков. – М.: Высш. шк., 1988. – 256 с.
6. Методические указания к лабораторным работам по общей химии. Полумикрометод. Ч. I, II, IV / под ред. А.И. Манакова; Владим. политехн. ун-т, Владимир, 1988. – 48 с.
7. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / Н. С. Ахметов; изд. 3-е перераб. и доп. – М.: Высш. шк., 1998. – 743 с. – ISBN 5-06-003363-5.
8. Коровин, Н. В. Общая химия: учеб. для техн. направлений и спец. вузов / Н. В. Коровин. – М.: Высш. шк., 1998. – 559 с. – ISBN 5-06-003771-2
9. Лабораторный практикум по химии. Рейтинг – система организации работы студента / под ред. М. В. Ольшевского; Владим. гос. ун-т. – Владимир, 1999. – 112 с.
10. Задания к курсовой работе по общей химии и методические указания к её выполнению / сост. Н. А. Орлин; Владим. политехн. ин-т. – Владимир, 1989. – 60 с.
11. Химия: программа, методические указания и контрольные задания для студентов-заочников инженерно-технических (нехимических) специальностей вузов / под ред. И. Л. Шимановича; изд. 4-е. – М.: Высш. шк., 1983. – 95 с.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие.....	3
Введение.....	4
Тема 1. Эквивалент. Закон эквивалентов.....	5
Тема 2. Электронные формулы элементов. Квантовые ячейки. Валентные электроны. Квантовые числа.....	14
Тема 3. Химическая связь.....	22
Тема 4. Окислительно-восстановительные реакции	29
Тема 5. Растворы	35
Тема 6. Термохимия. Закон Гесса. Энтропия. Энергия Гиббса	43
Тема 7. Химическое равновесие	50
Тема 8. Гидролиз солей	55
Тема 9. Водородный показатель рН	58
Тема 10. Электродные потенциалы. Гальванические элементы	61
Тема 11. Электролиз.....	65
Тема 12. Коррозия металлов	70
Библиографический список.....	77

Учебное издание

ОРЛИН Николай Александрович
КУЗУРМАН Валентина Алексеевна
АРХИПОВА Надежда Александровна

ПРАКТИКУМ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ПО ХИМИИ

Редактор А.П. Володина
Корректор В.В. Гурова
Компьютерная верстка Е.Г. Радченко

ЛР № 020275. Подписано в печать 07.02.05.

Формат 60x84/16. Бумага для множит. техники. Гарнитура Таймс.
Печать на ризографе. Усл. печ. л. 4,65. Уч.-изд. л. 4,69. Тираж 500 экз.

Заказ

Редакционно-издательский комплекс
Владимирского государственного университета.
600000, Владимир, ул. Горького, 87.