

Министерство образования науки Российской Федерации
НОВОСИБИРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ

Л.В. ШЕВНИЦЫНА, А.И. АПАРНЕВ

ХИМИЯ

Утверждено
Редакционно-издательским советом университета
в качестве учебного пособия

НОВОСИБИРСК
2017

УДК 54(075.8)
Ш 374

Рецензенты:

Л.И. Афонина, канд. хим. наук, доцент
Е.М. Турло, канд. пед. наук, доцент

Работа подготовлена на кафедре химии и химической технологии
и в инженерном лицее НГТУ для учащихся 11 класса

Шевницына Л.В.

Ш 374 Химия: учебное пособие / Л.В. Шевницына, А.И. Апарнев. – Новосибирск: Изд-во НГТУ, 2017. – 92 с.

ISBN 978-5-7782-3345-4

Пособие является практическим руководством к лабораторным занятиям по химии. Приведены краткие теоретические сведения и методика выполнения лабораторных работ, знакомящие учащихся с основными понятиями общей и неорганической химии, а также с основными приемами выполнения химического эксперимента. Включает в себя приложение, содержащее справочный материал.

Пособие составлено в соответствии с ФГОС среднего общего образования и действующей в лицее рабочей программой по предмету «Химия». Предназначено для учащихся инженерного лицея НГТУ.

УДК 54(075.8)

Людмила Вениаминовна Шевницына
Александр Иванович Апарнев

ХИМИЯ

Учебное пособие

Редактор *Л.Н. Ветчакова*
Выпускающий редактор *И.П. Брованова*
Художественный редактор *А.В. Ладыжская*
Компьютерная верстка *С.И. Ткачева*

Налоговая льгота – Общероссийский классификатор продукции
Издание соответствует коду 95 3000 ОК 005-93 (ОКП)

Подписано в печать 05.10.2017. Формат 60 × 84 1/16. Бумага офсетная. Тираж 100 экз.
Уч.-изд. л. 5,34. Печ. л. 5,75. Изд. № 240. Заказ № 1236. Цена договорная

Отпечатано в типографии
Новосибирского государственного технического университета
630073, г. Новосибирск, пр. К. Маркса, 20

ISBN 978-5-7782-3345-4

© Шевницына Л.В., Апарнев А.И., 2017
© Новосибирский государственный
технический университет, 2017

Предисловие

Настоящее пособие предназначено для организации учебной работы учащихся 11 классов инженерного лицея НГТУ при освоении курса химии, разработанного на основе Федерального государственного образовательного стандарта среднего общего образования и авторской рабочей программы по дисциплине.

В пособии изложены краткие теоретические основы общей и неорганической химии и описаны лабораторные работы, знакомящие учащихся с основными классами неорганических соединений, закономерностями протекания химических процессов, в том числе электролиза, коррозии; протеканием окислительно-восстановительных реакций в растворах и электрохимических системах; общими свойствами растворов электролитов и некоторых металлов; даны представления о строении атома и природе химической связи в комплексных соединениях.

Для упрощения поиска справочных величин в приложении содержатся необходимые для этого сведения.

В результате изучения дисциплины учащиеся должны отвечать следующим основным требованиям стандарта:

знать:

- основные понятия и законы химии,
- основные классы неорганических соединений, их классификацию, получение и химические свойства; основы химической кинетики и электрохимии, общие свойства металлов и растворов электролитов;

уметь:

исследовать свойства неорганических веществ, объяснять закономерности протекания химических реакций, прогнозировать возможность их осуществления;

владеть:

умениями выдвигать гипотезы на основе знаний о составе, строении вещества и основных химических законах, проверять их экспериментально, формулируя цель исследования;

методами самостоятельного планирования и проведения химических экспериментов с соблюдением правил безопасной работы с веществами и лабораторным оборудованием.

1. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Неорганические соединения – это вещества, не содержащие углеродного скелета.

Все неорганические соединения делятся на две группы:

простые вещества – состоят из атомов одного элемента;

сложные вещества – состоят из атомов двух или более элементов.

Простые вещества по физическим и химическим свойствам делятся на:

металлы (например, Na, K, Mg, Ca, и др.),

неметаллы (F₂, Cl₂, H₂, O₂, N₂, S, P и др.),

амфотерные простые вещества (Zn, Al, Fe, Mn и др.),

благородные газы (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn).

Сложные вещества по химическим свойствам делятся на следующие основные классы:

• *оксиды*:

основные оксиды (K₂O, CuO, MgO и др.),

кислотные оксиды (CO₂, NO₂, SO₃ и др.),

амфотерные оксиды (ZnO, BeO, Al₂O₃ и др.),

несолеобразующие оксиды (CO, NO, SiO и др.);

• *гидроксиды*:

основания (KOH, Mg(OH)₂ и др.),

кислоты (H₂CO₃, H₂SO₄ и др.),

амфотерные гидроксиды (Zn(OH)₂, Al(OH)₃ и др.);

• *соли*:

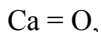
средние соли (K₂CO₃, Al₃(SO₄)₃ и др.);

кислые соли (NaHSO₃, CaHPO₄ и др.);

основные соли (CuOH)₂CO₃ и др.);

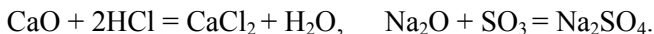
комплексные соли (K₃[Fe(CN)₆], K₄[Fe(CN)₆] и др.).

Оксидами называются бинарные соединения химического элемента с кислородом в степени окисления –2, в которых атомы кислорода связаны с атомами других элементов и не связаны между собой, например:

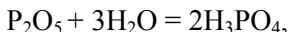


По химическим свойствам различаются оксиды несолеобразующие (CO, NO, N₂O и т.д.) и солеобразующие. Последние подразделяются на основные, кислотные и амфотерные.

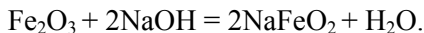
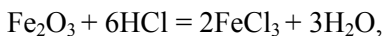
Основными являются оксиды щелочных и щелочноземельных металлов и некоторых переходных металлов в степени окисления +1 и +2 (Li_2O , Na_2O , K_2O , Cs_2O , MgO , CaO , CuO и др.). Такие оксиды взаимодействуют с водой с образованием растворимого гидроксида основного характера, с кислотами и кислотными оксидами с образованием солей, например:



Кислотные оксиды (ангидриды) – это оксиды, проявляющие кислотные свойства и образующие соответствующие кислородсодержащие кислоты, как правило, это оксиды неметаллов (CO_2 , SO_2 , SiO_2 , P_2O_5 и др.) и оксиды металлов больших периодов в высших степенях окисления (CrO_3 , Mn_2O_7 , MoO_3 и др.). Данные оксиды взаимодействуют с водой с образованием гидроксидов кислотного характера, с основными гидроксидами и основными оксидами с образованием солей, например:



Амфотерные оксиды (ZnO , BeO , Al_2O_3 , PbO , Cr_2O_3 , MnO_2 , Fe_2O_3 и др.) и соответствующие им амфотерные гидроксиды являются соединениями двойственного характера. Эти соединения взаимодействуют как с кислотами (кислотными оксидами), так и основаниями (основными оксидами) с образованием соли и воды:



Таким образом, основные оксиды образуют типичные металлы, кислотные – типичные неметаллы, амфотерные – элементы с переходными свойствами.

Гидроксидами называются соединения, содержащие одну или несколько гидроксильных групп $-\text{OH}$, связанные с атомами различных элементов. Гидроксиды металлов со степенью окисления +1 и +2, проявляющие основной характер, относятся к *основаниям* (например, гидроксид калия KOH , гидроксид натрия NaOH и гидроксид кальция Ca(OH)_2 и др.).

В зависимости от числа групп –ОН в молекуле основания бывают: *однокислотными* (LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH и др.), *двухкислотными* (Mg(OH)₂, Ca(OH)₂, Ba(OH)₂, Sn(OH)₂ и др.), *трехкислотными* (Fe(OH)₃, Cr(OH)₃ и др.).

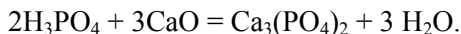
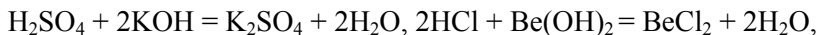
Основания вступают в реакции с кислотами и амфотерными гидроксидами (реакции нейтрализации), с кислотными и амфотерными оксидами:



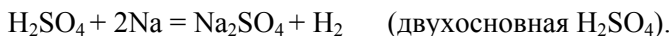
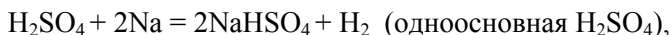
Хорошо растворимые в воде гидроксиды элементов IA и IIA групп (кроме Be(OH)₂ и Mg(OH)₂) называют *щелочами*.

Гидроксиды, имеющие кислотный характер (H₂SO₄, H₂CO₃, H₂CrO₄, HNO₃ и др.), называются *оксокислотами*.

Кислоты вступают в реакции с основаниями и амфотерными гидроксидами (реакции нейтрализации), с основными оксидами:



Большинство водных растворов кислот взаимодействуют с металлами. При этом количество атомов в молекуле кислоты, замещенных атомами металлов, определяет *основность* кислоты в данной реакции:



Солями называются соединения, которые можно рассматривать как продукты полного или частичного замещения атомов водорода в молекуле кислоты катионами атомов металлов (или аммония), или же продукты полного или частичного замещения групп –ОН в молекуле основания на кислотный остаток.

По составу соли подразделяются:

на *средние* (нормальные) соли – продукты замещения всех катионов водорода в молекулах кислоты на катионы металла (например, Na₂CO₃, K₃PO₄, AlCl₃, CuSO₄, Fe(NO₃)₃, Ca₃(PO₄)₂ и др.);

кислые (гидросоли) – продукты частичного замещения катионов водорода в кислотах на катионы металла (NaHCO₃, K₂HPO₄, Ca(HS)₂).

Они образуются при нейтрализации основания избытком кислоты, т. е. в условиях недостатка основания или избытка кислоты (например, NaHCO_3 , Na_2HPO_4 , NaH_2PO_4);

основные – гидроксосоли (AlOHSO_4 , CuOHNO_3 , FeOHCl).

По числу катионов и анионов различают следующие типы солей:

простые соли – соли, состоящие из одного вида катионов и одного вида анионов (NaCl , Na_2SO_4 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ и др.);

двойные соли – соли, содержащие два различных катиона ($\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, $\text{MgK}_2(\text{SO}_4)_2$ и др.);

смешанные соли – соли, в составе которых присутствует два различных аниона ($\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$, CuBrCl и др.).

Кроме того, различают гидратные соли (*кристаллогидраты*), в состав которых входят молекулы кристаллизационной воды, например, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, и *комплексные соли*, содержащие комплексный катион или комплексный анион ($\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ и др.).

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА ОКСИДОВ, ГИДРОКСИДОВ И СОЛЕЙ

Цель работы: изучение лабораторных способов получения и основных химических свойств оксидов, гидроксидов и солей.

Опыт 1. Получение оксида меди(II)

Налейте в пробирку 3-4 капли раствора сульфата меди(II) и добавьте 2-3 капли раствора едкого натрия. Отметьте цвет выпавшего осадка гидроксида меди(II). Нагревайте пробирку до тех пор, пока гидроксид меди не превратится в черный осадок оксида меди. Запишите соответствующие уравнения реакций, сделайте вывод о способе получения оксида.

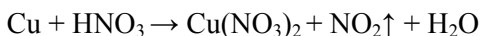
Опыт 2. Получение диоксида углерода

Внесите в пробирку несколько маленьких кусочков мела (CaCO_3) и аккуратно добавьте несколько капель разбавленной азотной кислоты HNO_3 . Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции. Сделайте вывод о способе получения оксида.

Опыт 3. Получение оксида азота(IV)

(эксперимент проводится в вытяжном шкафу!)

В пробирку налейте 5-6 капель концентрированной азотной кислоты и опустите кусочек медной проволоки. Отметьте цвет выделившегося газа и цвет раствора. Запишите уравнение реакции



и расставьте коэффициенты, используя метод электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель. Сделайте вывод о способе получения оксида.

Опыт 4. Получение гидроксида кальция

Поместите на дно пробирки с помощью микрошпателя немного порошка оксида кальция и добавьте 1-2 см³ дистиллированной воды. Взболтайте содержимое пробирки, дайте осадку отстояться и добавьте 1-2 капли фенолфталеина. На что указывает изменение окраски индикатора? Какими свойствами обладает гидроксид кальция? Запишите уравнения реакций.

Опыт 5. Получение малорастворимых основных гидроксидов

Поместите в три пробирки по 3-4 капли раствора солей NiSO₄, MgCl₂, CuCl₂. В каждую пробирку добавляйте по каплям раствор NaOH до образования осадка. Отметьте цвет осадков и запишите уравнения реакций взаимодействия солей с гидроксидом натрия.

Испытайте отношение полученных гидроксидов к раствору соляной кислоты и щелочи: для этого поделите содержимое каждой пробирки на две части и к одной части добавьте по каплям раствор HCl, а к другой NaOH. Отметьте, растворяются ли осадки в растворах кислот и щелочей?

Опыт 6. Получение амфотерного гидроксида алюминия

Поместите в две пробирки по 3-4 капли раствора хлорида алюминия и прибавьте по каплям раствор гидроксида аммония. Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции.

Проверьте отношение полученного гидроксида алюминия к растворам кислоты и щелочи. Для этого в одну пробирку добавьте по каплям раствор NaOH с $\omega = 10\%$, а во вторую пробирку раствор HCl с $\omega = 10\%$. Сделайте заключение о свойствах $Al(OH)_3$.

Опыт 7. Получение уксусной кислоты

Внесите в пробирку несколько кристаллов уксуснокислого натрия и добавьте 3-4 капли разбавленной серной кислоты. Что наблюдаете? В отверстие пробирки внесите, не прикасаясь к стенкам, влажную универсальную индикаторную бумагу. На что указывает изменение окраски индикатора? Объясните наблюдаемые явления. Обратите внимание на запах.

Опыт 8. Взаимодействие кислоты с основным оксидом

Внесите микрошпателем на дно пробирки оксид меди(II), добавьте 4-5 капель разбавленной H_2SO_4 и нагрейте в пламени спиртовки. Наблюдайте образование прозрачного голубого раствора. Запишите уравнения реакций. Сделайте вывод о способе получения солей.

Опыт 10. Взаимодействие кислоты с основанием

Налейте в пробирку 1-2 $см^3$ дистиллированной воды и добавьте в нее 2-3 кристаллика $Ba(OH)_2$ и 1-2 капли фенолфталеола. После этого добавляйте по каплям разбавленной HCl. Как изменяется цвет раствора и с чем это связано? Запишите уравнение реакций. Как называются реакции этого типа? Сделайте вывод.

Опыт 11. Взаимодействие металла с кислотой

Внесите в пробирку кусочек цинка и прилейте 1-2 $см^3$ разбавленного раствора H_2SO_4 . Что вы наблюдаете? Какой газ выделяется? Запишите уравнение реакций. Сделайте вывод о способе получения солей.

Опыт 12. Взаимодействие растворов двух солей

Налейте в пробирку 4-5 капель раствора сульфата натрия и добавьте 2-3 капли раствора хлорида бария. Какая соль находится в осадке? Запишите уравнение реакции. Сделайте вывод.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие	3
1. Основные классы неорганических соединений	4
<i>Лабораторная работа.</i> Получение и свойства оксидов, гидроксидов и солей	7
2. Скорость химических реакций. Химическое равновесие	11
<i>Лабораторная работа.</i> Факторы, влияющие на скорость химической реакции	18
3. Окислительно-восстановительные процессы	20
<i>Лабораторная работа.</i> Окислительно-восстановительные реакции в растворах	24
4. Электролиты и электрическая диссоциация	26
<i>Лабораторная работа.</i> Свойства растворов электролитов	36
5. Растворы электролитов	38
<i>Лабораторная работа.</i> Приготовление растворов заданной концентрации	43
6. Комплексные соединения	44
<i>Лабораторная работа.</i> Строение и свойства комплексных соединений	47
7. Электрохимические системы и процессы	48
<i>Лабораторная работа</i>	64
8. Свойства металлов и их соединений	68
<i>Лабораторная работа</i>	76
Общие правила работы в химической лаборатории	79
Библиографический список	83
Приложения	84