

Министерство образования и науки Российской Федерации  
**Муромский институт (филиал)**  
федерального государственного бюджетного образовательного учреждения  
высшего образования  
**«Владимирский государственный университет  
имени Александра Григорьевича и Николая Григорьевича Столетовых»  
(МИ ВлГУ)**

**Отделение среднего профессионального образования**

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ  
ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ  
ПО ДИСЦИПЛИНЕ  
ХИМИЯ**

для студентов специальности

11.02.01 Радиоаппаратостроение

Программа подготовки специалистов среднего звена

Составитель:  
Ермолаева В.А.

Муром, 2018

## Практические работы

### Практическая работа № 1

#### Определение атомных и молекулярных масс соединений

Молекула – это самая маленькая частица вещества, которая сохраняет его химические свойства. Атомы – это мельчайшие химически неделимые частицы. Из атомов образуются новые молекулы. Каждый отдельный вид атомов называется химическим элементом. Вещества, которые состоят из атомов одного элемента, называются простыми. Вещества, которые состоят из атомов разных элементов, называются сложными.

Относительная атомная масса элемента ( $A_r$ ) – величина, равная отношению массы атома элемента к  $1/12$  (одной двенадцатой) массы атома углерода-12.

Относительная молекулярная масса вещества ( $M_r$ ) – величина, равная отношению массы молекулы вещества к  $1/12$  массы атома углерода-12.

Моль – это количество вещества, содержащее столько частиц (молекул, атомов, ионов или других), сколько содержится атомов в 12 граммах углерода  $^{12}\text{C}$ .

Масса  $6,02 \times 10^{23}$  молекул, атомов или других частиц вещества называется его молярной массой ( $M$ ). Молярная масса – это величина, равная отношению массы вещества ( $m$ ) к количеству вещества ( $n$ ).

Примеры решения задач:

1). Рассчитайте относительную молекулярную массу хлорной кислоты  $\text{HClO}_4$ .

Дано :	Р е ш е н и е :
формула вещества	1. Используя периодическую систему
$\text{HClO}_4$	Д.И. Менделеева, находим значения $A_r$
$M_r(\text{HClO}_4) - ?$	элементов, входящих в состав хлорной кислоты:
	$A_r(\text{H}) = 1; A_r(\text{Cl}) = 35,5; A_r(\text{O}) = 16.$

2. Рассчитываем относительную молекулярную массу хлорной кислоты:

$$M_r(\text{HClO}_4) = A_r(\text{H}) + A_r(\text{Cl}) + 4A_r(\text{O});$$

$$M_r(\text{HClO}_4) = 1 + 35,5 + 4 \cdot 16 = 100,5.$$

$$\text{О т в е т : } M_r(\text{HClO}_4) = 100,5.$$

2). Определите среднюю массу атома фтора (в кг), если известно, что масса атома углерода-12 равна  $1,993 \cdot 10^{-26}$  кг.

Дано :	Решение :
Элемент фтор F	1. Рассчитываем массу (в кг) атомной единицы
$m(^{12}\text{C}) = 1,993 \cdot 10^{-26}$ кг	массы:
$m(\text{F}) - ?$	$m(\text{а.е.м.}) = \frac{1}{12} m(^{12}\text{C}) ;$
	$m(\text{а.е.м.}) = \frac{1}{12} \cdot 1,993 \cdot 10^{-26} = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$

2. Зная, что  $A_r(\text{F}) = 19$ , вычисляем массу атома фтора:

$$m(\text{F}) = m(\text{а.е.м.}) \cdot A_r(\text{F});$$

$$m(\text{F}) = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг} \cdot 19 = 3,15 \cdot 10^{-26} \text{ кг.}$$

$$\text{О т в е т : } m(\text{F}) = 3,15 \cdot 10^{-26} \text{ кг.}$$

3). Вычислите количество вещества цинка в образце массой 2,6 г.

Дано :	Решение :
$m(\text{Zn}) = 2,6 \text{ г}$	1. Относительная атомная масса цинка равна 65,
$n(\text{Zn}) - ?$	следовательно, молярная масса цинка
	равна 65 г/моль, т.е. $M(\text{Zn}) = 65 \text{ г/моль.}$

2. Вычисляем количество вещества цинка в образце по формуле:

$$n(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})} = \frac{2,6 \text{ г}}{65 \text{ г/моль}} = 0,04 \text{ моль}$$

$$\text{Ответ: } n(\text{Zn}) = 0,04 \text{ моль.}$$

4). Вычислите массу иодида натрия NaI, если количество вещества его равно 0,02 моль.

Дано :	Решение :
$n(\text{NaI}) = 0,02 \text{ моль}$	1. Рассчитываем относительную молекулярную
$m(\text{NaI}) - ?$	массу иодида натрия:
	$M_r(\text{NaI}) = 23 + 127 = 150.$

$$\text{Молярная масса иодида натрия } M(\text{NaI}) = 150 \text{ г/моль.}$$

2. Определяем массу иодида натрия по формуле:

$$m(\text{NaI}) = n(\text{NaI}) \cdot M(\text{NaI}) ;$$

$$m(\text{NaI}) = 0,02 \text{ моль} \cdot 150 \text{ г/моль} = 3 \text{ г.}$$

Ответ :  $m(\text{NaI}) = 3 \text{ г.}$

5). Рассчитайте число молекул  $\text{Br}_2$  в броме массой 6,4 г.

Дано :

$$M(\text{Br}_2) = 160 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{Br}_2) = ?$$

Решение :

1. Учитывая, что молярная масса брома

$$M(\text{Br}_2) = 160 \text{ г/моль},$$

вычисляем количество вещества  $\text{Br}_2$  по формуле:

$$n(\text{Br}_2) = \frac{m(\text{Br}_2)}{M(\text{Br}_2)} ;$$

$$n(\text{Br}_2) = \frac{6,4 \text{ г}}{160 \text{ г/моль}} = 0,04 \text{ моль.}$$

## Практическая работа № 2

### Химическая номенклатура. Химические знаки и формулы

**Химическая номенклатура** – свод правил, позволяющих однозначно составить формулу или название любого химического вещества, зная его состав и строение. Существуют две наиболее распространенные системы химической номенклатуры. Одна из них разработана Международным союзом теоретической и прикладной химии (ИЮПАК), а другая - Ассоциацией научного образования (ASE). Обе эти системы имеют много общего. Однако система ИЮПАК в большей мере основана на использовании тривиальных названий. Систематические названия, особенно по номенклатуре ИЮПАК, в значительной мере основаны на использовании численных приставок, указывающих количество одинаковых атомов или групп в формуле вещества. Приставку моно- часто опускают. Например, монооксид азота ( $\text{NO}$ ) называют также оксидом азота.

Состав любого вещества передает его химическая формула.

**Химическая формула** - условная запись состава вещества с помощью химических знаков и индексов.

**Индекс** в химической формуле - число атомов. Химические формулы читают слева направо, называя по порядку символы элементов и нижние индексы. Если у элемента находится индекс один, его не указывают и не называют при чтении.

**Коэффициенты** - числа, стоящие перед химическими формулами. Коэффициенты показывают количество структурных единиц вещества.

**Систематическое название вещества** – название вещества, составленное по номенклатурным правилам и отражающее состав, а иногда и строение данного вещества.

Названия **сложных веществ** составляют по химическим формулам справа налево. Они складываются из двух слов - названий электроотрицательных составляющих (в именительном падеже) и электроположительных составляющих (в родительном падеже), например:

$\text{CuSO}_4$  - сульфат меди (II)

$\text{PCl}_3$  - трихлорид фосфора

$\text{LaCl}_3$  - хлорид лантана (III)

$\text{CO}$  - монооксид углерода

Число электроположительных и электроотрицательных составляющих в названиях указывают числовыми приставками (универсальный способ), либо степенями окисления (если они могут быть определены по формуле) с помощью римских цифр в круглых скобках.

#### Названия бинарных соединений

К важнейшим бинарным соединениям относятся соединения элементов с кислородом (оксиды), с галогенами (галогениды или галиды), азотом (нитриды), углеродом (карбиды), а также соединения металлических элементов с водородом (гидриды). Их названия образуются из латинского корня названия более электроотрицательного элемента с окончанием **–ид** и русского названия менее электроотрицательного элемента в родительном падеже, причем в формулах бинарных соединений первым записывается символ менее электроотрицательного элемента:

$\text{Ag}_2\text{O}$  - оксид серебра,  $\text{OF}_2$  - фторид кислорода,  
 $\text{KBr}$  – бромид калия,  $\text{Mg}_3\text{N}_2$  - нитрид магния,  
 $\text{CaC}_2$  - карбид кальция.

Если менее электроотрицательный элемент может находиться в разных окислительных состояниях, то после его названия в скобках указывают римскими цифрами степень его окисления. Так,  $\text{Cu}_2\text{O}$  – оксид меди (I),  $\text{CuO}$  – оксид меди (II),  $\text{CO}$  - оксид углерода (II),  $\text{CO}_2$  - оксид углерода (IV),  $\text{SF}_2$  - фторид серы (IV).

#### Названия оснований

Общая формула основных гидроксидов  $\text{M}(\text{OH})_n$ , где  $n = 1, 2$  (реже 3, 4) и  $\text{M}^{n+}$  катион металла. Названия оснований состояются из слова «гидроксид» и русского названия элемента в родительном падеже с указанием, если необходимо, степени окисления элемента (римскими цифрами в скобках).

Например,  $\text{LiOH}$  – гидроксид лития,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  - гидроксид железа (II). Растворимые основные гидроксиды называются **щелочами**; важнейшие щелочи – гидроксид натрия  $\text{NaOH}$ , гидроксид калия  $\text{KOH}$ , гидроксид кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .

#### Названия кислот

Общая формула кислотных гидроксидов -  $\text{H}_x\text{ЭO}_y$ , Названия бескислородных кислот составляют, добавляя к корню русского названия кислотообразующего элемента (или к названию группы атомов, например  $\text{CN}$  – циан) суффикс **о** и окончание **водород**:  $\text{HCl}$  – хлороводород,  $\text{H}_2\text{Se}$  – селеноводород,  $\text{HCN}$  – циановодород.

Названия кислородсодержащих кислот также образуются от русского названия соответствующего элемента с добавлением слова «кислота».

Название кислоты, в которой элемент находится в высшей степени окисления, оканчивается на **-ная** или **-овая**; например,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  - серная кислота,  $\text{HClO}_4$  - хлорная кислота,  $\text{H}_3\text{AsO}_4$  - мышьяковая кислота.

С понижением степени окисления кислотообразующего элемента окончания изменяются в следующей последовательности:

**-оватая** ( $\text{HClO}_3$  - хлорноватая кислота),  
**-истая** ( $\text{HClO}_2$  - хлористая кислота),

**-оватистая** ( $\text{HClO}$  – хлорноватистая кислота).

Если элемент образует кислоты, находясь только в двух степенях окисления, то название кислоты, отвечающее низшей степени окисления элемента, получает окончание **-истая** ( $\text{HNO}_3$  - азотная кислота,  $\text{HNO}_2$  - азотистая кислота).

#### Названия солей

Соли с общей формулой  $\text{M}_x(\text{EO}_y)_n$  называют **средними** солями, соли с незамещенными атомами водорода, - **кислыми** солями. Если соли содержат в своем составе гидроксид - или(и) оксид - ионы; такие соли называют **основными** солями. Анионы бескислородных кислот называется по общему для бинарных соединений правилу, т.е. получают окончание **-ид**. Так,  $\text{NH}_4\text{F}$  – фторид аммония,  $\text{SnS}$  – сульфид олова (II),  $\text{NaCN}$  – цианид натрия.

Окончания названий кислородсодержащих кислот зависят от степени окисления кислотообразующего элемента. Для высшей его степени окисления («...ная» или «...овая» кислота) применяется окончание **-ат**; например, соли азотной кислоты  $\text{HNO}_3$  называются нитратами, серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$  - сульфатами, хромовой кислоты  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  - хроматами.

Для более низкой степени окисления («...истая» кислота) применяется окончание **-ит**, так, соли азотистой кислоты  $\text{HNO}_2$  называются нитритами, сернистой кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_3$  - сульфитами.

Если элемент образует кислоту, находясь в еще более низкой степени окисления («...оватистая» кислота), то название аниона этой кислоты получает приставку **гипо-** и окончание **-ит**; например, соли хлорноватистой кислоты  $\text{HClO}$  называются гипохлоритами.

Названия кислых и основных солей образуются по тем же общим правилам, что и названия средних солей. При этом название аниона кислой соли снабжают приставкой **гидро-**, указывающей на наличие незамещенных атомов водорода; если таких атомов два или больше, то их число указывают греческими числительными приставками.

1 - моно      7 - гепта

2 - ди        8 - окта

3 - три      9 - нона  
 4 - тетра    10 - дека  
 5 - пента    11 - ундека  
 6 - гекса    12 - додека

Так,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  - гидроортофосфат натрия,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  - дигидроортофосфат натрия.

Катион основной соли получит приставку **гидроксо-**, указывающую на наличие незамещенных гидроксогрупп. Например,  $\text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2$  - гидроксохлорид алюминия,  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$  – дигидроксохлорид алюминия.

Названия некоторых кислот и их анионов (кислотных остатков)

Кислота		Анион (Кислотный остаток)	
Формула	Название	Формула	Название
$\text{H}_2\text{C}_\text{O}_3$	Угольная	$\text{CO}_3^{2-}$ $\text{HCO}_3^-$	Карбонат гидрокарбонат
$\text{HNO}_3$	Азотная	$\text{NO}_3^-$	Нитрат
$\text{HNO}_2$	Азотистая	$\text{NO}_2^-$	Нитрит
$\text{H}_3\text{P}_\text{O}_4$	Ортофосфорная (фосфорная)	$\text{PO}_4^{3-}$ $\text{HPO}_4^{2-}$ $\text{H}_2\text{PO}_4^-$	(Орто)фосфат гидрофосфат дигидрофосфат
$\text{H}_2\text{S}_\text{O}_4$	Серная	$\text{SO}_4^{2-}$	Сульфат
$\text{H}_2\text{S}_\text{O}_3$	Сернистая	$\text{SO}_3^{2-}$	Сульфит
$\text{H}_2\text{S}$	Сероводородная	$\text{S}^{2-}$	Сульфид



	ая		
HCl	Хлороводород ная	Cl <sup>-</sup>	Хлорид
HClO <sub>4</sub>	Хлорная	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Перхлорат
HClO <sub>3</sub>	Хлорноватая	ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Хлорат
HClO <sub>2</sub>	Хлористая	ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Хлорит
HClO	Хлорноватистая	ClO <sup>-</sup>	Гипохлорит
H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	Кремниевая	SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Силикат

Примеры решения задач:

1. Найти простейшую формулу оксида хрома, содержащего 68,4 % (мас.) хрома.

Дано :	Решение :
$\omega(\text{Cr}) = 68,4 \%$	Обозначим числа атомов хрома и кислорода в
$\text{Cr}_x\text{O}_y?$	простейшей формуле оксида соответственно через
	x и y.

$A_r(\text{Cr}) = 52$ ,  $A_r(\text{O}) = 16$ . Поэтому массы хрома и кислорода в составе оксида относятся как  $52x : 16y$ . По условию задачи это отношение равно  $68,4 : (100 - 68,4)$ . Следовательно,  $52x : 16y = 68,4 : 31,6$ , откуда  $x : y = 1,32 : 1,98$ .

Чтобы выразить полученное отношение целыми числами, разделим оба его члена на меньший из них:  $x : y = 1 : 1,5$ , а затем умножим оба члена последнего отношения на два для получения целочисленных значений

$x : y = 2 : 3$ . Таким образом, простейшая формула оксида хрома  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ .

Ответ :  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ .

2. Вычислите массу кислорода, содержащуюся в 15 г серной кислоты.

Дано :

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 15 \text{ г}$$

$$m(\text{O}) = ?$$

Р е ш е н и е :

I способ.

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{H}_2\text{SO}_4) / M(\text{H}_2\text{SO}_4) =$$

$$= 15 \text{ г} / 98 \text{ (г/моль)} = 0,153 \text{ моль.}$$

Согласно химической формуле  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , в 1 моль серной кислоты содержится 4 моль кислорода, поэтому  $n(\text{O}) = 4$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,153 \text{ моль.}$$

$$m(\text{O}) = n(\text{O}) \cdot M(\text{O}) = 0,153 \text{ моль} \cdot 16 \text{ г/моль} = 2,45 \text{ г.}$$

### **Практическая работа № 3**

#### **Моделирование построения Периодической системы (таблицы) элементов**

Заготовьте 20 карточек размером 6 x 10 см для элементов с порядковыми номерами с 1-го по 20-й в Периодической системе Д. И. Менделеева. На каждую карточку запишите следующие сведения об элементе:

химический символ;

название;

значение относительной атомной массы;

формулу высшего оксида (в скобках укажите характер оксида — основной, кислотный или амфотерный);

формулу высшего гидроксида (для гидроксидов металлов также укажите в скобках характер — основной или амфотерный);

формулу летучего водородного соединения (для неметаллов).

Расположите карточки по возрастанию значений относительных атомных масс.

Расположите сходные элементы, начиная с 3-го по 18-й, друг под другом. Водород и калий над литием и под натрием соответственно, кальций под магнием, а гелий — над неоном. Сформулируйте выявленную вами закономерность в виде закона.

Поменяйте в полученном ряду местами аргон и калий. Объясните почему.

Еще раз сформулируйте выявленную вами закономерность в виде закона.

### **Практическая работа № 4**

#### **Составление электронных формул элементов**

Величина положительного заряда ядра атома равна порядковому номеру элемента в периодической системе элементов Д.И. Менделеева. Атом электронейтрален, следовательно, число электронов в электронной оболочке атома равно заряду ядра или порядковому номеру элемента в периодической системе  $Z$ . Протон (p) — это частица с массой, равной 1 а. е. м., и зарядом + 1. Нейтрон (n) — это электронейтральная частица массой, близкой к массе протона. Заряд ядра атома

определяется числом протонов, которые входят в его состав. Следовательно, число протонов в ядре атома также равно порядковому номеру элемента в периодической системе Д.И. Менделеева.

Масса атома  $A$  равна сумме масс всех частиц, которые входят в атом:

$A = \text{масса протонов} + \text{масса нейтронов} + \text{масса электронов}.$

Масса электронов настолько мала, что ею можно пренебречь, и масса атома определяется суммой масс его протонов и нейтронов. Общее число протонов и нейтронов называется массовым числом ( $A$ ). Оно равно округленному до целого числа значению относительной атомной массы.

$$A_r = Z + N,$$

где  $A_r$  – относительная атомная масса элемента;  $Z$  – число протонов (или порядковый номер элемента в периодической системе);  $N$  – число нейтронов.

Таким образом, число нейтронов в ядре атома равно разности между относительной атомной массой элемента и его порядковым номером:

$$N = A_r - Z$$

Разновидности атомов одного элемента, обладающие одинаковыми зарядами ядер, но разными массовыми числами, называются изотопами. Реакции, при которых изменяется состояние атомного ядра или ядро превращается в ядра новых элементов, называются ядерными.

Электроны в атоме характеризуются разной энергией, находятся на разном расстоянии от ядра и образуют разные энергетические уровни. Электроны, которые находятся на одинаковом расстоянии от ядра, образуют один энергетический уровень. Пространство вокруг ядра, в котором наиболее вероятно нахождение электрона, называется орбиталью.

Порядок заполнения электронных орбиталей следующий:

$$1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2 \ 3p^6 \ 4s^2 \ 3d^{10} \ 4p^6 \ 5s^2 \ 4d^{10} \ 5p^6 \ 6s^2 \ 4f^{14} \ 5d^{10} \ 6p^6 \ 7s^2 \ 5f^{14} \dots$$

Примеры решения заданий:

1. Составьте электронную формулу и опишите химические свойства элемента с порядковым номером 23 по его положению в периодической системе.

Решение. По периодической системе определяем, что элемент с порядковым номером 23 находится в четвертом периоде и в побочной подгруппе V группы. Этот элемент – ванадий V. Электронная формула V:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$ . Следовательно, V – d-элемент. Элемент может легко отдавать 2 электрона с 4-го уровня, проявляя степень окисления +2. При этом он образует оксид VO и гидроксид  $V(OH)_2$ , проявляющие основные свойства. Газообразных водородных соединений ванадий не образует, так как расположен в побочной подгруппе. Атом ванадия может также отдавать электроны с d-подуровня предпоследнего энергетического уровня (3 электрона) и, таким образом, проявлять высшую степень окисления +5 (численно равную номеру группы, в которой расположен элемент). Оксид, соответствующий высшей степени окисления,  $V_2O_5$ . Этот оксид обладает кислотными свойствами. В качестве гидроксида ему соответствует неустойчивая метаванадиевая кислота  $HVO_3$  (соли ее – ванадаты – устойчивые соединения).

Примеры заданий:

1. Не пользуясь периодической системой Д.И. Менделеева, определите, в какой группе и в каком периоде находится элемент с порядковым номером 49.
2. У какого из элементов – кальция или калия будет больше сходства с литием?
3. Какие соединения с водородом образуют соединения главной подгруппы VI группы периодической системы Д.И. Менделеева?
4. Напишите формулы высших оксидов и водородных соединений элементов главной подгруппы IV группы периодической системы элементов Д.И. Менделеева.
5. С каким из перечисленных ниже элементов германий будет иметь наибольшее сходство, а с каким – наименьшее: кадмий, гафний, свинец?
6. Какой высший оксид и гидроксид образует химический элемент с порядковым номером 31? Какие свойства будут проявлять эти соединения?
7. Напишите формулы соединений, которые образует элемент № 34 с кислородом (высший оксид), водородом и натрием.

## Практическая работа № 5

### Определение типа кристаллической решетки вещества и описание его свойств

Ковалентная связь – химическая связь между двумя атомами, осуществляемая общей для этих атомов парой электронов ( $H_2$ ,  $Cl_2$  и т.п.).

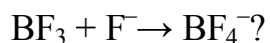
Ионная связь – результат электростатического взаимодействия противоположно заряженных ионов, обладающих обособленными друг от друга электронными оболочками ( $Cs^+F^-$ ,  $Na^+Cl^-$  и т.п.). В подавляющем большинстве молекул химические связи имеют характер промежуточный между чисто ковалентными и чисто ионными связями. Это полярные ковалентные связи, которые осуществляются общей для двух атомов парой электронов, смещенной к ядру одного из атомов- партнеров. Для оценки способности атома данного элемента оттягивать к себе электроны, осуществляющие связь, пользуются значением относительной электроотрицательности. Чем больше электроотрицательность атома, тем сильнее притягивает он обобществленные электроны. Иными словами, при образовании ковалентной связи между двумя атомами разных элементов общее электронное облако смещается к более электроотрицательному атому и в тем большей степени, чем больше разность электроотрицательностей взаимодействующих атомов. Поэтому с ростом степень ионности связи возрастает.

Для перевода «тяжелых» молекул из жидкого состояния в газообразное требуются большие затраты энергии, и температуры кипения таких веществ выше. Этому требованию отвечает последовательность  $H_2S - H_2Se - H_2Te$ . «Аномалия» для воды объясняется агрегацией ее молекул в более крупные образования за счет водородной связи, которая проявляется в водородных соединениях сильно электроотрицательных элементов второго периода периодической системы. Перевод молекул воды в газообразное состояние требует дополнительных энергетических затрат на разрыв водородных связей в жидкости.

Примеры заданий:

1. Сравните способы образования ковалентных связей в молекуле  $NH_3$  и в ионе  $NH_4^+$ .

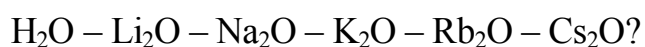
2. Какой атом выступает в роли донора, а какой – в роли акцептора электронной ковалентной пары при образовании иона  $\text{BF}_4^-$  – по реакции



3. По значениям относительных электроотрицательностей определите характер связи в соединениях  $\text{HF}$ ,  $\text{NaF}$ .

4. Пользуясь значениями относительных электроотрицательностей элементов, определите, как меняется характер связи в оксидах элементов третьего периода периодической системы элементов.

5. Как меняется степень ионности связи в предложенном ряду:



6. Как определить, какая связь в молекуле  $\text{H} - \text{O} - \text{Cl}$  более полярна?

7. Сопоставьте значения разности относительных электроотрицательностей элементов в гидридах (водородных соединениях) щелочных металлов. Что можно сказать о распределении зарядов в молекулах гидридов:



8. Выданные вещества (например: хлорид натрия, сахар, железо, сера, медь, сода, медный купорос, графит, нафталин, кремнезем) разделите на четыре группы в соответствии с типом кристаллической решетки. Опишите общие свойства веществ каждой группы. Укажите тип химической связи для каждого из веществ.

## Практическая работа № 6

### Реакции, идущие с образованием осадка, газа или воды

**Опыт № 1.** В две пробирки прилейте по 1—2 мл раствора гидроксида натрия. Добавьте в каждую 2—3 капли раствора фенолфталеина. Что наблюдаете? Затем прилейте в первую пробирку раствор азотной кислоты, а во вторую — раствор уксусной кислоты до исчезновения окраски.

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

**Опыт № 2.** В две пробирки прилейте по 2 мл раствора карбоната натрия, а затем добавьте: в первую — 1—2 мл раствора соляной кислоты, а в другую — 1—2 мл раствора уксусной кислоты. Что наблюдаете?

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

**Опыт № 3.** К 1—2 мл соляной кислоты в пробирке добавьте несколько капель раствора нитрата серебра. Что наблюдаете?

Напишите уравнение реакций в молекулярной и ионной формах.

**Опыт № 4.** В две пробирки прилейте по 1 мл раствора медного купороса, а затем добавьте в каждую столько же раствора гидроксида натрия. Что наблюдаете?

Напишите уравнения реакции в молекулярной и ионной формах.

**Опыт № 5.** К 1 мл раствора серной кислоты в пробирке добавьте 5—10 капель раствора хлорида бария. Что наблюдаете?

Напишите уравнение реакций в молекулярной и ионной формах.

**Опыт № 6.** Реакция замещения меди железом в растворе медного купороса

Налейте в пробирку 2—3 мл раствора медного купороса (сульфата меди (II)) и опустите в него стальную кнопку или скрепку. Что наблюдаете?

Запишите уравнение реакции. К какому типу химических реакций по изученным признакам классификации она относится?

## **Практическая работа № 7**

### **Получение кислорода разложением пероксида водорода**

**Опыт № 1** Получение кислорода с помощью оксида марганца (IV)

Налейте в пробирку 2—3 мл раствора пероксида водорода. Добавьте в пробирку (на кончике шпателя) оксид марганца (IV). Опустите тлеющую лучинку. Что наблюдаете? Как происходит реакция?

**Опыт № 2** Получение кислорода с помощью каталазы

В пробирку с пероксидом водорода поместите кусочек сырого картофеля. Что наблюдаете?

Составьте уравнение проведенной реакции. К какому типу химических реакций по изученным признакам классификации она относится?

**Опыт № 3** Гомогенный катализ

Взять раствор перекиси водорода  $H_2O_2$  и наблюдать отсутствие пузырьков выделяющегося газа — кислорода. Добавить несколько капель раствора йодистого



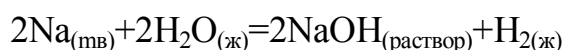
калия. Происходит бурное выделение кислорода. Катализатором разложения перекиси водорода является ион йода J.

## **Практическая работа № 8**

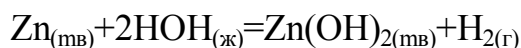
### **Получение водорода взаимодействием кислот с цинком**

Металлы составляют около 75% от всех известных элементов. Особенностью электронного строения металлов является то, что на внешнем энергетическом уровне (n) у них находятся, как правило, или 1 или 2– электрона. Остальные валентные электроны участвуют в образовании химической связи, распределяются на предпоследнем уровне для d –элементов и на третьем снаружи уровне для F – элементов. Химическая активность металлов обусловлена способностью отдавать электроны. Соответственно этому химически активные и активные металлы располагаются в ряду напряжений.

Взаимодействие металлов с водой сопровождается выделением водорода и образованием гидроксида металла. Электродный потенциал для системы  $2\text{HON} + 2\text{e} \rightarrow 2\text{H}_2 + 2\text{OH}^-$  составляет – 0,41В следовательно, выделение водорода из воды имеет место при взаимодействии с металлами, электродный потенциал которых отрицательнее чем – 0,41В.



Указанный случай для взаимодействия щелочных и щелочно – земельных металлов. Образование растворимого или малорастворимого гидроксида на поверхности металла тормозит (или полностью прекращает) дальнейшее протекание реакции, даже если металл достаточно активен. Например:



Торможение или полное прекращение химического процесса (называется пассивированием).

При повышении температуры оксидная плёнка некоторых металлов может разрушаться и тогда становится возможной реакция взаимодействия их с водой. Например, Mg если взаимодействует с горячей водой.

Некоторые металлы (Al, Fe, Cr, Cu и др.) при комнатной температуре с концентрированной серной кислотой не взаимодействуют, что обусловлено их пассивацией (образование на поверхности нерастворимых оксидных пленок). Так же действует на эти металлы концентрированная азотная кислота. При повышении температуры оксидные плёнки могут разрушаться.

Концентрированная азотная кислота растворяет почти все металлы, кроме Au, Pt, что обусловлено большим окислительно - восстановительным потенциалом иона  $\text{NO}_3^-$ , который, как правило, восстанавливается до  $\text{NO}_2$ . Степень восстановления  $\text{NO}_3^-$  в разбавленной азотной кислоте зависит от активности металла. Чем активнее металл и разбавленная кислота, тем полнее восстанавливается ион. Окислительную способность азотной кислоты можно повысить, добавив к ней соляную или HF.

Проведение опыта:

В три пробирки поместите по одной грануле цинка. В одну пробирку с цинком налейте 1 мл соляной кислоты, в другую — столько же уксусной, в третью — разбавленную азотную кислоту. Что наблюдаете?

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

## Практическая работа № 9

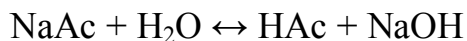
### Различные случаи гидролиза солей

**Гидролиз** - взаимодействие ионов соли с водой, приводящее к образованию слабого электролита.

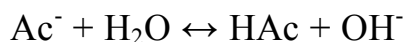
Если соль образована сильной кислотой и сильным основанием, гидролиз ее не протекает, так как в системе присутствуют три сильных электролита и лишь один слабый (вода). Поэтому, согласно принципу смещения равновесия, применительно к ионным реакциям в растворе это равновесие целиком смещено вправо. Причина гидролиза заключается не только в участии в реакции слабой кислоты или основания, но и в диссоциации самой воды. Сущность гидролиза с этой точки зрения состоит в том, что катион соли (слабое основание) либо ее анион

(слабая кислота) преимущественно связывает соответственно ионы  $\text{OH}^-$  или  $\text{H}^+$  с образованием слабого электролита (соответственно основания или кислоты).

Рассмотрим гидролиз соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой. К таким солям относятся  $\text{NaAc}$ ,  $\text{KCN}$  и т.п. В частности, гидролиз ацетата натрия протекает по уравнению

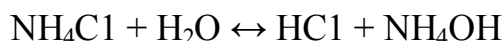


Или в сокращенной ионной форме

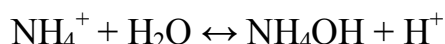


(слабые электролиты представлены в недиссоциированной форме). Так как образующееся в результате гидролиза основание представляет собой сильный электролит, то концентрация гидроксид-ионов в растворе превалирует и реакция среды щелочная. Таким образом, **соль сильного основания и слабой кислоты гидролизуеться с увеличением концентрации гидроксид-ионов в растворе.**

Если соль образована слабым основанием и сильной кислотой ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{AlCl}_3$  и т.п.), в процессе гидролиза главную роль играет катион соли, связывающий гидроксид-ионы воды в слабое основание. При этом в растворе накапливается избыток катионов водорода и реакция среды становится кислой:



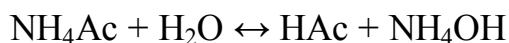
Или в сокращенной ионной форме



**Соль слабого основания и сильной кислоты гидролизуеться с увеличением концентрации ионов водорода в растворе.** Из приведенных примеров следует, что реакция среды в результате гидролиза определяется тем продуктом гидролиза, который является сильным электролитом.

Сложнее протекает гидролиз солей, образованных слабой кислотой и слабым основанием ( $\text{NH}_4\text{CN}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{Ac}$ ). При этом в реакции гидролиза участвуют и катион, и анион соли, связывающие соответственно гидроксид-ионы и ионы водорода воды. Поэтому реакция среды в результате гидролиза определяется относительной силой образующихся слабой кислоты и слабого основания и, в

частности, может быть близка к нейтральной, хотя гидролиз протекает практически полностью. Например, ацетат аммония гидролизуется по уравнению



### **Опыт № 1. Различные типы гидролиза солей**

В три пробирки прилейте по 1—2 мл растворов: в первую — карбоната натрия, во вторую — хлорида цинка, в третью — нитрата калия. Испытайте действие растворов на универсальную индикаторную бумажку. Что наблюдаете?

Объясните результаты наблюдений и запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

### **Опыт № 2. Гидролиз хлоридов и ацетатов щелочных металлов**

В две пробирки налейте по 1—2 мл растворов: в первую — хлорида калия, а во вторую — ацетата калия. Испытайте действие растворов на универсальную индикаторную бумажку. Что наблюдаете?

Объясните результаты наблюдений и запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

## **Практическая работа № 10**

### **Испытание растворов кислот, оснований и солей индикаторами**

**Опыт № 1.** В пять пробирок налейте по 1—2 мл растворов: в первую — гидроксида натрия, во вторую — серной кислоты, в третью — карбоната калия, в четвертую — хлорида алюминия, в пятую — сульфата натрия. Испытайте действие растворов на универсальную индикаторную бумажку. Что наблюдаете?

Объясните результаты наблюдений и запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

**Опыт № 2.** На демонстрационном столе находятся растворы индикаторов в различных средах (в кислой, щелочной и нейтральной). Отметьте окраску каждого индикатора в кислой, щелочной и нейтральной средах. Результаты запишите в таблицу.

Название индикатора	Цвет индикатора в кислой среде	Цвет индикатора в щелочной среде	Цвет индикатора в нейтральной среде
---------------------	--------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------

1. лакмус			
2. метилоранж			
3. фенолфталеин			

## Практическая работа № 11

### Получение и химические свойства простых веществ

#### Опыт № 1. Получение, собирание и распознавание водорода

В пробирку поместите две гранулы цинка и прилейте в нее 1—2 мл соляной кислоты. Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции.

Накройте вашу пробирку пробиркой большего диаметра, немного заходя за край меньшей пробирки. Через 1—2 минуты поднимите большую пробирку вверх и, не переворачивая ее, поднесите к пламени спиртовки. Что наблюдаете? Что можно сказать о чистоте собранного вами водорода? Почему водород собирали в перевернутую пробирку?

#### Опыт № 2. Получение, собирание и распознавание кислорода

В пробирку объемом 20 мл прилейте 5—7 мл раствора пероксида водорода. Подготовьте тлеющую лучинку (подожгите ее и, когда она загорится, взмахами руки погасите). Поднесите к пробирке с пероксидом водорода, куда предварительно насыпьте немного (на кончике шпателя) оксида марганца (IV). Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции.

#### Опыт № 3. Получение, собирание и распознавание углекислого газа

В пробирку объемом 20 мл поместите кусочек мрамора и прилейте раствор уксусной кислоты. Что наблюдаете? Через 1—2 минуты внесите в верхнюю часть пробирки горящую лучинку. Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

В пробирку налейте 1—2 мл прозрачного раствора известковой воды. Используя чистую стеклянную трубочку, осторожно продувайте через раствор выдыхаемый вами воздух. Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

#### Опыт № 4. Получение, собирание и распознавание аммиака

Поднесите к отверстию пробирки влажную красную лакмусовую бумажку. Что наблюдаете? Осторожно понюхайте выделяющийся газ. Что ощущаете?

## Взаимодействие растворов кислот с металлами

1) металл должен быть достаточно активным по отношению к кислотам. Например, золото, серебро, медь, ртуть, некоторые другие металлы с выделением водорода с кислотами не реагируют. Такие металлы как натрий, кальций, цинк – напротив – реагируют очень активно с выделением газообразного водорода и большого количества тепла.

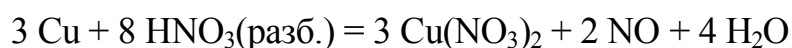
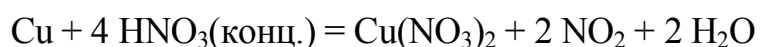
Металлы, которые вытесняют водород из кислот	Металлы, которые не вытесняют водород из кислот
Li, K, Rb, Cs, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, Mn, Co, Ni, Cu, Ag, Hg, Pt, Au, Pd, Fe, Ni, Sn, Pb, Mn, Co, Ni, Cu, Ag, Hg, Pt, Au, Pd	H, Li, K, Rb, Cs, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, Mn, Co, Ni, Cu, Ag, Hg, Pt, Au, Pd

Cu Hg Ag Pt Au

2) кислота должна быть достаточно сильной, чтобы реагировать с металлом. Например, кислоты растений (яблочная, лимонная, щавелевая) являются слабыми кислотами и очень медленно реагируют с такими металлами как цинк, хром, железо, никель, олово, свинец.

Такие сильные кислоты как серная или соляная (хлороводородная) способны реагировать со всеми активными металлами.

При взаимодействии металлов с азотной кислотой водород не выделяется. Это связано с тем, что азотная кислота содержит в своей молекуле сильный окислитель – азот в степени окисления +5. Поэтому с металлами в первую очередь реагирует более активный окислитель  $N^{+5}$ , а не  $H^{+}$ , как в других кислотах. Выделяющийся все же в каком-то количестве водород немедленно окисляется и не выделяется в виде газа. Это же наблюдается и для реакций концентрированной серной кислоты, в молекуле которой сера  $S^{+6}$  также выступает в роли главного окислителя. Состав продуктов в этих окислительно-восстановительных реакциях зависит от многих факторов: активности металла, концентрации кислоты, температуры. Например:



Есть металлы, которые реагируют с разбавленными кислотами, но не реагируют с концентрированными (т.е. безводными) кислотами – серной кислотой и азотной кислотой. Эти металлы Al, Fe, Cr, Ni при контакте с безводными кислотами сразу же покрываются продуктами окисления (пассивируются). Продукты окисления, образующие прочные пленки, могут растворяться в водных растворах кислот, но нерастворимы в кислотах концентрированных.

Это обстоятельство используют в промышленности. Например, концентрированную серную кислоту хранят и перевозят в железных бочках.

#### **Опыт № 1. Взаимодействие соляной кислоты с металлами**

В две пробирки налейте по 1—2 мл соляной кислоты и поместите в первую пробирку гранулу цинка, а во вторую пробирку — кусочек медной проволоки (пластины). Что наблюдаете?

#### **Опыт № 2. Взаимодействие раствора уксусной кислоты с металлами**

В две пробирки налейте по 1—2 мл раствора уксусной кислоты и поместите в первую пробирку гранулу цинка, а во вторую пробирку — кусочек медной проволоки (пластины). Что наблюдаете?

Сформулируйте вывод о взаимодействии неорганических и органических кислот с металлами.

Напишите уравнения возможных реакций в молекулярной и ионной формах.

### Практическая работа № 13

#### Получение и свойства нерастворимых оснований

Согласно теории электролитической диссоциации **основания** — электролиты, диссоциирующие с образованием ионов  $\text{OH}^-$ . Согласно протонной теории основания — акцепторы протонов: при взаимодействии основание принимает протон. Соотношение между основанием и кислотой можно представить соотношением:

Основание + протон  $\leftrightarrow$  кислота

Гидроксиды-основания подразделяются на растворимые и нерастворимые. Растворимые основания - **щелочи** — это гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов. Самая распространенная щелочь — гидроксид натрия («едкий натр»). По масштабам производства и применения он занимает среди неорганических веществ третье место после серной кислоты и соды. В промышленности его получают электролизом раствора хлорида натрия, а в лабораторных условиях — взаимодействием натрия с водой. Эта реакция протекает бурно с разбрызгиванием получаемой щелочи.

**Опыт № 1.** В две пробирки налейте по 1—2 мл растворов сульфата меди (II) и сульфата никеля. Добавьте в каждую из пробирок 1—2 мл раствора гидроксида натрия. Что наблюдаете?

Сформулируйте вывод о способе получения нерастворимых оснований.

**Опыт № 2.** Добавьте в одну из пробирок с полученным нерастворимым основанием 1—2 мл раствора серной кислоты. Что наблюдаете?

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.



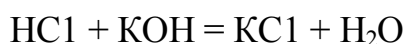
**Опыт № 3.** Оставшуюся пробирку с нерастворимым основанием укрепите в пробиркодержателе и нагрейте в пламени спиртовки. Что наблюдаете?

Напишите уравнение проведенной реакции. Дайте характеристику реакции по всем изученным признакам классификации химических реакций.

## **Практическая работа № 14**

### **Реакции нейтрализации**

К обменным реакциям в растворах относится, в частности, взаимодействие между кислотами и основаниями, в результате которого образуется соль и вода. Такие реакции называются реакциями нейтрализации. В соответствии с закономерностями протекания ионных реакций нейтрализация доходит до конца только тогда, когда единственным малодиссоциированным веществом в системе является вода, например



В этой системе из четырех веществ лишь одно ( $\text{H}_2\text{O}$ ) малодиссоциировано, а все остальные — сильные электролиты. Сокращенное ионное уравнение этой реакции



показывает, что равновесие полностью смещено в сторону образования воды.

#### **Опыт № 1.** Ознакомление с коллекцией кислот

Распределите выданные вам в закрытых пробками пробирках образцы кислот (например, бензойная кислота, соляная кислота, лимонная кислота, серная кислота, уксусная кислота, азотная кислота и др.) на две группы: органические и неорганические.

Дайте полную характеристику одного из предложенных веществ по всем изученным признакам классификации кислот.

#### **Опыт № 2 .** Ознакомление с коллекцией оснований

Распределите выданные вам в закрытых пробками пробирках образцы оснований (например, гидроксид натрия, гидроксид железа (III), гидроксид меди (II), гидроксид кальция и др.) на две группы: растворимые и нерастворимые.

Дайте полную характеристику одному из предложенных веществ по всем изученным признакам классификации оснований.

**Опыт № 3.** Взаимодействие соляной кислоты и раствора уксусной кислоты с основаниями

В две пробирки налейте по 1—2 мл раствора гидроксида натрия и добавьте 2—3 капли раствора фенолфталеина. В первую пробирку прилейте 1—2 мл соляной кислоты, а во вторую — столько же раствора уксусной кислоты. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

## **Практическая работа № 15**

### **Определение элементного состава органических соединений**

#### **Опыт № 1.** Определение элементного состава

В широкий химический стакан поместите небольшой кусочек парафиновой свечи и подожгите его с помощью горячей лучинки. Обратите внимание на стенки стакана — на них появляются капельки воды. О наличии какого химического элемента в составе парафина они свидетельствуют? Погасите свечу и выньте ее из стакана. Затем налейте в стакан немного прозрачной известковой воды и осторожно взболтайте. Что наблюдаете? О наличии какого химического элемента свидетельствуют изменения, произошедшие с известковой водой? Запишите уравнения проведенных реакций.

#### **Опыт № 2.** Идентификация органических соединений

В двух пробирках без этикеток содержатся следующие вещества:

- 1 вариант: этиловый спирт и муравьиная кислота;
- 2 вариант: растворы глюкозы и глицерина;
- 3 вариант: растворы формальдегида и белка;
- 4 вариант: растительное и машинное масло;
- 5 вариант: крахмальный клейстер и глицерин;
- 6 вариант: растворы глюкозы и этанола;
- 7 вариант: растворы сахарозы и глюкозы.

Получите у учителя две пробирки в соответствии с номером вашего варианта. Предложите способ экспериментального определения содержимого каждой пробирки и приступите к практическому распознаванию веществ.

Решение экспериментальных задач на идентификацию органических и неорганических соединений

#### Задание 1

С помощью качественных реакций определите, в какой из выданных вам пробирок находятся растворы: хлорида натрия, карбоната натрия, сульфата натрия, ацетата натрия.

#### Задание 2

С помощью качественных реакций определите, в какой из выданных вам пробирок находятся растворы: хлорида аммония, хлорида бария, хлорида алюминия.

#### Задание 3

С помощью одного реактива определите, в какой из выданных вам пробирок находятся растворы: глюкозы, глицерина, белка.

#### Задание 4

С помощью индикаторной бумажки определите, в какой из выданных вам пробирок находятся растворы солей: ацетат натрия, нитрат аммония, сульфат калия.

### Практическая работа № 16

#### Получение и свойства ацетилен

**Алкины** – это углеводороды с общей формулой  $C_nH_{2n-2}$ , в молекулах которых между атомами углерода есть одна тройная связь.

Алкины, также как и алкены, относятся к ненасыщенным соединениям. Тройная связь состоит из одной  $\sigma$ -связи и двух  $\pi$ -связей. Каждая  $\pi$ -связь состоит из пары подвижных, легко поляризуемых  $\pi$ -электронов, орбитали которых располагаются перпендикулярно к оси  $\sigma$ -связи. Значит  $\pi$ -связи в составе тройной связи также легко раскрываются и для алкинов будут характерны реакции присоединения, окисления и полимеризации, как и для других ненасыщенных углеводородов.

а) реакции окисления - только ацетилен может окисляться без разрыва молекулы



Гомологи ацетилена окисляются с разрывом молекулы по месту тройной связи. При этом продуктами реакции являются карбоновые кислоты, если углеводород имел разветвленную структуру, то продуктом окисления может быть кетон:

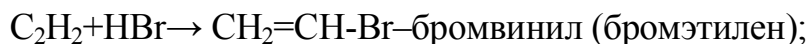


б) гидрирование (Pd, Ni)  $\text{C}_2\text{H}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4$  -этилен;  $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6$  -этан

в) галогенирование -  $\text{C}_2\text{H}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{Br-CH=CH-Br}$  – дибромэтилен;



г) гидрогалогенирование



д) гидратация – реакция Кучерова



Однако по своей химической природе алкины менее активны, чем алкены. Это связано с особенностями их электронного строения. Поэтому реакции с участием алкинов идут медленнее.

Т.к. алкины содержат две слабые  $\pi$ -связи, то реакции с участием таких углеводородов идут последовательно в две ступени с раскрытием поочередно каждой из двух  $\pi$ -связей. Такая особенность алкинов отражается на скорости их реакций, так реакции присоединения для алкинов идут значительно медленнее, чем для алкенов. Тем самым алкины считаются менее активными углеводородами, по сравнению с другими ненасыщенными углеводородами.

**Проведение опыта:**

В пробирку налейте 1 мл воды и поместите в нее кусочек карбида кальция величиной со спичечную головку. Быстро закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой и выделяющийся газ пропустите в другую пробирку с раствором бромной воды. Что наблюдаете? О чем свидетельствует изменение окраски раствора? Запишите уравнения проведенных реакций.

## Практическая работа № 17

### Свойства этилового спирта и уксусной кислоты

**Опыт № 1.** В пробирку прилейте несколько капель выданного вам спирта с помощью пипетки, добавьте 2 мл дистиллированной воды и содержимое взболтайте. Что можно сказать о растворимости этилового спирта в воде?

**Опыт № 2.** В одну пробирку налейте 1-2 мл дистиллированной воды, а во вторую – 2 мл этилового спирта и добавьте в каждую по 2-3 капли подсолнечного масла. Перемешайте содержимое обеих пробирок. Что можно сказать о свойствах этилового спирта как растворителя?

**Опыт № 3.** На фильтровальную бумагу капните одну каплю воды и рядом одну каплю этилового спирта. Какая капля быстрее испарится? Сделайте вывод о свойствах спирта на основе этого опыта.

**Опыт № 4.** Накалите на пламени спиртовки свернутую в спираль медную проволоку до появления черного налета оксида меди (II) и внесите ее в этиловый спирт, находящийся в выданной вам пробирке. Что наблюдаете? Повторите операцию 4-5 раз. Запишите уравнение проведенной реакции.

#### **Опыт № 5. Свойства уксусной кислоты**

Налейте в четыре пробирки по 2 мл раствора уксусной кислоты. Осторожно понюхайте этот раствор. Что ощущаете? Вспомните, где вы применяете уксусную кислоту дома. В одну пробирку с раствором уксусной кислоты добавьте несколько капель раствора лакмуса. Что наблюдаете? Затем нейтрализуйте кислоту избытком щелочи. Что наблюдаете? Запишите уравнение проведенной реакции.

В три оставшиеся пробирки с раствором уксусной кислоты добавьте: в одну – гранулу цинка, в другую – несколько крупинок оксида меди (II) и подогрейте ее, в третью - кусочек мела или соды (на кончике шпателя). Что наблюдаете? Запишите уравнения проведенных реакций.

## **Практическая работа № 18**

### **Свойства жиров, мыла и стирального порошка**

**Опыт № 1.** В три пробирки налейте по 1 мл дистиллированной воды, спирта и бензина и добавьте в них по 2-3 капли подсолнечного масла. Встряхните содержимое пробирок. В какой жидкости жиры растворяются лучше?

**Опыт № 2.** Несколько капель раствора жира в этиловом спирте и бензине нанесите на фильтровальную бумагу. Что наблюдаете после испарения растворителя?

**Опыт № 3.** Практически докажите, что в состав выданного вам растительного жира входят остатки непредельных кислот. Объясните свои действия.

#### **Опыт № 4. Свойства мыла и стирального порошка**

К 1-2 мл растворов мыла и стирального порошка в отдельных пробирках добавьте по 2-3 капли раствора фенолфталеина. Отметьте окраску раствора. Сделайте вывод, какое из моющих средств лучше использовать для стирки тканей, чувствительных к щелочи (например, шерстяных).

**Опыт № 5.** В две пробирки налейте по 3-4 мл жесткой воды (раствора солей кальция, например хлорида кальция  $\text{CaCl}_2$ ). В одну пробирку добавьте по каплям раствор мыла, а в другую – раствор стирального порошка. После внесения каждой капли содержимое пробирок взбалтывайте.

В каком случае приходится прибавлять больше раствора для образования устойчивой пены? Какой препарат не утрачивает своей моющей способности в жесткой воде? Почему?

## **Практическая работа № 19**

### **Свойства глюкозы, крахмала, белков**

#### **Опыт № 1. Свойства глюкозы**

1) В пробирку с 2-3 каплями раствора медного купороса (сульфата меди (II)) прилейте 2-3 мл раствора щелочи. Что наблюдаете? Затем добавьте в пробирку 2 мл раствора глюкозы и смесь перемешайте. Что наблюдаете? О чем свидетельствует опыт?

2) Нагрейте содержимое пробирки. Что наблюдаете? О чем свидетельствует этот опыт? Запишите уравнение проведенной реакции.

3) К 2 мл аммиачного раствора оксида серебра добавьте 1-2 мл раствора глюкозы и нагрейте смесь на пламени спиртовки. Старайтесь нагревать содержимое пробирки равномерно и медленно. Что наблюдаете? О чем свидетельствует этот опыт? Запишите уравнение проведенной реакции.

### **Опыт № 2. Свойства крахмала**

1) В пробирку насыпьте немного порошка крахмала. Прилейте воды и взболтайте смесь. Что можно сказать о растворимости крахмала в воде?

2) Вылейте взвесь крахмала в воде в химический стакан с горячей водой и прокипятите ее. Что наблюдаете?

3) В пробирку с 2-3 мл полученного во втором опыте крахмального клейстера добавьте каплю спиртового раствора иода. Что наблюдаете?

### **Опыт № 3. Свойства белков**

1) В пробирку налейте 2 мл раствора белка и добавьте 2 мл раствора щелочи, а затем несколько капель раствора медного купороса (сульфата меди (II)). Что наблюдаете?

2) В пробирку с 2 мл раствора белка добавьте несколько капель азотной кислоты. Что наблюдаете? Нагрейте содержимое пробирки. Что наблюдаете? Охладите смесь и добавьте к ней по каплям 2-3 мл нашатырного спирта. Что наблюдаете?

3) К 3-4 мл раствора белка в воде добавьте несколько капель раствора медного купороса (сульфата меди (II)). Что наблюдаете?