

# Домашняя работа по химии за 9 класс

к учебнику «Химия. Учебник для 9 кл.  
общеобразовательных учреждений»  
О.С. Gabrielyan. — М.: «Дрофа», 2002 г.

*учебно-практическое  
пособие*

## Введение. Общая характеристика химических элементов

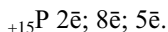
### *§ 1. Характеристика химического элемента на основании его положения в периодической системе Д.И. Менделеева*

#### **Вопрос 1.**

А) Характеристика фосфора.

1. Фосфор — элемент пятой группы и третьего периода,  $Z = 15$ ,  $A_r(\text{P}) = 31$ .

Соответственно, атом фосфора содержит в ядре 15 протонов, 16 нейтронов и 15 электронов. Строение его электронной оболочки можно отразить с помощью следующей схемы:



Атомы фосфора проявляют как окислительные свойства (принимают недостающие для завершения внешнего уровня три электрона, получая при этом степень окисления 3, например, в соединениях с менее электроотрицательными элементами — металлами, водородом и т.п.) так и восстановительные свойства (отдают 3 или 5 электронов более электроотрицательным элементам — кислороду, галогенам и т.п., приобретая при этом степени окисления +3 и +5.)

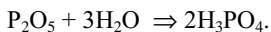
Фосфор менее сильный окислитель, чем азот, но более сильный, чем мышьяк, что связано с ростом радиусов атомов от азота к мышьяку. По этой же причине восстановительные свойства, наоборот, усиливаются.

2. Фосфор простое вещество, типичный неметалл. Фосфору свойственно явление аллотропии. Например, существуют аллотропные модификации фосфора такие, как белый, красный и черный фосфор, которые обладают разными химическими и физическими свойствами.

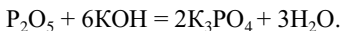
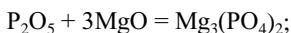
3. Неметаллические свойства фосфора выражены слабее, чем у азота, но сильнее, чем у мышьяка (соседние элементы в группе).

4. Неметаллические свойства фосфора выражены сильнее, чем у кремния, но слабее, чем у серы (соседние элементы в периоде).

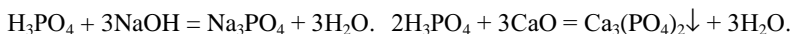
5. Высший оксид фосфора имеет формулу  $\text{P}_2\text{O}_5$ . Это кислотный оксид. Он проявляет все типичные свойства кислотных оксидов. Так, например, при взаимодействии его с водой получается фосфорная кислота.



При взаимодействии его с основными оксидами и основаниями он дает соли.



6. Высший гидроксид фосфора — фосфорная кислота  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , раствор которой проявляет все типичные свойства кислот: взаимодействие с основаниями и основными оксидами:

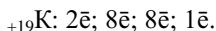


7. Фосфор образует летучее соединение  $\text{H}_3\text{P}$  — фосфин.

Б) Характеристика калия.

1. Калий имеет порядковый номер 19,  $Z = 19$  и относительную атомную массу  $A_r(\text{K}) = 39$ . Соответственно заряд ядра его атома +19 (равен числу протонов). Следовательно, число нейтронов в ядре равно 20. Так как атом электронейтрален, то число электронов, содержащихся в атоме калия, тоже равно 19.

Элемент калий находится в четвертом периоде периодической системы, значит, все электроны располагаются на четырех энергетических уровнях. Таким образом, строение атома калия записывается так:



Исходя из строения атома, можно предсказать степень окисления калия в его соединениях. Так как в химических реакциях атом калия отдает один внешний электрон, проявляя восстановительные свойства, следовательно, он приобретает степень окисления +1.

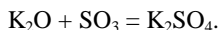
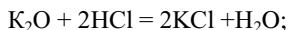
Восстановительные свойства у калия выражены сильнее, чем у натрия, но слабее, чем у рубидия, что связано с ростом радиусов от Na к Rb.

2. Калий — простое вещество, для него характерна металлическая кристаллическая решетка и металлическая химическая связь, а отсюда — и все типичные для металлов свойства.

3. Металлические свойства у калия выражены сильнее, чем у натрия, но слабее, чем у рубидия, т.к. атом калия легче отдает электрон, чем атом натрия, но труднее, чем атом рубидия.

4. Металлические свойства у калия выражены сильнее, чем у кальция, т.к. один электрон атома калия легче оторвать, чем два электрона атома кальция.

5. Оксид калия  $\text{K}_2\text{O}$  является основным оксидом и проявляет все типичные свойства основных оксидов. Взаимодействие с кислотами и кислотными оксидами.



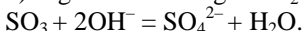
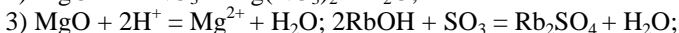
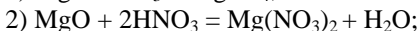
6. В качестве гидроксида калию соответствует основание (щелочь) KOH, которое проявляет все характерные свойства оснований: взаимодействие с кислотами и кислотными оксидами.



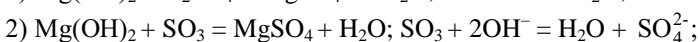
7. Летучего водородного соединения калий не образует, а образует гидрид калия KH.

### Вопрос 2.

а) MgO — основной оксид, SO<sub>3</sub> — кислотный оксид.

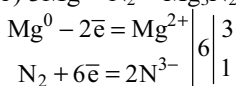
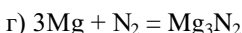
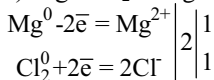
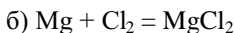
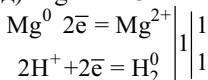
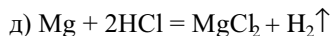
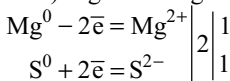
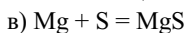
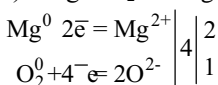
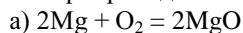


б) Mg(OH)<sub>2</sub> — основной гидроксид, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> — кислотный гидроксид.



### Вопрос 3.

Магний — простое вещество, для него характерна металлическая кристаллическая решетка; он обладает металлическим блеском, электропроводностью.



### Вопрос 4.

Аллотропия — явление существования химического элемента в виде нескольких простых веществ, различных по строению и свойствам (так называемых аллотропных форм).

а) В молекулах состава S<sub>8</sub> реализуется ковалентно-неполярный тип связи (т.е. не происходит смещения электронной пары, образующей связь).

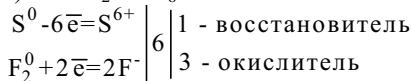
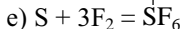
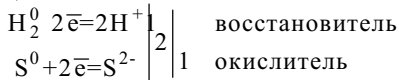
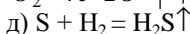
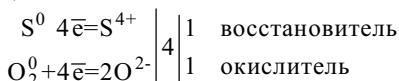
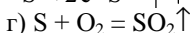
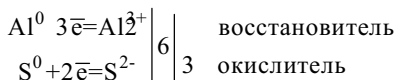
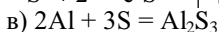
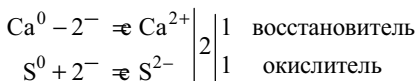
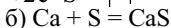
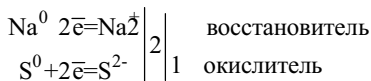
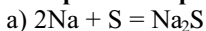
б) В молекулах состава  $\text{H}_2\text{S}$  реализуется ковалентно-полярный тип связи, т.к. происходит смещение электронной пары к более электроотрицательному атому — сере (S).



### Физические свойства ромбической серы ( $\text{S}_8$ ):

Вещество лимонно-желтого цвета, устойчивое до  $t = 95,6^\circ\text{C}$ , растворяется в сероуглероде ( $\text{CS}_2$ ), анилине, бензоле, феноле.

#### Уравнения реакций:



#### Вопрос 5.

Неметаллические свойства кремния выражены слабее, чем у фосфора, но сильнее, чем у алюминия.

#### Вопрос 6.

а) У азота кислотные свойства выражены сильнее, чем у фосфора, т.к. в группах сверху вниз происходит усиление основных и ослабление кислотных свойств.

б) У серы кислотные свойства выражены сильнее, чем у фосфора, т.к. в периодах слева направо происходит усиление кислотных и ослабление основных свойств.

**Вопрос 7.**

Дано:  $\eta(\text{O}_2) = 0,2$ ;  $m(\text{Mg}) = 0,12\text{ г}$ ;  $\omega_{\text{Mg}}(\text{примеси}) = 2\%$ .

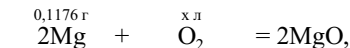
Найти:  $V(\text{воздуха})$

Решение: 1. Найдем массу магния без примеси:

$$m_{\text{чистый}}(\text{Mg}) = m(\text{Mg}) - m(\text{Mg}) \cdot \omega_{\text{Mg}}(\text{примеси});$$

$$m_{\text{чистый}}(\text{Mg}) = 0,12\text{ г} - 0,12\text{ г} \cdot 0,02 = 0,1176\text{ г}.$$

2. Запишем уравнение реакции сжигания магния. 0,1176 г.



$$\begin{array}{ll} v = 2\text{ моль}; & v = 1\text{ моль}; \\ M = 24\text{ г/моль}; & V_v = 22,4\text{ л/моль}; \\ m = 48\text{ г}; & V = 22,4\text{ л}; \end{array}$$

По уравнению реакции составим пропорцию:

$$48\text{ г} \text{ — } 22,4\text{ л}$$

$$0,1176\text{ г} \text{ — } \text{х л}$$

$$\text{х} = \frac{0,1176 \cdot 22,4}{48} = 0,05488\text{ л}.$$

Следовательно, 0,05488 л чистого кислорода требуется на сжигание 0,1176 г магния.

3. Найдем объем воздуха, который потребуется на сжигание магния:

$$V(\text{воздуха}) = \frac{V(\text{O}_2)}{\eta(\text{O}_2)} = \frac{0,05488}{0,2} = 0,2744\text{ л}.$$

Ответ:  $V(\text{воздуха}) = 0,2744\text{ л}.$

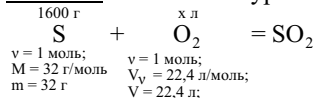
**Вопрос 8.**

Дано:  $m(\text{S}) = 1,6\text{ кг} = 1600\text{ г}$ ,

$\omega = 80\%$ .

Найти:  $V(\text{SO}_2)$

Решение: 1. Запишем уравнение реакции сжигания серы в кислороде.



Составим пропорцию:

$$32\text{ г} \text{ — } 22,4\text{ л}$$

$$1600\text{ г} \text{ — } \text{х л}$$

$$\text{х} = \frac{1600 \cdot 22,4}{32} = 1120\text{ л}.$$

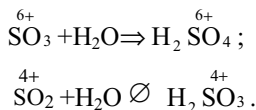
$$V_{\text{практ}}(\text{SO}_2) = V_{\text{теор}}(\text{SO}_2) \cdot \omega = 1120\text{ л} \cdot 0,8 = 896\text{ л}.$$

Ответ:  $V(\text{SO}_2) = 896\text{ л}.$

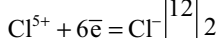
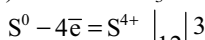
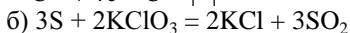
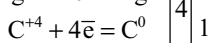
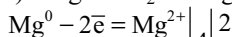
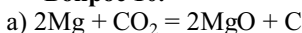
**Вопрос 9.**

Нет, нельзя. Прежде всего, из-за различия в степенях окисления. В оксиде сера имеет степень окисления 6+. В сернистой кислоте — 4+.

Высшему оксиду  $\text{SO}_3$  соответствует серная кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .  
Сернистой кислоте  $\text{H}_2\text{SO}_3$  соответствует оксид  $\text{SO}_2$ .  
Данные соответствия можно показать гидролизом оксидов.



### Вопрос 10.

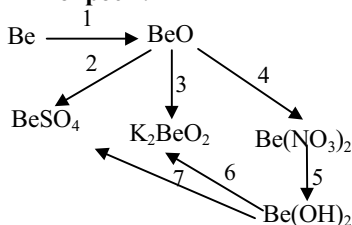


## § 2. Характеристика химического элемента по кислотно-основным свойствам образуемых им соединений. Амфотерные оксиды и гидроксиды

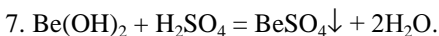
### Вопрос 1.

Амфотерным гидроксидам присуще свойство реагировать с кислотами как основание и со щелочами как кислота. Поэтому, когда мы к раствору щелочи приливаем по каплям раствор соли, у нас получается амфотерный гидроксид, который сразу же реагирует с щелочью, образуя растворимую соль, и мы не наблюдаем выпадение в осадок амфотерного гидроксида.

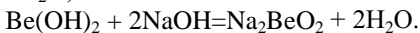
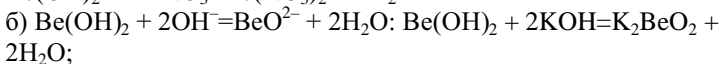
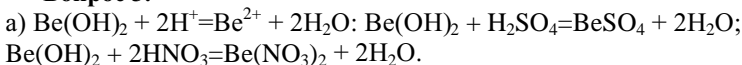
### Вопрос 2.



- $2\text{Be} + \text{O}_2 = 2\text{BeO};$
- $\text{BeO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BeSO}_4\downarrow + \text{H}_2\text{O};$
- $\text{BeO} + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{BeO}_2 + \text{H}_2\text{O};$
- $\text{BeO} + 2\text{HNO}_3 = \text{Be}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O};$
- $\text{Be}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaNO}_3 + \text{Be}(\text{OH})_2;$
- $\text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{BeO}_2 + 2\text{H}_2\text{O};$



**Вопрос 3.**



**Вопрос 4.**

Амфотерностью называется способность вещества проявлять как кислотные, так и основные свойства. Кислотные свойства, как правило, проявляют соединения неметаллов.

Например,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{P}_2\text{O}_5$ ;  $\text{CO}_2$ .

Но существуют кислоты, образованные металлами.

Например,  $\text{KMnO}_4$  — перманганат калия,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  — дихромат калия,  $\text{Na}_3\text{VO}_4$  — ванадат натрия,  $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$  — гидроксоалюминат натрия.

То есть металлы могут также проявлять кислотные свойства.

Основные свойства характерны практически только для металлов.

Например,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{LiNO}_3$ .

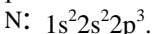
**§ 3. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева**

**Вопрос 1.**

Периодический закон Менделеева — один из основополагающих законов химии. Можно утверждать, что вся современная химия построена на нем. Он объясняет зависимость свойств атомов от их строения, обобщает эту зависимость для всех элементов, разделяя их на различные группы, а также предсказывает их свойства в зависимости от строения и строение в зависимости от свойств. Существуют другие законы, несущие объясняющую, обобщающую и предсказательную функции. Например, закон сохранения энергии, закон преломления света, генетический закон Менделя.

**Вопрос 2.**

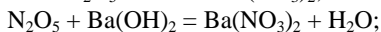
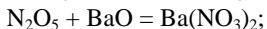
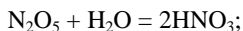
Руководствуясь периодической системой, найдем элемент с нужным расположением электронов (2 и 5). Этот элемент — азот:



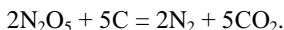
Этот элемент образует простое вещество —  $\text{N}_2$ , азот. Водородное соединение азота —  $\text{NH}_3$ , аммиак. Высший оксид азота —  $\text{N}_2\text{O}_5$ .



Кислотный оксид  $N_2O_5$  при растворении в воде переходит в сильную азотную кислоту  $HNO_3$ .



$N^{5+}$  обладает сильными окислительными свойствами:



### Вопрос 3.

Раньше элемент бериллий ошибочно относили к III группе. Причина этого заключалась в неправильном определении атомной массы бериллия (вместо 9 ее считали равной 13,5). Д.И. Менделеев предположил, что бериллий находится в II группе, основываясь на химических свойствах элемента. Свойства бериллия были очень похожи на свойства Mg и Ca, и совершенно не похожи на свойства Al. Зная, что атомные массы Li и B, соседних элементов к Be, равны соответственно 7 и 11, Д.И. Менделеев предположил, что атомная масса бериллия равна 9.

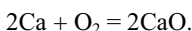
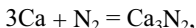
### Вопрос 4.

Ca — атом, у которого электроны распределены согласно ряду чисел 2, 8, 8, 2.

Элемент № 7 — N,

элемент № 8 — O.

Уравнения реакций:



Продукты реакций имеют ионный тип связи.

Азот и кислород имеют молекулярное строение кристаллических решеток, а у кальция металлическая кристаллическая решетка.

Продукты взаимодействия —  $Ca_3N_2$  и  $CaO$  имеют ионное строение кристаллической решетки.

### Вопрос 5.

N, P, As, Sb, Bi — усиление металлических свойств.

Металлические свойства в группах усиливаются.

### Вопрос 6.

Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl — усиление неметаллических свойств.

Неметаллические свойства в периодах усиливаются.

### Вопрос 7.

$Cl_2O_7$ ,  $P_2O_5$ ,  $SiO_2$ ,  $Al_2O_3$ ,  $MgO$ ,  $Na_2O$  — уменьшение кислотных свойств.

Кислотные свойства в периодах увеличиваются.

$\text{HClO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_4$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{NaOH}$  — уменьшение кислотных свойств.

**Вопрос 8.**

$\text{B}_2\text{O}_3$ ,  $\text{BeO}$ ,  $\text{Li}_2\text{O}$  — возрастание основных свойств, т.к. в периодах основные свойства ослабевают.

$\text{B}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Be}(\text{OH})_2$ ,  $\text{LiOH}$  — возрастание основных свойств.

$\text{B}(\text{OH})_3$  — слабая кислота;

$\text{Be}(\text{OH})_2$  — слабое основание;

$\text{LiOH}$  — сильное основание.

**Вопрос 9.**

Периодическая система элементов отражает взаимосвязь химических элементов. Атомный номер элемента равен заряду ядра, численно он равен числу протонов. Число нейтронов, содержащихся в ядрах одного элемента, в отличие от числа протонов, может быть различным. Атомы одного элемента, ядра которых содержат разное число нейтронов, называются изотопами.

Каждый химический элемент имеет по несколько изотопов (природных или полученных искусственно). Атомная масса химического элемента равна среднему значению из масс всех его природных изотопов с учетом их распространенности.

С открытием изотопов для распределения элементов по периодической системе стали использовать заряды ядер, а не их атомные массы.

**Вопрос 10.**

Так происходит из-за того, что свойства элементов и их соединений зависят не от общего числа электронов, а только от валентных, которые находятся на последнем слое. Количество валентных электронов меняется периодически, следовательно, свойства элементов также меняются периодически.

**Вопрос 11.**

1. Свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от относительных атомных масс элементов.

2. Свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от заряда атомных ядер элементов.

3. Свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от строения внешних энергетических уровней в электронной оболочке атома.

## Глава 1. Металлы

### § 4. Век медный, бронзовый, железный

#### Вопрос 1.

В эпоху античности семью чудесами света считали египетские пирамиды, висячие сады Вавилона, статую Колосса Родосского, Храм Артемиды в Эфесе, статую олимпийского бога Юпитера, мавзолей в Галикариасе, Александрийский маяк.

В создании египетских пирамид играла немалую роль медь, т.к. для сооружения пирамиды использовались инструменты, изготовленные из меди.

Гигантская статуя Колосса Родосского была полностью изготовлена из бронзы.

Статуя Юпитера была частично сделана из золота: из благородного металла был изготовлен плащ Юпитера.

#### Вопрос 2.

Свойства ртути при обычных условиях можно описать следующими прилагательными: жидкая, ядовитая, блестящая (б, г, е).

#### Вопрос 3.

В основе образования литературного выражения «стальной характер», «железные нервы», «золотое сердце», «металлический голос», «свинцовый кулак» лежат следующие свойства металлов: твердость, прочность.

#### Вопрос 4.

Для характеристики предгрозового неба можно использовать прилагательные: свинцовое, тяжелое (в, д).

#### Вопрос 5.

Для того, чтобы хорошо подготовиться к сообщению, вы можете воспользоваться детской энциклопедией или энциклопедией искусства.

#### Вопрос 6.

Предоставляем возможность вам самим пофантазировать на эту тему.

Для того, чтобы вам легче было сориентироваться, обозначим некоторые возможности для применения металлов: конструкционные материалы; электротехнические материалы; жаропрочные материалы.

## **§ 5. Положение металлов в периодической системе Д.И. Менделеева и строение их атомов**

### **Вопрос 1.**

Восстановительные свойства металлов определяются способностью отдавать электроны внешнего слоя. Чем легче атом отдает электроны внешнего слоя, тем более сильным восстановителем он является.

### **Вопрос 2.**

Самый активный металл — франций (Fr). Франций легче всего отдает электрон внешнего слоя. Он обладает самым большим атомным радиусом, поэтому энергия взаимодействия ядра атома с внешней электронной оболочкой мала.

### **Вопрос 3.**

Металлы проявляют восстановительные свойства в нулевой степени окисления, т.е. сам металл может быть только восстановителем. Приведенный процесс — пример окисления  $\text{Cu}^{2+}$  до  $\text{Cu}^0$ . В данном примере медь выступает в виде катиона.

## **§ 6. Физические свойства металлов**

### **Вопрос 1.**

Самый легкоплавкий металл — ртуть. Уже при комнатной температуре он является жидкостью.

### **Вопрос 2.**

В технике используются такие свойства металлов, как электропроводность, твердость, термоустойчивость.

### **Вопрос 3.**

Щелочные металлы имеют самую низкую энергию ионизации, т.е. они легко отдают электрон с последнего слоя. Для того, чтобы отнять этот электрон от металла, достаточно даже энергии света (фотона).

На явлении фотоэффекта основано действие фотоэлектрических приборов, получившие разнообразное применение в различных областях науки и техники — фотоэлементы, работающие на основе фотоэффекта, преобразуют энергию излучения в электрическую.

### **Вопрос 4.**

На тугоплавкости вольфрама основано его применение в лампах накаливания.

### Вопрос 5.

В литературных выражениях «серебряный иней», «золотая заря», «свинцовые тучи» заключено свойство металлов отражать световые лучи, в результате чего они приобретают характерную окраску, металлический блеск.

## § 7. Сплавы

### Вопрос 1.

Бронзовый век продолжался приблизительно 3000 лет (конец 4 — начало 1 тысячелетия до н. э.). Название «бронзовый век» обусловлено тем, что в этот период широко использовался сплав меди и олова, который получил название бронза.

### Вопрос 2.

Мельхиор сплав, содержащий около 80 % меди и 20 % никеля. Поэтому для производства 25 кг мельхиора необходимо взять:

$$m(\text{Cu}) = m(\text{мельхиора}) \cdot \omega(\text{Cu})_{\text{в сплаве}} = 25 \cdot 0,8 = 20 \text{ кг.}$$

$$m(\text{Ni}) = m(\text{мельхиора}) \cdot \omega(\text{Ni})_{\text{в сплаве}} = 25 \cdot 0,2 = 5 \text{ кг.}$$

Ответ: 20 кг Cu и 5 кг Ni.

### Вопрос 3.

Нетрудно заметить, что слова «легирующий» и «привилегированный» имеют одинаковую часть «легир» в корнях. Очевидно, что они происходят от одного и того же слова. Легирующие элементы добавляют в сплав, чтобы улучшить их физические свойства. «Привилегированный» означает «лучший», «более высокий, чем у остальных».

## § 8. Химические свойства металлов

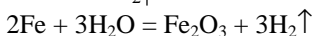
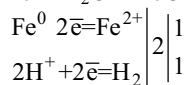
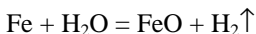
### Вопрос 1.

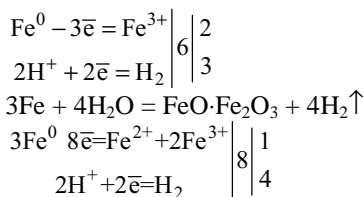
Запишем уравнение реакций образования железной окалины.



$\text{Fe}_3\text{O}_4$  — представляет собой смесь двух оксидов  $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$ .

Поэтому уравнение реакции (1) можно условно представить в виде двух уравнений и для каждого составить уравнение электронного баланса.





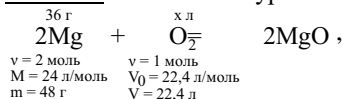
То есть получили, что в реакции образования железной окалины три атома железа отдают 8 электронов.

### Вопрос 2.

Дано:  $m(\text{Mg}) = 36 \text{ г}$ ,  $\eta(\text{O}_2) = 0,21$ .

Найти:  $V(\text{возд})$

Решение: 1. Запишем уравнение реакции сжигания магния.



Составим пропорцию и определим объем кислорода, необходимого для проведения реакции:

$$48 \text{ г} \text{ — } 22,4 \text{ л}$$

$$36 \text{ г} \text{ — } x \text{ л}$$

$$x = \frac{36 \cdot 22,4}{48} = 16,8 \text{ л};$$

$$V(\text{O}_2) = 16,8 \text{ л.}$$

2. Найдем объем воздуха, необходимого для проведения реакции:

$$V(\text{возд}) = \frac{V(\text{O}_2)}{\eta(\text{O}_2)} = \frac{16,8 \text{ л}}{0,21} = 80 \text{ л.}$$

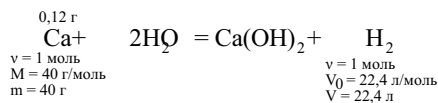
Ответ:  $V(\text{возд}) = 80 \text{ л.}$

### Вопрос 3.

Дано:  $m(\text{Ca}) = 120 \text{ мг} = 0,12 \text{ г}$ ,  $\omega = 80 \%$

Найти:  $V(\text{H}_2)$

Решение: 1. Запишем уравнение реакции растворения кальция в воде.



Составим пропорцию и найдем объем водорода, который теоретически должен был получиться в ходе реакции:

$$40 \text{ г} \text{ — } 22,4 \text{ л}$$

$$0,12 \text{ г} \text{ — } x \text{ л}$$

$$x = \frac{0,12 \cdot 22,4}{40} = 0,0672 \text{ л.}$$

$$V_{\text{теор}}(\text{H}_2) = 0,0672 \text{ л.}$$

Ответ:  $V(\text{H}_2) = 0,0672 \text{ л.}$

2. По условию задачи выход газа составляет 80 % от теоретически возможного. Поэтому практически было получено:

$$V_{\text{практ.}}(\text{H}_2) = V_{\text{теор.}}(\text{H}_2) \cdot \omega = 0,0672 \text{ л} \cdot 0,8 = 0,05376 \text{ л.}$$

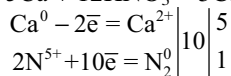
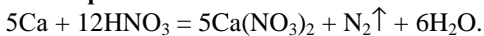
Ответ:  $V_{\text{практ.}}(\text{H}_2) = 0,054 \text{ л.}$

#### **Вопрос 4.**

Щелочные и щелочноземельные металлы очень активны и реагируют практически со всем, с чем соприкасаются.

Например, на воздухе эти металлы легко окисляются. Если эти металлы хранить под слоем керосина, к которому они инертны, то можно уберечь от ненужных взаимодействий. Литий самый легкий из металлов. Он легче керосина и в отличие от других металлов всплывает в нем, поэтому его хранят в вазелине.

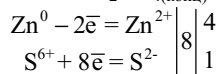
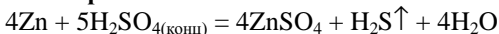
#### **Вопрос 5.**



#### **Вопрос 6.**

По правилу, которое гласит, что металлы, стоящие в ряду напряжения левее водорода, вытесняют его из растворов кислот, водород при реакции свинца с раствором серной кислоты должен получиться. Но данное правило соблюдается, если в реакции металла с кислотой образуется растворимая соль, а  $\text{PbSO}_4$  — нерастворимая соль. Поэтому в случае свинца и серной кислоты правило не действует и, следовательно, водород нельзя получить при взаимодействии свинца с раствором серной кислоты.

#### **Вопрос 7.**



В этой реакции цинк проявляет восстановительные свойства.

### **§ 9. Получение металлов**

#### **Вопрос 1.**

Г. Агрикол в своей книге имел в виду пирометаллургию. Пирометаллургические процессы включают обжиг, при этом содержащиеся в рудах соединения металлов, в частности сульфиды, переводятся в оксиды, а сера удаляется в виде  $\text{SO}_2$ , например:

$2\text{CuS} + 3\text{O}_2 \Rightarrow 2\text{CuO} + 2\text{SO}_2\uparrow$ ;  $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} \Rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Cr}$ .  
Затем оксиды переводятся в чистые металлы путем амонотермии.

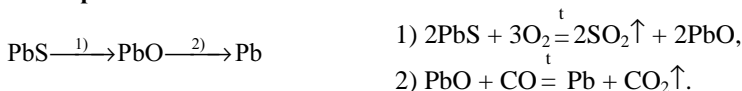
## Вопрос 2.

Экологически более безопасен бактериальный метод получения меди.

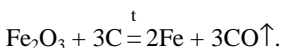
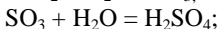
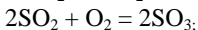
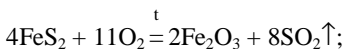
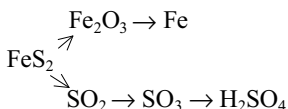
## Вопрос 3.

Щелочные и щелочноземельные металлы нельзя получить гидрометаллургическим методом, потому что данный метод основан на выделении металлов из раствора под действием электрического тока. А если мы из раствора выделим щелочной металл в чистом виде, то он сразу же будет взаимодействовать с водой, образуя гидроксид.

## Вопрос 4.



## Вопрос 5.



## Вопрос 6.

Дано:  $m(\text{гор. пор.}) = 120 \text{ т} = 120000 \text{ кг}$ ,  $\omega(\text{Cu}_2\text{S}) = 20 \%$ ,  $W = 90 \%$

Найти:  $m(\text{Cu})$

Решение: 1. Найдем сколько  $\text{Cu}_2\text{S}$  содержится в горной породе.

$$m(\text{Cu}_2\text{S}) = m(\text{гор. пор.}) \cdot \omega(\text{Cu}_2\text{S}) = 1,2 \cdot 10^8 \text{ г} \cdot 0,2 = 2,4 \cdot 10^7 \text{ г}.$$

2. Найдем сколько чистой меди можно получить теоретически из  $\text{Cu}_2\text{S}$ :

$$\begin{aligned} m_{\text{теор}}(\text{Cu}) &= m(\text{Cu}_2\text{S}) \cdot \omega(\text{Cu в Cu}_2\text{S}) = m(\text{Cu}_2\text{S}) \cdot \frac{2A_r(\text{Cu})}{M_r(\text{Cu}_2\text{S})} = \\ &= 2,4 \cdot 10^7 \cdot \frac{2 \cdot 64}{2 \cdot 64 + 32} = 1,92 \cdot 10^7 \text{ г}. \end{aligned}$$

3. Найдем сколько чистой меди получили практически:

$$m_{\text{практ}}(\text{Cu}) = m_{\text{теор}}(\text{Cu}) \cdot W = 1,92 \cdot 10^7 \cdot 0,9 = 1,728 \cdot 10^7 \text{ г} = 17,28 \text{ т}.$$

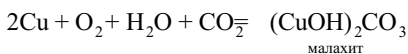
Ответ:  $m(\text{Cu}) = 17,28 \text{ т}$ .



## § 10. Коррозия металлов

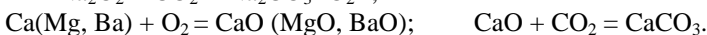
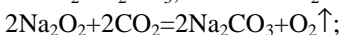
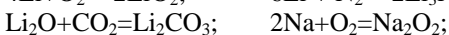
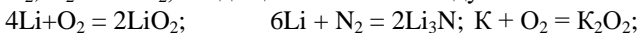
### Вопрос 1.

Уравнение реакции коррозии меди:



### Вопрос 2.

Щелочные и щелочноземельные металлы могут реагировать с  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{CO}_2$ , входящими в состав воздуха.



### Вопрос 3.

Нержавеющая сталь — сплав, содержащий до 12 % хрома, 10 % никеля. Поэтому для выплавки 480 кг нержавеющей стали нужно взять:

$$m(\text{Cr}) = m(\text{сплава}) \cdot \omega(\text{Cr}) = 480 \text{ кг} \cdot 0,12 = 57,6 \text{ кг}$$

$$m(\text{Ni}) = m(\text{сплава}) \cdot \omega(\text{Ni}) = 480 \text{ кг} \cdot 0,1 = 48 \text{ кг}$$

$$m(\text{Fe}) = m(\text{сплава}) - m(\text{Cr}) - m(\text{Ni}) = 480 \text{ кг} - 57,6 \text{ кг} - 48 \text{ кг} = 374,4 \text{ кг}.$$

Ответ:  $m(\text{Cr}) = 57,6 \text{ кг}$ ,  $m(\text{Ni}) = 48 \text{ кг}$ ,  $m(\text{Fe}) = 374,4 \text{ кг}$ .

### Вопрос 5.

В.В.Маяковский говорит об оцинкованном железе.

### Вопрос 6.

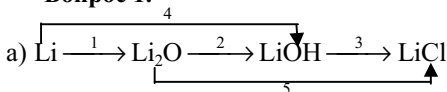
Думаю, всем хорошо известно, что такое гальванический элемент. Два соединенных между собой электрода опускают в раствор электролита, на одном электроде в результате ОВР происходит осаждение металла, на другом, наоборот, растворение. Также получилось и с кораблем: морская вода сыграла роль раствора электролита. Алюминиевый корпус и медные заклепки — роль электродов в результате металлический Al переходит в  $\text{Al}^{3+}$ , на медном корпусе выделяется водород.



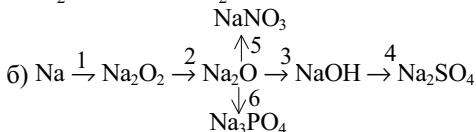
Таким образом, металлический корпус на швах начал растворяться, и корабль утонул.

## § 11. Щелочные металлы

### Вопрос 1.



1.  $4\text{Li} + \text{O}_2 = 2\text{Li}_2\text{O}$ ,
2.  $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH}$ ,
3.  $\text{LiOH} + \text{HCl} = \text{LiCl} + \text{H}_2\text{O}$ ,
4.  $2\text{Li} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH} + \text{H}_2\uparrow$ ,
5.  $\text{Li}_2\text{O} + 2\text{HCl} = \text{H}_2\text{O} + 2\text{LiCl}$ .



1.  $2\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$ ;
2.  $\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{Na} = 2\text{Na}_2\text{O}$ ;
3.  $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$ ;
4.  $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ ;
5.  $\text{Na}_2\text{O} + 2\text{HNO}_3 = 2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;
6.  $3\text{Na}_2\text{O} + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = 2\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ .

### Вопрос 2.

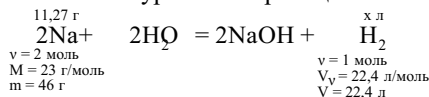
Дано:  $m(\text{Na}) = 11,5 \text{ г}$ ,  $\omega(\text{примеси}) = 2 \%$ ,  $W = 95 \%$

Найти:  $V(\text{H}_2)$

Решение: 1. Найдем массу чистого натрия:

$$M(\text{Na}) = m(\text{Na} + \text{примесь}) - m(\text{Na} + \text{примесь}) \cdot \omega(\text{примеси}) = 11,2\text{г} - 11,5\text{г} \cdot 0,02 = 11,5\text{г} - 0,23\text{г} = 11,27\text{г}.$$

2. Запишем уравнение реакции:



Составим пропорцию и найдем объем водорода, который теоретически должен был получиться в ходе реакции:

$$\begin{array}{ccc} 46 \text{ г} & 22,4 \text{ л} \\ 11,27 \text{ г} & — x \text{ л} \\ x = \frac{11,27 \cdot 22,4}{46} = 5,488 \text{ л.} \end{array}$$

$$V_{\text{теор}}(\text{H}_2) = 5,488 \text{ л.}$$

$$\text{Ответ: } V_{\text{теор}}(\text{H}_2) = 5,488 \text{ л.}$$

3. По условию задачи выход газа составляет 95 % от теоретически возможного. Поэтому практически было получено:

$$V_{\text{прак.}}(\text{H}_2) = V_{\text{тер.}}(\text{H}_2) \cdot W = 5,488 \cdot 0,95 = 5,2136 \text{ л.}$$

$$\text{Ответ: } V_{\text{прак.}}(\text{H}_2) = 5,21 \text{ л.}$$

**Вопрос 3.**

Семизэтажный дом — периодическая таблица; подъезд щелочных металлов — I группа элементов; вазелиновая «шуба» способ хранения лития под слоем вазелина. Также Наташа использовала художественный язык для описания и объяснения химических свойств Li (восстановительные свойства, реакция с кислородом).

**Вопрос 4.**

Предоставляем вам возможность подумать над этим самим. Как тему для сочинения можно взять окраску пламени щелочных металлов.

**Вопрос 5.**

Взрослый человек в сутки должен потреблять с пищей 3,5 г ионов калия.

Составим пропорцию:

100 г кураги — 2,034 г калия

x г кураги — 3,5 г калия.

$$x = \frac{3,5 \cdot 100}{2,034} = 172 \text{ г.}$$

Ответ: m(кураги) = 172 г.

**§ 12. Бериллий, магний и щелочноземельные металлы**

**Вопрос 1.**

Пусть масса человека x кг. Тогда масса его костей будет равна 0,2·x, а масса фосфата кальция — 0,2·0,2·x = 0,04·x кг.

$m(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 0,04 \cdot x$ , где x — масса человека.

**Вопрос 2.**

Гемофилия — заболевание, связанное с плохой свертываемостью крови. При кровотечениях вводят раствор  $\text{CaCl}_2$  для повышения концентрации катионов  $\text{Ca}^{2+}$  в крови, которые способствуют свертываемости крови.

**Вопрос 3.**

Дано:  $m(\text{CaCO}_3) = 2\text{т}$ ,  $\omega(\text{примеси}) = 25\%$ .

Найти:  $m(\text{Ca}(\text{OH})_2)$

Решение: 1. Найдём массу  $\text{CaCO}_3$  без примеси.

$$m(\text{CaCO}_3) = m(\text{общ.}) \cdot (1 - \omega(\text{примеси})) = 2 \cdot 10^6 (1 - 0,25) = 2 \cdot 10^6 \cdot 0,75 = 1,5 \cdot 10^6 \text{ г.}$$

$$2. M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г/моль}, M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74 \text{ г/моль.}$$

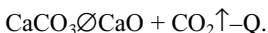
Составим пропорцию, по которой найдём количество гашёной извести, которое может быть получено:

$$100 \text{ г/моль} \text{ — } 1,5 \cdot 10^6 \text{ г}$$



Эта реакция идет с выделением тепла.

**Вопрос 8.**

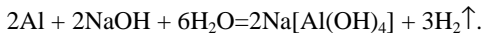


Для смещения равновесия вправо к системе необходимо подвести тепло, т.е. условием проведения является высокая температура и понизить давление.

### § 13. Алюминий

**Вопрос 1.**

В алюминиевой посуде нельзя хранить щелочные растворы, т.к. происходит следующая химическая реакция:



Происходит растворение алюминия в щелочи.

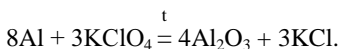
**Вопрос 2.**

Скорее всего материалом для гипербооида мог послужить  $\text{Al}_2\text{O}_3$  из-за его инертных свойств.

**Вопрос 3.**

Бенгальские свечи содержат смесь, состоящую из алюминиевых опилок, окислителя —  $\text{KNO}_3$  или  $\text{KClO}_4$  и клея.

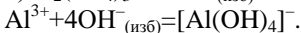
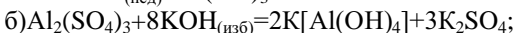
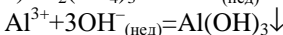
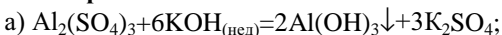
При поджигании появляется сноп искр. Идет окисление алюминия.



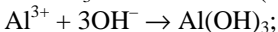
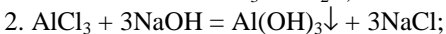
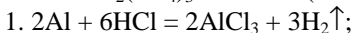
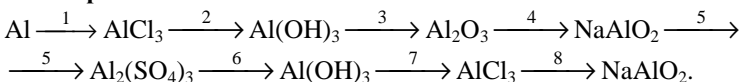
**Вопрос 4.**

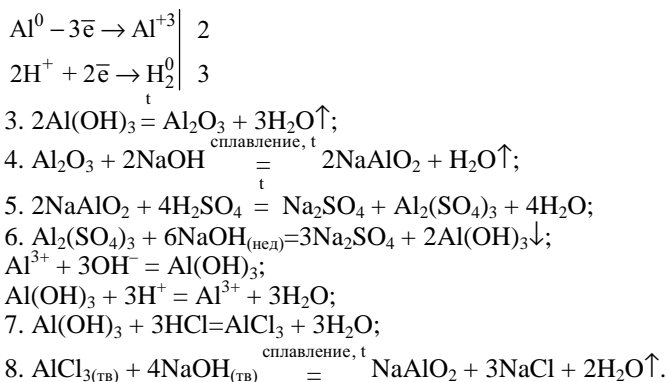
Применение алюминия в технике основано на следующих свойствах: легкость, пластичность, большая электропроводность и теплопроводность. С другими металлами алюминий образует прочные сплавы.

**Вопрос 5.**



**Вопрос 6.**





### Вопрос 7.

Дано:  $m(\text{сплава}) = 0,27 \text{ г}$ ,

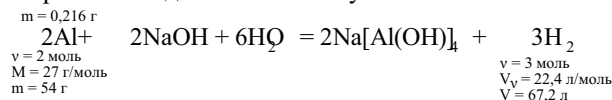
$\omega(\text{Cu}) = 20 \%$ ,  $W = 85 \%$ .

Найти:  $V_{\text{прак.}}(\text{H}_2)$

Решение: 1. Найдем массу алюминия в сплаве:

$$m(\text{Al}) = m(\text{сплава}) - m(\text{сплава}) \cdot \omega(\text{Cu}) = 0,27 - 0,27 \cdot 0,2 = 0,216 \text{ г}.$$

2. Запишем уравнение реакции и найдем объем водорода, который теоретически должен был получиться:



$$54 \text{ г} \text{ — } 67,2 \text{ л}$$

$$0,216 \text{ г} \text{ — } x$$

$$x = \frac{0,216 \cdot 67,2}{54} = 0,2688 \text{ л};$$

$$V_{\text{теор}}(\text{H}_2) = 0,2688 \text{ л}.$$

3. Найдем объем водорода, который получился практически

$$V_{\text{прак.}}(\text{H}_2) = V_{\text{теор}}(\text{H}_2) \cdot W = 0,2688 \text{ л} \cdot 0,85 = 0,22848 \text{ л}.$$

Ответ:  $V_{\text{прак.}}(\text{H}_2) = 0,228 \text{ л}.$

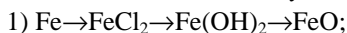
### Вопрос 8.

Предоставляем вам свободу для творчества. Предлагаем в качестве темы для сочинения: «Алюмотермия, или борьба алюминия с другими металлами».

## § 14. Железо

### Вопрос 1.

Запишем сначала схему генетических рядов.





3) Название кровяных солей происходит от метода их получения. Раньше их получали из отходов на мясобоине, т.е. изготавливали из крови. «Желтая» и «красная» — из-за различных оттенков растворов солей.

Турнбуллева соль получила свое название в честь ученого Турнбуля, который ее впервые синтезировал.

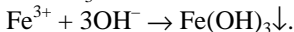
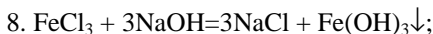
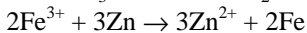
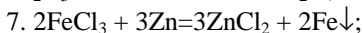
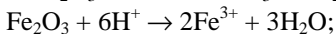
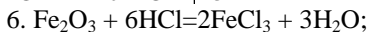
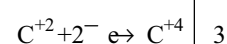
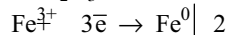
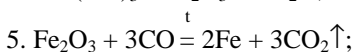
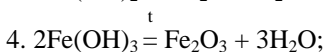
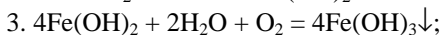
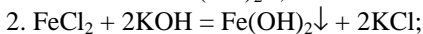
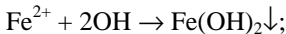
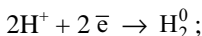
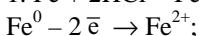
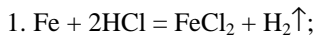
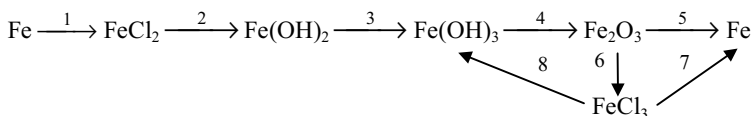
Берлинская лазурь названа в честь города Берлин.

#### Вопрос 4.

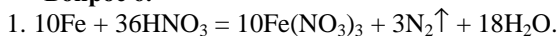


При повышении давления равновесие не изменится, т.к. реакция протекает без изменения числа молекул газов ( $\text{H}_2\text{O}$  — газ).

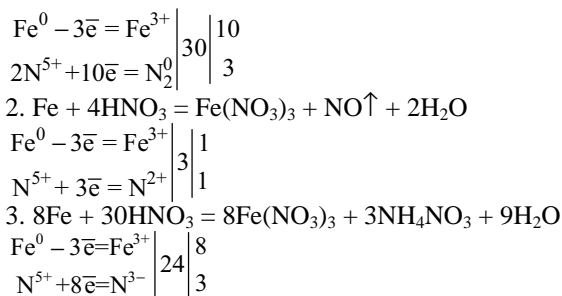
#### Вопрос 5.



#### Вопрос 6.







### Вопрос 7.

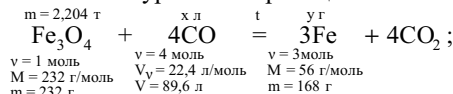
Дано:  $m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 2,32 \text{ т}$ ;  $\omega(\text{примеси}) = 5 \%$ ,  $W = 80 \%$ .

Найти:  $v(\text{Fe})$ ,  $V(\text{CO})$

Решение: 1. Найдем массу породы без примеси:

$$m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = m(\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{пр}) - m(\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{пр}) \cdot \omega(\text{пр}) = 2,32 - 2,32 \cdot 0,05 = 2,204 \text{ т};$$

2. Запишем уравнение реакции:



Найдем  $V(\text{CO})$  и  $m(\text{Fe})$ :

$$\begin{array}{cc} 232 \text{ г} & 89,6 \text{ л} \\ 2,204 \cdot 10^6 \text{ г} & \text{— } x \text{ л} \end{array}$$

$$x = \frac{2,204 \cdot 10^6 \cdot 89,6}{232} = 851200 \text{ л.}$$

$$V(\text{CO}) = 851200 \text{ л.}$$

$$232 \text{ г} \text{— } 168 \text{ г}$$

$$2,204 \cdot 10^6 \text{— } y \text{ г}$$

$$y = \frac{168 \cdot 2,204 \cdot 10^6}{232} = 1,596 \cdot 10^6 \text{ г.}$$

3. Найдем массу железа, получившегося на практике:

$$m(\text{Fe}) = y \cdot W = 1,596 \cdot 10^6 \cdot 0,8 = 1,2768 \cdot 10^6 \text{ г};$$

$$v(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe})}{M(\text{Fe})} = \frac{1,2768 \cdot 10^6 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 22800 \text{ моль.}$$

Ответ:  $v(\text{Fe}) = 2,28 \cdot 10^4 \text{ моль}$ ;  $V(\text{CO}) = 8,5 \cdot 10^5 \text{ л.}$

### Вопрос 8.

Предоставляем вам свободу для творчества.

## Глава 2. Неметаллы

### § 15. Неметаллы: атомы и простые вещества.

#### Кислород, озон, воздух

##### Вопрос 1.

$$\begin{aligned} \text{а) } D_{\text{возд}}(\text{O}_2) &= \frac{M_r(\text{O}_2)}{M_r(\text{возд})} = \frac{32}{29} \approx 1,1; \\ \text{б) } D_{\text{возд}}(\text{CO}_2) &= \frac{M_r(\text{CO}_2)}{M_r(\text{возд})} = \frac{44}{29} \approx 1,52; \\ \text{в) } D_{\text{возд}}(\text{H}_2) &= \frac{M_r(\text{H}_2)}{M_r(\text{возд})} = \frac{2}{29} \approx 0,069. \end{aligned}$$

##### Вопрос 2.

Дано:  $V(\text{возд}) = 100 \text{ л};$

$\eta_{\text{возд}}(\text{N}_2) = 78,2 \text{ \%},$

$\eta_{\text{возд}}(\text{O}_2) = 20,95 \text{ \%}.$

Найти:  $v(\text{N}_2), v(\text{O}_2)$

Решение: 1. Найдем объем  $\text{O}_2$  и  $\text{N}_2$ :

$$V(\text{O}_2) = V(\text{возд}) \cdot \eta_{\text{возд}}(\text{O}_2) = 100 \text{ л} \cdot 0,2095 = 20,95 \text{ л}.$$

$$V(\text{N}_2) = V(\text{возд}) \cdot \eta_{\text{возд}}(\text{N}_2) = 100 \text{ л} \cdot 0,782 = 78,2 \text{ л}.$$

2. Найдем число моль газов.

$$v(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2)}{V_v} = \frac{20,95 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} \approx 0,935 \text{ моль}.$$

$$v(\text{N}_2) = \frac{V(\text{N}_2)}{V_v} = \frac{78,2 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} \approx 3,49 \text{ моль}.$$

Ответ:  $v(\text{O}_2) = 0,935 \text{ моль}; v(\text{N}_2) = 3,49 \text{ моль}.$

##### Вопрос 3.

Дано:  $V(\text{возд}) = 22,4 \text{ л}$

Найти:  $N(\text{O}_2), N(\text{N}_2)$

Решение: 1. Выразим объем каждого газа:

$$V(\text{O}_2) = V(\text{возд}) \cdot \eta_{\text{возд}}(\text{O}_2); V(\text{N}_2) = V(\text{возд}) \cdot \eta_{\text{возд}}(\text{N}_2)$$

2. Найдем число моль газов.

$$v(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2)}{V_v} = \frac{V(\text{возд}) \cdot \eta_{\text{возд}}(\text{O}_2)}{V_v} = \frac{22,4 \text{ л} \cdot 0,2095}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,2095 \text{ моль}.$$

$$v(\text{N}_2) = \frac{V(\text{возд}) \cdot \eta_{\text{возд}}(\text{N}_2)}{V_v} = \frac{22,4 \text{ л} \cdot 0,782}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,782 \text{ моль}.$$

3. Найдем число молекул каждого газа:

$$N(O_2) = v(O_2) \cdot N_A = 0,2095 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \approx 1,26 \cdot 10^{23}.$$

$$N(N_2) = v(N_2) \cdot N_A = 0,782 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \approx 4,7 \cdot 10^{23}.$$

Ответ:  $N(O_2) = 1,26 \cdot 10^{23}$  молекул,

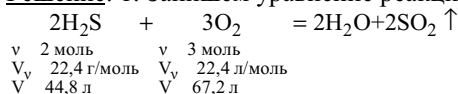
$N(N_2) = 4,7 \cdot 10^{23}$  молекул.

#### Вопрос 4.

Дано:  $V(H_2S) = 20 \text{ м}^3 = 20 \cdot 10^3 \text{ л};$

Найти:  $V(\text{возд}), m(\text{возд})$

Решение: 1. Запишем уравнение реакции:



Найдем объем кислорода, необходимый для проведения реакции:

$$44,8 \text{ л} \text{ — } 67,2 \text{ л}$$

$$2 \cdot 10^4 \text{ л} \text{ — } x \text{ л}$$

$$x = \frac{2 \cdot 10^4 \cdot 67,2}{44,8} = 3 \cdot 10^4 \text{ л}.$$

2. Найдем объем воздуха, необходимый для получения такого объема кислорода:

$$V(\text{возд}) = \frac{V(O_2)}{\eta_{\text{возд}}(O_2)} = \frac{3 \cdot 10^4 \text{ л}}{0,2095} = 1,43 \cdot 10^5 \text{ л} = 143 \text{ м}^3.$$

$$m(\text{возд}) = M_r(\text{возд}) \cdot v(\text{возд}) = M_r(\text{возд}) \cdot \frac{V(\text{возд})}{V_v} =$$

$$= 29 \text{ л/моль} \cdot \frac{1,43 \cdot 10^5 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 1,85 \cdot 10^5 \text{ г} = 185 \text{ кг};$$

Ответ:  $V(\text{возд}) = 143 \text{ м}^3$ ,  $m(\text{возд}) = 185 \text{ кг}.$

#### Вопрос 5.

Трудно представить нашу жизнь без кислорода. Он служит, прежде всего, для дыхания. Растворенный в воде кислород служит для дыхания обитателей водной среды. Под действием кислорода воздуха и бактерий происходит окисление органических остатков.

В промышленности кислород применяется в металлургии (при выплавке металлов), как окислитель во многих химических производствах, для сварки и резки металлов, в медицинских целях.

Жидкий кислород — окислитель для ракетных топлив, охладитель.

#### Вопрос 6.

Озоновые дыры появляются из-за выбросов в атмосферу хладагентов (фреонов), оксидов азота, которые образуются во многих промышленных процессах.

Для предупреждения озоновых дыр необходимо очищать выбросы промышленных предприятий и прекратить использование фреонов.

Озоновые дыры — утоньшение или разрушение озонового слоя атмосферы.

## **§ 16. Химические элементы в клетках живых организмов**

### **Вопрос 1.**

Различие между живой и неживой природой обнаруживаются только на уровне сложных веществ, на молекулярном уровне.

### **Вопрос 2.**

Такие вещества характерны только для живых организмов, например, органические вещества (белки, жиры, углеводы, нуклеиновые кислоты, витамины, гормоны и др.).

### **Вопрос 3.**

Биогенные макроэлементы — элементы, которые входят в состав органических веществ. Это углерод, водород, кислород и азот.

### **Вопрос 4.**

Эндемический зоб, как известно, вызывается недостатком иода в пище и воде. Это заболевание появляется в определенных географических районах, для которых характерен недостаток иода. Эндемики — это растения или животные, которые встречаются только в одном определенном ареале. Эндемики-растения, например, лианы; эндемики-животные, например, коала, уссурийский тигр.

### **Вопрос 5.**

Ферменты это белки, которые катализируют биологические реакции.

Витамины это биологические активные вещества, принимающие участие в реакциях обмена веществ. По своему биологическому действию витамины близки к ферментам, но ферменты образуются клетками организма, а витамины обычно поступают с пищей.

### **Вопрос 6.**

Железы	Гормоны	Функции гормонов
Поджелудочная железа	Инсулин	Снижение глюкозы в крови
Гипофиз	АКТГ	Действует на надпочечники, способствует их функции
Надпочечники	Адреналин Норадреналин	Участие в стрессорных реакциях (увеличение частоты сердечных сокращений)

Щитовидная железа	Тироксин	В детском возрасте развитие нервной системы, во взрослом возрасте повышение обмена веществ
-------------------	----------	--

## § 17. Галогены

### Вопрос 1.

Дано:  $V(F_2) = V(Cl_2) = 1$  л;

Найти:  $m(F_2)$ ;  $m(Cl_2)$ ;  $D_{\text{возд}}(F_2)$ ;  $D_{\text{возд}}(Cl_2)$ ;  $D_{H_2}(F_2)$ ;  $D_{H_2}(Cl_2)$

Решение: 1.  $m(F_2) = v(F_2) \cdot M(F_2) = \frac{V(F_2)}{V_v} \cdot M(F_2) = \frac{1 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} \cdot 38 \text{ г/моль} = 1,7 \text{ г}$ .

$$m(Cl_2) = v(Cl_2) \cdot M(Cl_2) = \frac{V(Cl_2)}{V_v} \cdot M(Cl_2) = \frac{1 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} \cdot 71 \text{ г/моль} =$$

3,17 г.

$$2. D_{\text{возд}}(F_2) = \frac{M_r(F_2)}{M_r(\text{возд})} = \frac{38}{29} \approx 1,31;$$

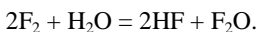
$$D_{H_2}(F_2) = \frac{M_r(F_2)}{M_r(H_2)} = \frac{38}{2} = 19;$$

$$D_{\text{возд}}(Cl_2) = \frac{M_r(Cl_2)}{M_r(\text{возд})} = \frac{71}{29} \approx 2,45;$$

$$D_{H_2}(Cl_2) = \frac{M_r(Cl_2)}{M_r(H_2)} = \frac{71}{2} = 35,5.$$

### Вопрос 2.

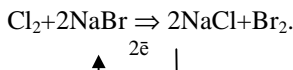
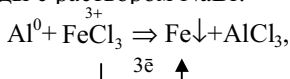
Фторная вода не существует, т.к. фтор реагирует с водой:



### Вопрос 3.

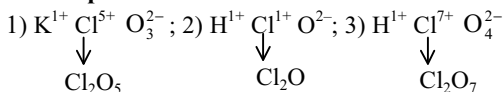
Щелочные металлы, прежде всего, будут реагировать с водой с выделением водорода, а не с растворенной солью.

Для сравнения возьмем реакции Al с раствором  $FeCl_3$  и хлорной воды с раствором NaBr.

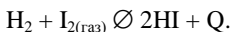


И в том и в другом случае идет ОВР. Более активный элемент вытесняет менее активный из раствора соли.

### Вопрос 4.



### Вопрос 5.



Химическое равновесие можно сместить вправо, если система будет охлаждаться (по принципу Ле-Шателье).

### Вопрос 6.

Рассмотрим взаимодействие галогенов с водородом. Фтор реагирует с  $\text{H}_2$  в любых условиях со взрывом; хлор — со взрывом только при поджигании или облучении прямым солнечным светом; бром взаимодействует с  $\text{H}_2$  при нагревании и без взрыва. Эти реакции экзотермические. Реакция же соединения иода и  $\text{H}_2$  слабо эндотермическая, она протекает медленно даже при нагревании.

Вывод: чем активнее реагирующие вещества, тем выше скорость протекания реакции.

### Вопрос 7

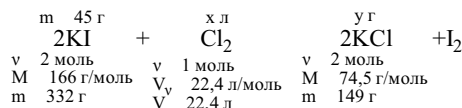
Дано:  $m(\text{р-ра KI}) = 300 \text{ г}$ ;  $\omega_{\text{в р-ре}}(\text{KI}) = 0,15$ ;

Найти:  $V(\text{Cl}_2)$ ,  $m(\text{KCl})$ ;

Решение: 1. Найдем массу сухой соли KI;

$$m(\text{KI}) = m(\text{р-ра KI}) \cdot \omega(\text{KI}) = 300 \text{ г} \cdot 0,15 = 45 \text{ г}.$$

2. Запишем уравнение реакции и найдем массу соли и объем необходимого хлора



$$45 \text{ г} \text{ — } x \text{ л}$$

$$332 \text{ г} \text{ — } 22,4 \text{ л}$$

$$x = \frac{22,4 \cdot 45}{332} = 3.$$

$$V(\text{Cl}_2) = 3 \text{ л}.$$

$$45 \text{ г} \text{ — } y \text{ г}$$

$$332 \text{ г} \text{ — } 149 \text{ г}$$

$$y = 20,2 \text{ г}.$$

$$m(\text{KCl}) = 20,2 \text{ г}$$

$$v(\text{KCl}) = \frac{m(\text{KCl})}{M(\text{KCl})} = \frac{20,2 \text{ г}}{74,5 \text{ г/моль}} = 0,27 \text{ моль}$$

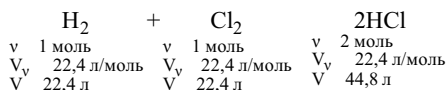
Ответ:  $V(\text{Cl}_2) = 3 \text{ л}$ ,  $m(\text{KCl}) = 20,2 \text{ г}$ .

### Вопрос 8.

Дано:  $V(\text{H}_2) = 200 \text{ л}$ ;  $V(\text{Cl}_2) = 150 \text{ л}$ .

Найти:  $V(\text{HCl})$

Решение: 1. Запишем уравнение реакции:



Найдем, какой газ взят в избытке.

$$\nu(\text{H}_2) = \frac{V(\text{H}_2)}{V_v} = \frac{200}{22,4}, \quad \nu(\text{Cl}_2) = \frac{V(\text{Cl}_2)}{V_v} = \frac{150}{22,4}.$$

3. По уравнению реакции  $\nu(\text{H}_2):\nu(\text{Cl}_2) = 1:1$ , следовательно, водород в избытке ( $\frac{200}{22,4} > \frac{150}{22,4}$ ).

По уравнению реакции  $V(\text{HCl}) = 2 \cdot V(\text{Cl}_2) = 300$  л. Тогда осталось непрореагировавшего водорода:  $V_{\text{ост}} = 200 \text{ л} - 150 \text{ л} = 50 \text{ л}$ .

Ответ:  $V(\text{HCl}) = 300$  л;  $V_{\text{ост}}(\text{H}_2) = 50$  л.

### Вопрос 9.

Это название фтор получил благодаря способности плавикового шпата понижать температуру плавления фторидов.

## § 18. Соединения галогенов

### Вопрос 1.

Электролитическая диссоциация увеличивается от  $\text{HF}$  к  $\text{HI}$ . Самая сильная из галогеноводородных кислот — иодоводородная, а самая слабая — фтороводородная. Большая прочность химической связи  $\text{H-F}$  (фтороводородная кислота слабо диссоциирует в воде) обусловлена малым размером атома  $\text{F}$  и соответствующим малым расстоянием между ядрами атомов водорода и фтора. С ростом радиуса атома от  $\text{F}$  к  $\text{I}$  растет и межъядерное расстояние, прочность молекул уменьшается и соответствующая способность к электролитической диссоциации увеличивается.

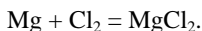
### Вопрос 2.

Возьмем в качестве реактива раствор нитрата серебра.

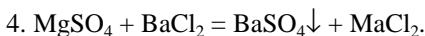
1.  $\text{AgNO}_3 + \text{NaF} \rightarrow \text{AgF} + \text{NaNO}_3$  — никаких изменений;
2.  $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{NaNO}_3$  — выпадает белый осадок;
3.  $\text{AgNO}_3 + \text{NaBr} \rightarrow \text{AgBr} \downarrow + \text{NaNO}_3$  — выпадает бледно-желтый осадок.
4.  $\text{AgNO}_3 + \text{NaI} \rightarrow \text{AgI} \downarrow + \text{NaNO}_3$  — выпадает желтый осадок.

### Вопрос 3.

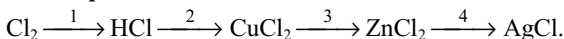
1. С помощью данной реакции можно получить безводный  $\text{MgCl}_2$



2.  $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ;
3.  $\text{MgO} + 2\text{HCl} = \text{H}_2\text{O} + \text{MgCl}_2$ ;



**Вопрос 4.**



- $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 = 2\text{HCl}; 2\text{Cl}_2^0 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Cl}^-; \text{H}_2^0 - 2\bar{e} \rightarrow 2\text{H}^+;$
- $2\text{HCl} + \text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}; 2\text{H}^+ + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O};$
- $\text{CuCl}_2 + \text{Zn} = \text{Cu} \downarrow + \text{ZnCl}_2; \text{Cu}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+};$
- $\text{ZnCl}_2 + 2\text{AgNO}_3 = 2\text{AgCl} \downarrow + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2; \text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl} \downarrow.$

**§ 19. Получение галогенов. Биологическое значение и применение галогенов и их соединений**

**Вопрос 1.**

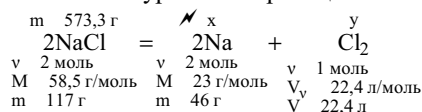
Дано:  $m(\text{NaCl} + \text{пр.}) = 585 \text{ г}; \omega(\text{пр.}) = 2 \text{ \%};$

Найти:  $V(\text{Cl}_2); m(\text{Na})$

Решение: 1. Найдем массу чистой соли:

$$M(\text{NaCl}) = m(\text{NaCl} + \text{пр.}) - m(\text{NaCl} + \text{пр.}) \cdot \omega(\text{пр.}) = 585 \text{ г} - 585 \text{ г} \cdot 0,02 = 573,3 \text{ г}.$$

2. Запишем уравнение реакций:



Найдем массу натрия и объем хлора:

$$573,3 \text{ г} — x \text{ г}$$

$$117 \text{ г} — 46 \text{ г}$$

$$x = \frac{46 \cdot 573,3}{117} = 225,4 \text{ г}.$$

$$m(\text{Na}) = 225,4 \text{ г}.$$

$$573,3 \text{ г} — y \text{ л}$$

$$117 \text{ г} — 22,4 \text{ л}$$

$$y = \frac{22,4 \cdot 573,3}{117} = 109,76 \text{ л}.$$

$$V(\text{Cl}_2) = 109,76 \text{ л}.$$

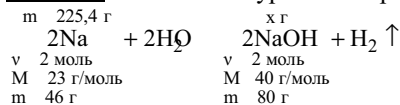
$$\text{Ответ: } m(\text{Na}) = 225,4 \text{ г}, V(\text{Cl}_2) = 109,76 \text{ л}.$$

**Вопрос 2.**

Дано:  $m(\text{Na}) = 225,4 \text{ г}; \omega_{\text{в пр.}}(\text{NaOH}) = 40 \text{ \%};$

Найти:  $m(\text{NaOH})$

Решение: 1. Запишем уравнение реакции получения NaOH:



Найдем массу NaOH, получившегося в ходе реакции:



46 г — 80 г

225,4 г — x г

$$x = \frac{225,4 \cdot 80}{46} = 392 \text{ г}; m(\text{NaOH}) = 392 \text{ г}.$$

2. Найдем массу 40 %-го раствора гидроксида натрия:

$$m(\text{р-ра NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{\omega_{\text{вр-ре}}(\text{NaOH})} = \frac{392}{0,4} = 980 \text{ г};$$

Ответ:  $m(\text{р-ра NaOH}) = 980 \text{ г}$ .

### Вопрос 3.

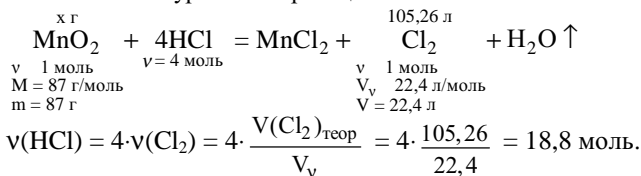
Дано:  $V(\text{Cl}_2) = 100 \text{ л}$ ;  $W = 95 \%$ ;

Найти:  $m(\text{MnO}_2)$ ;  $v(\text{HCl})$

Решение: 1. Найдем сколько хлора должно получаться теоретически, чтобы практически получилось 100 литров.

$$V_{\text{теор}}(\text{Cl}_2) = \frac{V(\text{Cl}_2)}{W} = \frac{100 \text{ л}}{0,95} = 105,26 \text{ л}.$$

2. Запишем уравнение реакции



Найдем массу  $\text{MnO}_2$ :

87 г — 22,4 л

x г — 105,26 л

x = 408,82 г.

Ответ:  $V(\text{HCl}) = 18,8 \text{ моль}$ ,  $m(\text{MnO}_2) = 408,82 \text{ г}$ .

### Вопрос 4.

Предоставляем вам возможность самим подумать над этим вопросом.

### Вопрос 5.

F — помогает предотвращать такое заболевание, как кариес зубов.

Cl — стимулирует обмен веществ, рост волос, придает бодрость и

силу. Br — регулирует процессы возбуждения и торможения

центральной нервной системы, применяется для лечения нервных

болезней. I — влияет на выработку гормона щитовидной железы,

его недостаток приводит к такому заболеванию, как эндемический зоб.

В то же время все галогены входят в состав ядовитых, отравляющих веществ.

При избытке галогенов в организме развиваются различные болезни.<sup>1</sup>

---

<sup>1</sup> Ответ взят из учебника на стр.87 90.

**Вопрос 6.**

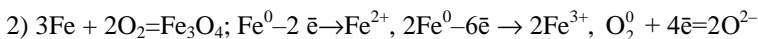
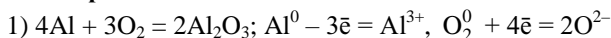
В роли убийцы выступает галоген — хлор — газ с едким запахом, бледно зеленого цвета, ядовит. Описывается применение в войне химического оружия.

**Вопрос 7.**

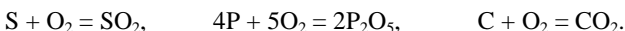
Предоставляем вам возможность пофантазировать самим.

**§ 20. Кислород**

**Вопрос 1.**

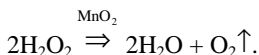


**Вопрос 2.**



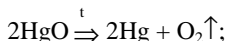
**Вопрос 3.**

Катализаторами называются такие вещества, которые повышают скорость реакции, но сами при этом в реакцию не вступают. В присутствии катализатора —  $\text{MnO}_2$ , в лаборатории получают  $\text{O}_2$  путем разложения  $\text{H}_2\text{O}_2$ .



**Вопрос 4.**

Реакция разложения  $\text{HgO}$ :

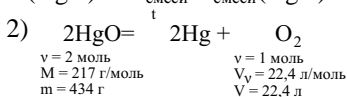


Задача: Пусть у нас есть 10 г загрязненного  $\text{HgO}$ . Известно, что содержание примесей составляет 5 %. Выход реакции 80 %.

Рассчитайте объем кислорода, полученного при разложении оксида ртути.

Решение: 1) Найдем массу чистого  $\text{HgO}$ .

$$m(\text{HgO}) = m_{\text{смеси}} \cdot \omega_{\text{смеси}}(\text{HgO}) = 10 \cdot (1 - 0,05) = 9,5 \text{ г};$$



$$V(\text{O}_2)_{\text{теор.}} = \frac{9,5 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ л}}{434 \text{ г}} = 0,49 \text{ л};$$

$$3) \frac{V(\text{O}_2)_{\text{практ.}}}{V(\text{O}_2)_{\text{теор.}}} = 0,8;$$

$$V(\text{O}_2)_{\text{практ.}} = V(\text{O}_2)_{\text{теор.}} \cdot 0,8 = 0,49 \text{ л} \cdot 0,8 = 0,392 \text{ л}.$$

Ответ: 0,392 л кислорода реально выделилось.

### Вопрос 5.

Реакции горения — реакции вещества с кислородом, протекающие с большой скоростью, с выделением большого количества тепла и сопровождающиеся воспламенением.

Дыхание это процесс медленного окисления. Он заключается в следующем: кислород доставляется гемоглобином крови во все ткани и клетки организма, кислород окисляет углеводы, образуя при этом углекислый газ и воду и освобождая энергию, необходимую для организма.

Сходство заключается в том, что: оба процесса есть процессы окисления, в обоих случаях высвобождается энергия, в результате реакций образуются оксиды.

Различия заключаются в скоростях окисления, в количестве выделяемой энергии.

### Вопрос 6.

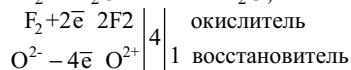
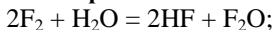
Фотосинтез — это процесс жизнедеятельности растения, в результате которого они поглощают  $\text{CO}_2$  и выделяют  $\text{O}_2$ .

Дыхание — это процесс жизнедеятельности растения, животного и человека, в результате которого поглощается  $O_2$  и выделяется  $CO_2$ . При фотосинтезе и дыхании в растениях происходят противоположные процессы.

### Вопрос 7.

Проявите свои творческие способности в написании сочинения.

### Вопрос 8.



## § 21. *Cepa*

### Вопрос 1.

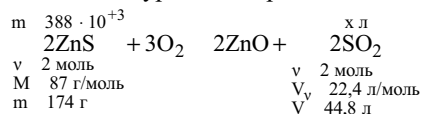
Дано:  $m(\text{ZnS} + \text{пр.}) = 485 \text{ кг}$ ,  $\omega(\text{примеси}) = 20 \text{ \%}$ .

Найти:  $V(\text{SO}_2)$

Решение: 1. Найдем массу вещества без примеси:

$$m(\text{ZnS}) = m(\text{ZnS} + \text{pr}) - m(\text{ZnS} + \text{pr}) \cdot \omega(\text{pr}) = 485 \text{ кг} - 485 \text{ кг} \cdot 0,2 = 388 \text{ кг}.$$

2. Запишем уравнение реакции:



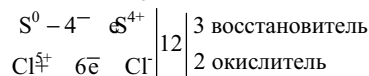
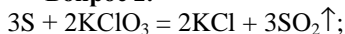
174 г — 44,8 л

$$388 \cdot 10^3 \text{ Г} — \text{х л}$$

$$x = \frac{388 \cdot 10^3 \cdot 44,8}{174} \approx 100 \cdot 10^3 \text{ л} = 100 \text{ м}^3.$$

Ответ:  $V(\text{SO}_2) = 100 \text{ м}^3$ .

### Вопрос 2.



### Вопрос 3.



1.  $\text{S} + \text{Hg} = \text{HgS}$ ;
2.  $\text{HgS} + \text{O}_2 = \text{SO}_2\uparrow + \text{Hg}$ ;
3.  $\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;
4.  $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2\uparrow$ ;
5.  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$ ;
6.  $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$ .

### Вопрос 4.

Соединения, входящие в состав вулканических газов, обладают токсическими свойствами.

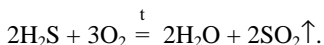
### Вопрос 5.

Раньше ртуть называли меркурием, в честь планеты Меркурий. Приставка де означает отрицание. Тогда «демеркуризация» — это уничтожение ртути, т.е. обеззараживание.

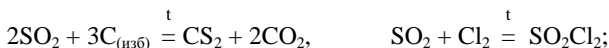
## § 22. Соединения серы

### Вопрос 1.

а) Сероводород проявляет только восстановительные свойства, т.к. сера в данном соединении имеет степень окисления -2 (наименьшая из возможных).



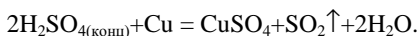
б) оксид серы (IV) может проявлять свойства как окислителя, так и восстановителя, т.к. степень окисления серы в данном соединении +4 является промежуточной.



в) сера также может проявлять окислительные и восстановительные способности, т.е. степень окисления серы 0 является промежуточной.



г) серная кислота проявляет окислительные свойства, т.к. степень окисления серы +6 является максимально возможной.

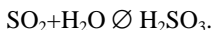


### Вопрос 2.

а) Сернистый газ получают при полном сжигании сероводорода и обжиге сульфидов.

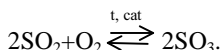


Сернистый газ ( $\text{SO}_2$ ) — бесцветный газ с характерным запахом, проявляет типичные свойства кислотных оксидов и хорошо растворится в воде, образуя слабую сернистую кислоту.

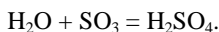


Соединения серы (IV):  $\text{NaHSO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  и  $\text{SO}_2$  используются для отбеливания шерсти, шелка, бумаги и соломы, а также в качестве консервирующих средств для сохранения свежих плодов и фруктов.

б) Оксид серы (VI) получают по следующей реакции



Оксид серы (VI) — бесцветная, сильно дымящаяся на воздухе жидкость, проявляет типичные кислотные свойства, растворяясь в воде, образует серную кислоту.



Серная кислота — один из важнейших продуктов, используемых в различных отраслях промышленности.

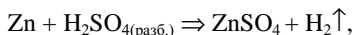
### Вопрос 3.

1) Разбавленная серная кислота выступает в качестве электролита в ионных реакциях. Например,



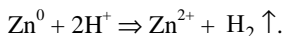
Серная кислота проявляет свойства окислителя. В ОВР  $\text{H}_2\text{SO}_4$  вступает только концентрированная.

2) Рассмотрим реакции  $\text{H}_2\text{SO}_4$  с металлами Zn и Cu с позиции окислительно-восстановительных реакций.



И в том и в другом случае идет ОВР, но в первой реакции роль окислителя играют катионы  $\text{H}^+$ , а во второй — сера.

Запишем ионное уравнение для первой реакции.



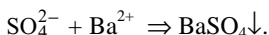
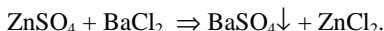
Эту реакцию можно отнести к реакциям ионного обмена.

3) Теперь рассмотрим реакции ионного обмена с позиции теории электролитической диссоциации. Как вы знаете, реакция ионного обмена идет только в том случае, если в результате образуется слабо диссоциирующее вещество.

Например,



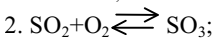
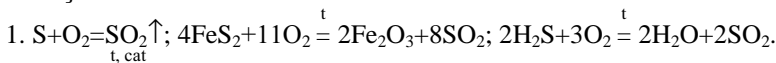
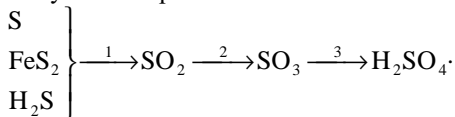
Реакция не идет, т.к. не образуются малодиссоциирующие вещества. В растворе находится смесь ионов.



Реакция протекает, т.к.  $\text{BaSO}_4$  — малорастворим.

#### Вопрос 4.

Получение серной кислоты:

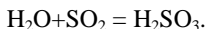


#### Вопрос 5.

Дано:  $V(\text{H}_2\text{O}) = 400 \text{ мл} = 400 \text{ г}$ ;  $V(\text{SO}_2) = 11,2 \text{ л}$ ;

Найти:  $\omega_{\text{в.р-ре}}(\text{H}_2\text{SO}_3)$

Решение: 1. Запишем уравнение получения сернистой кислоты.



Из уравнения видно, что для образования 1 моль  $\text{H}_2\text{SO}_3$  нужно взять 1 моль  $\text{H}_2\text{O}$  и 1 моль  $\text{SO}_2$ . Найдём число моль  $\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{SO}_2$ :

$$\nu(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{400 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 22,22 \text{ моль}.$$

$$\nu(\text{SO}_2) = \frac{V(\text{SO}_2)}{V_v} = \frac{11,2 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,5 \text{ моль}.$$

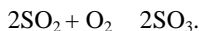
Следовательно,  $\text{SO}_2$  находится в недостатке и получилось 0,5 моль  $\text{H}_2\text{SO}_3$ . Тогда у нас осталось  $\nu(\text{H}_2\text{O})_{\text{ост}} = 22,22 - 0,5 = 21,72 \text{ моль}$ .

$$\begin{aligned} 2. \omega_{\text{в.р-ре}}(\text{H}_2\text{SO}_3) &= \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_3)}{m(\text{п} - \text{ра})} = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_3)}{m(\text{H}_2\text{SO}_3) + m(\text{H}_2\text{O})_{\text{ост}}} = \\ &= \frac{v(\text{H}_2\text{SO}_3) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_3)}{v(\text{H}_2\text{SO}_3) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_3) + v(\text{H}_2\text{O})_{\text{ост}} \cdot M(\text{H}_2\text{O})} = \\ &= \frac{0,5 \text{ моль} \cdot 82 \text{ г/моль}}{0,5 \text{ моль} \cdot 82 \text{ г/моль} + 21,72 \text{ моль} \cdot 18 \text{ г/моль}} = 0,095 = 9,5 \%. \end{aligned}$$

Ответ:  $\omega_{\text{в.р-ре}}(\text{H}_2\text{SO}_3) = 9,5 \%$ .

### Вопрос 6.

Запишем реакцию синтеза  $\text{SO}_3$ :



Прежде всего, эта реакция окислительно-восстановительная.



Также реакция синтеза  $\text{SO}_3$  является обратной реакцией, т.е. она идет одновременно в обе стороны. Реакция начинается только при относительно высоких температурах  $420-650^\circ\text{C}$  и протекает в присутствии катализатора (платины, оксидов ванадия, железа и т. д.). Для смещения равновесия вправо, надо вспомнить принцип Ле Шателье для газов: при высоком давлении реакция идет в ту сторону, где общий объем газов меньше. В нашем случае слева количество газов 3 моль, справа — 2 моль, т.е. при увеличении давления реакция будет смещаться в сторону образования  $\text{SO}_3$ .

### Вопрос 7.

Дано:  $V(\text{H}_2\text{O}) = 5000 \text{ мл}$ ;  $M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 500 \text{ г}$ .

Найти:  $\omega_{\text{в.р-ре}}(\text{CuSO}_4)$

Решение: 1.  $m(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{H}_2\text{O}) \cdot \rho(\text{H}_2\text{O}) = 5000 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/моль} = 5000 \text{ г}$ .

2. Найдем массу раствора соли:

$$m(\text{общ.}) = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 5000 + 500 = 5500 \text{ г}.$$

3. Найдем массу сульфата меди безводного.

$$\begin{aligned} m(\text{CuSO}_4) &= m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) \cdot \omega_{\text{в. CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}(\text{CuSO}_4) = \\ &= m(\text{CuSO}_4) \cdot \frac{Mr(\text{CuSO}_4)}{Mr(\text{CuSO}_4) + 5Mr(\text{H}_2\text{O})} = 500 \text{ г} \cdot \frac{160}{160 + 90} = 500 \text{ г} \cdot 0,64 = 320 \text{ г}. \end{aligned}$$

4. Тогда массовая доля  $\text{CuSO}_4$  в растворе:

$$\omega(\text{CuSO}_4) = \frac{m(\text{CuSO}_4)}{m(\text{общ.})} = \frac{320}{5500 \text{ г}} \approx 0,058 = 5,8 \%.$$

Ответ:  $\omega(\text{CuSO}_4) = 5,8 \%$ .

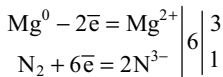
### Вопрос 8.

Внимательно рассмотрите схему применения серной кислоты (рис. 25) на стр. 103 и попытайтесь сами ответить на этот вопрос.

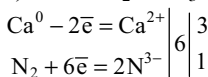
## § 23. Азот

### Вопрос 1.

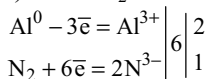
а)  $3\text{Mg} + \text{N}_2 = \text{Mg}_3\text{N}_2$  — нитрид магния.



б)  $3\text{Ca} + \text{N}_2 = \text{Ca}_3\text{N}_2$  — нитрид кальция.

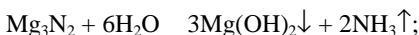


в)  $2\text{Al} + \text{N}_2 = 2\text{AlN}$  — нитрид алюминия

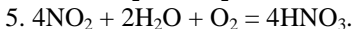
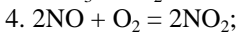
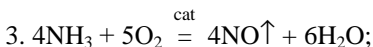
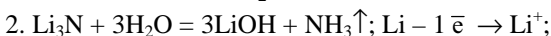
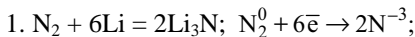
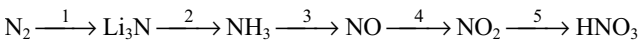


В продуктах реакций ионный тип химической связи и ионная кристаллическая решетка.

Нитриды металлов легко гидролизуются с выделением аммиака:



### Вопрос 2.

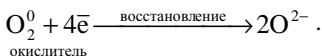
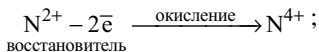


### Вопрос 3.

Рассмотрим следующую реакцию:



Прежде всего, эта реакция окислительно-восстановительная.





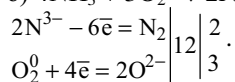
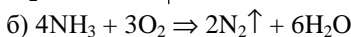
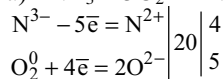
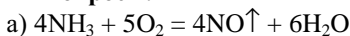
Также реакция синтеза  $\text{NO}_2$  является обратной реакцией, т.е. она идет одновременно в обе стороны. Т.к. в реакции участвуют газы, то мы можем применить принцип Ле-Шателье.

В нашей реакции количество моль газов слева больше, чем справа.

Тогда при увеличении давления равновесие сместится вправо.

В прямой реакции выделяется тепло, следовательно, при уменьшении температуры равновесие сместится вправо.

#### Вопрос 4.



#### Вопрос 5.

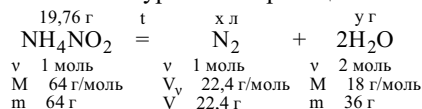
Дано:  $m(\text{NH}_4\text{NO}_2) = 20\text{ г}$ ;  $\omega(\text{примеси}) = 1,2 \%$ .

Найти:  $V(\text{N}_2)$ ,  $v(\text{H}_2\text{O})$

Решение: 1. Найдем массу соли без примесей:

$$m(\text{NH}_4\text{NO}_2) = m(\text{NH}_4\text{NO}_2 + \text{пр}) - m(\text{NH}_4\text{NO}_2) \cdot \omega_{\text{пр}} = 20\text{ г} - 20\text{ г} \cdot 0,012 = 19,76\text{ г}.$$

2. Запишем уравнение реакции



Найдем  $V(\text{N}_2)$  и  $m(\text{H}_2\text{O})$ :

$$64\text{ г} \text{ — } 22,4\text{ л}$$

$$19,76\text{ г} \text{ — } x\text{ л}$$

$$x = \frac{19,76 \cdot 22,4}{64} = 6,916\text{ л}; V(\text{N}_2) = 6,916\text{ л}.$$

$$64\text{ г} \text{ — } 36\text{ г}$$

$$19,76\text{ г} \text{ — } y\text{ г}$$

$$y = \frac{19,76 \cdot 36}{64} = 11,115\text{ г}; m(\text{H}_2\text{O}) = 11,115\text{ г}.$$

$$\text{Тогда } v(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{11,115\text{ г}}{18\text{ г/моль}} = 0,6175\text{ моль}.$$

Ответ:  $V(\text{N}_2) = 6,916\text{ л}$ ,  $v(\text{H}_2\text{O}) = 0,6175\text{ моль}$ .

## § 24. Аммиак

### Вопрос 1.

Аммиак легко сжижается при обычном давлении и температуре 33,4°C, а при испарении жидкого газа из окружающей среды поглощается много тепла, поэтому он применяется в холодильных установках. Аммиак очень хорошо растворим в воде. 10 % раствор аммиака называется нашатырным спиртом и используется в медицине.<sup>2</sup>

### Вопрос 2.

Водородная связь — это химическая связь между атомами водорода и атомами сильно электроотрицательных элементов (фтор, кислород, азот). Водородная связь образуется обычно между двумя соседними молекулами. Например, она образуется между молекулами воды, спиртов, фтороводорода, аммиака.

Это очень слабая связь примерно в 15–20 раз слабее ковалентной. Благодаря ей некоторые низкомолекулярные вещества образуют ассоциаты, что приводит к повышению температур плавления и кипения веществ.

Аномально высокие температуры плавления и кипения характерны для воды (если рассматривать водородные соединения VI группы). Все водородные соединения VI группы, кроме воды, являются газами. Очень важную роль играет водородная связь в молекулах важнейших для живых существ соединений — белков и нуклеиновых кислот.<sup>3</sup>

### Вопрос 3.

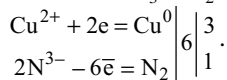
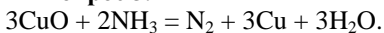
Донорно-акцепторная связь — это особый вид химической связи, которая возникает не за счет спаривания непарных электронов, а за счет свободной электронной пары одного атома и свободной ячейки другого.<sup>4</sup>

### Вопрос 4.

Степень окисления азота в хлориде аммония  $\text{NH}_4\text{Cl}$ :  $\overset{3-}{\text{N}}$ .

Степень окисления азота в нитрате аммония  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ :  $\overset{3-}{\text{N}}$   $\overset{5+}{\text{N}}$ .

### Вопрос 5.



---

<sup>2</sup> Для ответа использовался учебник (стр. 113).

<sup>3</sup> Для ответа использовался учебник (стр. 112–114).

<sup>4</sup> Для ответа использовался учебник (стр. 112–114).

### Вопрос 6.

Аммиак проявляет только восстановительные свойства, т.к. азот находится в самой низкой степени окисления и не может больше принимать электроны.

## § 25. Соли аммония

### Вопрос 1.

- а)  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$ ;  $\text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaSO}_4\downarrow$ .  
б)  $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl}\downarrow + \text{NH}_4\text{NO}_3$ ;  $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow$ .

### Вопрос 2.

- а)  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ ;  $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ .  
б)  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{NH}_3\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ .  
в)  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$ ;  $\text{CO}_3^{2-} + \text{Ca}^{2+} = \text{CaCO}_3\downarrow$ .  
г)  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t} \text{CO}_2\uparrow + 2\text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}\uparrow$ .

### Вопрос 3.

- $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$  — фосфат аммония;  
 $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$  — гидрофосфат аммония;  
 $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$  — дигидрофосфат аммония.  
 $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons 3\text{NH}_4^+ + \text{PO}_4^{3-}$ .  
 $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 \rightleftharpoons 2\text{NH}_4^+ + \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ .  
 $(\text{NH}_4)\text{H}_2\text{PO}_4 \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + 2\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ .

### Вопрос 4.



- $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \xrightarrow[t, p, \text{cat}]{\text{B}} 2\text{NH}_3\uparrow$ ;
- $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{NH}_3 = (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ ;
- $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 + 2\text{HCl} = 2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_3\text{PO}_4$ ;
- $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl}\downarrow + \text{NH}_4\text{NO}_3$ .

### Вопрос 5.

Дано:  $m((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = 250 \text{ кг}$ .

Найти:  $V(\text{NH}_3)$ ,  $m(\text{NH}_3)$

Решение: 1. Найдем массовую долю аммиака в сульфате аммония.

$$\omega_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}(\text{NH}_3) = \frac{2M(\text{NH}_3)}{M((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4)} = \frac{2 \cdot 17 \text{ г / моль}}{132 \text{ г / моль}} = 0,2576 = 25,76 \%$$

2. Найдем массу аммиака, необходимого для получения 250 кг

$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ :

$$m(\text{NH}_3) = m((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) \cdot \omega(\text{NH}_3) = 250 \text{ кг} \cdot 0,2576 = 64,4 \text{ кг}.$$

3. Найдем объем аммиака:

$$V(\text{NH}_3) = v(\text{NH}_3) \cdot V_v = \frac{m(\text{NH}_3)}{M(\text{NH}_3)} \cdot V_v = \frac{64,4 \cdot 10^3 \text{ г}}{17 \text{ г/моль}} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 84856,5 \text{ л} = 85$$

м<sup>3</sup>.

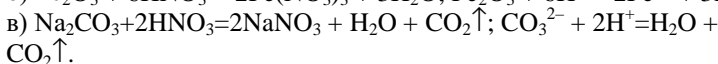
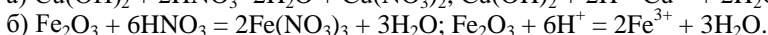
Ответ:  $m(\text{NH}_3) = 64,4 \text{ кг}$ ;  $V(\text{NH}_3) = 85 \text{ м}^3$ .

## § 26. Кислородные соединения азота

### Вопрос 1.

Азотная кислота не образует кислых солей, т.к. она одноосновная и имеет всего один атом водорода, который и отдает при образовании соли.

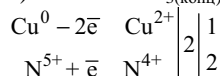
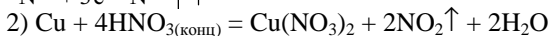
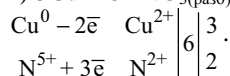
### Вопрос 2.



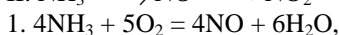
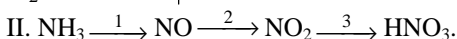
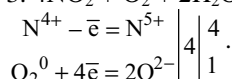
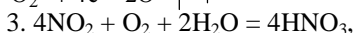
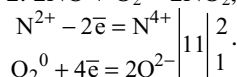
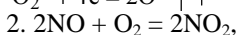
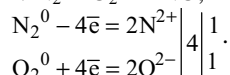
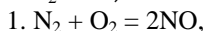
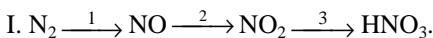
### Вопрос 3.

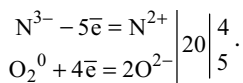


### Вопрос 4.



### Вопрос 5.





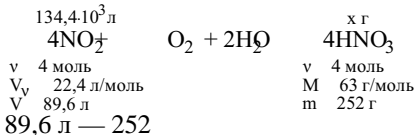
Уравнения 2 и 3 смотри выше.

### Вопрос 6.

Дано:  $V(\text{NO}_2) = 134,4 \text{ м}^3$ ;  $\omega(\text{HNO}_3) = 68 \%$ .

Найти:  $m(\text{HNO}_3)$

Решение: 1. Запишем уравнение реакции получения азотной кислоты:



$$89,6 \text{ л} \text{ — } 252$$

$$134,4 \cdot 10^3 \text{ л} \text{ — } x \text{ г}$$

$$x = \frac{252 \text{ г} \cdot 134,4 \cdot 10^3 \text{ л}}{89,6 \text{ л}} = 378 \text{ кг}.$$

2. Найдем массу раствора азотной кислоты.

$$m(\text{HNO}_3) = \frac{x}{\omega(\text{HNO}_3)} = \frac{379 \text{ кг}}{0,68} = 555,9 \text{ кг};$$

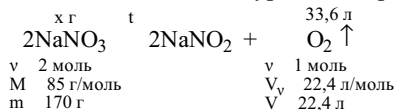
Ответ:  $m(\text{HNO}_3) = 555,9 \text{ кг}$ .

### Вопрос 7.

Дано:  $m(\text{NaNO}_3) = 340 \text{ г}$ ;  $V(\text{O}_2) = 33,6 \text{ л}$ .

Найти:  $m(\text{примеси})$

Решение: 1. Запишем уравнение реакции:



$$170 \text{ г} \text{ — } 22,4 \text{ л}$$

$$x \text{ г} \text{ — } 33,6 \text{ л}$$

$$x = \frac{33,6 \cdot 170}{22,4} = 255 \text{ г}.$$

$$m_{\text{чистая}}(\text{NaNO}_3) = 255 \text{ г}.$$

2. Найдем массу примеси:

$$m(\text{пр}) = m(\text{NaNO}_3) - m_{\text{чистая}}(\text{NaNO}_3) = 340 \text{ г} - 255 \text{ г} = 85 \text{ г}.$$

$$\omega_{\text{пр}} = \frac{m_{\text{пр}}}{m_{\text{сел.}}} = \frac{85}{340} = 0,25 \text{ или } 25\%$$

Ответ:  $\omega_{\text{пр}} = 25\%$ .

### Вопрос 8.

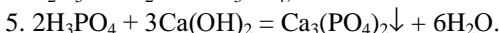
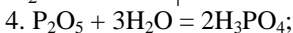
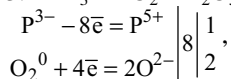
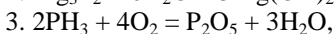
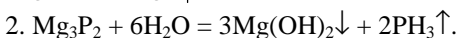
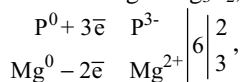
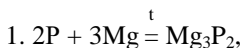
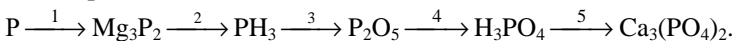
См. вопрос 5 (II).

## § 27. Фосфор и его соединения

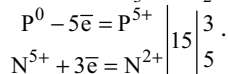
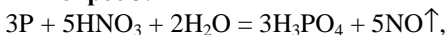
### Вопрос 1.

1.  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  — фосфат натрия,  $\text{Na}_3\text{PO}_4 = 3\text{Na}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ ;
2.  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  — гидрофосфат натрия,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4 = 2\text{Na}^+ + \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ ;
3.  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  — дигидрофосфат натрия,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4 = \text{Na}^+ + 2\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ .

### Вопрос 2.



### Вопрос 3.



### Вопрос 4.

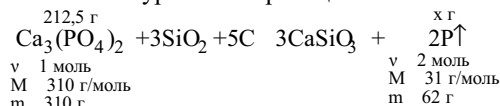
Дано:  $m(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{пр}) = 250 \text{ г}$ ,  $\omega(\text{пр}) = 15 \%$ ,  $W = 80 \%$ .

Найти:  $m(\text{P})$

Решение. 1. Найдем массу соли без примеси:

$$m(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = m(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{пр}) - m(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{пр}) \cdot \omega(\text{пр}) = \\ = 250 \text{ г} - 250 \text{ г} \cdot 0,15 = 212,5 \text{ г}.$$

2. Запишем уравнение реакции:



$$310 \text{ г} \text{ — } 62 \text{ г}$$

$$212,5 \text{ г} \text{ — } \text{х г}$$

$$\text{х} = \frac{212,5 \cdot 62}{310} = 42,5 \text{ г}.$$

$$m(\text{P})_{\text{теор}} = 42,5 \text{ г}.$$

3. Найдем массу фосфора, которая получилась в ходе реакции:

$$m(\text{P})_{\text{практ}} = m(\text{P})_{\text{теор}} \cdot W = 42,5 \text{ г} \cdot 0,8 = 34 \text{ г}.$$

Ответ:  $m(P)_{\text{практ}} = 34 \text{ г.}$

**Вопрос 5.**

Дано:  $m(P) = 31 \text{ г}$ ,  $\omega(\text{пр}) = 5 \%$ ,

$\omega(\text{H}_3\text{PO}_4) = 80 \%$ .

Найти:  $m_{\text{р-ра}}(\text{H}_3\text{PO}_4)$

Решение. 1. Найдем массу фосфора без примеси:

$$m(P) = m(P + \text{пр}) - m(P + \text{пр}) \cdot \omega(\text{пр}) = 31 \text{ г} - 31 \cdot 0,05 = 29,45 \text{ г.}$$

2. Из одного моль фосфора можно получить ровно один моль фосфорной кислоты.

$$\nu(\text{H}_3\text{PO}_4) = \nu(P) = \frac{m(P)}{M(P)} \Rightarrow \nu(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{m(P)}{M(P)} = \frac{29,45 \text{ г}}{31 \text{ г}} = 0,95 \text{ моль.}$$

3. Тогда  $m(\text{H}_3\text{PO}_4) = M(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot \nu(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 \text{ г/моль} \cdot 0,95 \text{ моль} = 93,1 \text{ г.}$

4. Масса раствора фосфорной кислоты равна:

$$m(\text{р-ра H}_3\text{PO}_4) = \frac{m(\text{H}_3\text{PO}_4)}{\omega(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{93,1 \text{ г}}{0,8} = 116,4 \text{ г.}$$

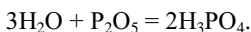
Ответ:  $m(\text{р-ра H}_3\text{PO}_4) = 116,4 \text{ г.}$

**Вопрос 6.**

Дано:  $m(\text{р-ра H}_3\text{PO}_4) = 980 \text{ г}$ ;  $\omega_1(\text{H}_3\text{PO}_4) = 5 \%$ ;  $m(\text{P}_2\text{O}_5) = 152 \text{ г.}$

Найти:  $\omega_2(\text{H}_3\text{PO}_4)$

Решение: 1. Запишем уравнение реакции получения фосфорной кислоты:



Из уравнения видно, что из 1 моль  $\text{P}_2\text{O}_5$  получается 2 моль  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

Найдем массу фосфорной кислоты, получившейся в ходе реакции.

$$\nu(\text{H}_3\text{PO}_4) = 2\nu(\text{P}_2\text{O}_5) = 2 \cdot \frac{m(\text{P}_2\text{O}_5)}{M(\text{P}_2\text{O}_5)} = 2 \cdot \frac{152 \text{ г}}{142 \text{ г/моль}} = 2,14 \text{ моль.}$$

$$m(\text{H}_3\text{PO}_4) = \nu(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 2,14 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г/моль} = 209,72 \text{ г.}$$

2. Найдем, сколько было фосфорной кислоты в растворе.

$$m(\text{H}_3\text{PO}_4) = m(\text{р-ра}) \cdot \omega_1(\text{H}_3\text{PO}_4) = 980 \cdot 0,05 = 49 \text{ г.}$$

3. Найдем новую массовую долю кислоты в растворе:

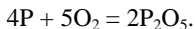
$$\omega_2(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{m(\text{H}_3\text{PO}_4)_{\text{общ.}}}{m(\text{р-ра}) + m(\text{P}_2\text{O}_5)} = \frac{209,72 + 49}{980 + 152} = 0,2286.$$

Ответ:  $\omega_2(\text{H}_3\text{PO}_4) = 22,86 \%$ .

**Вопрос 7.**

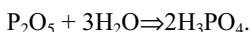
А.Конан Дойл в своем произведении не учел химических свойств фосфора. Давайте подумаем вместе. Фосфор светится в темноте, следовательно, это белый фосфор, т.к. красный фосфор не светится вообще. Далее, белый фосфор очень ядовит, и использовать его столь

необычным способом несколько раз, вероятно, было бы сложно. Кроме того, белый фосфор на воздухе легко окисляется, переходя при этом в степень окисления 5+



Как только процесс окисления заканчивается, собака перестает светиться.

Оксид фосфора (V) очень гигроскопичное вещество, т.е. оно притягивает к себе воду. Вспомним, что в отрывке говорилось о тумане, из которого выскочило «чудовище». Туман — это сконденсированные пары воды. Тогда, скорее всего, образовавшийся  $\text{P}_2\text{O}_5$  под действием влаги превратился в фосфорную кислоту.



Трудно представить себе, что собака, обмазанная ядовитым веществом и кислотой, может еще что либо сделать.

## § 28. Углерод

### Вопрос 1.

1) Алмаз — прозрачное кристаллическое вещество, самое твердое из всех природных веществ. Такая твердость обусловлена особой структурой его атомной кристаллической решетки. В ней каждый атом углерода окружен такими же атомами, расположенными в вершинах правильного тетраэдра.

Кристаллы алмаза обычно бесцветные, но бывают синего, голубого, красного и черного цветов. Они имеют очень сильный блеск благодаря высокой светопреломляющей и светоотражающей способности. Алмаз хорошо проводит тепло, обладает электроизоляционными свойствами.<sup>5</sup>

2) Графит — темно-серое, жирное на ощупь кристаллическое вещество с металлическим блеском. В отличие от алмаза графит мягкий и непрозрачный, хорошо проводит тепло и электрический ток. Мягкость графита обусловлена слоистой структурой (рис. 40 в учебнике). В кристаллической решетке графита атомы углерода, лежащие в одной плоскости, прочно связаны в правильные шестиугольники.<sup>6</sup>

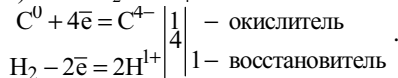
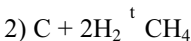
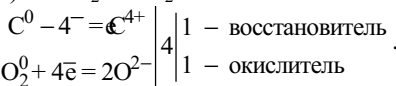
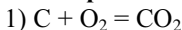
---

<sup>5</sup> Ответ взят из учебника, стр. 127.

<sup>6</sup> Ответ взят из учебника, стр. 128.



### Вопрос 2.



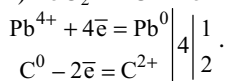
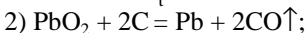
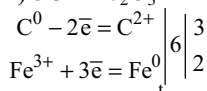
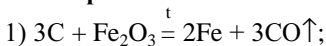
### Вопрос 3.

Карбон — это один из периодов палеозойской эры. В карбоне продолжают распространяться споровые растения, т.е. папоротники. Остатки погибших папоротников медленно окислялись под слоем земли в течение многих миллионов лет. В результате образовались огромные залежи каменного угля, который не что иное, как остатки древнейших растений.

### Вопрос 4.

Карболен — это разновидность активированного угля. Следовательно, он обладает хорошими адсорбирующими свойствами, и используется для поглощения различных запахов в холодильниках.

### Вопрос 5.



### Вопрос 6.

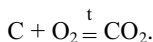
Дано:  $m(C + pr) = 8\text{г}$ ;  $V(CO_2) = 10,64\text{ л}$ ;  $W = 0,95\%$ .

Найти:  $\omega(pr)$

Решение: 1. Найдем объем углекислого газа, который должен был получиться:

$$V(CO_2)_{\text{теор.}} = \frac{V(CO_2)}{W} = \frac{10,64\text{ л}}{0,95} = 11,2\text{ л}.$$

2. Запишем уравнение реакции:



Из уравнения реакции видно, что из одного моль угля получается ровно один моль углекислого газа. Значит,

$$v(C) = v(CO_2) = \frac{V(CO_2)_{\text{теор}}}{V_v} = \frac{11,2 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,5 \text{ моль.}$$

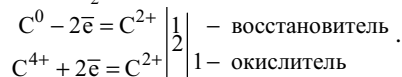
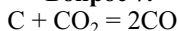
$$\text{Тогда } m(C) = v(C) \cdot M(C) = 0,5 \text{ моль} \cdot 12 \text{ г/моль} = 6 \text{ г.}$$

$$3. m(\text{пр}) = m(C + \text{пр}) - m(C) = 8 \text{ г} - 6 \text{ г} = 2 \text{ г.}$$

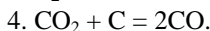
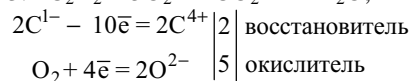
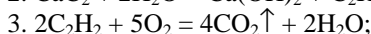
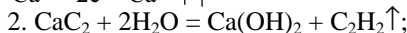
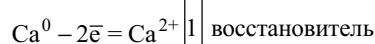
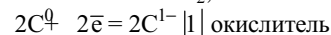
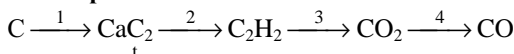
$$\text{Тогда } \omega(\text{пр}) = \frac{m(\text{пр})}{m(C + \text{пр})} = \frac{2 \text{ г}}{8 \text{ г}} = 0,25 = 25 \text{ \%}.$$

**Ответ:**  $\omega(\text{пр}) = 25 \text{ \%}$ .

### Вопрос 7.

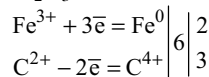
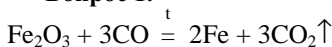


### Вопрос 8.



## § 29. Кислородные соединения углерода

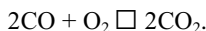
### Вопрос 1.



### Вопрос 2.

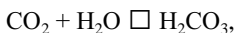
Несолеобразующие, или индифферентные оксиды, не реагирующие с водой — это, например, CO, NO, SiO (крайне неустойчивый).

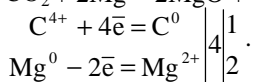
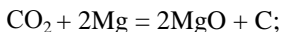
### Вопрос 3.



Повышение давления приводит к смещению положения равновесия вправо.

### Вопрос 4.





### Вопрос 5.

При растворении углекислого газа в воде образуется слабая угольная кислота, поэтому лакмус имеет красную окраску.



При стоянии раствора угольная кислота разлагается и раствор снова становится нейтральным.

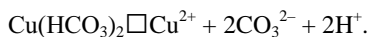
### Вопрос 6.

$\text{CuCO}_3$  — средняя соль — карбонат меди (II),

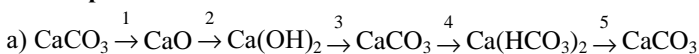
$\text{Cu}(\text{HCO}_3)_2$  — кислая соль — гидрокарбонат меди (III),

$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$  — основная соль — гидроксокарбонат меди (II) (малахит).

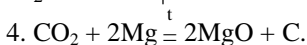
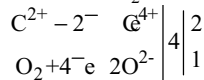
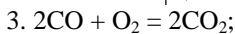
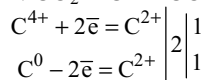
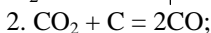
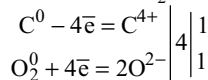
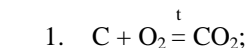
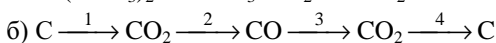
Из перечисленных солей только  $\text{Cu}(\text{HCO}_3)_2$  является электролитом.

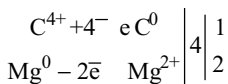


### Вопрос 7.



1.  $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{\text{t}} \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$ ;
2.  $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ ;
3.  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_{2(\text{нед})} = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;
4.  $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_{2(\text{нзб})} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ;
5.  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{\text{t}} \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ .





### Вопрос 8.

Дано:  $m(\text{p-ра Na}_2\text{CO}_3) = 1060 \text{ г}$ ;  $\omega_1(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2 \%$ ;

$m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 14,3 \text{ г}$ .

Найти:  $\omega_2(\text{Na}_2\text{CO}_3)$

Решение: 1. Найдем массу  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  в кристаллогидрате:

$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) \cdot \omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) =$

$$= m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) \cdot \frac{Mr(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{Mr(\text{Na}_2\text{CO}_3) + 10Mr(\text{H}_2\text{O})} = 14,3 \cdot \frac{106}{106 + 180} = 5,3 \text{ г}.$$

2. Найдем массу  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  в растворе:

$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = m(\text{p-ра Na}_2\text{CO}_3) \cdot \omega_1(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 1060 \cdot 0,02 = 21,2 \text{ г}.$

$$3. \omega_2(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)_{\text{общ.}}}{m(\text{p-ра}) + m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O})} = \frac{5,3 \text{ г} + 21,2 \text{ г}}{1060 \text{ г} + 14,3 \text{ г}} = 0,025 \text{ г}.$$

Ответ:  $\omega_2(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,025 \text{ г}$  или  $2,5 \%$ .

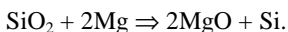
## § 30. Кремний и его соединения

### Вопрос 1.

Диоксид кремния и углекислый газ являются кислотными оксидами. Однако, в отличие от  $\text{CO}_2$  оксид кремния (IV) имеет не молекулярную, а атомную кристаллическую решетку. Поэтому  $\text{SiO}_2$  является твердым и тугоплавким веществом, а  $\text{CO}_2$  является газом. Углекислый газ взаимодействует с водой с образованием угольной кислоты:  $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$ , взаимодействует с щелочами:  $\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ , реагирует с основными оксидами:  $\text{CO}_2 + \text{CaO} = \text{CaCO}_3$ , вступает в реакцию с металлическим магнием:  $\text{CO}_2 + 2\text{Mg} = 2\text{MgO} + \text{C}$ .

Оксид кремния (IV) не растворяется в воде, взаимодействует при высоких температурах со щелочами с образованием силикатов:

$\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} \xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ , взаимодействует при сплавлении с основными оксидами:  $\text{SiO}_2 + \text{CaO} \xrightarrow{t} \text{CaSiO}_3$ , реагирует с магнием:



### Вопрос 2.

Углерод — это особый химический элемент. Он основа многообразия органических соединений, из которых построены все живые организмы на нашей планете.

В природе кремний — второй по распространенности после кислорода химический элемент. Земная кора более чем на четверть состоит из его соединений. Поэтому углерод называют основным

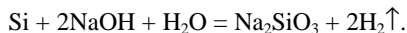
элементом живой природы, а кремний — основным элементом неживой природы.

### Вопрос 3.

Дано:  $m(\text{Si} + \text{пр}) = 16 \text{ г}$ ;  $V(\text{H}_2) = 22,4 \text{ л}$ ;  $\omega(\text{NaOH}) = 60 \%$ .

Найти:  $\omega(\text{Si})$ ,  $m(\text{SiO}_2)$ ,  $m(\text{р-ра NaOH})$

Решение: 1. Запишем уравнение реакций.



Из уравнения видно, что из 1 моль кремния получается 2 моль водорода. Значит,

$$v(\text{Si}) = \frac{1}{2} v(\text{H}_2) = \frac{1}{2} \cdot \frac{V(\text{H}_2)}{V_v} = \frac{1}{2} \cdot \frac{22,4 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,5 \text{ моль}.$$

Тогда  $m(\text{Si}) = v(\text{Si}) \cdot M(\text{Si}) = 0,5 \cdot 28 = 14 \text{ г}$ .

$$\omega(\text{Si}) = \frac{m(\text{Si})}{m(\text{Si} + \text{пр})} = \frac{14 \text{ г}}{16 \text{ г}} \cdot 0,875 = 87,5 \%$$

2.  $m(\text{SiO}_2) = m(\text{Si} + \text{пр}) - m(\text{Si}) = 16 \text{ г} - 14 \text{ г} = 2 \text{ г}$ .

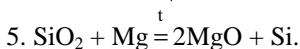
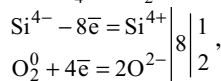
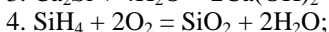
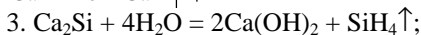
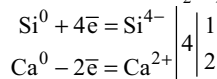
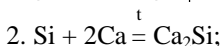
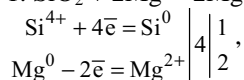
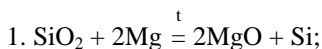
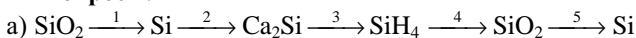
3. Из уравнения реакции видно, что для растворения 1 моль кремния нужно взять 2 моль щелочи. Следовательно,  $v(\text{NaOH}) = 2v(\text{Si}) = 2 \cdot 0,5 \text{ моль} = 1 \text{ моль}$ .

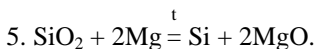
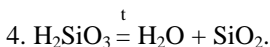
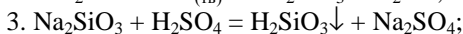
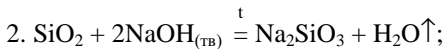
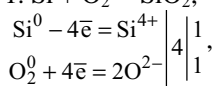
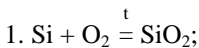
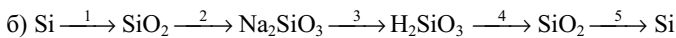
$m(\text{NaOH}) = v(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH}) = 1 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 40 \text{ г}$ ;

$$m(\text{р-ра NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{\omega(\text{NaOH})} = \frac{40 \text{ г}}{0,6} = 66,7 \text{ г}.$$

Ответ:  $\omega(\text{Si}) = 87,5 \%$ ;  $m(\text{SiO}_2) = 2 \text{ г}$ ;  $m(\text{р-ра NaOH}) = 66,7 \text{ г}$ .

### Вопрос 4.





### Вопрос 5.

Конечно же, это соединение — оксид кремния (IV).

### Вопрос 6.

Отличительной особенностью стекла является его свойство размягчаться и в расплавленном виде принимать любую форму, которая сохраняется при застывании стекла. На этом основано производство посуды и других изделий из стекла. Дополнительные качества стеклу придают различные добавки. Так, введением оксида свинца получают хрустальное стекло, оксид хрома окрашивает стекло в зеленый цвет, оксид кобальта — в синий и т. д.

Область применения стекла очень обширна. Это оконное, бутылочное, ламповое, зеркальное стекло; стекло оптическое от стекол очков до стекол фотокамер; линзы бесчисленных приборов от микроскопов до телескопов.

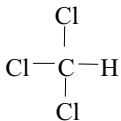
## Глава 3. Органические вещества

### § 31. Предмет органической химии

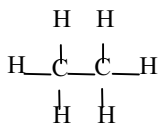
#### Вопрос 1.



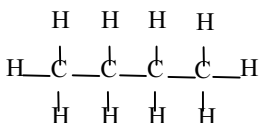
сероуглерод



трихлорметан



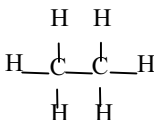
$\text{CH}_3 - \text{CH}_3$  пропан



$\text{CH}_3 \quad \text{CH}_2 \quad \text{CH}_2 \quad \text{CH}_3$  бутан

#### Вопрос 2.

$\text{C}_2\text{H}_6$ : степень окисления углерода (–3), степень окисления водорода (+1), валентность углерода 4, валентность водорода 1.



$\text{N}_2$ : степень окисления азота 0, валентность 3.  $\text{N} \equiv \text{N}$ .

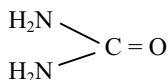
$\text{H}_2\text{O}_2$ : степень окисления кислорода (–1), степень окисления водорода (+1), валентность кислорода 2, валентность водорода 1.



#### Вопрос 3.

Теория А.М.Бутлерова утверждает то, что каждое вещество имеет определенное химическое строение, от которого зависят свойства веществ. Свойства веществ зависят от природы химических элементов, от их количества и от того, как они соединяются между собой.

Приведем пример двух изомеров с различными химическими свойствами:



мочевина



цианат аммония.

#### Вопрос 4.

Степень окисления характеризует количество принятых или отданных элементом электронов. Степень окисления может быть положительной, отрицательной, нулевой. Валентность показывает количество связей, которые образует элемент в молекуле. Валентность может быть только положительной.

#### Вопрос 5.

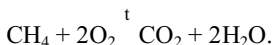
Предоставляем вам возможность подумать над этим вопросом самим.

#### Вопрос 6.

Дано:  $V(\text{CH}_4) = 250 \text{ м}^3$ ,  $\eta(\text{O}_2)_{\text{возд}} = 21 \%$ .

Найти:  $V(\text{возд})$

Решение: 1. Запишем уравнение реакции сжигания метана:



Из уравнения видно, что для сжигания 1 моль метана необходимо 2 моль кислорода. Значит

$$v(\text{O}_2) = 2v(\text{CH}_4) = 2 \cdot \frac{V(\text{CH}_4)}{V_v}.$$

$$\begin{aligned} 2. \text{ Тогда } V(\text{возд}) &= \frac{V(\text{O}_2)}{\eta(\text{O}_2)_{\text{возд}}} = \frac{v(\text{O}_2)V_v}{\eta(\text{O}_2)_{\text{возд}}} = \frac{2 \cdot \frac{V(\text{CH}_4)}{V_v}}{\eta(\text{O}_2)_{\text{возд}}} = \\ &= \frac{2 \cdot V(\text{CH}_4)}{\eta(\text{O}_2)_{\text{возд}}} = \frac{2 \cdot 250 \text{ м}^3}{0,21} = 2381 \text{ м}^3. \end{aligned}$$

Ответ:  $V(\text{возд}) = 2381 \text{ м}^3$ .

## § 32. Предельные углеводороды

#### Вопрос 1.

Причины многообразия углеводородов ясны из положений теории А.М. Бутлерова.

1. Атомы в молекулах органических веществ связаны друг с другом согласно их валентности.



2. Свойства веществ зависят не только от состава их молекул, но и от их строения.

**Вопрос 2.**

Гомологический ряд можно записать как  $C_n H_{2n+2}$ .

Углеводороды с  $n \leq 4$  являются газами.

Углеводороды с  $4 < n \leq 15$  являются жидкостями.

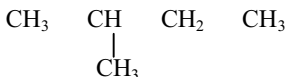
Углеводороды с  $n \geq 16$  являются твердыми веществами.

По мере увеличения  $n$  увеличивается температура кипения и плавления углеводородов.

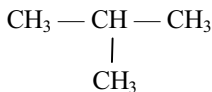
**Вопрос 3.**

На городском и сельскохозяйственном транспорте применяются бензин, керосин, солярка, дизельное топливо, они являются легковоспламеняющимися, горючими веществами, поэтому следует соблюдать противопожарные правила техники безопасности.

**Вопрос 4.**



а) Гомологи



изобутан

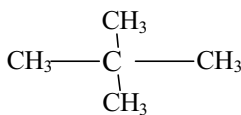


пропан

б) Изомеры



пентан



тетраметилметан

**Вопрос 5.**

$C_3H_8 = C_3H_6 + H_2 \uparrow$ ;  $C_3H_6$  — пропен;  $C_4H_{10} = C_4H_8 + H_2 \uparrow$ ;  $C_4H_8$  — бутен

**Вопрос 6.**

Дано:  $V(\text{смеси}) = 22,4 \text{ л}$ ;  $\eta(CO_2) = 10 \%$ .

Найти:  $V(O_2)$

Решение: 1. Найдем объем пропана без примеси.

$$V(C_3H_8) = V(\text{смеси}) - V(\text{смеси}) \cdot \eta(CO_2) = 22,4 \text{ л} - 22,4 \text{ л} \cdot 0,1 = 20,16 \text{ л}.$$

2. Запишем уравнение реакции:  $C_3H_8 + 5O_2 = 3CO_2 + 4H_2O$ .

Из уравнения видно, что для сжигания 1 моль пропана нужно 5 моль кислорода.

Следовательно,  $v(\text{O}_2) = 5v(\text{C}_3\text{H}_8) = 5 \cdot \frac{V(\text{C}_3\text{H}_8)}{V_v}$ .

Тогда  $V(\text{O}_2) = V_v \cdot v(\text{O}_2) = V_v \cdot 5 \cdot \frac{V(\text{C}_3\text{H}_8)}{V_v} = 5 \cdot 20,16 = 100,8 \text{ л.}$

Ответ:  $V(\text{O}_2) = 100,8 \text{ л.}$

### § 33. Непредельные углеводороды. Этилен и его гомологи

#### Вопрос 1.

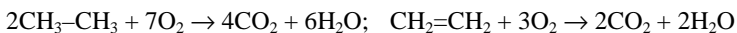
Для этана характерен тип реакций замещения, а для этилена — присоединения.

#### Вопрос 2.

Реакция присоединения водорода называется гидрированием.



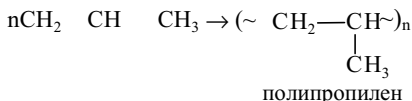
#### Вопрос 3.



Больше кислорода потребуется для сжигания этана, т.к. этан имеет на два водорода больше, чем этилен.

Этилен горит светящим пламенем, т.к. в нем больше массовая доля углерода, чем в этане.

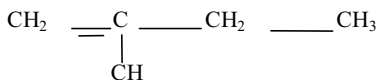
#### Вопрос 4.



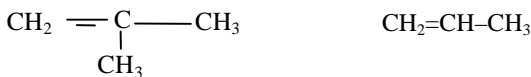
полипропилен

Продукт полимеризации пропилена называется полипропилен

#### Вопрос 5.



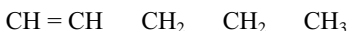
а) Гомологи:



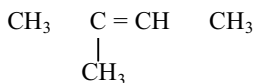
2-метилпропен-1

пропен

б) Изомеры:

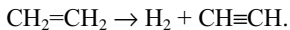


— пентен-1



— 2-метилбутен-2.

**Вопрос 6.**



ацетилен

Ацетилен проявляет сильно непредельный и даже слабокислотный характер.

### **§ 34. Непредельные углеводороды. Ацетилен**

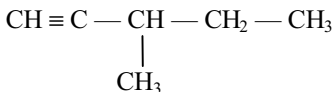
**Вопрос 1.**

Общая формула углеводородов ряда ацетилена:  $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ .

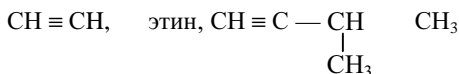
**Вопрос 2.**

Ацетилен можно иначе назвать этином.

**Вопрос 3.**

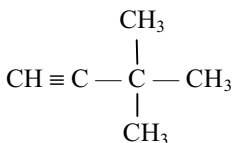


а) Гомологи:



— 3-метилбутен-1.

б) Изомеры

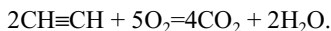


— 3,3-диметилбутин 1.



— гексин 2.

**Вопрос 4.**



Ацетилен горит коптящим пламенем, потому в нем очень большая массовая доля углерода.

### Вопрос 5.

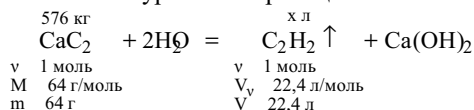
Дано:  $m(\text{CaC}_2) = 720 \text{ кг}$ ;  $\omega(\text{пр}) = 20 \%$ .

Найти:  $V(\text{C}_2\text{H}_2)$

Решение: 1. Найдем массу карбида кальция без примесей:

$$m(\text{CaC}_2) = 720 \cdot (1 - 0,2) = 720 \cdot 0,8 = 576 \text{ кг}.$$

2. Запишем уравнение реакции:



Составим пропорцию:

$$64 \text{ г} \text{ — } 22,4 \text{ л}$$

$$576000 \text{ г} \quad \text{х}$$

$$x = \frac{22,4 \cdot 576 \cdot 10^3}{64} = 201,6 \cdot 10^3 \text{ л} = 201,6 \text{ м}^3.$$

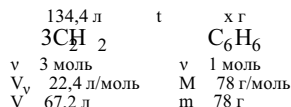
Ответ:  $V(\text{C}_2\text{H}_2) = 201,6 \text{ м}^3$ .

### Вопрос 6.

Дано:  $V(\text{C}_2\text{H}_2) = 134,4 \text{ л}$ ;  $W = 75 \%$ .

Найти:  $m(\text{C}_6\text{H}_6)$

Решение: 1. Запишем уравнение реакции:



$$134,4 \text{ л} \text{ — } \text{х г}$$

$$67,2 \text{ л} \text{ — } 78 \text{ г}$$

$$x = \frac{78 \cdot 134,4}{67,2} = 156 \text{ г}.$$

$$m(\text{C}_6\text{H}_6)_{\text{теор.}} = 156 \text{ г}.$$

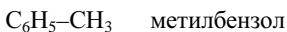
2. Найдем массу бензола, получившегося в ходе реакции:

$$m(\text{C}_6\text{H}_6)_{\text{практ.}} = m(\text{C}_6\text{H}_6)_{\text{теор.}} \cdot W = 156 \text{ г} \cdot 0,75 = 117 \text{ г}.$$

Ответ:  $m(\text{C}_6\text{H}_6) = 117 \text{ г}$ .

## § 35. Ароматические углеводороды. Бензол

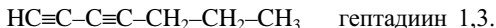
### Вопрос 1.



Гомолог:



Изомер:



### Вопрос 2.

Органические вещества широко применяются в сельском хозяйстве для защиты растений от вредителей, болезней и сорняков. Это ядохимикаты, или пестициды. По своему назначению пестициды делятся на несколько видов. Мы уже назвали инсектицид гексахлоран. Для излечения растений и почвы от грибковых заболеваний применяют фунгициды, для уничтожения сорняков — гербициды, для уничтожения вредных микроорганизмов — бактерициды, а грызунов — зооциды.

Все пестициды ядовитые вещества, поэтому необходимо следить, чтобы они не попали в организм.

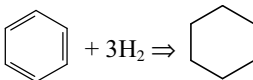
### Вопрос 3.

Бензол, как и ацетилен, на 92 % состоит из углерода, поэтому он коптит при сгорании.

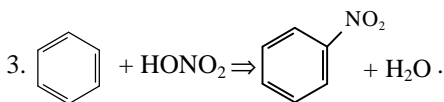
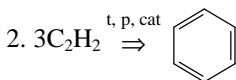
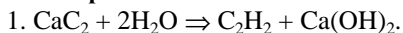
Для того, чтобы бензол горел без копоти, можно вместо кислорода использовать озон, как более сильный окислитель.

### Вопрос 4.

В основе применения бензола в составе моторного топлива лежит реакция гидрирования, т.е. насыщения углерода водородом.

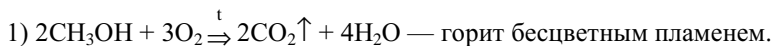


### Вопрос 5.



## § 36. Спирты

### Вопрос 1.

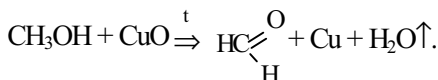


2)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{CO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$  — горит светящимся голубоватым пламенем.

3)  $2\begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\ | \quad | \\ \text{OH} \quad \text{OH} \end{array} + 5\text{O}_2 \xrightarrow{t} 4\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}.$

4)  $2\begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}_2 \\ | \quad | \quad | \\ \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \end{array} + 7\text{O}_2 \xrightarrow{t} 6\text{CO}_2 + 8\text{H}_2\text{O}.$

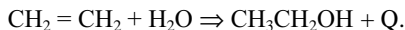
### Вопрос 2.



### Вопрос 3.

Метиловый и этиловый спирты применяются в качестве растворителей.

### Вопрос 4.



Химическое равновесие этой реакции можно сместить вправо, повысив давление и обеспечив отвод тепла.

### Вопрос 5.

Дано:  $\nu(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 3$  моль

Найти:  $m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})$ ,  $V(\text{CO}_2)$

Решение: 1. Запишем уравнение реакции:



Из уравнения видно, что из 1 моль глюкозы 2 моль углекислого газа. Поэтому из 3 моль глюкозы получилось 6 моль  $\text{CO}_2$ .

Тогда:  $V(\text{CO}_2) = \nu(\text{CO}_2) \cdot V_v = 6 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 134,4 \text{ л}.$

Ответ:  $m(\text{водки}) = 690 \text{ г}$ ;  $V(\text{CO}_2) = 134,4 \text{ л}.$

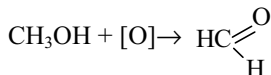
## § 37. Альдегиды

### Вопрос 1.

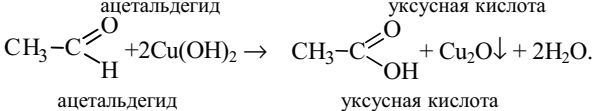
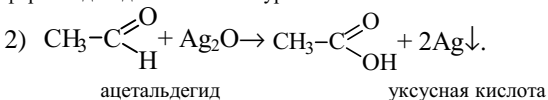
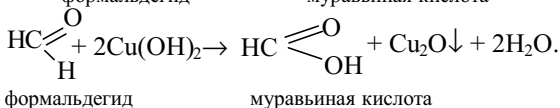
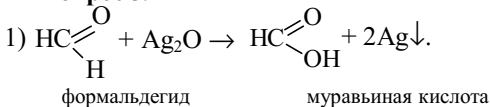
1)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + [\text{O}] \rightarrow \begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{CH}_3-\text{C} \\ | \\ \text{H} \end{array} + \text{H}_2\text{O}.$

2)  $\text{CH} \equiv \text{CH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}=\text{CH}_2 \\ | \\ \text{OH} \end{array} \rightarrow \begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{CH}_3-\text{C} \\ | \\ \text{H} \end{array}$

**Вопрос 2.**



**Вопрос 3.**



**Вопрос 4.**

Реакция «серебряного зеркала» может применяться для получения тонкого налета серебра на каком-нибудь предмете или для получения зеркал.

**Вопрос 5.**

Предлагаем вам подумать над этим самим.

**Вопрос 6.**

этан  $\xrightarrow{1}$  этилен  $\xrightarrow{2}$  этиловый спирт  $\xrightarrow{3}$  уксусный альдегид  $\xrightarrow{4}$  уксусная кислота.

1.  $\text{CH}_3-\text{CH}_3 \rightarrow \text{H}_2 + \text{CH}_2 = \text{CH}_2$ . Реакция дегидрирования.

2.  $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ . Реакция гидратации.

3.  $\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH} + [\text{O}] \rightarrow \text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{array} + \text{H}_2\text{O}$ . Реакция окисления.

4.  $\text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{array} + \text{Ag}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{array} + 2\text{Ag}\downarrow$ . Реакция окисления

(серебряного зеркала).

**§ 38. Предельные одноосновные карбоновые кислоты.  
Сложные эфиры**

**Вопрос 1.**

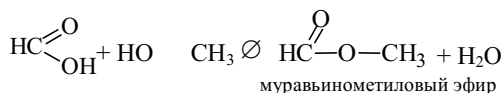
1. 1)  $2\text{HCOOH} + \text{Mg} = (\text{HCOO})_2\text{Mg} + \text{H}_2\uparrow$ .

- 2)  $2\text{HCOOH} + \text{MgO} = (\text{CHOO})_2\text{Mg} + \text{H}_2\text{O}$ .
- 3)  $2\text{HCOOH} + \text{Mg}(\text{OH})_2 = (\text{CHOO})_2\text{Mg} + 2\text{H}_2\text{O}$ .
- 4)  $2\text{HCOOH} + \text{MgCO}_3 = (\text{CHOO})_2\text{Mg} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ .
- II. 1)  $\text{Mg} + 2\text{CH}_3\text{COOH} = (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Mg} + \text{H}_2\uparrow$ .
- 2)  $\text{MgO} + 2\text{CH}_3\text{COOH} = (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Mg} + \text{H}_2\text{O}$ .
- 3)  $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{CH}_3\text{COOH} = (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Mg} + \text{H}_2\text{O}$ .
- 4)  $\text{MgCO}_3 + 2\text{CH}_3\text{COOH} = (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Mg} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .

### Вопрос 2.

Сложный эфир получается в ходе реакции дегидратации между кислотой и спиртом (реакция этерификации). Название эфира образуется путем объединения двух прилагательных: первое от названия кислоты, второе от названия спирта.

### Вопрос 3.



### Вопрос 4.

Для того, чтобы сместить равновесие в реакции этерификации вправо, нужно ввести в систему водоотнимающее вещество, например, концентрированную серную кислоту.

### Вопрос 5.

1.  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{ClCOOH} + \text{HCl}$  (хлоруксусная кислота).
2.  $\text{CH}_2\text{ClCOOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CHCl}_2\text{COOH} + \text{HCl}$  (дихлоруксусная кислота).
3.  $\text{CHCl}_2\text{COOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CCl}_3\text{COOH} + \text{HCl}$  (трихлоруксусная кислота).

### Вопрос 6.

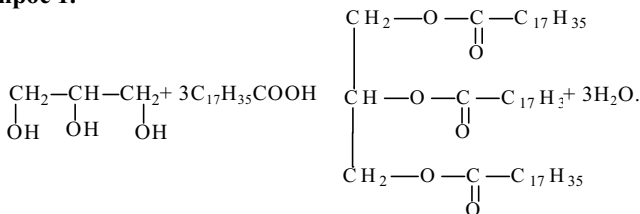
этан  $\xrightarrow{1}$  этилен  $\xrightarrow{2}$  этиловый спирт  $\xrightarrow{3}$  уксусный альдегид  
 $\xrightarrow{4}$  уксусная кислота  $\xrightarrow{5}$  уксусноэтиловый спирт  
 $\downarrow 6$   
 хлоруксусная кислота

1.  $\text{CH}_3-\text{CH}_3 \xrightarrow{\text{t.p.}} \text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H}_2\uparrow$ .
2.  $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH}$ .
3.  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + [\text{O}] \rightarrow \text{CH}_3-\text{C}\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{array} + \text{H}_2\text{O}$ .
4.  $\text{CH}_3-\text{C}\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{array} + \text{Ag}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + 2\text{Ag}\downarrow$ .
5.  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{C}\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}-\text{OC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$
6.  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{ClCOOH} + \text{HCl}$ .



## § 39. Жиры

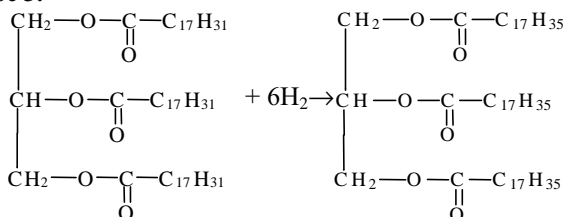
### Вопрос 1.



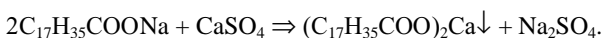
### Вопрос 2.

Для смещения равновесия реакции этерификации вправо нужно обеспечить удаление воды из системы.

### Вопрос 3.



### Вопрос 4.



### Вопрос 5.

Жиры являются важной частью пищевого рациона. В организме происходит гидролиз жиров, которые расщепляются на глицерин и жирные кислоты, некоторые из них являются незаменимыми, т.к. не могут синтезироваться в организме человека.

Как и другие питательные вещества, жиры принимают участие в пластическом и энергетическом обмене. Их окисление приводит к высвобождению гораздо большего количества энергии, чем окисление белков и углеводов. Кроме того, жиры могут накапливаться в организме, образуя универсальное депо энергетически ценного материала. Поступающие в организм в избыточном количестве углеводы и часть белков могут трансформироваться в жир, что приводит к росту его отложений. При необходимости запасенный таким образом жир может превращаться в гликоген и использоваться в реакциях углеводного обмена.

## § 40. Аминокислоты и белки

### Вопрос 1.

Молекулы аминокислот содержат две функциональные группы:  $\text{H}_2\text{N}$  — аминогруппу и  $\text{COOH}$  — карбоксильную группу, поэтому аминокислоты проявляют свойства как аминов, так и карбоновых кислот.

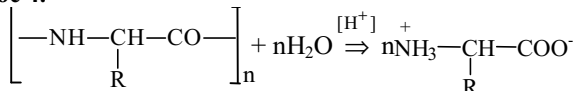
### Вопрос 2.

Различие между реакциями поликонденсации и полимеризации заключается в том, что в первой реакции наряду с полимером образуется низкомолекулярное вещество, чаще всего вода; в реакции полимеризации образуется только полимер.

### Вопрос 3.

Ферменты — это биологические катализаторы. Они представляют собой белки. Ферменты отличаются от неорганических катализаторов высокой эффективностью и специфичностью действия.

### Вопрос 4.



Гидролиз белков под действием кислот или щелочей лежит в основе процесса пищеварения.

### Вопрос 5.



1.  $\text{C}_2\text{H}_6 \xrightarrow{\text{t, P}} \text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H}_2$ ;  $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ;
2.  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + [\text{O}] \rightarrow \text{CH}_3\text{CON} + \text{H}_2\text{O}$ ;
3.  $\text{CH}_3\text{CON} + \text{Ag}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + 2\text{Ag}\downarrow$ ;
4.  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{ClCOOH} + \text{HCl}$ ;
5.  $\text{CH}_2\text{ClCOOH} + 2\text{NH}_3 \rightarrow \text{CH}_2\text{NH}_2\text{COOH} + \text{NH}_4\text{Cl}$ ;
6.  $n\text{CH}_2\text{NH}_2\text{COOH} = \left[ \text{—NH—CH—C—} \right]_n + n\text{H}_2\text{O}$   

$\text{R}$

$\text{O}$

## § 41. Углеводы

### Вопрос 1.

Дано:  $\nu(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 5$  моль;  $\omega(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 40\%$ .

Найти:  $m(\text{спирта})$

Решение: 1. Запишем уравнение реакции:



Из уравнения реакции видно, что из 1 моль глюкозы получается 2 моль этилового спирта, поэтому  $\nu(C_2H_5OH) = 2 \cdot \nu(C_6H_{12}O_6) = 2 \cdot 5 \text{ моль} = 10 \text{ моль}$ .

2.  $m(C_2H_5OH) = \nu(C_2H_5OH) \cdot M(C_2H_5OH) = 10 \text{ моль} \cdot 46 \text{ г/моль} = 460 \text{ г}$ .

3. Тогда  $m(\text{спирта}) = m(C_2H_5OH) : \omega(C_2H_5OH) = 460 \text{ г} : 0,4 = 1150 \text{ г}$ .

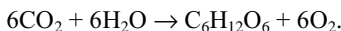
Ответ:  $m(\text{спирта}) = 1150 \text{ г}$ .

### Вопрос 2.

Дано:  $m(H_2O) = 360 \text{ кг}$ .

Найти:  $V(O_2)$

Решение: 1. Запишем уравнение реакции:



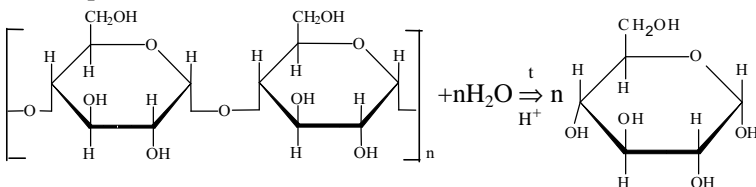
Из уравнения видно, что из 1 моль воды получается 1 моль кислорода, поэтому

$$\nu(O_2) = \nu(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)} = \frac{360 \cdot 10^3}{18 \text{ г/моль}} = 2 \cdot 10^4 \text{ моль}$$

2. Тогда  $V(O_2) = \nu(O_2) \cdot V_v = 2 \cdot 10^4 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 44,8 \cdot 10^4 \text{ л} = 448 \text{ м}^3$ .

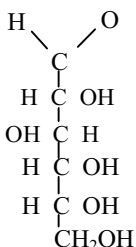
Ответ:  $V(O_2) = 448 \text{ м}^3$ .

### Вопрос 3.

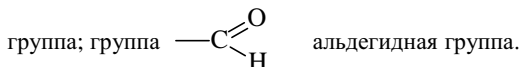
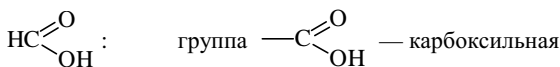


### Вопрос 4.

Глюкоза:



Как видно из формулы глюкозы, она имеет альдегидную группу и спиртовую группу OH. В этом и заключается двойственность глюкозы.



Муравьиную кислоту можно назвать альдегидокислотой.

### Вопрос 5.

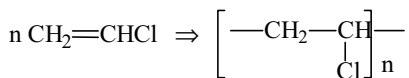
Молекула крахмала имеет разветвленное строение, похожее на сетку, а молекула целлюлозы имеет строение цепочки, но их мономером является глюкоза.

**Вопрос 6.**

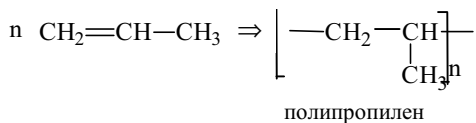
Глюкоза применяется в медицине и пищевой промышленности, при производстве зеркал. Сахароза в пищевой промышленности. Крахмал в пищевой, текстильной, бумажной, полиграфической промышленности. Целлюлоза применяется для получения бумаги, химических волокон, пластмасс, пороха, лаков.

**§ 42. Полимеры**

**Вопрос 1.**



**Вопрос 2.**



**Вопрос 3.**

Искусственные волокна изготавливают из природных полимеров, прежде всего, из целлюлозы. Синтетические волокна вырабатывают из синтетических полимеров.

**Вопрос 4.**

Оставляем этот вопрос для самостоятельного изучения.

В результате реакции поликонденсации получают феолформальдегидную смолу.

**Вопрос 5.**

Предоставляем вам возможность подумать над этим вопросом самим.

## Приложение

### 1. Общая классификация удобрений

#### Вопрос 1.

$$\text{а) } \omega_{\text{NaNO}_3}(\text{N}) = \frac{\text{Mr}(\text{N})}{\text{Mr}(\text{NaNO}_3)} = \frac{14}{85} = 16,5 \, \%.$$

$$\text{б) } \omega_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}(\text{N}) = \frac{2\text{Mr}(\text{N})}{\text{Mr}((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4)} = \frac{28}{132} = 21,2 \, \%.$$

$$\text{в) } \omega_{\text{NH}_4\text{NO}_3}(\text{N}) = \frac{2 \cdot \text{Mr}(\text{N})}{\text{Mr}(\text{NH}_4\text{NO}_3)} = \frac{28}{80} = 35 \, \%.$$

Наиболее концентрированное удобрение  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ .

#### Вопрос 2.

$$\text{а) } \omega_{\text{KNO}_3}(\text{K}_2\text{O}) = \frac{\text{Mr}(\text{K}_2\text{O})}{2\text{Mr}(\text{KNO}_3)} = \frac{94}{202} = 46,5 \, \%.$$

$$\omega_{\text{KNO}_3}(\text{N}) = \frac{\text{Mr}(\text{N})}{\text{Mr}(\text{KNO}_3)} = \frac{14}{101} = 14 \, \%.$$

$$\text{б) } \omega_{(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4}(\text{N}) = \frac{2\text{Mr}(\text{N})}{\text{Mr}((\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4)} = \frac{28}{132} = 21,2 \, \%;$$

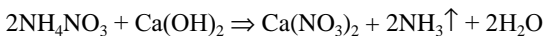
$$\omega_{(\text{NH}_4)\text{HPO}_4}(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{\text{Mr}(\text{P}_2\text{O}_5)}{2\text{Mr}((\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4)} = \frac{142}{264} = 53,8 \, \%.$$

$$\text{в) } \omega_{\text{K}_3\text{PO}_4}(\text{K}_2\text{O}) = \frac{3 \cdot \text{Mr}(\text{K}_2\text{O})}{2\text{Mr}(\text{K}_3\text{PO}_4)} = \frac{282}{424} = 66,5 \, \%.$$

$$\omega_{\text{K}_3\text{PO}_4}(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{\text{Mr}(\text{P}_2\text{O}_5)}{2\text{Mr}(\text{K}_3\text{PO}_4)} = \frac{142}{424} = 33,5 \, \%.$$

#### Вопрос 3.

Не все удобрения можно смешивать друг с другом.



Аммиак выщелачивает почву.

#### Вопрос 4.

В составе веществ, образующих клетки всех живых организмов обнаружено более 70 элементов. Эти элементы принято делить на две группы: макро- и микроэлементы.

Макроэлементы содержатся в клетках в больших количествах. В первую очередь, это углерод, кислород, азот и водород. В сумме они составляют почти 98% всего содержимого клетки. Из них состоят, в

основном, белки, жиры, углеводы, нуклеиновые кислоты, витамины, гормоны и др.

Микроэлементы содержатся в этих веществах в незначительных количествах (всего их 0,1%), тем не менее, их роль в нормальной жизнедеятельности организма огромна.

Например, соединения бора, марганца, цинка, кобальта резко увеличивают урожайность отдельных сельскохозяйственных растений и повышают их сопротивляемость к различного рода заболеваниям. Человек и животные получают нужные им микроэлементы через растения, которыми питаются.

Важную роль в жизни растений играют К, N и P: калий входит в межклеточную жидкость; азот — в аминокислоты; фосфор необходим для построения клеток, входит в состав нуклеиновых кислот.

#### **Вопрос 5.**

Почвы Сицилии использовали для сельскохозяйственных целей в течение многих лет. В результате почва утратила свою плодородность, произошло истощение земли. Для предотвращения этого необходимо ежегодно вносить в почву удобрения.

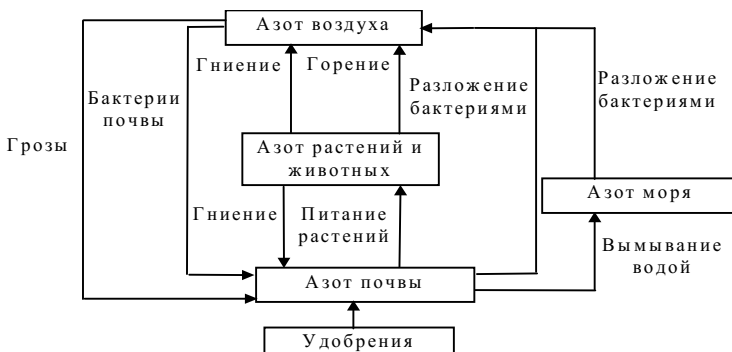
#### **Вопрос 6.**

##### ***Круговорот азота в природе***

Азот существует в природе в виде соединений, содержащихся в почве (или растворенных в минеральных водах). Также азот входит в белковые молекулы, которые являются основными частями клеток тканей организма.

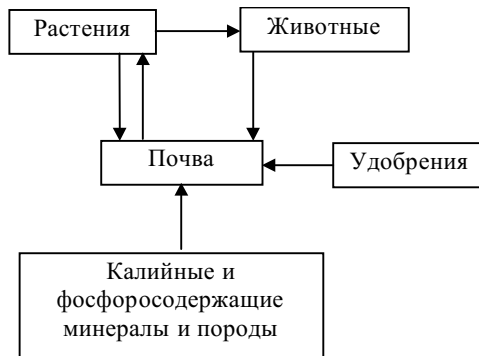
Человек получает белки, а вместе с ними и азот, из растительной и животной пищи, животные, в свою очередь, получают их также из растений.

Большое значение имеют особые бактерии, которые живут в клубеньках на корнях бобовых растений. Эти бактерии связывают свободный атмосферный азот, т.е. превращают его в соединения, которые могут усваиваться растениями. Из растений и животных, после их смерти, азот снова переходит в почву.



### ***Круговорот калия и фосфора в природе***

Фосфор и калий существуют в природе в виде соединений, содержащихся в почве (или растворенных в природных водах). Из почвы эти элементы извлекаются растениями, а животные получают их с растительной пищей. После отмирания растительных и животных организмов фосфор и калий снова переходят в почву. Так осуществляется круговорот фосфора и калия в природе.



Удобрения для того, чтобы не загрязнять водоемы, моря и океаны, должны хорошо впитываться растениями и не оставаться в почве, легко разлагаться и растворяться в воде.

### **Вопрос 7.**

Плодородие почвы зависит не только от количества питательных веществ, но также от водо- и воздухопроницаемости, поэтому хорошая пахота также необходима, как и внесение удобрений.

## **2. Химическая мелиорация почв**

### **Вопрос 1.**

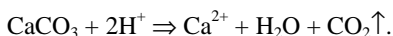


Нерастворимый карбонат кальция растворяется в кислотах.

### **Вопрос 2.**

Рекомендуется после еды почистить зубы или пожевать жевательную резинку для того, чтобы нейтрализовать среду желудка слюной.

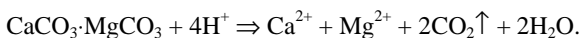
### **Вопрос 3.**



$$m(\text{CaCO}_3) = 4\text{т/га} \cdot \frac{6}{100} = 0,24\text{ т}.$$

Ответ: нужно внести 240 кг  $\text{CaCO}_3$ .

### **Вопрос 4.**



## **3. Азотные, калийные и фосфорные удобрения**

### **Вопрос 1.**

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  — малорастворимое в воде вещество, поэтому его вносят до посева, т.к. в это время влажность почвы больше.

### **Вопрос 2.**

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  — фосфоритная мука — малорастворимое вещество, поэтому оно «усваивается» почвой длительное время.

### **Вопрос 3.**

Фосфорные удобрения в большинстве своем малорастворимые вещества, следовательно, их растворение занимает долгий период. Калийные же удобрения — хорошо растворимые вещества, поэтому они быстро усваиваются почвой.

### **Вопрос 4.**

Ответ на этот вопрос есть в № 1 (вопросы 1 и 2).

### **Вопрос 5.**

Дано:  $V(\text{p-pa})=1\text{ л}=1000\text{г}$ ;  $m(\text{HNO}_3)=2,5\text{г}$ ;  $m(\text{Ca} \times (\text{NO}_3)_2)=10\text{г}$ .

Найти:  $\omega_{\text{в р-ре}}(\text{K}_2\text{O})$ ,  $\omega_{\text{в р-ре}}(\text{N})$ ,  $\omega_{\text{в р-ре}}(\text{P}_2\text{O}_5)$

Решение: 1. Найдем массовые доли элементов:



$$\omega_{\text{KNO}_3}(\text{K}_2\text{O}) = \frac{M_r(\text{K}_2\text{O})}{2M_r(\text{KNO}_3)} = \frac{94}{202} = 46,5 \, \%$$

$$\omega_{\text{KNO}_3}(\text{N}) = \frac{M_r(\text{N})}{M_r(\text{KNO}_3)} = \frac{14}{101} = 14 \, \%$$

$$\omega_{\text{Ca}(\text{NO}_3)_2}(\text{N}) = \frac{2M_r(\text{N})}{M_r(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2)} = \frac{28}{164} = 17 \, \%$$

$$\omega_{\text{KH}_2\text{PO}_4}(\text{K}_2\text{O}) = \frac{M_r(\text{K}_2\text{O})}{2M_r(\text{KH}_2\text{PO}_4)} = \frac{94}{272} = 34,6 \, \%$$

$$\omega_{\text{KH}_2\text{PO}_4}(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{M_r(\text{P}_2\text{O}_5)}{2M_r(\text{KH}_2\text{PO}_4)} = \frac{142}{272} = 52,2 \, \%$$

2. Найдем массы компонентов:

$$m(\text{N}) = m(\text{KNO}_3) \cdot \omega(\text{N}) + m(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) \cdot \omega(\text{N}) = 2,5 \cdot 0,14 + 10 \cdot 0,17 = 0,35 + 1,7 = 2,05 \, \text{г.}$$

$$m(\text{P}) = m(\text{KH}_2\text{PO}_4) \cdot \omega(\text{P}_2\text{O}_5) = 2,5 \cdot 0,522 = 1,305 \, \text{г.}$$

$$m(\text{K}) = m(\text{KNO}_3) \cdot \omega(\text{K}_2\text{O}) + m(\text{KH}_2\text{PO}_4) \cdot \omega(\text{K}_2\text{O}) = 2,5 \cdot 0,465 + 2,5 \cdot 0,346 = 2,0275 \, \text{г.}$$

3. Найдем массовые доли компонентов:

$$\omega(\text{N}) = \frac{m(\text{N})}{m(\text{p} - \text{ра}) + m(\text{KNO}_3) + m(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) + m(\text{KH}_2\text{PO}_4)} = \frac{2,05}{1015} = 0,2 \, \%$$

$$\omega(\text{K}) = \frac{m(\text{K})}{m(\text{общ})} = \frac{2,0275}{1015} = 0,2 \, \%$$

$$\omega(\text{P}) = \frac{m(\text{P})}{m(\text{общ})} = \frac{1,305}{1015} = 0,113 \, \%$$

Ответ:  $\omega(\text{N}) = 0,2 \, \%$ ;  $\omega(\text{P}) = 0,13 \, \%$ ;  $\omega(\text{K}) = 0,2 \, \%$ .

### Вопрос 6.

Дано:  $\omega_{\text{смеси}}(\text{P}_2\text{O}_5) = 0,2$ .

Найти:  $\omega(\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2)$

Решение: Суперфосфат простой состоит из  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  и  $\text{CaSO}_4$ .

$$\text{Значит, } \omega(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{m(\text{P}_2\text{O}_5)}{m(\text{смеси})} = \frac{x}{y} = 0,2.$$

$x = 0,2 \cdot y$ , где  $y$  — масса смеси.

$$2. \omega(\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2) = \frac{m(\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2)}{m(\text{смеси})} =$$

$$= \frac{m(\text{P}_2\text{O}_5) : \omega_{\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2}(\text{P}_2\text{O}_5)}{m(\text{смеси})} = \frac{x : \omega_{\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2}(\text{P}_2\text{O}_5)}{y};$$

$$\omega_{\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2}(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{M_r(\text{P}_2\text{O}_5)}{M_r(\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2)} = \frac{142}{234} = 60,7 \, \%.$$

$$\text{Тогда } \omega(\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2) = \frac{x : 0,607}{y} = \frac{0,2 \cdot y : 0,607}{y} = 0,329 = 32,9 \, \%.$$

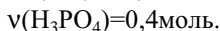
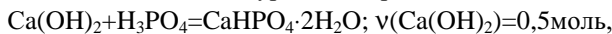
Ответ:  $\omega_{\text{в суперфосфате}}(\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2) = 32,9 \, \%.$

### **Вопрос 7.**

Дано:  $m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 39,2 \, \text{г}; m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 37 \, \text{г}.$

Найти:  $m(\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})$

Решение: 1. Запишем уравнение реакции:



Из уравнения реакции видно, что  $\nu(\text{H}_3\text{PO}_4) : \nu(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1 : 1$ . Из данных видно, что  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  в избытке, поэтому считаем по  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

Из 1 моль  $\text{H}_3\text{PO}_4$  получается 1 моль precipitata.

$$m(\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = \nu(\text{вещ-ва}) \cdot M(\text{в-ва}) = 0,4 \cdot 172 = 68,8 \, \text{г}.$$

Ответ:  $m(\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 68,8 \, \text{г}.$

## Химический практикум I.

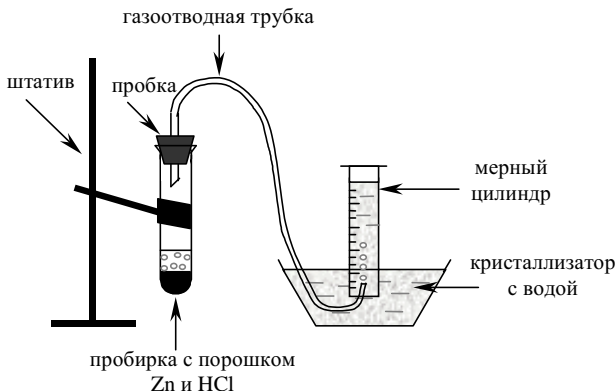
### Свойства металлов и их соединения

#### Практическая работа № 1.

#### Определение выхода продукта реакции

##### Вариант 1.

Определение выхода водорода при взаимодействии цинка с соляной кислотой.

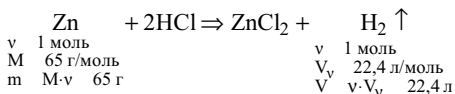


Соберем прибор для получения газов, как показано на рисунке. Проверим его на герметичность. Для этого опустим свободный конец газоотводной трубки в воду и нагреем пробирку (можно с помощью спиртовки). Если из трубки выходят пузырьки воздуха, расширившегося при нагревании, то прибор собран герметично.

Теперь нальем в мерный цилиндр воду, аккуратно перевернем его в воде так, чтобы воздух не попал внутрь, конец газоотводной трубки поместим в цилиндр, как показано на рисунке. В пробирку поместим расчетное количество порошка цинка и раствор соляной кислоты и плотно заткнем ее резиновой пробкой с газоотводной трубкой.

В пробирке начинается выделение водорода, который по трубке поступает в мерный цилиндр и вытесняет из него воду. Объем вытесненной воды равен объему полученного водорода ( $V_{\text{H}_2(\text{практ})}$ ).

Для того, чтобы узнать  $V_{\text{H}_2(\text{практ})}$ , запишем реакцию взаимодействия Zn и HCl.



Предварительно взвесив цинк, рассчитаем теоретически объем водорода.

$$V_{H_2(\text{теор})} = m_{Zn} \cdot \frac{V}{m} = m_{Zn} \frac{22,4}{65} = 0,345 m_{Zn};$$

тогда выход водорода можно получить по формуле:

$$W = \frac{V_{H_2(\text{практ})}}{V_{H_2(\text{теор})}} \cdot 100 \% = \frac{V_{H_2(\text{практ.})}}{0,345 m_{Zn}} \cdot 100 \% = 2,9 \cdot \frac{V_{H_2(\text{практ.})}}{m_{Zn}} 100 \%.$$

### Вариант 2.

Определение выхода водорода при взаимодействии кальция с водой.

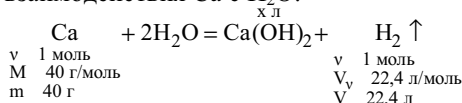
Опыт проводится аналогично предыдущему (вариант 1).

Отличаются лишь расчеты.

Сначала найдем массу чистого кальция. Взвесив выданный образец, мы узнаем суммарную массу металла с примесями.

$$m_{Ca} = \frac{(100\% - 12\%)}{100\%} m_{\text{образца}} = 0,88 m_{\text{образца}}.$$

100%–12%=88% доля чистого металла в образце. Запишем реакцию взаимодействия Ca с H<sub>2</sub>O.



$$\text{Тогда } V_{H_2(\text{теор})} = m_{Ca} \cdot \frac{V}{m} = 0,56 m_{Ca} = 0,4928 m_{\text{образца}}.$$

Рассчитаем выход водорода по формуле:

$$W = \frac{V_{H_2(\text{практ})}}{V_{H_2(\text{теор})}} \cdot 100 \% = 2,03 \cdot \frac{V_{H_2(\text{практ})}}{m_{\text{образца}}} 100 \%.$$

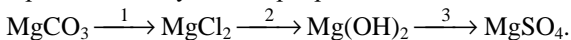
В реакции образуется малорастворимое вещество Ca(OH)<sub>2</sub>. Оно останется в пробирке в виде белой мути.

## Практическая работа № 2.

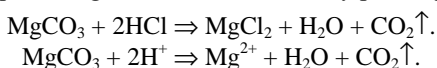
### Осуществление цепочки химических превращений

#### Вариант 1.

Проведем следующие превращения:



1) Возьмем твердый MgCO<sub>3</sub> и добавим к нему раствор HCl.



Твердый карбонат магния растворится в кислоте и будет выделяться газ.

2) К полученному раствору добавим щелочь, например, раствор NaOH.

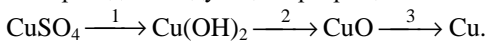
$\text{MgCl}_2 + 2\text{NaOH} \Rightarrow 2\text{NaCl} + \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow$ ;  $\text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^- \Rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow$ .  
Происходит выпадение белого осадка.

3) К осадку добавляем раствор  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

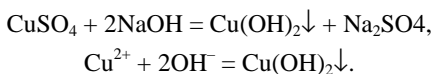
$\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow \text{MgSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ \Rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ .  
Осадок растворяется.

### Вариант 2.

Проведем следующее превращение:

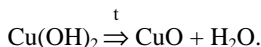


1) К раствору медного купороса ( $\text{CuSO}_4$ ) добавим осторожно раствор NaOH.



Выпадает синий осадок.

2) Пробирку с полученным осадком аккуратно нагреем на спиртовке.



Синий осадок постепенно чернеет. Происходит разложение  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , с образованием черного  $\text{CuO}$ .

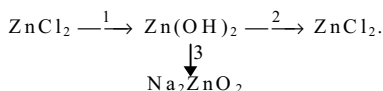
3) Для получения Cu сначала переведем  $\text{CuO}$  в раствор: добавим раствор HCl.

$\text{CuO} + 2\text{HCl} \Rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CuO} + 2\text{H}^+ \Rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$ .  
Черный осадок растворяется. Теперь добавим туда порошок железа.  
Полученную смесь можно осторожно прокипятить на спиртовке.

$\text{CuCl}_2 + \text{Fe} \Rightarrow \text{Cu}\downarrow + \text{FeCl}_2$ ;  $\text{Cu}^{2+} + \text{Fe}^0 \Rightarrow \text{Cu}^0\downarrow + \text{Fe}^{2+}$ .  
На дне пробирки остается красный осадок меди.

### Вариант 3.

Проведем следующие превращения:



1) К раствору  $\text{ZnCl}_2$  добавим немного раствора NaOH.

$\text{ZnCl}_2 + 2\text{NaOH} \Rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$ ,  $\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- \Rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow$ .  
Выпадает белый студенистый осадок.

2) Выпавший осадок разделим на две равные части. К первой пробирке добавим раствор HCl.

$$\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \Rightarrow \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}, \quad \text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ \Rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}.$$
Осадок растворится.

3) Ко второй пробирке добавим избыток NaOH.

$$\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} \Rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4], \quad \text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^- \Rightarrow [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}.$$
Образуется гидроксокомплекс цинка. (Приведенная в учебнике формула  $\text{Na}_2\text{ZnO}_2$  не верна для реакций в растворах).  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  в реакциях 2) и 3) ведет себя, как атмосферный гидроксид, реагируя и с кислотой, и с основаниями.

### ***Практическая работа № 3.***

#### ***Экспериментальные задачи по распознаванию и получению веществ***

#### **Вариант 1.**

В выданных пробирках содержатся твердые белые вещества. Для начала растворим их в воде. Добавим к полученным растворам  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

а)  $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O},$   
 $2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} \Rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O},$   
 $\text{OH}^- + \text{H}^+ \Rightarrow \text{H}_2\text{O}.$

Нет видимых изменений.

б)  $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow.$   
 $2\text{K}^+ + \text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} \Rightarrow 2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow.$   
 $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \Rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow.$

Выделяется газ.

в)  $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl};$   
 $\text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} \Rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^-.$   
 $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \Rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow.$

Выпадает белый осадок.

#### **Вариант 2.**

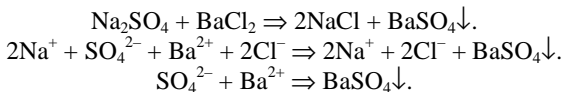
В пробирках содержатся твердые белые вещества. Сначала их растворим в воде.

а) В одной пробирке вещество не будет растворяться. Это  $\text{CaCO}_3$ . Для окончательной проверки добавим к нему раствор HCl.

$$\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \Rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow.$$
$$\text{CaCO}_3 + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- \Rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow.$$
$$\text{CaCO}_3 + 2\text{H}^+ \Rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow.$$

Выделяется газ.

б) К оставшимся растворам добавим раствор  $\text{BaCl}_2$ . В одной из пробирок выпадет белый осадок. Это раствор  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .



в) В оставшейся пробирке находится  $\text{KCl}$ .

### Вариант 3.

В пробирках — твердые белые вещества. Попытаемся их растворить в воде. Нерастворившееся вещество в одной из пробирок — это  $\text{CaCO}_3$ . Для подтверждения можно добавить к нему раствор кислоты (смотри вариант 2(а)). Для определения  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  проведем аналогичный опыт, как и в варианте 2(б).

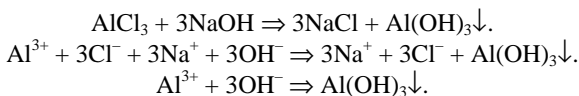
В оставшейся пробирке находится  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ .

### Вариант 4.

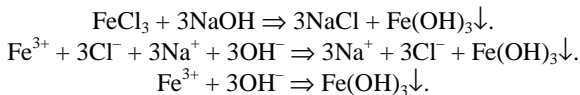
В пробирках — три различных раствора. Добавим к каждой из трех пробирок немного раствора  $\text{NaOH}$ .

а) В пробирке, где нет видимых изменений, содержится  $\text{NaCl}$ .

б) В пробирке с раствором  $\text{AlCl}_3$  выпал белый студенистый осадок, растворимый как в кислотах, так и в щелочах.

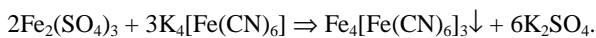


в) В пробирке с раствором  $\text{FeCl}_3$  осадок имеет бурый цвет. Этот осадок также растворим в кислотах и в избытке щелочи.



### Задача 1.

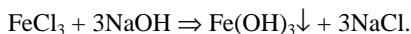
Для определения примеси сульфата железа (III) в железном купоросе воспользуемся качественной реакцией на ион  $\text{Fe}^{3+}$ , т.е. проведем реакцию с желтой кровяной солью.



Если примесь  $\text{Fe}^{3+}$  содержится в купоросе, то выпадет темно-синий осадок турнбулевой сини.

### Задача 2.

Для начала переведем  $\text{FeCl}_3$  в гидроксид, добавляя раствор  $\text{NaOH}$ .



Выпадает бурый осадок гидроксида. Теперь сольем с него раствор по возможности, а сам осадок перенесем в фарфоровый тигль и прокалим на огне. Оставшийся порошок цвета ржавчины и будет  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

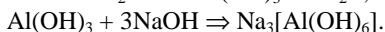
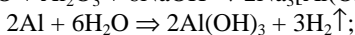


### Задача 3.

Для получения алюмината натрия необходимо к  $\text{Al}$  добавить избыток раствора  $\text{NaOH}$  и подождать некоторое время.

Алюминий на воздухе покрывается оксидной пленкой, которая медленно растворяется в щелочи. Сам же алюминий с щелочью реагирует довольно активно.

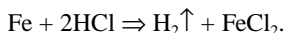
Запишем все происходящие реакции:



В результате образуется алюминат натрия.

### Задача 4.

Для получения  $\text{FeCl}_2$  проведем реакцию между  $\text{Fe}$  и раствором  $\text{HCl}$ .



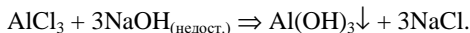
## ***Практическая работа № 4.***

### ***Качественные реакции на ионы металлов***

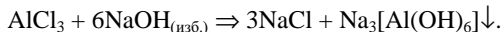
#### **Задание 1.**

В химии исход реакции часто зависит от условий его проведения, например, от соотношения реагентов.

При добавлении к раствору  $\text{AlCl}_3$  щелочи выпадает осадок гидроксида, т.к. щелочь в этом случае в недостатке.

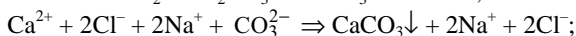
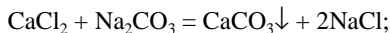


При добавлении к щелочи раствора  $\text{AlCl}_3$  осадок не выпадает, т.к.  $\text{Al}(\text{OH})_3$  сразу же реагирует с избытком  $\text{NaOH}$  до образования гидроксокомплекса.

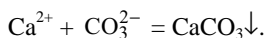


#### **Задание 2.**

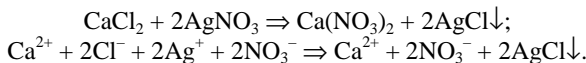
Для подтверждения качественного состава  $\text{CaCl}_2$  добавим к его раствору карбонат натрия. При этом выпадет белый осадок.





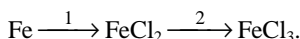


Для определения ионов  $\text{Cl}^-$  в образце можно использовать раствор  $\text{AgNO}_3$ , который дает нерастворимый белый осадок.



### Задание 3.

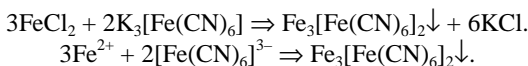
Проведем следующие превращения:



1) Растворим железо в растворе  $\text{HCl}$ .



Выделяется водород. Теперь проверим в растворе наличие  $\text{Fe}^{2+}$  с помощью красной кровяной соли.

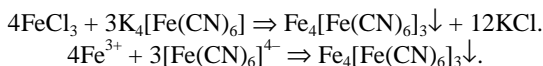


Выпадает темно-синий осадок турнбулевой сини, следовательно, ионы  $\text{Fe}^{2+}$  — получены.

2) Переведем  $\text{Fe}^{2+}$  в  $\text{Fe}^{3+}$ , используя хлорную воду. Хлорная вода — это раствор  $\text{Cl}_2$  в воде.



Цвет раствора из зеленого переходит в желто-коричневый. Теперь проверим раствор на наличие  $\text{Fe}^{3+}$  с помощью желтой кровяной соли.

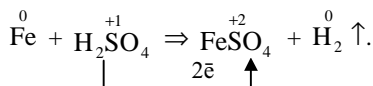


Если выпадает темно-синий осадок (турнбулева синь), то в растворе содержатся ионы  $\text{Fe}^{3+}$ .

### Задание 4.

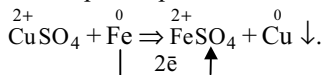
Получим  $\text{FeSO}_4$ .

1) Проведем реакцию  $\text{Fe}$  с  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .



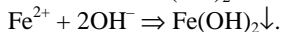
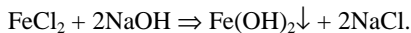
Железо растворяется в кислоте и выделяется газ. В растворе остается  $\text{FeSO}_4$ .

2) Проведем реакцию Fe с раствором  $\text{CuSO}_4$ .

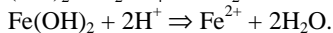
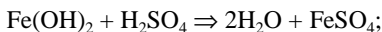


Выпадает красный осадок меди, в растворе остается  $\text{FeSO}_4$ .

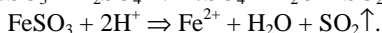
3) Из раствора соли  $\text{Fe}^{2+}$  получим сначала гидроксид железа (II).



Сольем оставшийся раствор и добавим  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Образуется  $\text{FeSO}_4$ .



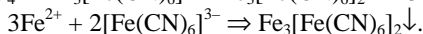
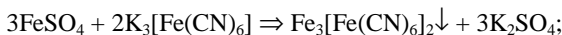
4) Еще  $\text{FeSO}_4$  можно получить из  $\text{FeSO}_3$  добавлением кислоты.



### Задание 5.

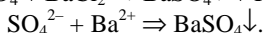
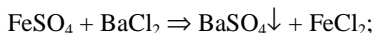
Проверим качественный состав сульфата железа (II).

1) Докажем содержание в растворе ионов  $\text{Fe}^{2+}$ . Используем для этого качественную реакцию с красной кровяной солью.



Выпадение темно-синего осадка говорит о наличии ионов  $\text{Fe}^{2+}$ .

2) Докажем содержание в растворе ионов  $\text{SO}_4^{2-}$  реакцией с солью бария.



Выпадает белый осадок, не растворяющийся в кислотах и щелочах.

Следовательно, раствор содержал  $\text{SO}_4^{2-}$ .

## Химический практикум II.

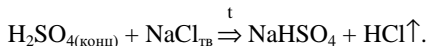
### Свойства соединений неметаллов

#### *Практическая работа № 5.*

#### *Получение соляной кислоты и изучение ее свойств*

Получение соляной кислоты (HCl):

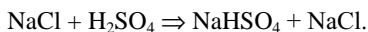
а) Будучи нелетучей сильной кислотой,  $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})}$  способная вытеснять другие кислоты из их солей. В данном случае HCl также сильная кислота, но она обладает летучими свойствами. Поэтому для ее получения используют реакцию с  $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})}$  при нагревании



В сильно кислой среде средняя соль  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  переходит в кислоту  $\text{NaHSO}_4$ .



Без нагревания в растворе устанавливается ионное равновесие. Хлороводород не выделяется.



2) Раствор хлороводорода немного тяжелее воды, поэтому мы можем наблюдать тонкие опускающиеся струйки еще не перемешавшейся, только что образовавшейся при растворении соляной кислоты.

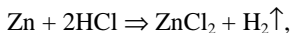
3) Хлороводород очень хорошо растворим в воде. Если конец газоотводной трубки опустить низко к поверхности воды, то может произойти всасывание раствора в трубку.

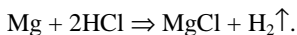
Посмотрите рис. 18 из учебника (стр. 83), иллюстрирующий хорошую растворимость хлороводорода в воде.

Изучение свойств соляной кислоты:

Для изучения свойств соляной кислоты проведем несколько характерных для нее реакций.

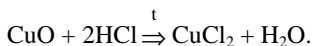
1) Не все металлы реагируют с соляной кислотой. Идет реакция, или нет зависит от активности металла. Чем активнее металл, тем быстрее идет взаимодействие. Для удобства можно рассмотреть электрохимический ряд напряжений металлов (он находится на форзаце в конце учебника). Тогда металлы, находящиеся перед  $\text{H}_2$ , реагируют с кислотами, после  $\text{H}_2$  — не реагируют. Поэтому Zn и Mg вытесняют  $\text{H}_2$  из кислоты:





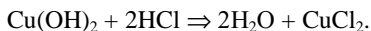
С медью соляная кислота не реагирует.

2) В четвертой пробирке протекает реакция:



CuO растворяется в кислоте, образуется голубой раствор за счет окрашенных ионов  $\text{Cu}^{2+}$ .

В пятой пробирке происходит растворение  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  в HCl.



Также образуется голубой раствор ( $\text{Cu}^{2+}$ ).

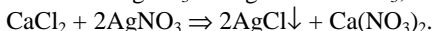
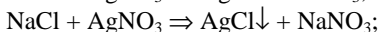
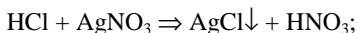
В шестой пробирке:



Более сильная кислота вытесняет более слабую угольную кислоту, которая разлагается на углекислый газ и воду.

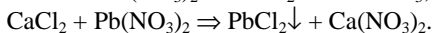
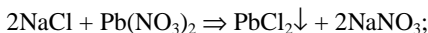
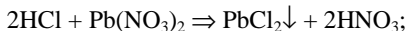


3) Сначала запишем все реакции с  $\text{AgNO}_3$ .



Во всех пробирках выпадает белый осадок, не растворимый в  $\text{HNO}_3$  (конц).

Аналогично происходят реакции с  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ :



Так как растворимость  $\text{PbCl}_2$  все-таки достаточно велика, то осадок выпадает лишь из достаточно концентрированных растворов. При добавлении избытка концентрированной  $\text{HNO}_3$  концентрация ионов  $\text{Pb}^{2+}$  и  $\text{Cl}^-$  уменьшается, кроме того, равновесие из-за избытка  $\text{HNO}_3$  смещается влево, поэтому осадок  $\text{PbCl}_2$  растворяется.

а) Для того, чтобы отличить соляную кислоту от других кислот, можно провести реакцию с  $\text{AgNO}_3$  или  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ . В результате выпадает белый творожистый осадок  $\text{AgCl}$  или малорастворимый  $\text{PbCl}_2$ .

б) Хлориды определяются иным образом.

в) Соляную кислоту от хлоридов можно отличить реакцией с металлами.

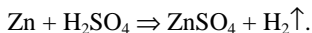
HCl реагирует с металлами с выделением водорода.

### **Практическая работа № 6.**

#### **Экспериментальные задачи по теме «Подгруппа кислорода»**

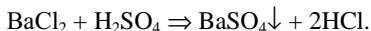
##### **Задача 1.**

Для доказательства проведем сначала реакцию серной кислоты с Zn.



Цинк вытесняет водород из кислоты, т.е.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  содержит ионы водорода.

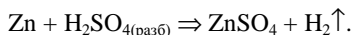
Проведем реакцию  $\text{H}_2\text{SO}_4$  с раствором соли  $\text{Ba}^{2+}$ :



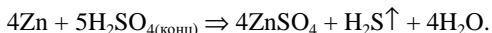
Выпадает белый осадок, не растворимый в кислотах и основаниях, т.е.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  содержит ионы  $\text{SO}_4^{2-}$ .

##### **Задача 2.**

В реакции цинка с разбавленной серной кислотой выделяется водород:



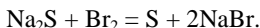
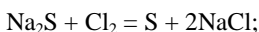
При реакции Zn с концентрированной серной кислотой выделяется  $\text{H}_2\text{S}$ , обладающий неприятным характерным запахом.



Разбавленная серная кислота реагирует с металлами, как обычная минеральная кислота. Концентрированная серная кислота ведет себя уже как кислота-окислитель, в результате реакция происходит по-другому.

##### **Задача 3.**

Хлорная и бромная вода — окислители, поэтому в обеих пробирках сульфид окислится до серы.

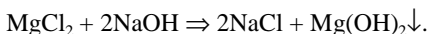


Растворы обесцвечиваются.

##### **Задача 4.**

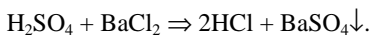
У нас есть три различных вещества:  $\text{HCl}$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{NaOH}$ .

1) Для определения  $\text{NaOH}$  можно использовать лакмус (индикаторная бумажка должна посинеть в щелочной среде) или раствор  $\text{Mg}^{2+}$ .



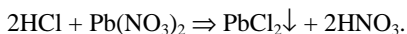
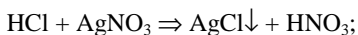
В пробирке с  $\text{NaOH}$  выпадет белый осадок, в остальных видимых изменений не произойдет.

2) Для определения  $\text{H}_2\text{SO}_4$  надо использовать раствор  $\text{Ba}^{2+}$



Выпадает белый осадок, с HCl раствор  $\text{Ba}^{2+}$  не взаимодействует.

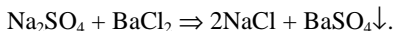
3) В оставшейся пробирке раствор HCl. Для проверки добавим раствор  $\text{AgNO}_3$  или  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ .



Выпадает белый осадок.

#### **Задача 5.**

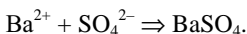
Поваренная соль имеет формулу NaCl. Для определения примеси сульфата можно использовать качественную реакцию с  $\text{Ba}^{2+}$ .



Если выпадает белый осадок, не растворимый в кислотах и щелочах, то поваренная соль содержит примеси сульфатов.

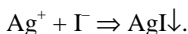
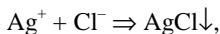
#### **Задача 6.**

Для определения сульфата используем характерную реакцию с раствором  $\text{Ba}^{2+}$ .



Выпадает белый осадок. С хлоридом и иодидом реакция не идет.

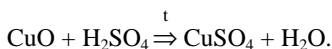
2) Для определения хлорида и иодида возьмем раствор  $\text{AgNO}_3$  (предварительно проверив на сульфат).



$\text{AgCl}$  — белый,  $\text{AgI}$  — желтый. По цвету можно определить состав выданной соли.

#### **Задача 7.**

Растворим полученный оксид меди в серной кислоте при нагревании:



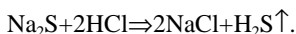
Образуется голубой раствор сульфата меди.

Полученный раствор  $\text{CuSO}_4$  перельем в фарфоровую чашечку и продолжим греть на огне до появления слабой пленочки на поверхности раствора. Затем снимаем чашечку с огня и оставляем охлаждаться. В растворе образуются кристаллы медного купороса. Теперь их можно осторожно отфильтровывать и высушить.

Формула медного купороса —  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .

### Задача 8.

Возьмем раствор соляной кислоты и добавим ее в каждую из пробирок. В пробирке с сульфатом ничего не произойдет. В двух других пробирках выделяется газ. Их можно различить по запаху.

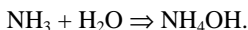


$\text{SO}_2$  имеет резкий неприятный запах,  $\text{H}_2\text{S}$  имеет характерный запах порченных яиц.

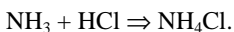
### *Практическая работа № 7.*

#### *Получение аммиака и изучение его свойств*

Получение аммиака. Проведем все действия, описанные в учебнике. Из газоотводной трубки будет выделяться аммиак. Он растворяется в воде, пропитавшей фенолфталеиновую бумажку.



В результате образуется гидроксид аммония, который имеет щелочную реакцию и окрашивает индикатор в малиновый цвет. Если поднести к отверстию пробки стеклянную палочку, смоченную концентрированной соляной кислотой, то над отверстием образуется белая дымка. Происходит реакция:



$\text{NH}_4\text{Cl}$  обладает летучестью, его частички поднимаются вместе с аммиаком. Их мы и видим в виде белой дымки.

Проведем растворение аммиака так, как это описано в учебнике. Из-за очень хорошей растворимости аммиака вода в пробирке поднимается. Образуется  $\text{NH}_4\text{OH}$ .

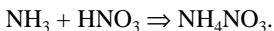
1. Запишем уравнение реакции между  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  и  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .



Как можно видеть из уравнения, в реакции образуются пары воды. Они конденсируются на более холодных стенках пробирки. Если капельки воды попадут на раскаленное дно, то пробирка может треснуть. Поэтому ее наклоняют таким образом, чтобы капельки скатывались к отверстию пробирки.

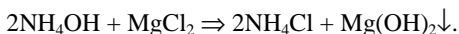
2. Аммиак легче воздуха (т.к.  $M(\text{NH}_3) = 17$  г/моль;  $M(\text{воздуха}) \approx 29$  г/моль). Он поднимается вверх, поэтому его надо собирать в перевернутую пробирку. Аналогично можно собирать  $\text{H}_2$  ( $M = 2$  г/моль),  $\text{CH}_4$  — метан ( $M = 16$  г/моль);  $\text{He}$  ( $M = 4$  г/моль) и другие.

3. Если вместо HCl поднести к отверстию пробирки с аммиаком палочку, смоченную концентрированной азотной кислотой, то мы ничего не увидим.



$\text{NH}_4\text{NO}_3$  — не обладает летучестью.

4. Обычно для определения оснований используют реакции с образованием нерастворимых гидроксидов, например,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ .



Выпадает белый осадок.

Изучение свойств водного раствора аммиака.

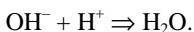
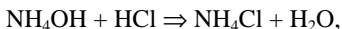
1. Водный раствор аммиака имеет щелочную среду, т.е. дает малиновую окраску с фенолфталеином.

При кипячении раствора гидроксид аммония разлагается, в результате чего аммиак улетает, и раствор становится нейтральным.

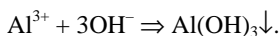
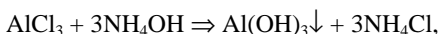


Фенолфталеин в нейтральной среде — бесцветный.

2. Фенолфталеин дает малиновую окраску в растворе гидроксида аммония, так как тот является основанием. При добавлении кислоты происходит нейтрализация и цвет исчезает.



3. Происходит взаимодействие между раствором  $\text{AlCl}_3$  и  $\text{NH}_4\text{OH}$ .



Выпадает белый студенистый осадок.

### ***Практическая работа № 8.***

#### ***Экспериментальные задачи по теме «Подгруппа азота»***

##### **Задача 1.**

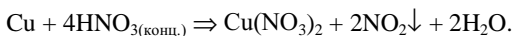
а) Растворим аммиак в воде и проверим основные свойства раствора.



Выпадает белый осадок. Фенолфталеин окрашивается в малиновый цвет.

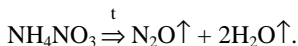
б) Концентрированная азотная кислота растворяет металлическую медь.



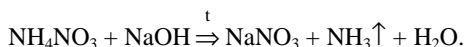


Образуется голубой раствор и выделяется бурый газ.

в) Нитрат аммония при нагревании разлагается на два газообразных (при  $t^\circ > 100^\circ\text{C}$ ) вещества:



При нагревании с щелочью выделяется аммиак:

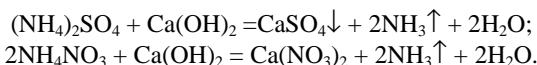


Аммиак можно определить по запаху или как указано в пункте а).

### Задача 2.

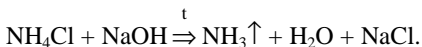
Проведем реакцию  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  и  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  с  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .

В результате взаимодействия питательный элемент азот улетучивается в виде аммиака:



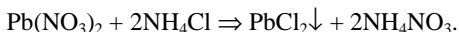
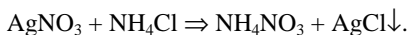
### Задача 3.

а) Для определения  $\text{NH}_4^+$  можно использовать реакцию с щелочью при нагревании



Неустойчивый  $\text{NH}_4\text{OH}$  разлагается при нагревании с образованием газообразного аммиака. Определение  $\text{NH}_3$  подробно описано в задаче 1(а).

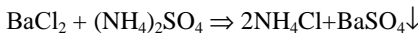
Хлорид-ионы  $\text{Cl}^-$  можно определить с помощью ионов  $\text{Ag}^+$  или  $\text{Pb}^{2+}$ .



Выпадают белые осадки.

б) Аналогично определяются ионы аммония  $\text{NH}_4^+$  в сульфате.

Сульфат-ионы  $\text{SO}_4^{2-}$  определяются реакцией с раствором  $\text{Ba}^{2+}$ .

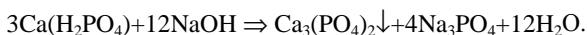


Выпадает белый осадок, нерастворимый в кислотах и щелочах.

### Задача 4.

Запишем формулы выданных удобрений: хлорид калия —  $\text{KCl}$ ; аммиачная селитра —  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ; суперфосфат —  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ .

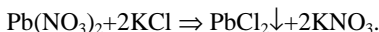
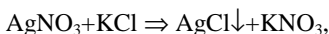
Сначала определим  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ . Для этого возьмем избыток раствора щелочи.



Выпадает белый осадок. В пробирке, где находилась аммиачная селитра, под действием щелочи выделяется газ:



Определим теперь KCl. Для этого добавим раствор  $\text{AgNO}_3$  или  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ .



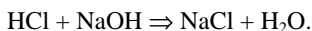
Выпадает белый осадок.

### Задача 5.

1) Прокаливая твердый  $\text{NH}_4\text{Cl}$  можно получить чистый аммиак.

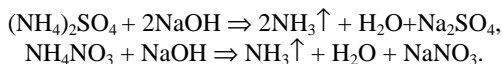


При разложении образуются два газообразных продукта. Пропуская эту смесь через щелочь, мы избавляемся от хлороводорода.



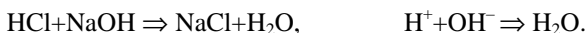
Остается чистый аммиак.

2) Из  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  и  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  аммиак можно получить в сильнощелочной среде при нагревании.

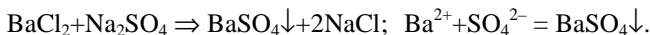


### Задача 6.

1) Первая ионная реакция соответствует реакции нейтрализации.



2) Вторая ионная реакция — осаждение  $\text{BaSO}_4$ ;

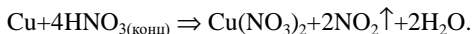


3) Последняя реакция — осаждение  $\text{AgCl}$ :



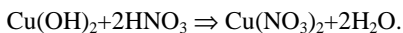
### Задача 7.

1) Растворим металлическую медь в концентрированной азотной кислоте:



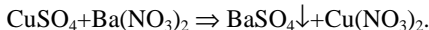
Образующийся голубой раствор содержит  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ .

2) Растворим  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  в  $\text{HNO}_3$ :



Образуется голубой раствор нитрата меди (II).

3) Получим  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  через реакцию осаждения.



Образуется белый осадок, его необходимо отфильтровать.

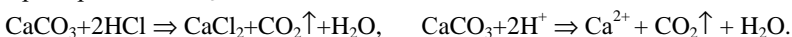
Оставшийся раствор —  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ .

### **Практическая работа № 9.**

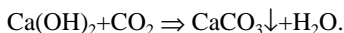
#### **Получение оксида углерода (IV) и изучение его свойств. Распознавание карбонатов**

Получение оксида углерода (IV) и изучение его свойств.

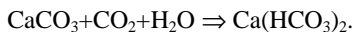
1. При действии соляной кислоты на мел или мрамор они растворяются, при этом выделяется  $\text{CO}_2$ . Формула мела и мрамора —  $\text{CaCO}_3$ .



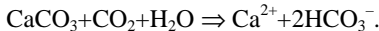
2. В пробирке с известковой водой происходят две последовательные реакции. Сначала происходит образование белого осадка



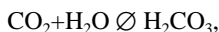
Затем осадок растворяется.



$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  — растворимое вещество.



3. При пропускании  $\text{CO}_2$  через дистиллированную воду углекислый газ частично растворяется с образованием угольной кислоты  $\text{H}_2\text{CO}_3$ .

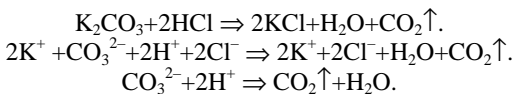


Как кислота  $\text{H}_2\text{CO}_3$  имеет кислую реакцию, поэтому лакмус окрасится в синий цвет.

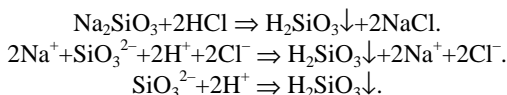
Распознавание карбонатов.

Нам выдано 4 вещества:  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ .

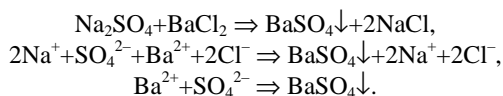
1) Сначала прибавим раствор  $\text{HCl}$ . При этом реакция пойдет только в двух пробирках.



Выделяется газ.

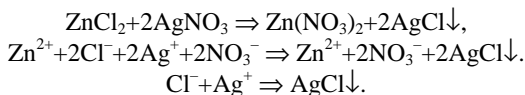


2) Теперь добавим раствор  $\text{BaCl}_2$ . С  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  этот раствор дает осадок.

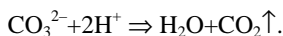


Выпадает белый осадок. С раствором  $\text{ZnCl}_2$  ничего не происходит.

3) В оставшейся пробирке  $\text{ZnCl}_2$ . Добавим раствор  $\text{AgNO}_3$ , чтобы проверить это. Выпадает белый осадок.



Вывод: Для карбонат-ионов качественной реакцией является реакция с кислотой с выделением углекислого газа:

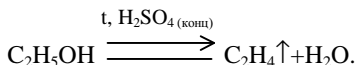


## Химический практикум III. Свойства органических веществ

### *Практическая работа № 10.*

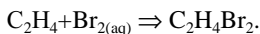
#### *Получение этилена и изучение его свойств*

1. В пробирке начинает выделяться газ.



Концентрированная серная кислота забирает воду из спирта и в результате образуется этилен.

2. При пропускании  $\text{C}_2\text{H}_4$  через бромную воду последняя обесцвечивается.



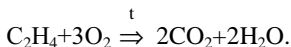
Происходит окисление этилена бромной водой по двойной связи.

3. Подкисленный перманганат также окисляет этилен.



Раствор  $\text{KMnO}_4$  обесцвечивается.

4. Подожжем выделяющийся газ. Он горит ярким светящимся пламенем



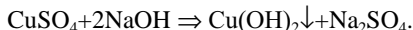
### *Практическая работа № 11.*

#### *Экспериментальные задачи по распознаванию и получению веществ*

1. Нам необходимо определить три вещества: глицерин (многоатомный спирт), альдегид, глюкозу (углевод).

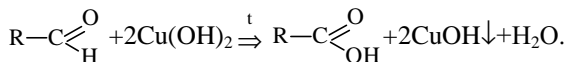
Одной из характерных реакций для этих веществ является взаимодействие с  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ .

Сначала получим гидроксид меди (II). Для этого к медному купоросу добавим немного раствора  $\text{NaOH}$ .



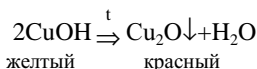
Выпадает голубой осадок гидроксида.

- 1) К образовавшемуся осадку прильем немного альдегида и нагреем смесь.



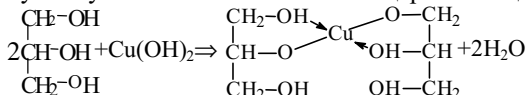
альдегид голубой

желтый

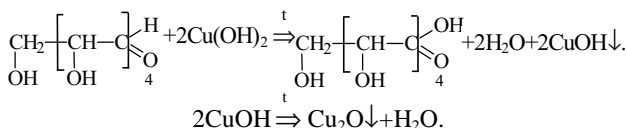


В результате образуется красный осадок  $\text{Cu}_2\text{O}$ .

2) Теперь к  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  добавим по каплям глицерин и смесь взболтаем. Осадок растворяется, получается раствор ярко-синего цвета. Образуется устойчивый комплекс глицерина с медью.



3) Глюкоза по своим химическим свойствам является альдегидоспиртом, т.е. она проявляет свойства и альдегидов, и многоатомных спиртов. Как альдегид, она вступает в реакции, характерные для этого класса веществ, в частности при нагревании взаимодействует с  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  с образованием красно-коричневого осадка  $\text{Cu}_2\text{O}$ . Как многоатомный спирт, глюкоза дает раствор ярко-синего цвета при добавлении к ней свежего осадка  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ .



Выпадает красный осадок  $\text{Cu}_2\text{O}$ .

4) Для определения трех данных веществ из каждой пробирки добавим немного  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ . В двух пробирках образуется ярко-синий раствор (глюкоза и глицерин). Теперь нагреем все три смеси: в двух пробирках выпадет красный осадок (альдегид и глюкоза). Таким образом, мы узнаем в какой пробирке какое вещество находится.

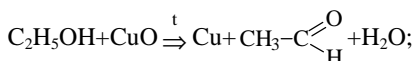
2. Машинное масло состоит, в основном, из предельных углеводов, а растительное масло — из жиров, образованных непредельными кислотами. Растительное масло обесцвечивает бромную воду, а машинное — нет.

3. а) Для получения простого эфира проведем реакцию гидратации этилового спирта.



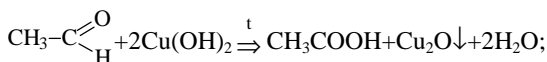
Образующий эфир называется диэтиловым. Данная реакция проходит лишь при определенных условиях: нагревании, в присутствии  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , и при избытке спирта.

б) Для получения альдегида из спирта нужно использовать слабый окислитель, например,  $\text{Cu}^{2+}$ .



$\text{CH}_3\text{--}\overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}$  — уксусный альдегид.

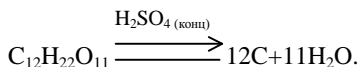
в) При дальнейшем окислении альдегида образуется кислота.



Образуется уксусная кислота.

4. Сахар — это сложное органическое вещество, содержащее достаточно большое количество углерода. Чтобы доказать это, возьмем немного сахара и добавим к нему  $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$ .

Сахар под действием концентрированной серной кислоты отдаст воду и превратится в углерод.



Концентрированная  $\text{H}_2\text{SO}_4$  забирает воду у сахара, в результате получается свободный углерод (черное вещество).

5. а) Для определения крахмала существует хорошая качественная реакция с иодом. Образуется устойчивый комплекс ярко-синего цвета.

Капнем несколько капель раствора иода на картофель и белый хлеб. Если на продуктах образуется синее пятно, то они содержат крахмал.

б) Для проверки яблока на содержание глюкозы приготовим несколько капель яблочного сока. Добавим немного синего осадка  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ . Если исследуемый раствор содержит глюкозу, то сначала мы получим синий растворимый комплекс глюкозы, который при нагревании разложится до красного  $\text{Cu}_2\text{O}$ .

6. а) Сначала определим крахмал, добавив к каждому из трех веществ раствор иода. В пробирке с крахмалом образуется синий комплекс. Глюкозу от сахарозы можно отличить за счет альдегидных свойств. Оба вещества обладают свойствами многоатомного спирта, но только глюкоза обладает еще и свойствами альдегида. Добавим в обе пробирки  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , образуется синий раствор. Но только при нагревании с глюкозой выпадает красный осадок  $\text{Cu}_2\text{O}$  (т.е. происходит окисление альдегидной группы).

б) Сначала определим крахмал с помощью иода. Образуется синий комплекс.

Теперь проверим кислотности растворов мыла и глицерина. Глицерин имеет слабокислую среду, а мыло — щелочную. Глицерин также образует с  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  синий раствор (свойство многоатомных спиртов).

7. Нагреем полученные растворы. В одной из пробирок выпадает белый осадок происходит денатурация белка. С глицерином при нагревании ничего не происходит.

### **Практическая работа № 12.**

#### **Распознавание пластмасс**

Приведем для данных видов пластмасс структурные формулы.

Полиэтилен  $(-\text{CH}_2 - \text{CH}_2 -)_n$ ,

Поливинилхлорид  $(-\text{CH}_2 - \underset{\text{Cl}}{\underset{|}{\text{CH}}} -)_n$ ,

Полистирол  $(-\text{CH}_2 - \underset{\text{C}_6\text{H}_5}{\underset{|}{\text{CH}}} -)_n$ ,



### **Практическая работа № 13.**

#### **Распознавание волокон**

Запишем структурные формулы искусственных волокон:

Ацетатное волокно  $[-\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_2(\text{OCC}(=\text{O})\text{CH}_3)_3 -]_n$ .

Капрон  $[-(\text{CH}_2)_5 - \underset{\text{O}}{\underset{||}{\text{C}}} - \text{NH} -]_n$ .

Лавсан  $[-\underset{\text{O}}{\underset{||}{\text{C}}} - \text{C}_6\text{H}_4 - \underset{\text{O}}{\underset{||}{\text{C}}} - \text{O} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{O} -]_n$ .

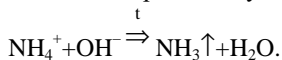


### **Практическая работа № 14.**

#### **Распознавание минеральных удобрений**

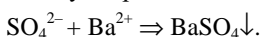
В учебнике достаточно подробно приведено описание всех опытов. Поэтому приведем лишь возможные реакции.

3) Определение аммониевых минеральных удобрений:

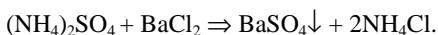


Например,  $\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{NaOH} \xrightarrow{t} \text{NaNO}_3 + \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}.$

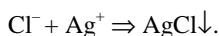
4) Определение сульфатных удобрений:



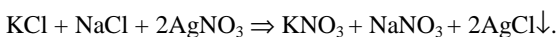
Например,



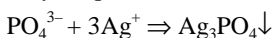
5) Определение хлорид-ионов:



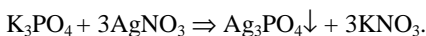
Например,



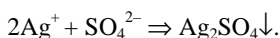
Определение фосфорных удобрений:



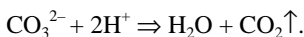
Например,



Реакция  $\text{AgNO}_3$  с ионами  $\text{SO}_4^{2-}$ :



7) Определение карбонатов:



Например,

