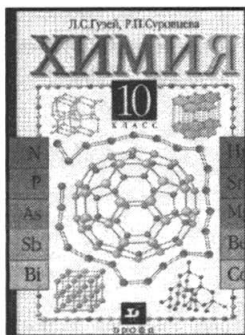

ХИМИЯ

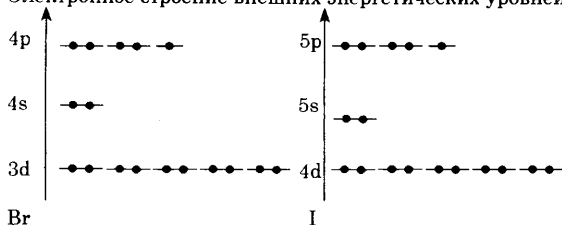
Решение упражнений к учебнику

Л. С. Гузей, Р. П. Суровцевой

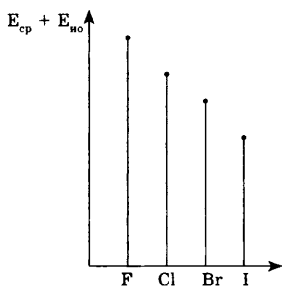


§ 23.2

2. Электронное строение внешних энергетических уровней атомов Br и I:



3. Больше атом кислорода, т.к. в периоде атомный радиус уменьшается слева направо. Это объясняется ростом силы притяжения электронов с ростом заряда ядра. По этой же причине атом серы больше атома хлора.
4. Размеры атомов элементов при движении по периоду слева направо незначительно уменьшаются.
5. Энергия ионизации атома F больше, чем энергия ионизации атома O, поскольку его электронный слой более завершен. Следовательно, обнаруживает повышенную устойчивость. Аналогично, энергия ионизации атома Cl больше энергии ионизации атома S.
6. Энергии ионизации атомов элементов при движении по периоду слева направо увеличиваются.
7. Как видно из диаграммы, значение суммарной энергии сродства к электрону коррелирует с относительной окислительной способностью галогенов.

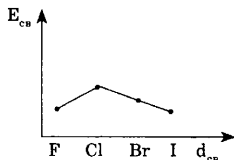


§ 23.3

2Г. Правильный ответ В).

3. Энергия химической связи — это количество энергии, затраченное на ее разрыв.

4.



5Т. Правильный ответ А).

7Т. Правильный ответ Б).

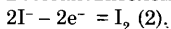
Температура кипения увеличивается при увеличении молекулярной массы.

8. Корреляция (от латинского — correlatio — соотношение) — взаимная связь.

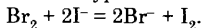
§ 23.4

- Сокращенное ионное уравнение реакции — это условная запись реакции, отражающая взаимодействие реально существующих частиц в растворе и участвующих в этой реакции.
- Записи полуреакций, с помощью которых находят коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, называют электронно-ионными уравнениями.
- Согласно правилам записываем:
 $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Na}^+ + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^- = \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{OH}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$
- Сокращенным ионным уравнением окислительно-восстановительной реакции называется уравнение, полученное сложением уравнений полуреакций, в одном из которых записан процесс восстановления, а во втором — окисления.
- $\text{Cl}_2 + \text{KI}$. Определяем окислитель и восстановитель: хлор содержит на внешней оболочке 7 валентных электронов $3s^2 3p^5$. До устойчивой 8-инертной оболочки ему не хватает одного электрона. Следовательно, в данной реакции он является окислителем. $\text{Cl}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$ на роль восстановителя остается только KI, (ион I^-).
 $2\text{I}^- - 2e^- = \text{I}_2$. Освободившийся K^+ связывается ионами хлора.
 $\text{Cl}_2 + 2e^- = 2\text{Cl}^-$
 $+ 2\text{KI} - 2e^- = 2\text{K}^+ + \text{I}_2$
 $\hline \text{Cl}_2 + 2\text{KI} = 2\text{KCl} + \text{I}_2$
- Br_2 и KI.
 Бром является более сильным окислителем, поэтому присоединяет электроны:
 $\text{Br}_2 + 2e^- = 2\text{Br}^-$ (1).

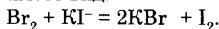
Восстановителем являются иодид-ионы (отдают электроны):



Сложим уравнения (1) и (2):



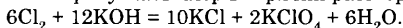
Ионы брома связываются ионами калия. Тогда суммарное уравнение имеет вид:



§ 23.5

1. Под определение сокращенного ионного уравнения реакции подходит следующее: $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^- + \text{HClO}$.

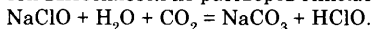
2. Если пропускать хлор в горячий раствор щелочи:



Если реакцию проводить на холоде: $\text{Cl}_2 + 2\text{KOH} = \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$.

Как видно из приведенных реакций, в обоих случаях образуется вещество — вода, поэтому данные реакции необратимы.

3. Кислота HClO настолько слаба ($K_a = 4 \cdot 10^{-8}$), что даже угольной кислотой вытесняется из растворов гипохлоритов:



Поэтому мы можем записать ее в виде молекулы, в отличие от довольно сильной HCl .

4. $\text{Cl}_2 + 2\text{KOH} = \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$.

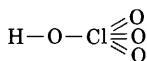
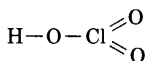
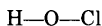
Продуктами реакции являются калий хлорид и калий гипохлорид.

5. $3\text{Cl}_2 + 6\text{KOH} = 5\text{KCl} + \text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.

Если пропускать хлор через горячий раствор щелочи, то вместо KClO образуется KClO_3 (бертолетова соль).

7. HCl , HClO , HClO_3 , HClO_4 .

Для определения валентности запишем структурные формулы данных кислот:



Отсюда: в соляной кислоте валентность — 1, в хлорноватистой — 1, в хлорноватой — 5, в хлорной — 7.

§ 23.6

1Т. б) Так как соляная кислота более сильная, чем сероводородная и согласно общему правилу вытесняет ее из солей.

2. Причиной того, что плавиковая кислота слабее соляной является увеличение радиуса Cl^- иона по сравнению с F^- ионом, т.е. атом фтора прочнее связан с атомом водорода.

* Решения и ответы приводятся к учебникам указанных годов.

3. Иодокрахмальная бумага — это фильтрованная бумага, пропитанная растворами иодида калия и крахмала и высушенная, если ее увлажнить и внести в атмосферу хлора, то в результате реакции: $\text{Cl}_2 + 2\text{KI} = 2\text{KCl} + \text{I}_2$ образуется свободный иод, который, взаимодействуя с крахмалом, вызывает его посинение.
4. $2\text{FeCl}_3 + 2\text{NaI} \rightarrow 2\text{FeCl}_2 + \text{I}_2 + 2\text{NaCl}$.

§ 24.1

- 1Т. а) Хром. Хром относится к группе VIВ.
- 2Т. в) Шесть. Согласно периодической системе Д. И. Менделеева количество электронов на внешнем энергетическом уровне равно номеру группы.
- 3Т. г) Кислород. При комнатной температуре сера, селен и теллур являются твердыми веществами. Соответственно, $T_{\text{пл}}$ равна 112,8 °С, 219 °С, 449,5 °С.
- 4Т. в) Выделяющаяся или поглощающаяся в результате реакции. Согласно определению, тепловой эффект химической реакции — это теплота, выделяющаяся или поглощающаяся в результате реакции.
- 5Т. б) Понижении температуры. Согласно правилу Вант-Гоффа: $v_2 = v_1 \cdot \gamma \cdot \frac{t_2 - t_1}{10}$, где v_1 и v_2 — скорости реакции соответственно при температурах t_2 и t_1 , γ — температурный коэффициент скорости реакции ($\gamma = 2-4$), при уменьшении температуры скорость реакции понижается.
- 6Т. б) Ускоряющее реакцию. Согласно определению, катализаторы — это вещества, которые изменяют скорость химической реакции, взаимодействуют с исходными веществами в промежуточных стадиях реакции, но к концу реакции восстанавливают свой химический состав.
- 8Т. в) H_2SO_4 .
- 9Т. б) SO_2 .

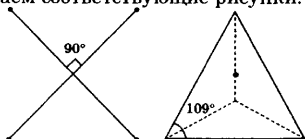
§ 24.2

- 1Т. а) Только металлов.
2. Реагирует с водой: K_2O ; не реагирует с водой: CoO .
- 3Т. в) Металлов с высокой валентностью и неметаллов.
4. Реагирует с водой: Cl_2O ; не реагирует с водой: WO_3 .
- 5Т. а) Только металлов.
6. BeO , VO_2 .
- 7Т. г) Оксиды металлов с низкой валентностью и неметаллов.
8. NO_2 , CO .
- 9Т. Правильный ответ а).
10. Cs_2O , BaO .
12. CO_2 , SO_2 .
- 13Т. г) H_2SiO_3 .

15. $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 = 8\text{SO}_2 + 2\text{Fe}_2\text{O}_3$; $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{I, кат}} 2\text{SO}_3$; $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$.
16. $4\text{P} + 5\text{O}_2 = \text{P}_4\text{O}_{10}$; $\text{P}_4\text{O}_{10} + 6\text{H}_2\text{O} = 4\text{H}_3\text{PO}_4$.
18. $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{\text{кат}} 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$; $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$; $4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 = 4\text{HNO}_3$.

§ 24.3

1. Сделаем соответствующие рисунки.



Электронные плоскости стремятся отталкиваться друг от друга. Поэтому энергетически более выгоден второй вариант, так как там углы между связями больше.

3. Поскольку в молекуле метана все МО одинаковы, то она неполярна. Однако вследствие различия в электроотрицательностях атома С и атомов Н химическая связь С—Н полярна, электронная плотность смещена к атому углерода.
- 14Т. б) Жидкость.

§ 24.5

4. В медицинской практике H_2O_2 применяют в основном как наружное бактерицидное средство. В виде 3% раствора применяют при лечении плоского лишая и для удаления юношеских бородавок.

§ 24.6

2. Тепловой эффект Q экзотермической реакции больше нуля.
4. Нельзя осуществить реакцию, в зеленых растениях.
- $6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2 \uparrow$.
7. $\text{CH}_4 + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$
 $\Delta_r H = \Delta_f H(\text{H}_2\text{O}_{(г)}) + \Delta_f H(\text{CO}_2) - \Delta_f H(\text{CH}_4) =$
 $= -241,8 + (-393,5) - (-74,85) = -560,45 \text{ кДж/моль}$. Реакция экзотермическая.

§ 24.7

2. $2\text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{Fe}^{3+} + 2\text{OH}^-$
 $C = 1 \text{ моль/л}$; $r(\text{Fe}^{2+}) = 60 \text{ моль/л}\cdot\text{с}$.

Необходимо вычислить $r(\text{H}_2\text{O}_2)$ и $r(\text{Fe}^{3+})$.

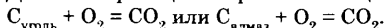
Видим, что с 2 моль реагирующего Fe^{2+} в реакцию вступает 1 моль H_2O_2 и при этом образуется 2 моль Fe^{3+} и 2 моль OH^- .

Поэтому: $r(\text{Fe}^{2+}) = 2r(\text{H}_2\text{O}_2) = r(\text{Fe}^{3+})$.

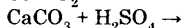
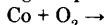
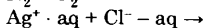
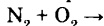
Отсюда: $r(\text{H}_2\text{O}_2)/2 = 60/2 = 30$ моль/с, $r(\text{Fe}^{3+}) = r(\text{Fe}^{2+}) = 60$ моль/с.

5. На рисунке 24.9 изображена энергетическая схема эндотермической реакции, так как энергия конечного состояния системы больше начального состояния.

9. Для какой реакции энергия активации больше:



11. Допишите уравнения указанных ниже реакций и классифицируйте их на реакции с малой и относительно большой энергией активации:



12. Реакция $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ возможна лишь при ее активации (например: искра). Поэтому возможно существование метано-воздушных смесей (взрывоопасны).

13. Возможна ли реакция $\text{C}_2\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow ?$

Если да, то почему возможно существование этано-воздушных смесей?

16. Дано:

$$\gamma = 4,2;$$

$$\Delta t_1 = 10^\circ\text{C};$$

$$\Delta t_2 = 20^\circ\text{C}$$

$$\frac{r_{t_2}}{r_{t_1}} = ?$$

Решение:

Запишем реакцию: $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6;$

$$\frac{r_{t_2}}{r_{t_1}} = \gamma^{\frac{\Delta r_{t_1}}{10}} = 4,2^{\frac{10}{10}} = 4,2 \text{ раза.}$$

$$\frac{r_{t_2}}{r_{t_1}} = \gamma^{\frac{\Delta r_{t_2}}{10}} = 4,2^{\frac{20}{10}} = 17,64 \text{ раза.}$$

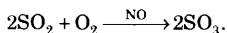
Ответ: а) 4,2 раза; б) 17,64 раза.

§24.8

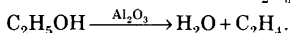
1. Катализаторы — это вещества, которые изменяют скорость химической реакции, в промежуточных стадиях реакции взаимодействуют с исходными веществами, но к концу реакции восстанавливают свой химический состав. Катализ — изменение скорости или возбуждение химической реакции катализаторами.

2. 1) Известно, что водные растворы водородпероксида в отсутствие примесей сохраняются длительное время без заметных признаков разложения пероксида. Однако добавление небольшого количества, например, железа (II) сульфата приводит к интенсивному выделению пузырьков кислорода, что указывает на процесс распада пероксида: $2\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{\text{Fe}^{2+}} 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2.$

2) Окисление оксида серы (IV) в оксид серы (VI) в присутствии NO в качестве катализатора:



3) Получение этилена из этилового спирта в присутствии катализатора — оксида алюминия Al_2O_3 :



§ 24.9

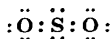
- $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_r$. Согласно принципу Ле Шателье при добавлении в систему водяного пара равновесие сместится влево, таким образом концентрации H_2 и O_2 увеличатся пропорционально количеству введенного водяного пара.
- $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ — 56,9 кДж. Так как процесс эндотермический, то с повышением температуры равновесие сместится вправо, т.е. степень диссоциации воды увеличится.
- $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$. Неточность этого уравнения заключается в том, что данная реакция — реакция равновесия. Правильнее надо написать: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$.

§ 24.10

- 2Т. б) Увеличивается.
- 3Т. б) Увеличивается.
- 4Т. а) Уменьшается.
- 6Т. Правильный ответ в).
7. Водный раствор сульфида натрия пахнет сероводородом, так как Na_2S частично гидролизует с образованием H_2S .
9. $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$.

§ 24.11

1. Схема электронного строения оксида серы (IV):



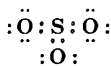
В данном соединении сера проявляет валентность 4.

2. $\overset{+4}{\text{S}}\text{O}_2 + 2\text{H}_2\overset{-2}{\text{S}} = 3\overset{0}{\text{S}} + 2\text{H}_2\text{O}$.
Данная реакция основана на свойстве SO_2 принимать электроны, т.е. проявлять окислительные свойства.
4. $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaHSO}_3$.
Через раствор сульфита натрия надо пропустить SO_2 .
5. $\text{NaHSO}_3 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$. В раствор гидросульфита необходимо добавить разбавленный раствор щелочи (NaOH).

6. Уравнение реакции: $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_3$.
 В ионной форме: $\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{HSO}_3^-$.
 Реакция среды будет щелочная. Метилловый оранжевый в такой среде имеет желтую окраску.
7. $\text{S}^{+4}\text{O}_2 + 4\text{KI}^{-1} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{I}_2 + \text{S} + 4\text{KOH}$.
 Электронно-ионное уравнение: $\text{SO}_2 + 4\text{I}^- + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{I}_2 + \text{S} + 4\text{OH}^-$.
 Сернистый газ проявляет окислительные свойства.
8. $5\text{SO}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4$.
 В данной реакции сернистый газ проявляет основные свойства. Фиолетовая окраска исчезает.
9. $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$; $\text{SO}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$.
 Сернистый газ проявляет восстановительные свойства.

§ 24.12

1. Схема электронного строения оксида серы (VI):



Серя в этом соединении проявляет валентность, равную 6.

3. $2\text{H}_2\text{SO}_{4(k)} + 2\text{Ag} = \text{Ag}_2\text{SO}_4\downarrow + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
 Образуется осадок сульфата серебра, выделяется сернистый газ.
4. $2\text{H}_2\text{SO}_{4(k)} + \text{S} = 3\text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
 В данной реакции серя окисляется до SO_2 , а серная кислота восстанавливается до SO_2 .
5. $5\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{P} = 5\text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$.
 Фосфор в данной реакции окисляется до фосфорной кислоты, восстанавливая серную кислоту до сернистого газа.

§ 25.1

- 1Т. г) Ванадий.
 2Т. г) Пять.
 3Т. б) Азот. Фосфор, мышьяк, сурьма при комнатной температуре являются твердыми телами.
 4Т. г) Сурьма.
 5Т. а) Ca_3N_2 ; $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ — нитрат кальция. $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$ — нитрит кальция. $\text{Ca}(\text{CN})_2$ — цианид кальция.
 6Т. в) Слабое основание.
 Уравнение реакции: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \overset{\text{кат}}{\text{NH}_4^+} + \text{OH}^-$.
- 7Т. г) 19. $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$.
 8Т. а) Повысить давление и температуру. $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ — 46,19 кДж.
 Процесс проводят при высоком давлении, поскольку в левой части сум-

ма коэффициентов при газах равна 4, а в правой — 2, реакция происходит с уменьшением объемов реагирующих газов.

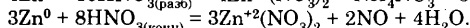
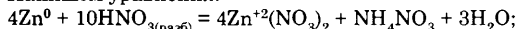
9Т. б) Выделяется бесцветный остро пахнущий газ.

10Т. б) H_3PO_4 .

§ 25.2

1Т. б) H^+ .

2. Напишем уравнения:

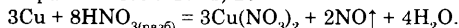


Степень окисления цинка изменяется от 0 до +2.

3Т. в) 24. $4\text{Mg} + 10\text{HNO}_{3(\text{к})} = 4\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O}\uparrow + 5\text{H}_2\text{O}.$

4Т. а) 10. $\text{Cu} + 4\text{HNO}_{3(\text{к})} = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}.$

5Т. Правильный ответ в) 20.



6Т. г) 16. $\text{S} + 6\text{HNO}_3 = 6\text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}.$

7. Степень окисления меняется от 0 до +6.

8Т. б) 13. $\text{P} + 5\text{HNO}_3 = \text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}.$

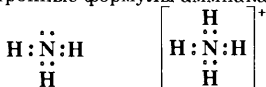
9. Степень окисления меняется от 0 до +5.

10Т. а) 12. $\text{C} + 4\text{HNO}_3 = 4\text{NO}_3 + \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}.$

11. Степень окисления меняется от 0 до +4.

§ 25.3

1. Электронные формулы аммиака и аммония выглядят так:



Видно, что при присоединении иона водорода к молекуле аммиака новой электронной пары на новой, четвертой связывающей МО не образовалось; на нее целиком перешла электронная пара с АО атома азота.

2. Электронная формула молекулы воды выглядит так: $\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}} : \text{H} \cdot$. В комп-

лексообразовании может принять участие 2 электронные пары.

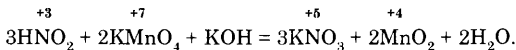
3. Координационное число иона меди в медном купоросе равно 4.

4. $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] = 3\text{K}^+ + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$, КЧ железа в гексацианоферрат (III) ионе равно 6.

§ 25.4

2Т. г) N_2O_3 и N_2O_5 .

3. Запишем уравнения реакции:



Степень окисления азота меняется от +3 до +5, степень окисления марганца — от +7 до +4.

4. Запишем уравнения реакции: $\overset{+3}{2}\text{HNO}_2 + 2\text{KI}^- = \overset{+2}{2}\text{NO}\uparrow + \text{I}_2^0 + 2\text{KOH}$.

Степень окисления азота от +3 до +2, степень окисления иода изменяется от -1 до 0.

5. Азотистая кислота: HNO_2 . Сернистая: H_2SO_3 .

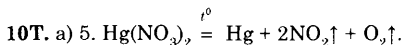
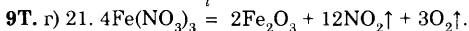
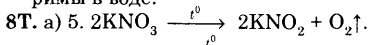
Общие свойства: а) могут быть как восстановителями, так и окислителями; б) слабые кислоты.

Отличия: а) сернистая кислота образует два ряда солей; б) сульфиты разлагаются при нагревании.

7. Азотная кислота: HNO_3 . Сернистая кислота: H_2SO_4 .

Общие свойства: а) сильные кислоты; б) являются окислителями.

Отличия: а) серная кислота двухосновна; б) все нитраты хорошо растворимы в воде.



§ 25.5

1Т. б) Желтый.

2. Напишем уравнения: $2\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 3\text{Na}_2\text{HPO}_4$;

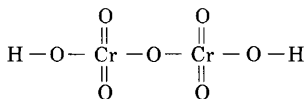


3Т. г) Ca_3P_2 .

4. Превращение ортофосфорной кислоты в дифосфорную происходит при $T = 200^\circ\text{C}$.

5. Реакция образования дифосфорной кислоты из ортофосфорной является экзотермической.

6. Структурная формула дихромовой кислоты $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ имеет вид:



§ 26.1

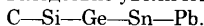
1Т. б) ns^2np^2 .

2. б) Олово и свинец.

3Т. а) Слабая кислота. $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$.

4Т. б) Оксид кремния (IV).

5Т. б) Понижается. Прочность водородных соединений уменьшается вследствие увеличения атомного радиуса элементов в ряду:



7Т. а) SiH_4 .

8Т. а) Имеет запах.

9Т. г) CaCO_3 .

10Т. б) SiO_2 .

11Т. в) $3\text{C}^0 + 4\text{Al} = \text{Al}_4\text{C}_3^{-4}$.

12Т. а) Эндотермическая.

13Т. г) Соляной кислоты и силиката натрия.

14Т. а) 4. $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 = \text{H}_2\text{O} + \text{CaCO}_3\downarrow + \text{CO}_2$.

§ 26.2

1. Термическая деструкция — разложение молекул или ионов на более простые по составу частицы при нагревании вещества до определенной температуры.

2Т. в) $\text{CH}_4 \rightarrow \text{CH}_3 + \text{H}$.

3Т. б) 56. (V_2O_5)

4Т. б) 500.

5Т. г) Силикагель.

6Т. б) 3500.

7Т. Приведенные в таблице теплоты абсорбции указывают на прочность поверхностных изделий. Чем больше тепловой эффект, тем прочнее.

13. Кремниевая кислота при комнатной температуре выделяется из растворов в виде студенистого осадка.

§ 26.3

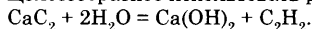
1. Дано:

Решение:

$$\frac{m(\text{Al}_4\text{C}_3) = 1,44 \text{ г};}{V(\text{CH}_4) = ?} \left| \begin{array}{l} \text{Al}_4\text{C}_3 + 6\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{CH}_4\uparrow; \\ V(\text{CH}_4) = \nu(\text{CH}_4) \cdot V_m = \frac{m(\text{CH}_4)}{M(\text{CH}_4)} \cdot V_m = \frac{3m(\text{Al}_4\text{C}_3)}{M(\text{Al}_4\text{C}_3)} V_m = \\ = \frac{3 \cdot 1,44 \text{ г}}{144 \text{ г/моль}} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 0,672 \text{ л.} \end{array} \right.$$

2. Для получения ацетилен на карбид кальция можно подействовать разбавленной кислотой или водой.

Целесообразнее использовать разложение водой.



3. Дано:

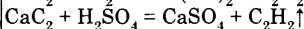
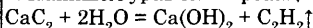
Решение:

$$V(C_2H_2) = 1000 \text{ л}$$

$$m(H_2O) \text{ — ?}$$

$$m(H_2SO_4) \text{ — ?}$$

1. Напишем уравнения реакций:



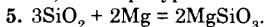
$$2. \nu(C_2H_2) = \frac{V(C_2H_2)}{Vm} = \frac{10^3 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 44,64 \text{ моль.}$$

$$3. m(H_2O) = 2\nu(H_2O) \cdot M(H_2O) = 2 \cdot 44,64 \text{ моль} \cdot 18 \text{ г/моль} = 1607 \text{ г} = 1,6 \text{ кг.}$$

$$m(H_2SO_4) = \nu(C_2H_2) \cdot M(H_2SO_4) = 44,64 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г/моль} = 4374 \text{ г} = 4,4 \text{ кг.}$$

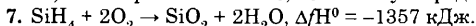
$$m(H_2O) = 1,6 \text{ кг}; m(H_2SO_4) = 4,4 \text{ кг.}$$

4Т. в) Температура слишком низкая.



В результате реакции образуется силикат Mg.

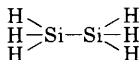
6Т. в) Атом кремния больше, чем атом углерода.



Следовательно, реакция экзотермична.

9. Фосфин более ядовит, так как более реакционноспособен и менее устойчив.

10.

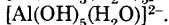
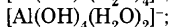
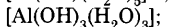
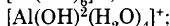
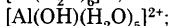
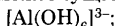


§ 27.1

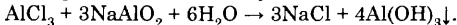
3Т. г) Кислую. $Al^{+3} + H_2O = AlOH^{2+} + H^+$.

4Т. Правильный ответ а).

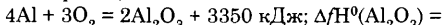
5. Алюминий в водном растворе может существовать в следующих формах:



6. Уравнение реакции имеет следующий вид:



7. Уравнение реакции:



$$\frac{3350}{2} \text{ кДж} = 1675 \text{ кДж/моль.}$$

§ 28.1

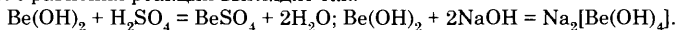
1Т. б) Увеличиваются.

2. Прочность химической связи — это количество энергии, затрачиваемое на ее разрыв. Очевидно, чем больше расстояние между атомами, тем проще разорвать связь между ними.

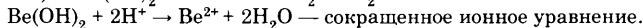
9. Найдем отношение растворимостей: $\frac{\text{Ba}(\text{OH})_2}{\text{Be}(\text{OH})_2} = \frac{3,89}{1 \cdot 10^{-10}} = 3,89 \cdot 10^{10}$.

Растворимость $\text{Be}(\text{OH})_2$ меньше в $3,89 \cdot 10^{10}$ раз.

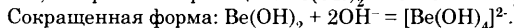
10. Уравнения реакций выглядят так:



11Т. в) 6. $\text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{BeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$



12Т. б) 4. Уравнение реакции: $\text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4]$.



§ 28.3

1. Электролиз — окислительно-восстановительная реакция, происходящая в растворах или расплавах электролитов при прохождении электрического тока.
3. Катионы притягиваются к катоду в процессе электролиза, а анионы к аноду.
7. Происходят следующие процессы:
К: $\text{Ca}^{2+} + 2e^- = \text{Ca}^0$; А: $2\text{Cl}^- + 2e^- = \text{Cl}_2^0$.
8. При электролизе расплава: При электролизе раствора:
К: $\text{K}^+ + e^- = \text{K}^0$; К: $2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{H}_2^0$;
А: $2\text{Br}^- - 2e^- = \text{Br}_2^0$. А: $2\text{Br}^- - 2e^- \rightarrow \text{Br}_2^0$.
9. Уравнение реакции выглядит так: $2\text{Na}^0 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$.
Восстановитель Na^0 , окислитель — вода (H_2O); ионы H^+ .
 $\text{Na}^0 - 1e^- \rightarrow \text{Na}^+$; $2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{H}_2^0$.
10. Данные элементы находятся левее марганца в электрохимическом ряду напряжений. Соответствующие химические элементы находятся в начале периодической системы.
13. Уравнение реакции: К: $2\text{H}_0^+ + 2e^- = \text{H}_2^0$; А: $4\text{OH}_0^- - 4e^- = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2^0$.
14. Уравнение реакции: К: $2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2^0$; А: $4\text{OH}^- - 4e^- = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2^0$.
- 16Т. б) CuSO_4 . На катоде в данном случае будет восстанавливаться медь.
- 17Т. б) CuSO_4 . При электролизе солей оксокислот, в т.ч. серной, на аноде выделяется кислород.
- 18Т. б) Cu^{2+} . У меди самый низкий из представленных металлов окислительно-восстановительный потенциал.
- 19Т. в) Cr^{2+} .
- 20Т. а) NaCl .
- 21Т. б) Na_2S . На аноде будет образовываться сера.
23. Закон Фарадея для электролиза гласит: количество выделяемого при электролизе вещества прямо пропорционально количеству прошедшего через раствор электричества.

§ 29.1

1Т. а) Ag .

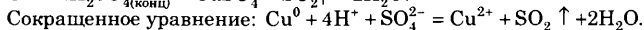
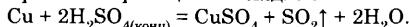
4. Электронное строение внешних уровней атома Ti выглядит так:
 $3s^2 3p^2 3d^2 4s^2$.
 Валентные 4 электрона располагаются на $3d$ и $4s$ атомных орбиталях.

§ 29.2

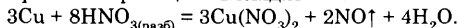
1Т. г) 10^{-12} м.

3Т. Правильный ответ б).

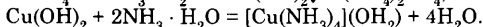
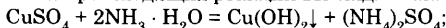
5. Уравнения реакции выглядят так:



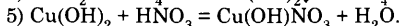
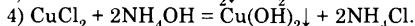
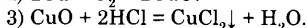
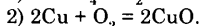
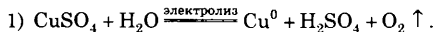
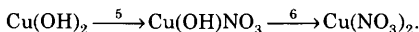
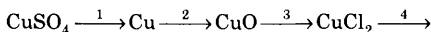
6. Уравнение реакции выглядит так:



7. Уравнения происходящих реакций выглядят так:



13. МПГУ.

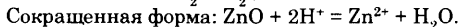
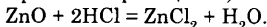


§ 29.3

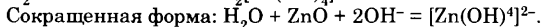
1. Способность цинка вытеснять водород из кислот используется для получения водорода: $\text{Zn} + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2 \uparrow$.

2Т. в) HNO_3 . В реакциях с азотной кислотой водород никогда не выделяется.

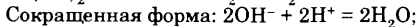
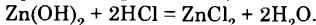
3. Уравнения реакций: а) основные свойства



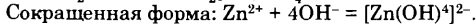
б) кислотные свойства



4. Уравнения реакций: а) основные свойства



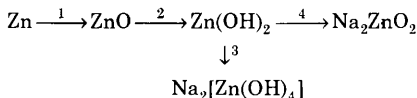
б) кислотные свойства



5. Уравнения реакций:

- 1) $\text{ZnCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Zn}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NaCl}$ (образование осадка).
- 2) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ (растворение осадка).
- 3) $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + 2\text{HCl} = \text{Zn}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O}$ (образование осадка).
- 4) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (растворение осадка).

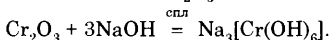
9. МПГУ



- 1) $2\text{Zn} + \text{O}_2 = 2\text{ZnO}$.
- 2) $\text{ZnO} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{ZnCl}_2 + \text{NaOH} = \text{Zn}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NaCl}$.
- 3) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$.
- 4) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} \stackrel{\text{спл}}{=} \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \uparrow$.

§ 29.4

1. Уравнение реакции: $\text{Cr} + 2\text{HCl} \text{ (разб)} = \text{CrCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$.
2. Уравнение реакции: $\text{Mn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2$. $\text{Mn} + 2\text{H}^+ = \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2 \uparrow$.
3. Уравнения реакций: $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{CrCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.



4. Уравнения реакций: $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{CrCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.
- $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{NaOH} = \text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$.

7. Уравнение реакции: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 2\text{OH}^- \rightleftharpoons 2\text{CrO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$.
- оранжевый желтый

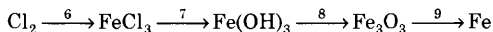
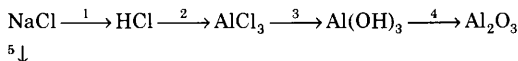
10. Уравнение реакции: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 4\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{KOH} + 2\text{Cr}(\text{OH})_3$.

В сокращенной форме: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{CrO}_4^{2-} + 2\text{H}^+$.

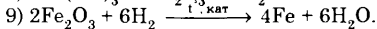
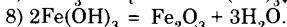
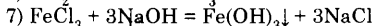
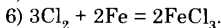
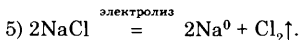
Поэтому среда будет кислой, т.е. $\text{pH} > 7$.

§ 30.2

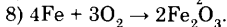
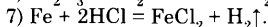
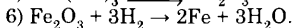
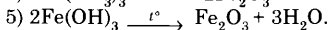
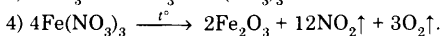
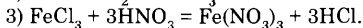
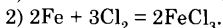
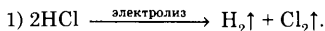
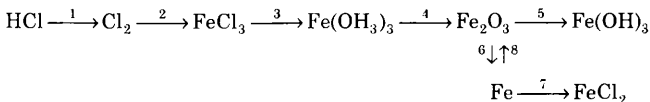
17. МПГУ



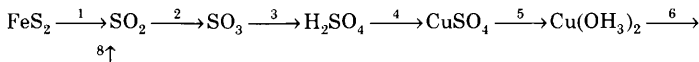
- 1) $2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{HCl} \uparrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$.
- 2) $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.
- 3) $\text{AlCl}_3 + \text{NH}_4\text{OH} = \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NH}_4\text{Cl}$.
- 4) $2\text{Al}(\text{OH})_3 \stackrel{\text{t}^\circ}{=} \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \uparrow$.



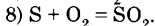
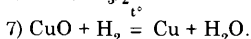
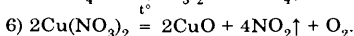
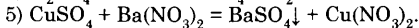
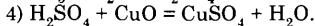
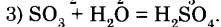
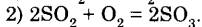
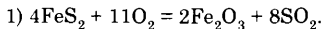
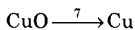
18. МПГУ



19. МПГУ



S



ПРАКТИЧЕСКИЕ ЗАНЯТИЯ

Практическое занятие № 1 Титрование раствора щелочи кислотой

Отчет о работе:

- 1) Для титрования отмеряю 50 мл раствора щелочи.
- 2) Индикатор фенолфталеин в щелочной среде окрасился в малиновый цвет.
- 3) Конечная точка титрования (ионная нейтрализация) наступила тогда, когда малиновый индикатор обесцветился.
На титрование 50 мл раствора щелочи пошло 50 мл кислоты.
Уравнение реакции нейтрализации: $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.
- 4) Выпариваю 4–5 мл раствора. Полученные после выпаривания кристаллы имеют форму: кубическую.

Практическая работа № 2 Количественное определение кислорода в воздухе

Результаты опыта:

Уровень воды в бюретке			Объем в пробирке в мл		Содержание кислорода в воздухе ≈ 21 %
1-й	2-й	3-й	кислорода	воздуха	
20	8,8	62,1	11,2	53,3	

Практическое занятие № 3 Установление формулы кристаллогидрата по данным анализа

Масса тигля 150,05 г.

Масса тигля с кристаллогидратом 156,73 г.

Масса тигля с безводной солью после первого нагревания 153,94 г.

Масса тигля с безводной солью после второго нагревания 153,92 г.

Масса 1 моль безводной соли 160 г.

$m(\text{безводной соли}) = 2,19 \text{ г.}$

$\omega(\text{H}_2\text{O}) = 2,19/6,08 = 0,36.$

Формула соли: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. При добавлении воды бесцветные кристаллы синеют.

Уравнение реакции: $\text{CuSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O} = \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Практическое занятие № 4
 Распознавание минеральных удобрений

№	Название удобрения	Внешний вид	Растворимость в воде	Отношение к прокаливанию	Уравнения реакций			Окраска пламени
					—	—	—	
1	натриевая селитра	бесцветная соль	хорошая	разлагается с выделением кислорода	—	—	—	желтое
2	аммиачная селитра	бесцветные кристаллы	хорошая	разлагается с выделением азота	$\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{NaOH} = \text{NaNO}_3 + \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	—	$\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{AgNO}_3$	желтое
3	калийная селитра	бесцветная соль	хорошая	разлагается с выделением кислорода	—	—	—	бледно-фиолетовое
4	сульфат аммония	бесцветные кристаллы	хорошая	разлагается с выделением аммиака	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{NH}_3 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{AgNO}_3 = \text{Ag}_2\text{SO}_4 \downarrow + 2\text{NH}_4\text{NO}_3$	желтое
5	простой суперфосфат	белые кристаллы	плохо растворяется	не разлагается	$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{NaOH} = \text{Ca}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NaH}_2\text{PO}_4$	—	—	кирпично-красный цвет
6	хлорид калия	бесцветные прозрачные кристаллы	хорошая	не разлагается	—	—	$\text{KCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl} \downarrow + \text{KNO}_3$	фиолетовое

Практическое занятие № 5

Определение относительной молекулярной массы оксида углерода (IV)

Запись наблюдений:

Масса колбы (с пробкой) с воздухом $m_1 = 50$ г.

Масса колбы (с пробкой) с оксидом углерода (IV) $m_2 = 50,0593$ г.

Объем колбы — V (мл) = 100 мл.

Температура — t (°C) = 20 °C = 293,5 К.

Давление — p (кПа) = 101,300 кПа.

Обработка результатов:

$$1. V_0 = \frac{V_p T_0}{p_0 T}; \quad V_0 = \frac{100 \cdot 101,3 \cdot 273}{101,3 \cdot 293,5} = 93,02 \text{ мл. (0,09302 л.)}$$

$$2. \text{Масса воздуха } m_3 = 1,29 \text{ г/л} \cdot 0,09302 \text{ л} = 0,12 \text{ г}$$

$$3. \text{Масса водорода в объеме колбы } m_4 = 0,09 \text{ г/л} \cdot 0,09302 \text{ л} = 0,0084 \text{ г}$$

$$4. \text{Масса оксида углерода (IV) } m_{\text{CO}_2} = 0,1793 \text{ г.}$$

$$m_{\text{CO}_2} = m_2 - (m_1 - m_3); \quad m_{\text{CO}_2} = 0,1793 \text{ г.}$$

5. Плотность оксида углерода (IV) по водороду:

$$D_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{CO}_2}}{m_4}; \quad D_{\text{H}_2} = 21,34.$$

6. Относительная молекулярная масса оксида углерода (IV): $M_r = 2D_{\text{H}_2}$;
 $M_r = 42,68$ г/моль.

7. Относительная погрешность результата опыта:

$$\eta = \frac{M_{r(\text{твор})} - M_{r(\text{эксп})}}{M_{r(\text{твор})}} \cdot 100\%; \quad \eta = \frac{44 - 43,68}{44} \cdot 100\% = 3\%.$$

Практическое занятие № 6

Определение содержания карбонатов в известняке

Запись результатов исследования:

Масса прибора с кислотой $m = 140,5$ г.

Масса прибора с кислотой и известняком $m_1 = 146,1$ г.

Масса известняка $m_2 = 5,6$ г.

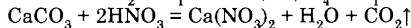
Масса прибора после опыта $m_3 = 144,1$ г.

Масса выделившегося углекислого газа $m_4 = 2,6$ г.

Масса карбоната кальция в известняке $m_5 = 5,432$ г.

Массовая доля CaCO_3 $\omega = 0,97$ (97%)

Расчеты: $m_2 = m_1 - m = 5,6$ г; $m_4 = m_1 - m_2 = 2,06$ г.



$$v(\text{CaCO}_3) = v(\text{CO}_2); \quad m(\text{CaCO}_3) = \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}}; \quad m(\text{CaCO}_3) = 5,432 \text{ г.}$$

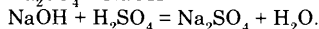
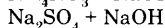
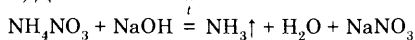
$$\omega(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{m_2} \cdot 100\% = 97\%.$$

Практическое занятие № 7
Решение экспериментальных задач
по темам «Элементы VIA и VA групп»

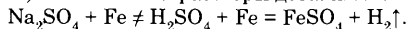
Выполнение работы:

№ 1. а) NH_4NO_3 ; Na_2SO_4 ; H_2SO_4 ;

а') Добавим NaOH :



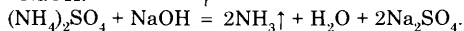
а") В оставшиеся растворы добавим железа.



По выделению газа определяем раствор H_2SO_4 .

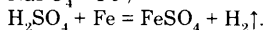
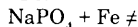
б) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$; Na_3PO_4 ; H_2SO_4 .

+ NaOH :



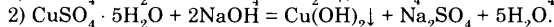
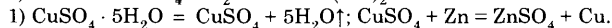
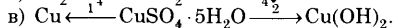
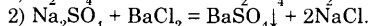
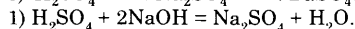
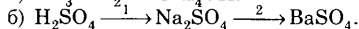
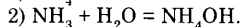
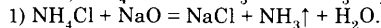
Определяем раствор $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

+ Fe :



По выделению газа определяем H_2SO_4 .

№ 2. а) $\text{NH}_4\text{Cl} \xrightarrow{1} \text{NH}_3 \xrightarrow{2} \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.



Практическое занятие № 8
Определение жесткости воды

№ колбы	Вид жесткости	Ионные уравнения реакций
1	Временная жесткость	а) кипячение воды: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ б) добавление гашеной извести: $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 = \text{MgCO}_3\downarrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
2	Постоянная жесткость	$\text{CaSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ $\text{MgSO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + \text{CaSO}_4$
3	раствор Na_2CO_3	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NaOH}$

Практическое занятие № 9

Решение экспериментальных задач по темам: «Щелочные металлы» и «Щелочноземельные металлы»

План анализа:

№ 1. крист. NaCl ; CaCl_2 ; CaCO_3 .

а) Добавим HCl : $\text{NaCl} + \text{HCl} \neq \text{CaCl}_2 + \text{HCl} \neq$

$\text{CaCO}_3 + \text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$.

Определяем карбонат по выделяющемуся газу.

б) Добавим раствор Na_2SO_4 : $\text{NaCl} + \text{Na}_2\text{SO}_4 \neq$;

$\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = 2\text{NaCl} + \text{CaSO}_4 \downarrow$.

По образованию осадка определяем CaCl_2 .

№ 2. Растворы NaCl ; NH_4Cl ; NaOH .

а) Добавляем раствор NaOH : $\text{NaCl} + \text{NaOH} \neq$

$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} = \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$; $\text{NaOH} + \text{NaOH} \neq$

б) Подействуем индикатором (фенолфталеином). В пробирке с NaOH окраска малиновая, с NaCl — без изменения.

№ 3. а) $\text{CaO} \xrightarrow{1} \text{CaCl}_2 \xrightarrow{2} \text{CaCO}_3 \xrightarrow{3} \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$

1) $\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

2) $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{NaCl}$.

3) $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

б) $\text{MgSO}_4 \xrightarrow{1} \text{MgCO}_3 \xrightarrow{2} \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{3} \text{MgCl}_2$.

1) $\text{MgSO}_4 + \text{K}_2\text{CO}_3 = \text{MgCO}_3 \downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$.

2) $\text{MgCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$.

3) $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{CO}_2 \uparrow$.

№ 4. 1) $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.

При выпаривании раствора получаем $\text{NaCl}_{\text{крист}}$.

2) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl}$.

Отфильтровываем образовавшийся осадок.

Практическое занятие № 10

Получение солей различными способами

Вариант I.

а) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$;

б) $\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;

в) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Вариант II.

а) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$;

б) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$; $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$;

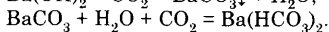
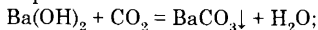
$\text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 = \text{FeCl}_3 + \text{HOCl}$.

Вариант III.

а) $\text{CuO} + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;

б) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

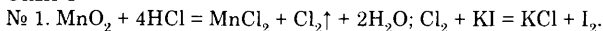
Вариант IV.



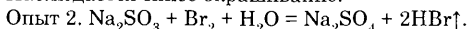
Практическое занятие № 11

Опыты по окислительно-восстановительным реакциям

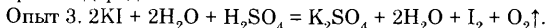
Опыт 1



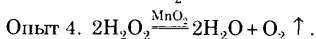
Наблюдается синее окрашивание.



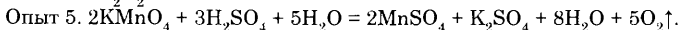
Происходит окисление сульфита до сульфата, происходит выделение бромоводорода.



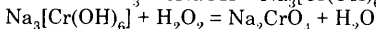
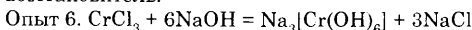
Происходит побурение раствора вследствие образования I_2 , и происходит выделение O_2 .



Происходит бурное выделение O_2 , оксид марганца катализирует разложение H_2O_2 .



Происходит разложение пероксида водорода с выделением O_2 . H_2O_2 — восстановитель.



Происходит разложение желтого раствора, обусловленного ионами Cr_4^{2-} .

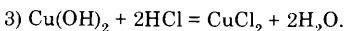
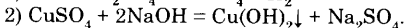
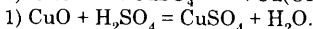
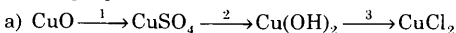
Пероксид водорода играет роль окислителя.

Вывод: в реакции с более сильными окислителями пероксид играет роль восстановителя; может выступать в роли окислителя.

Практическое занятие № 12

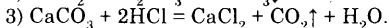
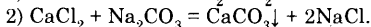
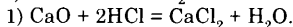
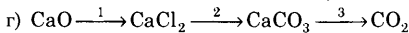
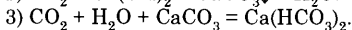
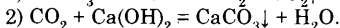
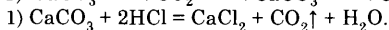
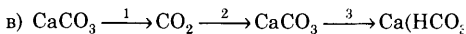
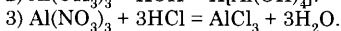
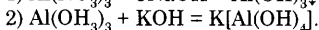
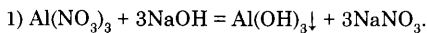
Решение экспериментальных задач по курсу неорганической химии.

№ 1. Превращения.



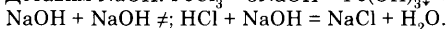
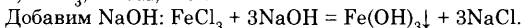
б)





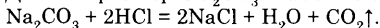
№ 2. Распознавание веществ.

а) FeCl_3 ; NaOH ; HCl .



По выпадению осадка определяем FeCl_3 .

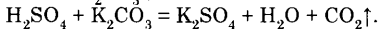
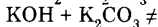
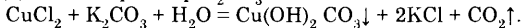
Добавим раствор: Na_2CO_3 ; $\text{NaOH} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \neq$



По выделению газа определяем HCl .

б) растворы CuCl_2 , KOH , H_2SO_4 .

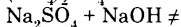
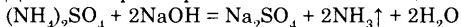
Добавляем раствор K_2CO_3 :



По выпадению осадка определяем раствор CuCl_2 , по выделению газа — раствор H_2SO_4 .

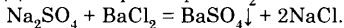
в) растворы NaCl , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, Na_2SO_4 .

Добавляем раствор NaOH : $\text{NaCl} + \text{NaOH} \neq$



По запаху аммиака определяем раствор $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.

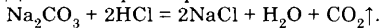
Добавляем раствор BaCl_2 : $\text{NaCl} + \text{BaCl}_2 \neq$



По выпадению осадка определяем раствор Na_2SO_4 .

г) растворы NaI , Na_2SO_4 , Na_2CO_3 .

Добавляем раствор HCl : $\text{NaI} + \text{HCl} = \text{BaCl} + \text{HI}$; $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl} \neq$



По выделению газа определяем раствор Na_2CO_3 .

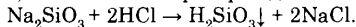
Добавляем раствор BaCl_2 : $2\text{NaI} + \text{BaCl}_2 = \text{BaI}_2 + 2\text{NaCl}$

По выделению осадка определяем раствор Na_2SO_4 .

д) растворы Na_2SiO_3 ; Na_2SO_4 , CaCO_3 .

1) CaCO_3 определяем по физическим свойствам (вещество белого цвета).

2) В оставшиеся пробирки добавим кислоту (HCl): $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl} \neq$



По выпадению осадка определяем раствор Na_2SiO_3 .

ЛАБОРАТОРНЫЕ ОПЫТЫ

Опыт 1

Удаление пятен иода с тканей

Результат: происходит постепенное посинение клубней картофеля и, соответственно, удаляется пятно иода с хлопчатобумажной ткани.

Суть процесса состоит в том, что содержащийся в картофеле крахмал образует особое соединение с атомами иода.

Данную реакцию можно использовать (и используют) для обнаружения крахмала или иода.

Опыт 2

Качественные реакции на хлорид-, бромид, иодид-ионы

Результаты:

№ пробирки	Сокращенное ионное уравнение реакции	Признаки реакции
1	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow$	Выпадает белый творожистый осадок хлорида серебра, темнеющий на свету.
2	$\text{Ag}^+ + \text{Br}^- = \text{AgBr}\downarrow$	Выпадает бледно-желтый творожистый осадок бромида серебра.
3	$\text{Ag}^+ + \text{I}^- = \text{AgI}\downarrow$	Выпадает желтый творожистый осадок иодида серебра.

Опыт 3

Окисление бромид- и иодид-ионов хлором в присутствии органического растворителя

Результат: 1) Уравнение реакции между раствором KBr и хлорной водой в присутствии бензина: $2\text{Br}^- + \text{Cl}_2 = \text{Br}_2 + 2\text{Cl}^-$.

Слой органического растворителя окрашивается в оранжевый цвет.

2) Уравнение реакции между раствором KI и хлорной водой в присутствии бензина: $2\text{I}^- + \text{Cl}_2 = \text{I}_2 + 2\text{Cl}^-$.

Слой органического растворителя окрашивается в фиолетово-розовый цвет.

Вывод: хлор хорошо растворяется в воде, он является более сильным окислителем, чем Br_2 и I_2 , поэтому вытесняет их из растворов солей. Растворимость галогенид-ионов в органическом растворителе больше, чем в воде.

Опыт 4

Гидролиз сульфидов

Результат: 1) водный раствор сульфида натрия имеет щелочную реакцию. Поэтому красная лакмусовая бумага окрашивается в синий цвет.

2) Уравнение реакции: $\text{Na}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{S}$.

3) Сокращенная форма: $\text{S}^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{S} + 2\text{OH}^-$.

4) Сероводородная кислота — довольно слабая кислота.

Опыт 5

Получение кислорода из пероксида водорода

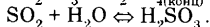
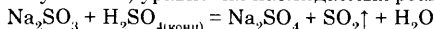
Результат: 1) уравнение реакции: $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\downarrow$.

2) При внесении порошка MnO_2 происходит бурное выделение газа. Тлеющая лучина загорается при ее поднесении к раствору. Оксид марганца является в данной реакции катализатором, т.е. он резко увеличивает скорость реакции разложения пероксида водорода.

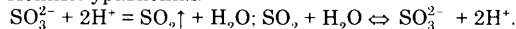
Опыт 6

Изучение свойств соединений серы

Результат: 1) уравнения наблюдаемых реакций:



Ионные уравнения:

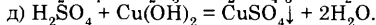
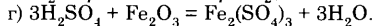
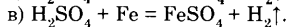
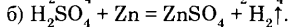
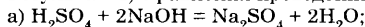


2) При добавлении к раствору сернистой кислоты нескольких капель раствора синего лакмуса окраска раствора становится красной, поскольку среда кислая.

Опыт 7а

Изучение свойств серной кислоты

Результат: 1) Уравнения проведенных реакций;

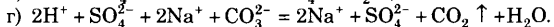
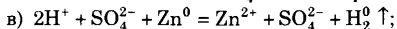
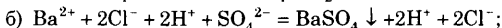
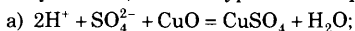


Наблюдения: а) Реакция нейтрализации сильной кислоты сильным основанием. б) Поскольку Zn активный металл, то он выделяет водород из кислоты. в) Аналогично цинку. г) Вследствие гидролиза $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, окраска раствора становится желто-коричневой. д) Происходит растворение осадка, образуется прозрачный голубой раствор.

Опыт 76

Изучение свойств серной кислоты

Результат: 1) Ионные уравнения проведенных реакций:



Наблюдения: 1) В 1-ой и 2-ой реакциях образуются осадки ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — голубой; BaSO_4 — белый).

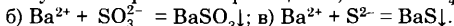
В третьей и четвертой реакциях происходит выделение газа.

2) Серная кислота довольно сильная кислота, диссоциирует по первой ступени практически нацело. Проявляет окислительные свойства.

Опыт 8

Качественная реакция на сульфат-, сульфит-, сульфид-ионы

Результат: Уравнения реакций: а) $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow$;



Наблюдения: а) Выпадает белый кристаллический осадок сульфата бария, нерастворимый в кислотах. б) Выпадает белый кристаллический осадок сульфита бария, хорошо растворимый в кислотах. в) Выпадает черный осадок сульфида бария.

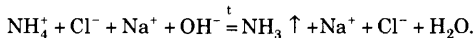
При добавлении соляной кислоты к сульфиту бария выделяется SO_2 , при добавлении к сульфиду выделяется H_2S .

Вывод: Качественные реакции на сульфат-, сульфит-, сульфид-ионы обладают высокой чувствительностью и достаточно наглядны, однако недостаточно селективны.

Опыт 9

Взаимодействие солей аммония со щелочами
(качественная реакция на ион аммония)

Результат: 1) Ионные уравнения проведенной реакции:



Сокращенная форма: $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$.

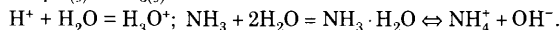
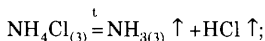
2) При внесении лакмусовой бумаги в выделяющиеся пары она синее вследствие щелочной реакции среды. Выделяющийся газ имеет резкий запах.

Вывод: реакция обнаружения иона аммония по выделению аммиака является специфической реакцией и обладает высокой чувствительностью.

Опыт 10

Возгонка хлорида аммония

Результат: 1) уравнение приведенных реакций:



2) В нижней части трубки лакмус будет окрашен в красный цвет, в верхней части трубки лакмус окрасился в синий цвет.

Опыт 11

Сравнительная оценка растворимости фосфата, гидрофосфата и дигидрофосфата кальция в воде

Результат: 1) в ряду фосфат, гидрофосфат, дигидрофосфат кальция растворимость повышается. Например $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ в воде не растворяется.

2) При добавлении к раствору гидроксида кальция по каплям фосфорной кислоты происходят следующие реакции:

$3\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow + 6\text{H}_2\text{O}$, происходит помутнение раствора.

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 = 3\text{CaHPO}_4$, растворяется осадок фосфата кальция.

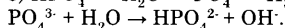
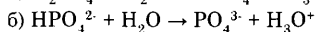
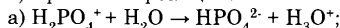
Опыт 12

Гидролиз солей фосфорной кислоты

Результат: 1) Среда раствора NaH_2PO_4 кислая, раствора Na_2HPO_4 — слабокислая, раствора Na_3PO_4 — щелочная.

Окраска лакмуса: 1) красный; 2) розовый; 3) синий.

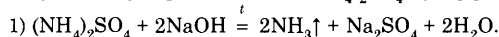
2) Уравнение реакций:



Опыт 13

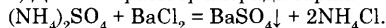
Анализ азотных и фосфорных удобрений

Результат: сульфат аммония: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$; суперфосфат: $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.



По запаху выделяющегося аммиака можно определить сульфат аммония.

2) Добавим раствор хлорида бария:

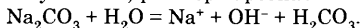


Образовавшийся сульфат бария не растворяется в азотной кислоте.

Опыт 14

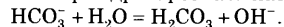
Изучение свойств гидрокарбоната натрия

Результат: 1) раствор карбоната натрия имеет щелочную среду:



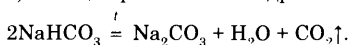
Фенолфталеин становится малиновым.

Раствор гидрокарбоната натрия: $\text{NaHCO}_3 \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{HCO}_3^-$



Имеет менее щелочную реакцию. Раствор фенолфталеина бесцветный.

2) Реакция разложения гидрокарбоната:



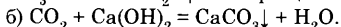
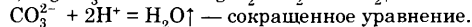
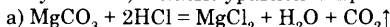
3) Взаимодействие с HCl: $2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow.$

При термическом разложении гидрокарбоната натрия образуется карбонат натрия. При дальнейшем нагревании карбонат расплавится без разложения.

Опыт 15

Качественная реакция на карбонат-ион

Результат: 1) Ионные уравнения проведенной реакции:

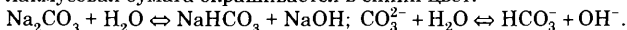


Вывод: при воздействии на карбонаты металлов кислотой выделяется углекислый газ, для его обнаружения используют известковую воду, которая в присутствии CO_2 становится мутной.

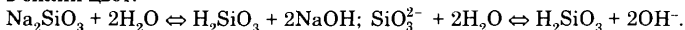
Опыт 16

Гидролиз карбонатов и силикатов

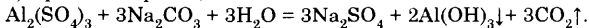
Результат: 1) Среда растворов карбоната и гидрокарбоната щелочная, лакмусовая бумага окрашивается в синий цвет:



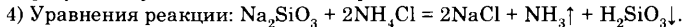
2) Среда растворов силикатов сильно щелочная. Лакмус окрашивается в синий цвет.



3) Уравнение реакции:



Образуется студенистый осадок гидроксида алюминия.



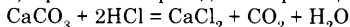
В осадок выпадает кремниевая кислота и выделяется аммиак.

Опыт 17

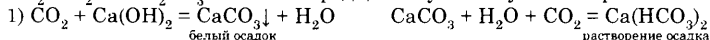
Изучение свойств соединений углерода

Результат:

1) Уравнения проведенных реакций:



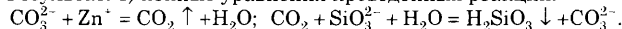
$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$ — кислая среда, лакмусовая бумажка красная.



Опыт 18

Вытеснение оксидом углерода (IV)
кремниевой кислоты из ее солей

Результат: 1) ионные уравнения проведенных реакций:



Кремниевая кислота слабее угольной, она выпадает в осадок при действии CO_2 на растворы силикатов.

Более сильным электролитом является угольная кислота.

Опыт 19

Изучение свойств жидкого стекла

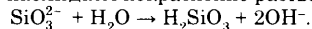
Результат: при внесении полоски фильтрованной бумаги, пропитанной насыщенным раствором силиката натрия, в открытое пламя она загорается. Концентрированный раствор силиката натрия применяется в производстве негорючих тканей, для пропитки древесины и т.д.

Опыт 20

Растворяется ли стекло в воде

Результат: обычное стекло имеет приблизительный состав:

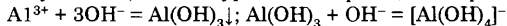
$\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$, оно нерастворимо, химически неактивно. Однако, при определенных условиях, а именно в условиях данного опыта, происходит гидролиз и раствор приобретает щелочную окраску, поэтому мы наблюдаем покраснение раствора (очень незначительное).

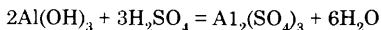


Опыт 21

Изучение свойств соединений алюминия

Результат: 1) ионные уравнения проведенных реакций:





Вывод: получаемый по обменной реакции гидроксид — студенистый белый осадок. $\text{Al}(\text{OH})_3$ — типичное амфотерное соединение; свежеполученный продукт легко растворяется и в кислотах, и в щелочах.

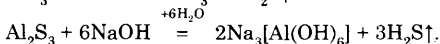
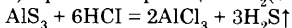
Опыт 22

Гидролиз солей алюминия

Результат: 1) раствор хлорида алюминия окрашивает лакмусовую бумагу в красный цвет. Следовательно реакция среды кислая.

$\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+$. Гидроксид алюминия слабое основание.

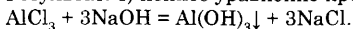
2) Уравнение реакции: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3(\text{NH}_4)_2\text{S} = \text{Al}_2\text{S}_3\downarrow + 3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$



Опыт 23

Адсорбционные свойства гидроксида алюминия

Результат: 1) ионное уравнение проведенной реакции:



2) Раствор чернил обесцвечивается, поскольку происходит адсорбция молекул красителя. Поверхностные атомы гидроксида алюминия образуют химические связи с молекулами красителя.

Опыт 24

Распознавание по окраске пламени солей натрия и калия

Результат: в первом случае окраска пламени желтая, такая окраска характерна для ионов натрия. Во втором случае окраска пламени бледно-фиолетовая, что характерно для ионов калия.

Итак, образец № 1 содержит элемент Na. Образец № 2 содержит элемент K.

Опыт 25

Окрашивание пламени солями щелочноземельных металлов

Результат: соли Ca окрашивают пламя в кирпично-красный цвет, соли Sr — в кармилово-красный цвет, соли Ba — в темно-зеленый цвет.

Опыт 26**Гидролиз солей натрия и калия**

Результат: 1) уравнения реакций гидролиза солей: Na_2CO_3 и K_2CO_3
 $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$; $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$.

Уравнения гидролиза для солей калия и натрия будут одинаковыми.

2) Карбонаты щелочных металлов в растворе дают щелочную реакцию, поэтому красная лакмусовая бумажка в них посинеет.

K_2SO_4 и Na_2SO_4 гидролизу не подвергаются.

Опыт 27**Изучение растворимости карбоната и гидрокарбоната кальция в воде**

Результат: 1) уравнения проведенных опытов:

$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$; $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

2) Карбонат кальция малорастворим в воде, однако при продолжительном пропускании CO_2 через его водный раствор, он растворяется, превращаясь в гидрокарбонат, который растворим в воде.

Опыт 28**Получение оксида кальция, гашение извести**

Результат: 1) реакция раствора карбоната кальция будет слабощелочная.

2) Уравнение реакций: $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$; $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$

3) CaO — известь, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — гашеная известь. В технике используют реакцию получения оксида кальция из природных карбонатов. Гидроксид $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — известковое молоко, применяется в качестве дешевого растворимого основания.

4) При внесении красной лакмусовой бумажки в раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$ она будет синеть вследствие щелочной реакции среды.

Опыт 29**Получение гидроксида магния и изучение его свойств**

Результат: 1) получение гидроксида магния — основания средней силы
 $\text{MgCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NaCl}$.

2) Изучение свойств гидроксида Mg:

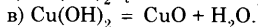
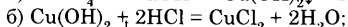
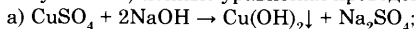
а) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ — растворение;

б) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \neq$ — реакция не идет;

в) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{NH}_4\text{Cl} = \text{MgCl}_2 + 2\text{NH}_3 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ — выделяется аммиак.

Опыт 30**Получение гидроксида меди и изучение его свойств**

Результат: 1) ионные уравнения проведенных реакций:



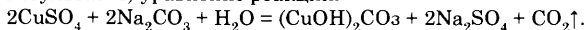
2) Осадок $\text{Cu}(\text{OH})_2$ голубого цвета, как и раствор CuCl_2 . Оксид меди (II) имеет черный цвет.

Опыт 31**Окрашивание пламени солями меди**

Результат: мы наблюдаем окрашивание пламени горелки в зеленый цвет, характерный для ионов меди Cu^{2+} .

Опыт 32**Гидролиз солей меди (II)**

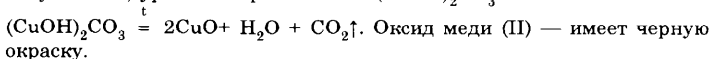
Результат: 1) уравнение реакции:



Присутствие карбоната натрия усиливает гидролиз CuSO_4 . Основная соль образуется вследствие высокощелочной среды. Соли меди хорошо гидролизуются, а гидроксид меди (II) проявляет основные свойства двухосновного основания.

Опыт 33**Разложение основного карбоната меди (II) (малахита)**

Результат: 1) уравнение разложения $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$:

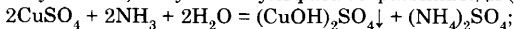


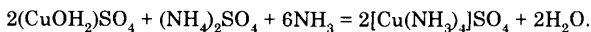
2) При пропускании CO_2 через известковую воду происходят следующие реакции: $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ — помутнение раствора.

При дальнейшем пропускании CO_2 :

**Опыт 34****Получение сульфата тетрааминмеди (II)**

Результат: 1) получение сульфата тетрааминмеди (II):



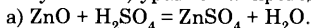


2) Образующийся комплексный ион имеет синюю окраску.

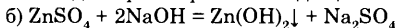
Опыт 35

Изучение химических свойств соединений цинка

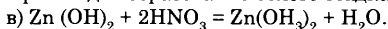
Результат: 1) уравнения проведенных реакций:



Наблюдаем растворение оксида цинка в кислоте.



Происходит образование белого осадка.



Происходит растворение гидроксида с образованием бесцветного раствора.

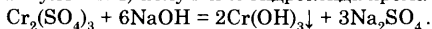


Гидроксид цинка растворяется в щелочи с образованием гидроксиоцинката.

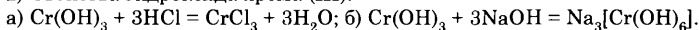
Опыт 36

Получение гидроксида хрома (III) и изучение его свойств

Результат: 1) получение гидроксида хрома (III):



2) Свойства гидроксида хрома (III):

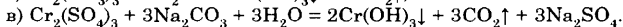
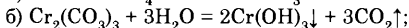
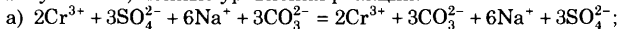


Вывод: $\text{Cr}(\text{OH})_3$ проявляет амфотерные свойства.

Опыт 37

Совместный гидролиз сульфата хрома (III) и карбоната натрия

Результат: 1) ионные уравнения реакций:

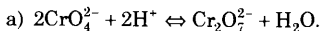


Вывод: гидроксид хрома (III) проявляет свойства основания. Соли хрома (III) сильно гидролизуются, вследствие чего невозможно существование $\text{Cr}_2(\text{CO}_3)_3$. Для полного протекания гидролиза необходимо кипятить раствор для удаления CO_2 .

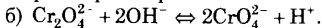
Опыт 38

Перевод хроматов в дихроматы и дихроматов в хроматы

Результат: 1) ионные уравнения проведенных реакций:



Окраска раствора изменяется с желтой на оранжевую.

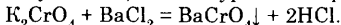


Раствор становится желтым.

Опыт 39

Взаимодействие хромата калия с хлоридом бария

Результат: 1) ионные уравнения реакции:



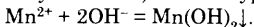
В сокращенной форме: $\text{CrO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaCrO}_4 \downarrow$.

2) Образуется хромат бария, имеющий желтый цвет.

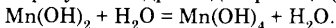
Опыт 40

Окисление ионов Mn^{2+} до ионов Mn^{4+}

Результаты: 1) Ионные уравнения проведенных реакций:



Образуется гидроксид марганца (II), имеющий розовую окраску.

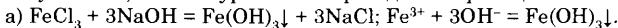


Гидроксид марганца (II) быстро темнеет, окисляясь даже кислородом воздуха до гидроксида марганца (IV).

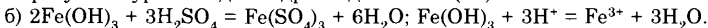
Опыт 41

Получение гидроксида железа (III) и изучение его свойств

Результат: 1) ионные уравнения проведенных реакций:



Образуется бурый осадок гидроксида железа (III).

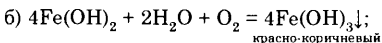
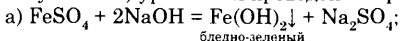


Происходит растворение гидроксида железа (III) в серной кислоте с образованием желто-коричневого раствора.

Опыт 42

Получение гидроксида железа (II) и изучение его свойств

Результат: 1) уравнения проведенных реакций:



в) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ образуется бледно-зеленый раствор.

