РОСЖЕЛДОР
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Ростовский государственный университет путей сообщения»
(ФГБОУ ВПО РГУПС)
Тихорецкий техникум железнодорожного транспорта
(ТТЖТ – филиал РГУПС)

Н.Д.Жестерова

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ПРОВЕДЕНИЮ ПРАКТИЧЕСКИХ РАБОТ ДИСЦИПЛИНЫ ЕСТЕСТВОЗНАНИЕ

(Химия)

для специальности

38.02.01 Экономика и бухгалтерсикй учет (по отраслям)

38.02.02 Страховое дело (по отраслям)

Тихорецк
2015

УТВЕРЖДАЮ
Заместитель директора по учебной работе:
«04» 09 2015г.
_____Н.Ю. Шитикова

Методические рекомендации по проведению практических работ дисциплины «Естествознание. Химия с элементами экологии» разработаны на основе рабочей учебной программы дисциплины «Естествознание» для специальностей гуманитарного профиля.

Организация-разработчик: Тихорецкий техникум железнодорожного транспорта – филиал Федерального государственного бюджетного образовательного учреждения высшего профессионального образования «Ростовский государственный университет путей сообщения» (ТТЖТ – филиал РГУПС)

Разработчик:
Жестерова Наталья Дмитриевна, преподаватель ТТЖТ - филиала РГУПС

Рецензент
Н.И.Биркина– преподаватель ТТЖТ – филиала РГУПС

Рекомендована цикловой комиссией № 3 «Естественно-научных дисциплин»

Протокол заседания № 1 от 01.09.2015 г.

Содержание

1. Пояснительная записка…… .. 5- 6
2.Тематический план практических работ учебной дисциплины Естествознание (Химия) …….....7
3.Правила техники безопасности при работе в кабинете химии……8-10
4.Методические рекомендации по выполнению практических работ:
4.1. Практическая работа № 1……..11-16
4.2. Практическая работа № 2……17 -23
4. 3.Практическая работа № 3……24-30
4.4.Практическая работа № 4 ……31-35
4.5.Практическая работа № 5……36-39
4.6. Практическая работа № 6……..40-46
Литература……47
6.Приложения:……..48
6.1 *Приложение № 1*. Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева
6.2 *Приложение № 2*. Растворимость кислот, оснований, солей в воде
6.3 *Приложение № 3*.Электрохимический ряд напряжений металлов
6.4 *Приложение № 4*.Окраска индикаторов в различных средах
6.5 *Приложение № 5*.Классификация веществ
6.6 *Приложение № 7*.Типы химических реакций
6.8. *Приложение № 8.* Формулы и названия кислот и кислотных остатков
6.9. *Приложение № 9.* Качественные реакции на катионы и анионы
6.10. *Приложение № 10*. Распознавание органических веществ
6.11. *Приложение № 12*. Количественные величины в химии

Пояснительная записка

Дисциплина «Естествознание. Химия с элементами экологии» относится к общеобразовательному учебному циклу программы подготовки специалистов среднего звена.

Освоение содержания учебной дисциплины «Естествознание» обеспечивает достижение студентами следующих результатов:

***личностных*:**

− устойчивый интерес к истории и достижениям в области естественных наук,чувство гордости за российские естественные науки;

− готовность к продолжению образования, повышению квалификации в избранной профессиональной деятельности с использованием знаний в областиестественных наук;

− объективное осознание значимости компетенций в области естественных наук для человека и общества, умение использовать технологические достижения в области физики, химии, биологии для повышения собственного интеллектуального развития в выбранной профессиональной деятельности;

− умение проанализировать техногенные последствия для окружающей среды,бытовой и производственной деятельности человека;

− готовность самостоятельно добывать новые для себя естественно-научные знания с использованием для этого доступных источников информации;

− умение управлять своей познавательной деятельностью, проводить самооценку уровня собственного интеллектуального развития;

− умение выстраивать конструктивные взаимоотношения в команде по решению общих задач в области естествознания;

***метапредметных*:**

− овладение умениями и навыками различных видов познавательной деятельности для изучения разных сторон окружающего естественного мира;

− применение основных методов познания (наблюдения, научного эксперимента) для изучения различных сторон естественно-научной картины мира, с которыми возникает необходимость сталкиваться в профессиональной сфере;

− умение определять цели и задачи деятельности, выбирать средства для их достижения на практике;

− умение использовать различные источники для получения естественно-научной информации и оценивать ее достоверность для достижения поставленных целей и задач;

***предметных*:**

− сформированность представлений о целостной современной естественно-научной картине мира, природе как единой целостной системе, взаимосвязи человека, природы и общества, пространственно-временны х масштабах Вселенной;

− владение знаниями о наиболее важных открытиях и достижениях в области естествознания, повлиявших на эволюцию представлений о природе, на развитие техники и технологий;
− сформированность умения применять естественно-научные знания для объяснения окружающих явлений, сохранения здоровья, обеспечения безопасности жизнедеятельности, бережного отношения к природе, рационального природопользования, а также выполнения роли грамотного потребителя;
− сформированность представлений о научном методе познания природы и средствах изучения мегамира, макромира и микромира; владение приемами естественно-научных наблюдений, опытов, исследований и оценки достоверности полученных результатов;
− владение понятийным аппаратом естественных наук, позволяющим познавать мир, участвовать в дискуссиях по естественно-научным вопросам, использовать различные источники информации для подготовки собственных работ, критически относиться к сообщениям СМИ, содержащим научную информацию;
− сформированность умений понимать значимость естественно-научного знания для каждого человека независимо от его профессиональной деятельности, различать факты и оценки, сравнивать оценочные выводы, видеть их связь с критериями оценок и связь критериев с определенной системой ценностей.

Тематический план практических работ учебной дисциплины Естествознание (Химия)

№	Наименование разделов и тем	Наименование практических работ	Объем часов
1	Раздел 2.Химия Тема 2.1.4 Химические реакции. Скорость химической реакции.	Практическое занятия № 1 Зависимость скорости химической реакции от различных факторов (температуры, концентрации веществ, действия катализаторов).	2
2	Раздел 2.Химия Тема 2.1.5 Классификация неорганических соединений и их свойства.	Практическое занятия № 2 Реакции обмена в водных растворах электролитов. Определение pH раствора солей.	2
3	Раздел 2.Химия Тема 2.1.5.1 Металлы	Практическое занятия № 3 Взаимодействие металлов с растворами кислот и солей.	2
4	Раздел 2.Химия Тема 2.2.3.Кислородсодержащие органические соединения	Практическое занятия № 4 Химические свойства уксусной кислоты: взаимодействие с индикаторами, металлами , с основаниями и основными оксидами.	2
5	Раздел 2.Химия Тема 2.2.4. Азотсодержащие органические соединения	Практическое занятия № 5 Обратимая и необратимая денатурация белков.	2
6	Раздел 2.Химия Тема2.2.5 Пластмассы и волокна.	Практические занятия № 6 Ознакомление с синтетическими и искусственными полимерами. Определение различных видов химических волокон.	2

Правила техники безопасности при работе в кабинете химии

I Общие положения о поведении обучающихся в кабинете химии

1.В кабинете химии запрещается:
- есть, пить в химическом кабинете
- пробовать вещества на вкус
- брать вещества руками
- оставлять не убранные разлитые или рассыпанные реактивы
- пользоваться открытым огнем
- тушить водой
- выливать или высыпать остатки реактивов в банки и склянки, из которых они были взяты
- менять пробки и пипетки от различных банок и ли склянок
- набирать одной и той же ложечкой или пипеткой разные вещества
- оставлять открытыми склянки с жидкостями и банки с сухими веществами
- проводить опыт без разрешения преподавателя.

2.Не находиться в верхней одежде, не блокировать пространство между столами. Не бегать.

3.Внимательно прочитать инструкцию и строго соблюдать порядок выполнения работы.

4.Использовать только указанное в работе оборудование.

5.Внимательно наблюдать за происходящими изменениями и записать результаты экспериментов.

6.Отвечать на вопросы и делать выводы из наблюдений.

7.Никогда не делать опыты, не предусмотренные лабораторной работой.

8.Спрашивать преподавателя, если не уверен в правильности своих действий.

9.По окончании работы убрать рабочее место (вымыть посуду, убрать реактивы и оборудование, вытереть стол).

10.Проветрить помещение.

II Техника безопасности при работе с веществами и растворами

Вещества имеют различные свойства. Они могут быть ядовиты, огнеопасны, агрессивны. Выполнение опытов требует большой аккуратности и соблюдения правил техники безопасности.

1.Выполняйте опыты строго по инструкции.

2.Будте особенно осторожны в обращении с растворами кислот, щелочей, огнеопасными и ядовитыми веществами.

3.Не заглядывайте в пробирку, стакан или колбу с содержимым.

4.Направляйте осторожно к себе газ или пар рукой, определяя вещество по запаху, не делайте глубокого вдоха.

5.Наливайте или насыпайте реактивы только над столом.

6.Берите вещества в количествах указанных преподавателем или в инструкции.

7.Собирайте остатки веществ в специальную посуду.

8.При попадании химического реактива на кожу или одежду смойте его избытком воды. Если что ни будь, попало в глаза, необходимо промыть их водой в течение 10-15 минут. При необходимости обратиться за квалифицированной помощью.

9.При химических ожогах подставьте обожженное место под струю холодной воды на 10 минут.

10.Опасайтесь растрескивания стеклянной посуды.

11.Пользуйтесь тигельными щипцами или держателем.

12.Обо всех чрезвычайных происшествиях обязательно сообщайте преподавателю.

СОБЛЮДЕНИЕ МЕР БЕЗОПАСНОСТИ ЗАЛОГ УСПЕШНОЙ РАБОТЫ!

Первая помощь в экстренных ситуациях

Происшествие	Первая помощь
Попадание едких веществ на кожу	Промыть большим количеством воды
Попадание едких веществ в глаза	Промыть большим количеством воды
Попадание едких веществ в рот и пищеварительные органы	При попадании кислот: пить кашицу из оксида магния. При попадании щелочей: пить раствор лимонной кислоты или очень разбавленный раствор уксусной кислоты.
Отравление твердыми или жидкими веществами	Вызвать рвоту, например, выпив большое количество воды.
Отравление газами	Пострадавшего немедленно вывести на воздух
Ожоги	Не обрабатывать водой! Волдыри от ожогов не вскрывать!

В любом случае пострадавшего, после оказания первой помощи, необходимо направить в медицинское учреждение к врачу!

Практическая работа № 1

ТЕМА: ЗАВИСИМОСТЬ СКОРОСТИ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ ОТ РАЗЛИЧНЫХ ФАКТОРОВ (ТЕМПЕРАТУРЫ, КОНЦЕНТРАЦИИ ВЕЩЕСТВ,ДЕЙСТВИЯ КАТАЛИЗАТОРОВ).

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: провести реакции, которые протекают с различной скоростью; исследовать факторы влияющие на скорость химических реакций; отработать навыки экспериментальной работы, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии; отработать навыки составления уравнений реакций.

ОБОРУДОВАНИЕ: штатив с пробирками, спиртовка, пробиркодержатель , химические колбы

ВЕЩЕСТВА: цинк (гранулы), железо (пористое восстановленное), HCl (разб., 1:2), железо (стружки), CH_3COOH (разб., 1:2), H_2SO_4 (разб., 1:5), H_2SO_4 (разб., 1:10).

Краткие теоретические сведения

Скорость химической реакции – изменением концентрации реагирующих или образующихся веществ в единицу времени.

$$\upsilon = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

C □ молярная концентрация, t □ время

ПОРЯДОК ВЫПОЛНЕНИЯ РАБОТЫ.

ОПЫТ №1 ЗАВИСИМОСТЬ СКОРОСТИ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ ОТ ПРИРОДЫ РЕАГИРУЮЩИХ ВЕЩЕСТВ

1. Налейте в две пробирки соляную и уксусную кислоты.

2. Одновременно в каждую пробирку добавьте кусочек цинка.

3. В какой пробирке реакция протекает быстрее? Почему?

4. Составьте УХР.

ОПЫТ №2 ЗАВИСИМОСТЬ СКОРОСТИ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ ОТ ТЕМПЕРАТУРЫ

1. В 2 пробирки налейте уксусной кислоты и добавьте одновременно несколько гранулу цинка.
2. Одну пробирку нагрейте.

3. В какой из пробирок реакция идет быстрее? Как влияет температура на скорость реакции?

4. Составьте УХР.

ОПЫТ №3 ЗАВИСИМОСТЬ СКОРОСТИ РЕАКЦИИ ОТ КОНЦЕНТРАЦИИ РЕАГИРУЮЩИХ ВЕЩЕСТВ

1.В 1 пробирку налейте раствор HCl.

2.Во 2 пробирку концентрированной HCl.

3.Одновременно в каждую пробирку добавьте гранулу цинка.

4.В какой пробирке реакция идет быстрее?

5.Как влияет концентрация реагирующих веществ на скорость реакции? Почему?

6.Составьте УХР.

ОПЫТ № 4 ЗАВИСИМОСТЬ СКОРОСТИ РЕАКЦИИ ОТ КАТАЛИЗАТОРА

1. В 2 пробирки налить раствор медного купороса.

2. Одновременно в каждую пробирку добавьте гранулу алюминия.

3. В первую пробирку добавить несколько кристаллов хлорида натрия.

4. Что наблюдаете?
5. Составьте УХР.

ОПЫТ № 5 ЗАВИСИМОСТЬ СКОРОСТИ РЕАКЦИИ ОТ ПЛОЩАДИ СОПРИКОСНОВЕНИЯ ВЕЩЕСТВ

1.Налейте в 2 пробирки уксусной кислоты.

2.Одновременно в каждую пробирку добавьте в 1 пробирку кусочек мела,

во 2 пробирку порошок мела.

3.Как зависит скорость реакции от площади соприкосновения веществ?

Содержание отчета

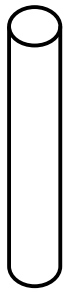
ХОД РАБОТЫ

Проведите опыты согласно инструкции и результаты наблюдений занесите в таблицы.

Таблица №1 ЗАВИСИМОСТЬ СКОРОСТИ РЕАКЦИИ ОТРАЗЛИЧНЫХ ФАКТОРОВ

№	*Что брали? Что делали?*	*Что наблюдали? УХР*
Зависимость скорости химической реакции от природы реагирующих веществ		
1	*HCL* *Zn*	
2	CH_3COOH *Zn*	
Зависимость скорости химической реакции от температуры		
1	CH_3COOH	

2	Zn CH_3COOH Zn	
Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ		
1	HCL(конц.) Zn	
2	HCL Zn	
Зависимость скорости химической реакции от катализатора		

	 $CuSO_4$ Al $CuSO_4$ Al $NaCl$	
Зависимость скорости химической реакции от площади соприкосновения		
1 2	CH_3COOH Кусочек мела CH_3COOH Порошок мела	

ВЫВОД:

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Что такое скорость химической реакции?
2. Какие факторы влияют на скорость химической реакции?
3. От чего зависит скорость химической реакции между металлом и серой?
4. Как называется реакция в присутствии катализатора?

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 2

РЕАКЦИИ ОБМЕНА В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. ОПРЕДЕЛЕНИЕ pH РАСТВОРА СОЛЕЙ.

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: закрепить теоретические знания на практике, научиться определять pH водных растворов

ОБОРУДОВАНИЕ: штатив с пробирками, спиртовка, пробиркодержатель , химические колбы

ВЕЩЕСТВА: сульфата меди(II), гидроксид натрия, гидрокарбонат натрия (пищевая сода), соляная кислота, уксусная кислота.

Краткие теоретические сведения

1. *Реакции, идущие с образованием осадка.*

а) При взаимодействии сульфата меди(II) с гидроксидом натрия образуется голубой осадок гидроксида меди(II).

Молекулярное уравнение химической реакции:

$$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2 + Na_2SO_4.$$

Полное и сокращенное ионные уравнения реакций:

$$Cu^{2+} + \text{[redacted]} + 2Na^+ + 2OH^{\square} = Cu(OH)_2\downarrow + 2Na^+ + \text{[redacted]},$$

$$Cu^{2+} + 2OH^{\square} = Cu(OH)_2\downarrow.$$

б) При взаимодействии хлорида бария с сульфатом натрия выпадает белый молочный осадок сульфата бария.

Молекулярное уравнение химической реакции:

$$BaCl_2 + Na_2SO_4 = 2NaCl + BaSO_4\downarrow.$$

Полное и сокращенное ионные уравнения реакций:

$$Ba^{2+} + 2Cl^{\square} + 2Na^{+} + = 2Na^{+} + 2Cl^{\square} + BaSO_4\downarrow,$$

$$Ba^{2+} + \text{[redacted]} = BaSO_4\downarrow.$$

2. *Реакции, идущие с выделением газа.*

При взаимодействии карбоната или гидрокарбоната натрия (пищевая сода) с соляной или другой растворимой кислотой наблюдается вскипание, или интенсивное выделение пузырьков газа. Это выделяется углекислый газ CO_2, вызывающий помутнение прозрачного раствора известковой воды (гидроксида кальция). Известковая вода мутнеет, т.к. образуется нерастворимый карбонат кальция.

Молекулярные уравнения химических реакций:

а) $Na_2CO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2O + CO_2\uparrow$;

б) $NaHCO_3 + HCl = NaCl + CO_2\uparrow + H_2O$;

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O.$$

Полные и сокращенные ионные уравнения реакций:

а) $2Na^{+} + CO_3^{2-} + 2H^{+} + 2Cl^{\square} = 2Na^{+} + 2Cl^{\square} + CO_2\uparrow + H_2O$,

$CO_3^{2-} + 2H^{+} = CO_2 + H_2O$;

б) $Na^{+} + HCO_3^{-} + H^{+} + Cl^{\square} = Na^{+} + Cl^{\square} + CO_2\uparrow + H_2O$,

$HCO_3^{-} + H^{+} = CO_2\uparrow + H_2O$.

3. *Реакции, идущие с образованием малодиссоциирующего вещества.*

При взаимодействии гидроксида натрия или калия с соляной кислотой или другими растворимыми кислотами в присутствии индикатора фенолфталеина раствор щелочи обесцвечивается, в результате реакции нейтрализации образуется малодиссоциирующее вещество H_2O.

Молекулярные уравнения химических реакций:

а) $NaOH + HCl = NaCl + H_2O$;

б) $2NaOH + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2H_2O$;

в) $3KOH + H_3PO_4 = K_3PO_4 + 3H_2O$.

Полные и сокращенные ионные уравнения реакций:

а) $Na^+ + OH^- + H^+ + Cl^- = Na^+ + Cl^- + H_2O$,

$OH^- + H^+ = H_2O$;

б) $2Na^+ + 2OH^- + 2H^+ + SO_4^{2-} = 2Na^+ + SO_4^{2-} + 2H_2O$,

$2OH^- + 2H^+ = 2H_2O$;

в) $3K^+ + 3OH^- + 3H^+ + PO_4^{3-} = 3K^+ + PO_4^{3-} + 3H_2O$,

$3OH^- + 3H^+ = 3H_2O$.

Индикаторы – органические соединения, анионы которых имеют одну окраску, а недиссоциированные молекулы другую. Степень диссоциации индикаторов, а следовательно, и их окраска зависят от значений pH среды. Таким образом, по окраске индикатора можно определить pH раствора. Для быстрого определения pH используют бумажный универсальный индикатор.

Гидролиз соли – взаимодействие ионов соли с водой.

Если $[H^+] = [OH^-]$, то среда нейтральная,

$[H^+] > [OH^-]$ – среда кислая,

$[OH^-] > [H^+]$ – среда щелочная.

ПОРЯДОК ВЫПОЛНЕНИЯ РАБОТЫ

ОПЫТ №1 РЕАКЦИИО БМЕНА МЕЖДУ РАСТВОРАМИ ЭЛЕКТРОЛИТОВ , ИДУЩИЕ С ОБРАЗОВАНИЕМ ОСАДКА.

1. Провести реакцию между растворами сульфата меди(II) и гидроксида натрия.

2.Написать молекулярное, полное и сокращенное ионные уравнения химических реакций, отметить признаки химической реакции.

ОПЫТ №2 РЕАКЦИИ ОБМЕНА МЕЖДУ РАСТВОРАМИ ЭЛЕКТРОЛИТОВ, ИДУЩИЕ С ВЫДЕЛЕНИЕМ ГАЗА.

1.Провести реакции между растворами гидрокарбоната натрия (пищевая сода) с соляной кислотой.

2. Выделяющийся газ (используя газоотводную трубку) пропустить через прозрачную известковую воду, налитую в другую пробирку, до ее помутнения.

3.Написать молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения химических реакций, отметить признаки этих реакций

ОПЫТ №3 РЕАКЦИИ ОБМЕНА МЕЖДУ РАСТВОРАМИ ЭЛЕКТРОЛИТОВ, ИДУЩИЕ С ОБРАЗОВАНИЕМ МАЛОДИССОЦИИРУЮЩЕГО ВЕЩЕСТВА.

1.Провести реакции нейтрализации между щелочью (NaOH) и кислотой (HCl,), предварительно поместив в раствор щелочи фенолфталеин.

2.Отметить наблюдения и написать молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения химических реакций.

ОПЫТ № 4. *ОПРЕДЕЛЕНИЕ pH В КИСЛЫХ, ЩЕЛОЧНЫХ И НЕЙТРАЛЬНЫХ СРЕДАХ*

На предметное стекло положите небольшие кусочки универсальной индикаторной бумаги и стеклянными палочками нанесите на них по капле дистиллированной воды, растворов NaOH, NH_4OH, HCl, CH_3COOH. С помощью цветовой шкалы определите pH в нейтральной, щелочной и кислой средах. Результаты запишите в таблицу.

Исследуемое	Цвет	pH	Реакция среды

вещество	универсальной индикаторной бумаги		
H_2O			
NaOH			
NH_4OH			
HCl			
CH_3COOH			

Содержание отчета

ХОД РАБОТЫ

Проведите опыты согласно инструкции и результаты наблюдений занесите в таблицу.

Таблица №1

№	*Что брали? Что делали?*	*Что наблюдали?*
1. Реакции обмена между растворами электролитов,идущие с образованием осадка		
1	$CuSO_4$ $NaOH$	
2	*Реакции обмена между растворами электролитов, идущие с выделением газа*	

1	*$NaHCO_3$* *HCl*	
3 Реакции обмена между растворами электролитов,идущие с образованием малодиссоциирующего вещества		
1	*NaOH* HCl	

Таблица №2

Исследуемое вещество	Цвет универсальной индикаторной бумаги	pH	Реакция среды
H_2O			
NaOH			
NH_4OH			
HCl			
CH_3COOH			

ВЫВОД:

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1.Какие вещества называют электролитами? Приведите примеры таких веществ.

2. Какие вещества называют неэлектролитами? Приведите примеры таких веществ.

3. В каких случаях реакции ионного обмена идут до конца?

4. Какие вещества называются индикаторами?

Практическая работа №3

ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ МЕТАЛЛОВ С РАСТВОРАМИ КИСЛОТ И СОЛЕЙ.

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: Изучение химических свойств металлов и их соединений. Закрепить знания о химических свойствах металлов: взаимодействие металлов с растворами кислот и солей.

ОБОРУДОВАНИЕ:штатив с пробирками, спиртовка, пробиркодержатель, химические колбы, стаканы, резиновая груша

ВЕЩЕСТВА: растворы: серной кислоты, гидроксид натрия; растворы солей: сульфат меди (II),хлорид цинка, сульфат алюминия, сульфат натрия; кусочки: цинка, меди.

Краткие теоретические сведения

Металлы в периодической системе находятся в I, II, III группах, в побочных подгруппах всех групп. Кроме того, металлами являются наиболее тяжелые элементы IV, V, VI и VII групп.

Особенностью строения атомов металлов является небольшое число электронов во внешнем электронном уровне, как правило, не

превышающее трёх. Атомы металлов легко отдают электроны и являются хорошими восстановителями.

Металлы по их активности расположены в ряд, называемый электрохимическим рядом напряжений металлов.

Li Rb K Cs Ba Sr Ca Na Mg Be Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb H Sb Bi Cu Hg Ag Au

Металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений металлов до водорода, могут вытеснять его из растворов кислот, а всякий металл, стоящий ближе к началу ряда, может вытеснять (восстанавливать) последующие из растворов их солей.

1.Металлы, расположенные в начале ряда – от лития до магния □ восстанавливают водород из воды с образованием щелочи:

$2Na + 2HOH \rightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$.

2. Металлы менее активные (от марганца до железа), восстанавливая из воды водород, образуют оксиды:

$3Fe + 4H_2O \rightarrow Fe_3O_4 + 4H_2\uparrow$.

3.Металлы реагируют с кислотами. Взаимодействие металлов зависит от их активности (см. электрохимическим рядом напряжений металлов) и от концентрации кислоты:

а) кислоты HCl, H_3PO_4, H_2SO_4(разб.) реагируют со всеми металлами (кроме Pb), которые стоят в ряду напряжений до водорода, при этом выделяется водород;

$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow$.

б) концентрированная H_2SO_4 при нагревании реагирует со всеми металлами (кроме Pt и Au), при этом водород не выделяется; с тяжелыми (плотность > 5 г/ см3) металлами образует газ SO2 (оксид серы (IV)); с более активными легкими (плотность < 5 г/ см3) металлами выделяется H2S (сероводород):

$Cu + 2H_2SO_4$ (конц) $\rightarrow CuSO_4 + 2H_2O + SO_2\uparrow$.

в) концентрированная HNO_3 с щелочными и щелочноземельными металлами образует газ N2O – оксид азота (IV), с другими тяжелыми металлами – оксид азота (IV) NO_2:

$Ca + 10HNO_3$(конц.) $\rightarrow Ca(NO_3)_2 + N_2O + 5\ H_2O$

$Cu + 4HNO_3$(конц.) $\rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + 2\ H_2O$

г) разбавленная HNO3 взаимодействует с щелочными и щелочноземельными металлами, а также с Zn, Fe, Sn, при этом выделяется газ NH3 (аммиак) или образуется соль аммония ($NH_3 + HNO_3 = NH_4NO_3$), при реакции с остальными металлами (плотность > 5 г/ см3) образуется оксид азота (II) NO:

$Ca + 10HNO_3$(разб.) $\rightarrow 4Ca(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3\ H_2O$

$Cu + 4HNO_3$(разб.) $\rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$

д) кислоты H_2CO_3,H2SO_3, CH_3COOH – слабые, взаимодействуют с активными металлами:

$2CH_3COOH + 2Na \rightarrow 2CH_3COONa + H_2$

4. Каждый последующий металл может быть восстановлен из раствора соли предыдущим металлом: $Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu$.

Переходные металлы расположены в Периодической системе с 4 по 7 период. Переходные металлы, символы которых расположены в самой таблице, называют d-элементами, а те элементы, символы которых расположены в нижней части Периодической системы, называют лантаноидами и актиноидами или f-элементами.

Амфотерные оксиды - оксиды переходных металлов.

Свойства.

1. Амфотерные оксиды не растворяются в воде.

2. Амфотерные оксиды, реагируя с основными и с кислотными оксидами, дают соли:

$Al_2O_3 + K_2O \rightarrow 2KAlO_2$,

$Al_2O_3 + 3SO_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3$.

3. Амфотерные оксиды, реагируя с основными или кислотными гидроксидами, дают соли:

$ZnO + 2KOH \rightarrow K_2ZnO_2 + H_2O$,

$ZnO + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO4 + H_2O$

4. Соответствующие амфотерным оксидам гидроксиды обладают амфотерными свойствами:

$Zn(OH)_2 \rightarrow Zn^{2+} + 2OH^-$ – как основание

$H_2ZnO_2 \rightarrow 2H^+ + ZnO_2^{2-}$ – как кислота

Амфотерные гидроксиды – это такие гидроксиды, где растворенная в воде часть, диссоциирует на катионы водорода, металла и анионы гидроксида и кислотного остатка.

$Zn(OH)2 \leftrightarrows Zn^{2+} + 2OH^-$, $H_2ZnO_2 \leftrightarrows 2H^+ + ZnO_2^{2-}$

Получение:

1.Взаимодействием переходных металлов (после удаления оксидной пленки) с водой:

$2Al + 6H_2O = 2Al(OH)_3 + 3H_2 \uparrow$

2.Взаимодействие солей со щелочами:

$ZnCl_2 + 2KOH \rightarrow Zn(OH)_2 + 2KCl$

3. Взаимодействием солей с кислотами:

$Na[Al(OH)_4] + HCl \rightarrow Al(OH)_3 + NaCl + H_2O$

Свойства:

1. Диссоциирует на ионы растворенная в воде часть амфотерного гидроксида: $Zn(OH)_2 \leftrightarrows Zn(OH)^+ + OH^- \leftrightarrows Zn^{2+} + 2OH^-$

$H_2ZnO_2 \leftrightarrows HZnO^{2-} + H^+ \leftrightarrows ZnO_2^{2-} + 2H^+$

2. Взаимодействие с кислотными оксидами, кислотами и кислыми солями:

$2Cr(OH)_3 + 3SO_3 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 3H_2O$

$Al(OH)_3 + 3HBr \rightarrow AlBr_3 + 3H_2O$

$Zn(OH)_2 + 2NaHSO_4 \rightarrow ZnSO_4 + Na_2SO_4 + 2H_2O$

3. Взаимодействуют с основными оксидами, основаниями и основными солями:

$Zn(OH)_2 + Li_2O \rightarrow Li_2ZnO_2 + H_2O$

$Zn(OH)_2 + Ba(OH)_2 \rightarrow BaZnO_2 + 2H_2O$

4. Подвергаются разложению при нагревании:

$2Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3 + 3H_2O$

ПОРЯДОК ВЫПОЛНЕНИЯ РАБОТЫ

ОПЫТ № 1 ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ МЕТАЛЛОВ С РАСТВОРАМИ КИСЛОТ.

1.В три пробирки положить: в первую кусочек магния, во вторую □ гранулу цинка, в третью □ медь (кусочек проволоки).

2.Прилить во все пробирки 1 мл раствора серной кислоты.

3. Записать наблюдения в таблицу «Оформление отчета». 4.Сравнить скорость происходящих реакций. Почему в одной из пробирок реакция не идёт? Дать объяснение. Записать уравнения реакций в молекулярном и ионном видах.

ОПЫТ №2 ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ МЕТАЛЛОВ С СОЛЯМИ.

1.В одну пробирку положить одну гранулу цинка и прилить раствор медного купороса, во вторую □ кусочек медной проволоки и прилить раствор сульфата натрия.

2.Записать наблюдения в таблицу «Оформление отчета». Составить схему электронного баланса в окислительно□восстановительных реакциях.

Содержание отчета

ХОД РАБОТЫ

Проведите опыты согласно инструкции и результаты наблюдений занесите в таблицу.

Таблица №1

№	Что брали? Что делали?	Что наблюдали?
1. Взаимодействие металлов с растворами кислот.		
1	H_2SO_4 H_2SO_4 H_2SO_4 Mg Zn Cu	
2	Взаимодействие металлов с солями	
1	$CuSO_4$ Na_2SO_4 Zn Cu	

ВЫВОД:

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Какие металлы называются щелочными металлами?
2. Какие металлы могут вытеснять водород из растворов кислот?
3. Какие реакции называются окислительно-восстановительными?

Практическая работа № 4

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА УКСУСНОЙ КИСЛОТЫ: ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ С ИНДИКАТОРАМИ, МЕТАЛЛАМИ, С ОСНОВАНИЯМИ И ОСНОВНЫМИ ОКСИДАМИ

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: изучить свойства карбоновых кислот на примере уксусной кислоты

ОБОРУДОВАНИЕ: штатив с пробирками, пробиркодержатель, химические колбы, стаканы

ВЕЩЕСТВА: уксусная кислота ,лакмус, цинк, магний, гидроксид натрия, фенолфталеин, оксид кальция

Краткие теоретические сведения

Карбо́новые кисло́ты □ класс органических соединений, молекулы которых содержат одну или несколько функциональных карбоксильных групп -COOH. Кислые свойства объясняются тем, что данная группа может сравнительно легко отщеплять протон. За редкими исключениями карбоновые кислоты являются слабыми. В зависимости от радикала, связанного с карбоксилом, различают алифатические (предельные и непредельные), алициклические, ароматические и гетероциклические карбоновые кислоты. По числу карбоксильных групп кислоты могут быть одно-, двух- и многоосновными. Высшие кислоты, начиная с пеларгоновой (н-нонановой) CH_3-$(CH_2)_7$-COOH, □ твердые вещества, без запаха, нерастворимые в воде. Низшие карбоновые кислоты □ жидкости с острым запахом, хорошо растворимые в воде, в безводном виде и в виде концентрированных растворов раздражают кожу и вызывают ожоги, особенно муравьиная кислота и уксусная кислота.

У́ксусная кислота (*эта́новая кислота*) □ органическое вещество с формулой CH_3COOH. Слабая, предельная одноосно́вная карбоновая кислота. Производные уксусной кислоты носят название «ацетаты». Свойства уксусной кислоты меняются в зависимости от содержания в ней воды. Уксусная кислота представляет собой бесцветную жидкость с характерным резким запахом и кислым вкусом. Гигроскопична. Неограниченно растворима в воде. Смешивается со многими растворителями; в уксусной кислоте хорошо растворимы органические соединения и газы, такие как HF, HCl, HBr, HI и другие.

ПОРЯДОК ВЫПОЛНЕНИЯРАБОТЫ

ОПЫТ № 1 Испытание раствора уксусной кислоты лакмусом.

Разбавьте уксусную кислоту небольшим количеством воды и прибавьте несколько капель синего лакмуса или опустите в пробирку индикаторную бумажку. Запишите наблюдения

ОПЫТ № 2 Взаимодействие уксусной кислоты с металлами.

В одну пробирку положите гранулу цинка, в другую порошок магния. В обе пробирки прилейте 1 мл уксусной кислоты. Что наблюдаете? Сравните скорость этих реакций? Запишите соответствующие уравнения химических реакций, назовите продукты, укажите тип реакции.

ОПЫТ №3 Взаимодействие уксусной кислоты с основаниями.

1.В пробирку налейте 1 мл гидроксида натрия и добавьте 1 каплю фенолфталеина. Что наблюдаете? Почему?

2. Затем добавьте к содержимому пробирки уксусную кислоту. Почему происходит обесцвечивание?

3.Запишите УХР, назовите продукты

ОПЫТ №4 ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ УКСУСНОЙ КИСЛОТЫ С ОСНОВНЫМИ ОКСИДАМИ

1. Возьмите пробирку.

2. Поместите в нее 0,2 г оксида кальция.

3. В пробирку прилейте 1 □ 1,5 мл уксусной кислоты.

4. Отметьте изменения.

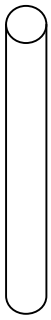
5. Запишите уравнение реакции.

Содержание отчета

ХОД РАБОТЫ

Проведите опыты согласно инструкции и результаты наблюдений занесите в таблицу.

Таблица №1

№	*Что брали? Что делали?*	*Что наблюдали?*
1.	*Испытание раствора уксусной кислоты лакмусом.*	
	лакмус  CH_3COOH	
2	Взаимодействие уксусной кислоты с металлами.	
	CH3COOH Zn Mg	

3	*Взаимодействие уксусной кислоты с основаниями.*	
	NaOH + фенолфталеин CH3COOH	
4	*ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ УКСУСНОЙ КИСЛОТЫ С ОСНОВНЫМИ ОКСИДАМИ*	
	CaO CH_3COOH	

ВЫВОД:

УРАВНЕНИЯ РЕАКЦИЙ:

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ:

1.Какие органические соединения относятся к карбоновым кислотам?

2.Почему среди карбоновых кислот нет газообразных веществ?

3.Чем обусловлены кислотные свойства карбоновых кислот?

4.Почему изменяется цвет индикаторов в растворе уксусной кислоты?

5.С какими металлами реагирует уксусная кислота?

Практическая работа № 5

Обратимая и необратимая денатурация белков.

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: Сформировать представление о свойствах белков.

ОБОРУДОВАНИЕ: лабораторный штатив, штатив для пробирок, пробирки, щипцы, спиртовка, спички

ВЕЩЕСТВА: Водный раствор яичного белка (белок одного яйца на 200мл воды), раствор: гидроксида натрия, соляной кислоты, сульфата меди (II); концентрированная азотная кислота, концентрированный раствор аммиака

Краткие теоретические сведения

Белки – это высокомолекулярные соединения (полимеры), состоящие из а –аминокислот – мономерных звеньев, соединенных между собой пептидными связями. В состав большинства белков входят 20 разных аминокислот из 170 известных.

Денатурация белков □ это потеря белками их биологических свойств (каталитических, транспортных и т.д.) вследствие изменения структуры белковой молекулы. Денатурацию вызывают физические факторы (высокая температура, ионизирующее излучение), химические

факторы (концентрированные кислоты, щелочи, реакционно-активные соединения, тяжелые металлы).

1. Обратимая □ после устранения воздействия денатурирующего агента белок

восстанавливает свою активность (произошла ренатурация).

2. Необратимая денатурация (происходит необратимое нарушение первичной структуры белка).

Как правило, денатурация имеет необратимый характер. Однако на первых стадиях, в условиях прекращения действия негативных факторов, белок может восстанавливать свое нормальное состояние (ренатурации). Первичная структура белка – специфическая аминокислотная последовательность, т.е. порядок чередования □- аминокислотных остатков в полипептидной цепи.

Вторичная структура белка – конформация полипептидной цепи, т.е. способ скручивания цепи в пространстве за счет водородных связей между группами NH и CO. Одна из моделей вторичной структуры □ спираль.

Третичная структура белка – трехмерная конфигурация закрученной спирали в пространстве, образованная за счет дисульфидных мостиков □ S□S□ между цистеиновыми остатками и ионных взаимодействий.

Четвертичная структура белка – структура, образующаяся за счет взаимодействия между разными полипептидными цепями. Четвертичная структура характерна лишь для некоторых белков, например гемоглобина.

ПОРЯДОК ВЫПОЛНЕНИЯРАБОТЫ

ОПЫТ № 1ДЕНАТУРАЦИЯ БЕЛКОВ ПОД ДЕЙСТВИЕМ ТЕМПЕРАТУРЫ

1.Наливают в пробирку 1мл раствора белка и нагревают до кипения.
2.Опишите наблюдения.

ОПЫТ №2 ДЕНАТУРАЦИЯ БЕЛКОВ ПОД ДЕЙСТВИЕМ КИСЛОТ

1Реакция с кислотами. Наливают в пробирку 1мл раствора белка и добавляют 1мл соляной кислоты.

2.Опишите наблюдения.

ОПЫТ №3 ДЕНАТУРАЦИЯ БЕЛКОВ ПОД ДЕЙСТВИЕМ ЩЕЛОЧЕЙ

1.Наливают в пробирку 1мл раствора белка и добавляют 1мл раствора гидроксида натрия.
2.Опишите наблюдения.
3.Внимательно наблюдайте за происходящими изменениями. Результаты наблюдений занесите в таблицу.

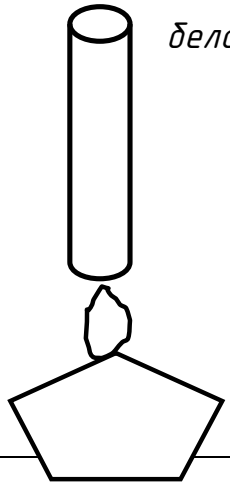
4. Приведите в порядок рабочее место.

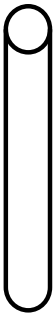
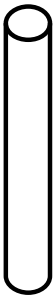
Содержание отчета

ХОД РАБОТЫ

Проведите опыты согласно инструкции и результаты наблюдений занесите в таблицу.

Таблица №1

№	Что брали? Что делали?	Что наблюдали?
1	ДЕНАТУРАЦИЯ БЕЛКОВ ПОД ДЕЙСТВИЕМ ТЕМПЕРАТУРЫ	
		

2	ДЕНАТУРАЦИЯ БЕЛКОВ ПОД ДЕЙСТВИЕМ КИСЛОТ	
	 Белок HCL	
3	ДЕНАТУРАЦИЯ БЕЛКОВ ПОД ДЕЙСТВИЕМ ЩЕЛОЧЕЙ	
	 Белок NaOH	

ВЫВОД:

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ:

1. Что такое денатурация?

2. Укажите условия денатурации белковых молекул.

Практическая работа № 6

ОЗНАКОМЛЕНИЕ С СИНТЕТИЧЕСКИМИ И ИСКУССТВЕННЫМИ ПОЛИМЕРАМИ.

ОПРЕДЕЛЕНИЕ РАЗЛИЧНЫХ ВИДОВ ХИМИЧЕСКИХ

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: закрепить и углубить знания о пластмассах и химических волокнах. Уметь определять наиболее распространенные пластмассы и химические волокна; проводить химические опыты, делать выводы, соблюдать правила техники безопасности при работе с органическими веществами.

ОБОРУДОВАНИЕ: штатив с пробирками, спиртовка, держатель

ВЕЩЕСТВА: концентрированные растворы: щелочи (NaOH), серной кислоты (H_2SO_4), азотной кислоты (HNO_3); образцы пластмасс (полиэтилен, поливинилхлорид, полипропилен, фенолформальдегидная смола), образцы волокон (хлопок, вискозное, шерсть и шелк натуральный, ацетатное, капрон)

Краткие теоретические сведения

Пластмассы – это материалы, изготовленные на основе полимеров, способные приобретать заданною форму при изготовлении и сохранять ее в процессе эксплуатации.

Термопластичными называются полимеры, которые размягчаются при нагревании и им можно придать заданную форму, которая сохраняется при охлаждении.

Термореактивными полимерами, называются полимеры, которые при нагревании не размягчаются, а, напротив, приобретают прочность и твердость.

Волокнами называются полимеры линейного строения, которые пригодны для изготовления нитей. Жгутов, тканей и других текстильных материалов.

Искусственными волокнами называются волокна, которые изготавливают из химически модифицированных природных полимеров.

Синтетическими волокнами называются волокна, которые изготавливают из синтетических полимеров, полученных с помощью реакций полимеризации или поликонденсации.

Природными называются волокна животного или растительного происхождения.

Порядок выполнения работы

Из предложенных образцов пластмасс и волокон, используя таблицы инструкционной карты определить, какие именно образцы вам выданы.

Содержание отчета

ХОД РАБОТЫ

РАСПОЗНАВАНИЕ ПЛАСТМАСС

1.Внимательно рассмотрите выданные вам образцы пластмасс.

2.Используя таблицу № 1 «Свойства пластмасс», определите, какие именно пластмассы вам выданы.

Таблица № 1 «Свойства пластмасс»

Название пластмассы	Физические свойства, опреде-ляемые органо-лептически	Отношение к нагреванию	Характер горения
Полиэти-лен	Жирный на ощупь. В виде пленки, прозрачный, эластичный	Размягчается, в размягченном состоянии легко меняет форму, вытягивается в нити	Горит ярким пламенем с запахом расплавленного парафина. Продолжает гореть вне пламени.
Поливи-	Эластичный, в толстых слоях	Размягчается и разлагается с	Горит коптящим пламенем.Вне

нилхло-рид	жесткий.Прозрач-ный или непро-зрачный	выделением хлороводорода	пламени гаснет
Феноло-формаль-дегидная смола	Непрозрачная,не-эластичная, хрупкая	Не размягчается, разлагается	Загорается, при длительном пребывании смолы в пламени ощущается характерный запах фенола

3.Результаты наблюдений запишите в таблицу:

№	Внешний вид	Отношение к нагреванию	Характер горения	Результат определения: название,эле-ментарное звено

Внимание! Аккуратно работайте с нагревательными приборами. Соблюдайте правила техники безопасности.

4.Приведите в порядок используемые принадлежности и свое рабочее место.

РАСПОЗНАВАНИЕ ВОЛОКОН

1.Внимательно рассмотрите выданные вам образцы волокон.

2.Используя таблицу № 2 «Свойства волокон», определите, какие именно волокна вам выданы.

3.Результаты наблюдений занесите в таблицу:

№	Характер горения	Действие H_2SO_4 (3:2)	действие NaOH(10%)	Результат определения: название волокна

Внимание! Аккуратно работайте с концентрированными кислотами и щелочами. Соблюдайте правила техники безопасности.

4.Приведите в порядок используемые принадлежности и свое рабочее место.

Таблица № 2 «Свойства волокон»

Название волокна	Характеристики горения и его результат	Отношение к концентрированным кислотам и щелочам		
		HNO_3	H_2SO_4	NaOH
Хлопок	Быстро сгорает, ощущается запах жженной бумаги. После сгорания остается серый пепел	Растворяется, раствор бесцветный	Растворяется	Набухает, но не растворяется

Вискозное	То же	Растворяется, раствор бесцветный	Растворяется. Раствор красно-коричневый	Растворяется
Шерсть и шелк натуральный	Горит, ощущается запах паленого пера. Образуется хрупкий черный шарик	Желтое окрашивание	Разрушается	Растворяется
Ацетатное	Горит в пламени, вне его гаснет. Спекается в темный нехрупкий шарик	Растворяется, раствор бесцветный	Растворяется	Желтеет и растворяется
Капрон	При нагревании размягчается, плавится, образуя твердый нехрупкий блестящий шарик. Из расплава вытягиваются	Растворяется, раствор бесцветный	Растворяется, раствор бесцветный	Не растворяется

	нити. В пламени горит с неприятным запахом			

5.Сделайте вывод.

6.Дайте ответы на вопросы.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ:

1.Какие вещества называют высокомолекулярными?

2.Какие реакции называют реакциями полимеризации?

3.Какие типы волокон вы знаете?

4.Какие типы пластмасс вы знаете?

Литература

1. Алексашина И.Ю. Ляпцев А.В., Шаталов М.А. «Естествознание 11 класс» учебник в 2 частях, базовый уровень. М: Просвещение.2008 г.
2. Алексашина И.Ю. «Естествознание» учебник 10 класс, базовый уровень. М: Просвещение. 2008 г.
3. Габриелян О.С. Химия для преподавателя: учебно-методическое пособие / О.С. Габриелян, Г.Г. Лысова – М., 2006.
4. ГабриелянО.С. Химия для профессий и специальностей технического профиля: учебник/О.С.Габриелян, И.Г.Остроумов.-7-е изд., стер.-М.: Издательский центр «Академия», 2013.-256с.,цв.ил.
5. Драгомилов А.Д., Маш С.Д «Биология 8 класс. Человек» учебник. Издательство: М: ВЕНТАНА – ГРАФ, 2010 г.
6. «Естествознание и основы экологии» учебное пособие, Петросова Р.А., среднее профессиональное образование. М: Дрофа, 2007
7. Петелин А.Л., Гаева Т.Н.,Берннер А.Л. «Естествознание 10-11 кл». 2010 г.
8. Рудзитис Г.Е., Фельдман Ф.Г. «Органическая химия» 10 класс, учебник для общеобразовательных учреждений: базовый уровень. М: Просвещение, 2009 г.
9. Саенко О.Е. «Химия для колледжей» учебник – издание 3 –е дополнительное и переработан. – Ростов – на – Дону: Феникс, 2010 г.
10. Химия: практикум: учеб.пособие/(О.С.Габриелян, И.Г.Остроумов, С.А.Сладков, Н.М.Дорофеева); под ред. О.С.Габриеляна.-М.: Издательский центр «Академия», 2012. – 304с.
11. Шумный В.К., Дымщиц Г.М. «Общая биология 10-11 класс» учебник, часть 1 и 2, М: Просвещение , 2010г.

*Приложение №1*Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
I	1	1 H Водород 1,00797										2 He Гелий 4,0026
II	2	3 Li Литий 6,941	4 Be Бериллий 9,0122	5 B Бор 10,811	6 C Углерод 12,01115	7 N Азот 14,0067	8 O Кислород 15,9994	9 F Фтор 18,9984				10 Ne Неон 20,180
III	3	11 Na Натрий 22,9898	12 Mg Магний 24,305	13 Al Алюминий 26,9815	14 Si Кремний 28,086	15 P Фосфор 30,9738	16 S Сера 32,064	17 Cl Хлор 35,453				18 Ar Аргон 39,948
IV	4	19 K Калий 39,0983	20 Ca Кальций 40,08	21 Sc Скандий 44,956	22 Ti Титан 47,87	23 V Ванадий 50,942	24 Cr Хром 51,996	25 Mn Марганец 54,938	26 Fe Железо 55,847	27 Co Кобальт 58,9332	28 Ni Никель 58,69	
	5	29 Cu Медь 63,546	30 Zn Цинк 65,39	31 Ga Галлий 69,72	32 Ge Германий 72,59	33 As Мышьяк 74,9216	34 Se Селен 78,96	35 Br Бром 79,904				36 Kr Криптон 83,80
V	6	37 Rb Рубидий 85,47	38 Sr Стронций 87,62	39 Y Иттрий 88,905	40 Zr Цирконий 91,22	41 Nb Ниобий 92,906	42 Mo Молибден 95,94	43 Tc Технеций [98]	44 Ru Рутений 101,07	45 Rh Родий 102,905	46 Pd Палладий 106,4	
	7	47 Ag Серебро 107,868	48 Cd Кадмий 112,40	49 In Индий 114,82	50 Sn Олово 118,69	51 Sb Сурьма 121,75	52 Te Теллур 127,60	53 I Иод 126,9044				54 Xe Ксенон 131,30
VI	8	55 Cs Цезий 132,905	56 Ba Барий 137,34	La* 57 Лантан 138,91	72 Hf Гафний 178,49	73 Ta Тантал 180,948	74 W Вольфрам 183,85	75 Re Рений 186,2	76 Os Осмий 190,2	77 Ir Иридий 192,2	78 Pt Платина 195,09	
	9	79 Au Золото 196,967	80 Hg Ртуть 200,59	81 Tl Таллий 204,37	82 Pb Свинец 207,19	83 Bi Висмут 208,980	84 Po Полоний [209]	85 At Астат [210]				86 Rn Радон [222]
VII	10	87 Fr Франций [223]	88 Ra Радий [226]	Ac** 89 Актиний [227]	104 Rf Резерфордий [261]	105 Db Дубний [262]	106 Sg Сиборгий [266]	107 Bh Борий [264]	108 Hs Гассий [269]	109 Mt Мейтнерий [268]	110 Ds Дармштадтий [271]	
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ		R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4			
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ					RH_4	RH_3	H_2R	HR				

ЛАНТАНОИДЫ*	Ce 58 Церий 140,12	Pr 59 Празеодим 140,907	Nd 60 Неодим 144,24	Pm 61 Прометий [145]	Sm 62 Самарий 150,35	Eu 63 Европий 151,96	Gd 64 Гадолиний 157,25	Tb 65 Тербий 158,924	Dy 66 Диспрозий 162,50	Ho 67 Гольмий 164,930	Er 68 Эрбий 167,26	Tm 69 Тулий 168,934	Yb 70 Иттербий 173,04	Lu 71 Лютеций 174,97
АКТИНОИДЫ**	Th 90 Торий 232,038	Pa 91 Протактиний 231,04	U 92 Уран 238,03	Np 93 Нептуний [237]	Pu 94 Плутоний [244]	Am 95 Америций [243]	Cm 96 Кюрий [247]	Bk 97 Берклий [247]	Cf 98 Калифорний [251]	Es 99 Эйнштейний [252]	Fm 100 Фермий [257]	Md 101 Менделевий [258]	No 102 Нобелий [259]	Lr 103 Лоуренсий [262]

Приложение № 2. Растворимость кислот, оснований, солей в воде

ТАБЛИЦА РАСТВОРИМОСТИ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В ВОДЕ

Анионы	Катионы																		
	H^+	K^+	Na^+	NH_4^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Al^{3+}	Cr^{3+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Ni^{2+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Ag^+	Hg^{2+}	Cu^{2+}	Pb^{2+}	Sn^{2+}
OH^-		Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–	–	Н	Н	Н
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	М	Р
Br^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	М	Р
I^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–	Р	–	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Н	М
S^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	–	–	Н	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	М	М	М	–	–	М	–	Н	–	М	Н	Н	–	Н	–
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	–	Р	Н	Р
PO_4^{3-}	Р	Р	Р	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	–	–	Н	–	Н	Н	Н	Н	–	Н	Н	–
SiO_3^{2-}	Н	Р	Р	–	Н	Н	Н	–	–	Н	–	–	Н	Н	–	–	–	Н	–
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–	Р	Р	–	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–

Р – растворяются; М – мало растворяются; Н – не растворяются; – – в водной среде разлагаются

klassnaya-publ.ru

Приложение № 3.Электрохимический ряд напряжений металлов

ШКАЛА ОТНОСИТЕЛЬНОЙ ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТИ (ПО ПОЛИНГУ)

Cs	K	Na	Ca	Mg	Al	B	P	H	C	S	I	Br	Cl	N	O	F
0,8	0,8	0,9	1,0	1,2	1,6	2,0	2,1	2,1	2,5	2,5	2,6	2,8	3,0	3,0	3,5	4,0

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

ИОНЫ	H^+	NH_4^+	K^+	Na^+	Ag^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Ni^{2+}	Sn^{2+}	Pb^{2+}	Cu^{2+}	Hg^{2+}	Hg_2^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Al^{3+}	Cr^{3+}
OH^-		Р	Р	Р	–	Р	М	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–	–	Н	Н	Н	Н
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–	Р	Р	Р	Р
F^-	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Р	М	Р	Р	М	Р	–	М	М	Н	М	М
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р
Br^-	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	М	Н	Р	Р	Р	Р
I^-	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	–	Н	Н	Р	–	Р	Р
S^{2-}	Р	Р	Р	Р	Н	–	–	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–	–
SO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	М	М	М	М	Н	М	Н	–	Н	–	–	–	М	–	–	–
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р
CO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–	–	Н	–	–	Н	Н	–	–	–
SiO_3^{2-}	Н	–	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–	Н	–	–	–	Н	–	–	–
PO_4^{3-}	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р

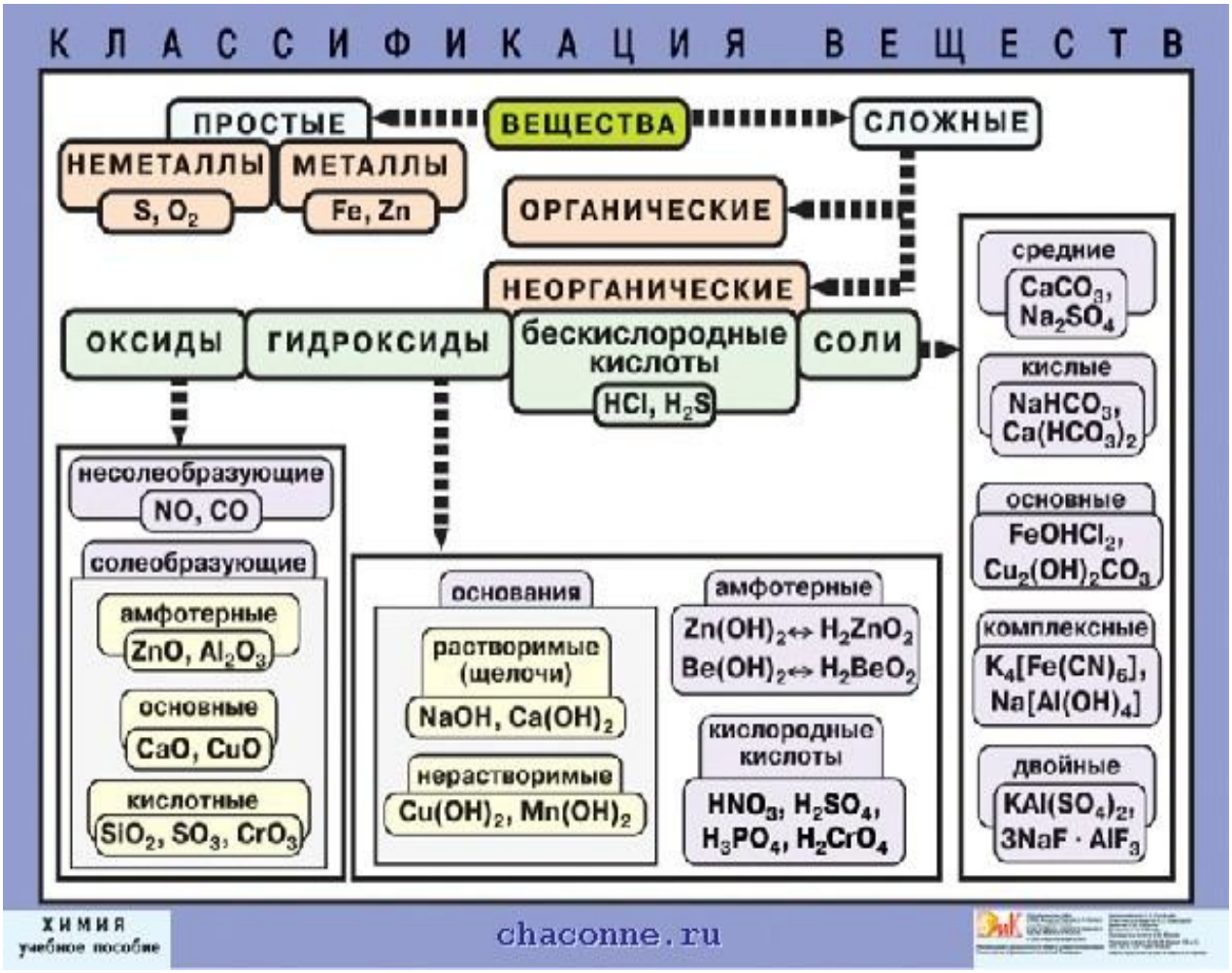
РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ / ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ

Li Rb K Cs Ba Sr Ca Na Mg Be Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H) Cu Hg Ag Pt Au

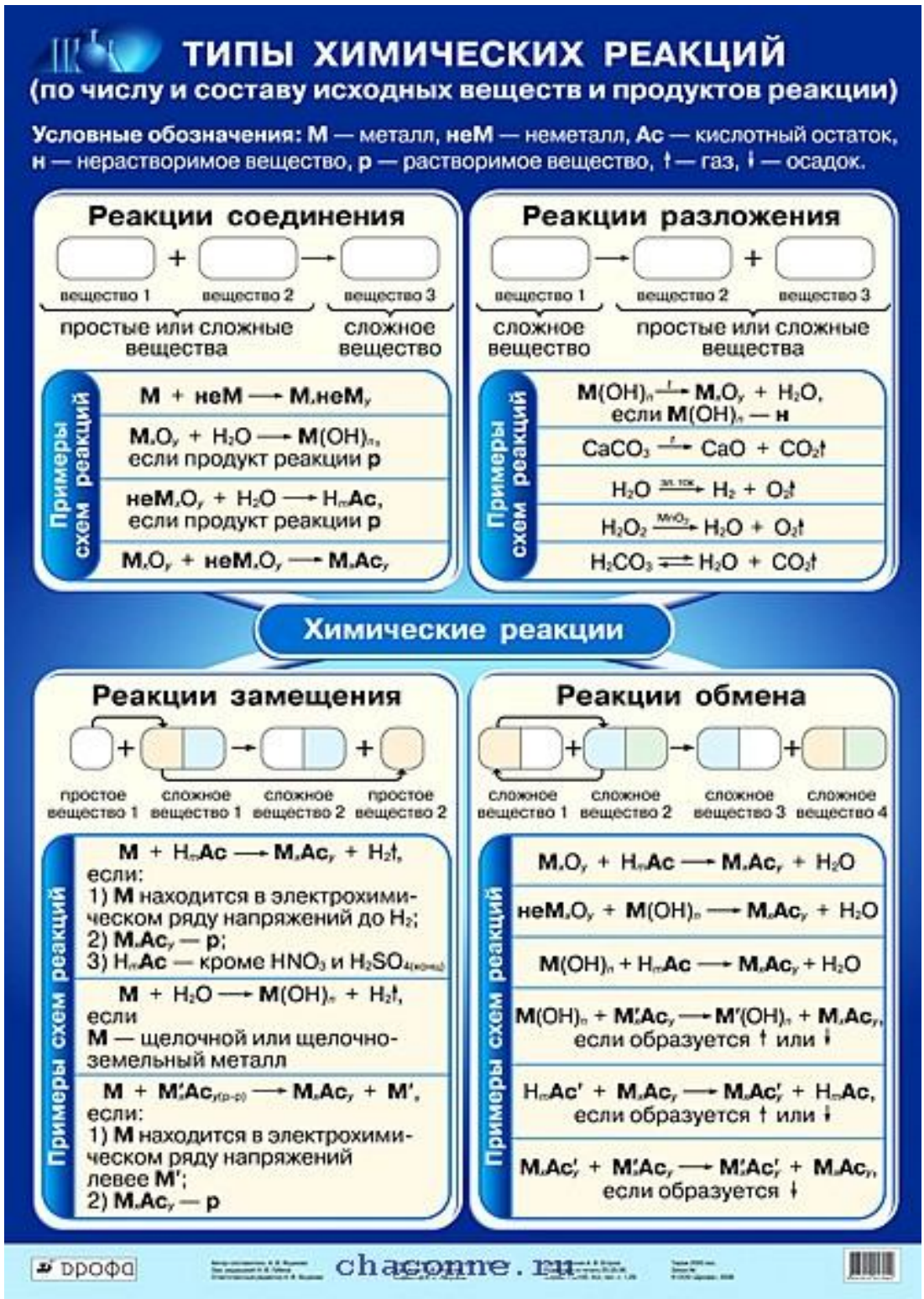
АКТИВНОСТЬ МЕТАЛЛОВ УМЕНЬШАЕТСЯ

Приложение № 4.Окраска индикаторов в различных средах

Приложение № 5.Классификация веществ



*Приложение № 7.*Типы химических реакций



Приложение № 8. Формулы и названия кислот и кислотных остатков

НАЗВАНИЯ КИСЛОТ И КИСЛОТНЫХ ОСТАТКОВ

кислота	название	кислотный остаток	название
HF	фтороводородная (плавиковая)	F^-	фторид
HCl	хлороводородная (соляная)	Cl^-	хлорид
HBr	бромоводородная	Br^-	бромид
HI	иодоводородная	I^-	иодид
H_2S	сероводородная	S^{2-}	сульфид
		HS^-	гидросульфид
HCN	циановодородная (синильная)	CN^-	цианид
H_2SO_4	серная	SO_4^{2-}	сульфат
		HSO_4^-	гидросульфат
H_2SO_3	сернистая	SO_3^{2-}	сульфит
		HSO_3^-	гидросульфит
HNO_3	азотная	NO_3^-	нитрат
HNO_2	азотистая	NO_2^-	нитрит

Приложение № 9. Качественные реакции на катионы и анионы

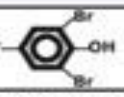
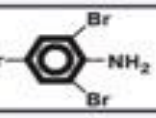
КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА КАТИОНЫ И АНИОНЫ

КАТИОН	Реактив, анион, условия	Признаки, сокращенное ионное уравнение реакции
H^+	Лакмус	Красный цвет раствора
	Метиловый оранжевый	Розовый цвет раствора
NH_4^+	Раствор щелочи, OH^-, t°	Выделение газа с резким запахом, $NH_4^+ + OH^- = NH_3\uparrow + H_2O$
Ag^+	Соляная кислота, растворы хлоридов, Cl^-	Белый творожистый осадок, $Ag^+ + Cl^- = AgCl\downarrow$
Li^+	Пламя	Красное окрашивание
Na^+	Пламя	Желтое окрашивание
K^+	Пламя	Фиолетовое окрашивание
Ca^{2+}	Пламя	Кирпично-красное окрашивание
	Растворы карбонатов, CO_3^{2-}	Белый осадок, $Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3\downarrow$
Ba^{2+}	Пламя	Желто-зеленое окрашивание
	Серная кислота, растворы сульфатов, SO_4^{2-}	Белый (мелкокристаллический) осадок, $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow$
Cu^{2+}	Пламя	Зеленое окрашивание
	Вода	Гидратированные ионы Cu^{2+} имеют голубую окраску
	Раствор щелочи, OH^-	Студенистый синий осадок, $Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2\downarrow$
Fe^{2+}	Раствор щелочи, OH^-	Зеленоватый осадок, $Fe^{2+} + 2OH^- = Fe(OH)_2\downarrow$
	Раствор красной кровяной соли, $K_3[Fe(CN)_6]$	Синий осадок (турнбулева синь), $3Fe^{2+} + 2[Fe(CN)_6]^{3-} = Fe_3[Fe(CN)_6]_2\downarrow$
Fe^{3+}	Раствор щелочи, OH^-	Бурый осадок, $Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3\downarrow$
	Раствор роданида аммония, NH_4SCN, SCN^-	Кроваво-красный раствор, $Fe^{3+} + 3SCN^- \rightleftarrows Fe(SCN)_3$
	Раствор желтой кровяной соли, $K_4[Fe(CN)_6]$, $Fe(CN)_6^{4-}$	Темно-синий осадок (берлинская лазурь), $4Fe^{3+} + 3[Fe(CN)_6]^{4-} = Fe_4[Fe(CN)_6]_3\downarrow$
Al^{3+}	Раствор щелочи, OH^-	Желеобразный осадок белого цвета, «растворяется» в избытке раствора щелочи, $Al^{3+} + 3OH^- = Al(OH)_3\downarrow$
АНИОН	**Реактив, катион, условия**	
Cl^-	Раствор нитрата серебра, Ag^+	Белый творожистый осадок, $Ag^+ + Cl^- = AgCl\downarrow$
Br^-	Раствор нитрата серебра, Ag^+	Желтоватый творожистый осадок, $Ag^+ + Br^- = AgBr\downarrow$
I^-	Раствор нитрата серебра, Ag^+	Желтый творожистый осадок, $Ag^+ + I^- = AgI\downarrow$
S^{2-}	Растворимые соли меди, Cu^{2+}	Черный осадок, $Cu^{2+} + S^{2-} = CuS\downarrow$
SO_4^{2-}	Растворимые соли бария, Ba^{2+}	Белый осадок, $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow$
NO_3^-	H_2SO_4 (конц), Cu	Выделение бурого газа, $Cu + NO_3^- + 2H^+ = Cu^{2+} + NO_2\uparrow + H_2O$
PO_4^{3-}	Раствор нитрата серебра, Ag^+	Ярко-желтый осадок, $3Ag^+ + PO_4^{3-} = Ag_3PO_4\downarrow$
CrO_4^{2-}	Растворимые соли бария, Ba^{2+}	Желтый осадок, $Ba^{2+} + CrO_4^{2-} = BaCrO_4\downarrow$
CO_3^{2-}	Раствор кислот, H^+	Выделение газа без запаха, $2H^+ + CO_3^{2-} = H_2O + CO_2\uparrow$
OH^-	Лакмус	Синий цвет раствора
	Фенолфталеин	Малиновый цвет раствора
	Метиловый оранжевый	Желтый цвет раствора

ХИМИЯ
учебное пособие

Приложение № 10. Распознавание органических веществ

РАСПОЗНАВАНИЕ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Вещество	*Реактив, условие*	*Признаки реакции*
$CH_2=CH_2$	Раствор $KMnO_4$	Обесцвечивание раствора в результате образования CH_2OH-CH_2OH
	Br_2 (aq)	Обесцвечивание раствора в результате образования CH_2Br-CH_2Br
C_2H_5-OH	Cu прокал. (CuO)	Восстановление оксида меди (II) до Cu, Выделение паров $CH_3-C{<}^{O}_{H}$
$CH_2(OH)-CH(OH)-CH_2(OH)$	$Cu(OH)_2$	Ярко-синий раствор глицерата меди
	Br_2 (aq)	Белый осадок 
	Раствор $FeCl_3$	Раствор фиолетового цвета
$H-C{<}^{O}_{H}$	$Cu(OH)_2$, t° Ag_2O, t°	Красный осадок Cu_2O, восстановление серебра из оксида
CH_3COOH	Раствор лакмуса	Раствор красного цвета
	Раствор $FeCl_3$	Раствор красного цвета
	Тв. или раствор Na_2CO_3	Выделение CO_2
$H-COOH$	Раствор лакмуса	Раствор красного цвета
	Растворы $KMnO_4$, H_2SO_4	Обесцвечивание раствора $KMnO_4$, выделение оксида углерода (IV)
	Раствор Na_2CO_3	Выделение CO_2
$C_{17}H_{33}COOH$	Br_2 (aq)	Обесцвечивание раствора в результате образования $C_{17}H_{33}Br_2COOH$
	Раствор $KMnO_4$	Обесцвечивание раствора
$C_{17}H_{35}COONa$ раствор мыла	Растворы кислот (H^+)	Белые хлопья $C_{17}H_{35}COOH$
$C_6H_{12}O_6$	$Cu(OH)_2$	Ярко-синий раствор
	$Cu(OH)_2$, t°	Красный осадок Cu_2O
	Ag_2O, t°	Восстановление серебра из оксида
$(C_6H_{10}O_5)_n$ крахмал	Раствор I_2	Раствор синего цвета
	Br_2 (aq)	Белый осадок 
Белок яичный (раствор)	HNO_3(конц.)	Осадок желтого цвета
	$Cu(OH)_2$	Раствор фиолетового цвета

ХИМИЯ
учебное пособие

chaconne.ru

6.11. *Приложение № 12*. Количественные величины в химии

КОЛИЧЕСТВЕННЫЕ ВЕЛИЧИНЫ В ХИМИИ

Наименование физической величины	Обозначение физической величины	Единицы измерения		Соотношение между единицами измерения	Формула для нахождения физической величины
		в международной системе	внесистемные		
МАССА	m	кг	г	1 г = 10^{-3} кг 1 кг = 10^{3} г	$m=\rho\cdot V$, $m=M\cdot\nu$, $m=M\cdot\frac{V}{V_m}$
ОБЪЕМ	V	м^3	л, см^3	1 м^3 = 10^3 л 1 л = 10^{-3} м^3 1 л = дм^3 1 л = 10^3 см^3	$V=\frac{m}{\rho}$, $V=\nu\cdot V_m$
КОЛИЧЕСТВО ВЕЩЕСТВА	ν	моль			$\nu=\frac{N}{N_A}$, $\nu=\frac{m}{M}$, $\nu=\frac{V}{V_m}$
ЧИСЛО АВОГАДРО	N_A	моль$^{-1}$ (1/моль)		$6{,}02\cdot10^{23}$	$N_A=\frac{N}{\nu}$
МОЛЯРНАЯ МАССА	M	кг/моль	г/моль	1 кг/моль = 10^3 г/моль 1 г/моль = 10^{-3} кг/моль	$M=\frac{m}{\nu}$
МОЛЯРНЫЙ ОБЪЕМ	V_m	м^3/моль	л/моль	1м^3/моль = 10^3 л/моль 1л/моль = 10^{-3} м^3/моль	$V_m=\frac{V}{\nu}$
ПЛОТНОСТЬ	ρ	кг/м^3	г/см^3 г/мл	1 кг/м^3 = 10^{-3} г/см^3 1 кг/м^3 = 1 г/дм^3 1 г/см^3 = 10^3 кг/м^3	$\rho=\frac{m}{V}$, $\rho=\frac{M}{V_m}$
ЧИСЛО СТРУКТУРНЫХ ЧАСТИЦ	N				$N=\nu\cdot N_A$