



Профессиональное образовательное частное учреждение среднего профессионального образования

**«Высший юридический колледж:
экономика, финансы, служба безопасности»**

Пушкинская ул., д. 268, 426008, г. Ижевск. Тел.: (3412) 32-02-32. Тел./факс: 43-62-22. E-mail: mveu@mveu.ru, mveu.ru

**Методические рекомендации
по выполнению практических работ**

по дисциплине

ОУД. 05 Химия

для специальности

20.02.04 «Пожарная безопасность»

Ижевск 2020 г.

Пояснительная записка

Методические рекомендации предназначены для усвоения и закрепления полученных теоретических знаний, предусмотренных учебной программой, стандартом СПО по специальности 20.02.04 «Пожарная безопасность»

В результате освоения учебной дисциплины «Химия» обучающийся должен обладать предусмотренными ФГОС следующими умениями, знаниями, которые формируют профессиональную компетенцию, и общими компетенциями:

Уметь:

- У 1: • оценивать значимость химического знания для каждого человека;
- У 2: • объяснять объекты и процессы окружающей действительности: природной, социальной, культурной, технической среды, — используя для этого химические знания;
- У 3: • использовать достижения современной химической науки и химических технологий для повышения собственного интеллектуального развития в выбранной профессиональной деятельности;
- У 4: • использовать различные источники для получения химической информации, умение оценить ее достоверность для достижения хороших результатов в профессиональной сфере;
- У 5: • владеть основными методами научного познания, используемыми в химии: наблюдением, описанием, измерением, экспериментом; умение обрабатывать, объяснять результаты проведенных опытов и делать выводы; готовность и способность применять методы познания при решении практических задач;
- У 6: • давать количественные оценки и производить расчеты по химическим формулам и уравнениям; владение правилами техники безопасности при использовании химических веществ;

Знать:

- З 1: ключевые навыки, имеющие универсальное значение для различных видов деятельности (навыки решения проблем, принятие решений, поиск, анализ и обработка информации, навыки измерений, безопасное обращение с веществами в повседневной жизни);
- З 2: основополагающие химические понятия, теории, законы и закономерности;
- З 3: уверенное пользование химической терминологией и символикой

Формой аттестации по учебной дисциплине является дифференцированный зачет.

Критерии оценивания практических работ по дисциплине «Химия»

Оценка "5" ставится, если обучающийся:

- 1) правильно определил цель опыта;
- 2) выполнил работу в полном объеме с соблюдением необходимой последовательности проведения опытов(расчетов) и измерений;
- 3) самостоятельно и рационально выбрал и подготовил для опыта (расчета)необходимое оборудование, все опыты провел в условиях и режимах, обеспечивающих получение результатов и выводов с наибольшей точностью;
- 4) научно грамотно, логично описал наблюдения и сформулировал выводы из опыта. В представленном отчете правильно и аккуратно выполнил все записи, таблицы, рисунки, чертежи, графики, вычисления и сделал выводы;
- 5) правильно выполнил анализ погрешностей.
- 6) проявляет организационно-трудовые умения (поддерживает чистоту рабочего места и порядок на столе, экономно использует расходные материалы).
- 7) эксперимент осуществляет по плану с учетом техники безопасности и правил работы с материалами и оборудованием.

Оценка "4" ставится, если обучающийся выполнил требования к оценке "5", но:

1. опыт проводил в условиях, не обеспечивающих достаточной точности измерений;
2. или было допущено два-три недочета;
3. или не более одной негрубой ошибки и одного недочета,
4. или эксперимент проведен не полностью;
5. или в описании наблюдений из опыта допустил неточности, выводы сделал неполные.

Оценка "3" ставится, если обучающийся:

1. правильно определил цель опыта; работу выполняет правильно не менее чем наполовину,

однако объём выполненной части таков, что позволяет получить правильные результаты и выводы

по основным, принципиально важным задачам работы;

2. или подбор оборудования, объектов, материалов, а также работы по началу опыта провел с помощью преподавателя; или в ходе проведения опыта и измерений были допущены ошибки в описании наблюдений, формулировании выводов;

3. опыт проводился в нерациональных условиях, что привело к получению результатов с большей погрешностью; или в отчёте были допущены в общей сложности не более двух ошибок (в записях единиц, измерениях, в вычислениях, графиках, таблицах, схемах, анализе погрешностей и т.д.) не

принципиального для данной работы характера, но повлиявших на результат выполнения; или не выполнен совсем или выполнен неверно анализ погрешностей;

4. допускает грубую ошибку в ходе эксперимента (в объяснении, в оформлении работы, в соблюдении правил техники безопасности при работе с материалами и оборудованием), которая исправляется по требованию преподавателя.

Оценка "2" ставится, если обучающийся:

1. не определил самостоятельно цель опыта; выполнил работу не полностью, не подготовил нужное оборудование и объем выполненной части работы не позволяет сделать правильных выводов;

2. или опыты, измерения, вычисления, наблюдения производились неправильно;

3. или в ходе работы и в отчете обнаружились в совокупности все недостатки, отмеченные в требованиях к оценке "3";

4. допускает две (и более) грубые ошибки в ходе эксперимента, в объяснении, в оформлении работы, в соблюдении правил техники безопасности при работе с веществами и оборудованием,

которые не может исправить даже по требованию преподавателя.

Оценка "1" ставится, если обучающийся:

1. полностью не сумел начать и оформить опыт; не выполняет работу; показывает отсутствие экспериментальных умений; не соблюдал или грубо нарушал требования безопасности труда.

Содержание практических работ

Тема 2. Периодический закон и Периодическая система химических элементов

Д.И. Менделеева

Практическая работа: решение расчетных задач по теме «Периодический закон

Д.И. Менделеева

Примеры задач с решением:

Задача 1. Содержание элементов Mg и S в организме человека составляет соответственно 0,03% и 0,16%. Масса какого из элементов больше и во сколько раз в организме человека массой 70 кг?

Решение

1) Находим массы элементов в организме человека массой 70 кг:

$$m(\text{Mg}) = 0,0003 \cdot 70 = 0,021 \text{ кг.}$$

$$m(\text{S}) = 0,0016 \cdot 70 = 0,112 \text{ кг.}$$

2) Масса серы больше, чем масса магния:

$$\frac{m(\text{S})}{m(\text{Mg})} = \frac{0,112}{0,021} = 5,33 \text{ ðàçà.}$$

Ответ: масса серы больше, чем масса магния в 5,33 раза.

Задача 2. В организме человека массой 70 кг содержится $7 \cdot 10^{-7}$ кг кремния. В какой массе земной коры содержится такая же масса кремния, если кларк кремния в земной коре составляет 25%? Во сколько раз содержание кремния в земной коре выше, чем в организме?

Решение

1) Находим массу земной коры, в которой содержится $7 \cdot 10^{-7}$ кг кремния:

$$m(\text{çàì í î é ê ðù}) = \frac{m(\text{Si})}{\omega} = \frac{7 \cdot 10^{-7}}{0,25} = 2,8 \cdot 10^{-6} \text{ êñ.}$$

2) Находим содержание кремния в организме:

$$\omega = \frac{7 \cdot 10^{-7}}{70} = 10^{-8} (10^{-6}\%).$$

3) Содержание кремния в земной коре выше, чем в организме:

$$\frac{m(\text{Si})_{\text{çàì í î é ê ðù}}}{m(\text{Si})_{\text{ðàäí èçì}}} = \frac{25\%}{10^{-6}\%} = 2,5 \cdot 10^7 \text{ (25 ì ëí.) ðàçà.}$$

Ответ: содержание кремния в земной коре выше, чем в организме в 25 млн. раз.

Задачи для самостоятельного решения:

Задача 1. В организме человека массой 70 кг содержится 14,7 кг углерода. В какой массе земной коры содержится такая же масса углерода, если кларк углерода в земной коре составляет 0,35%? Во сколько раз массовая доля углерода в организме больше, чем в земной коре?

Задача 2. Содержание элементов Cl и P в организме человека составляет соответственно 0,1% и 1%. Во сколько раз число атомов фосфора больше, чем число атомов хлора в теле человека массой 70 кг?

Задача 3. В среднем в 1 т земной коры содержится 50 кг железа. Какую массу мяса необходимо переработать для получения такой же массы железа, если в биосфере содержание железа составляет в среднем 0,01%?

Задача 4. Содержание элементов азота и хлора в земной коре составляет соответственно 0,02% и 0,05%. Объем какого газа окажется больше, если получать их из 1 т земной коры? Во сколько раз?

Задача 5. Одинаковое ли (и какое именно) число молекул содержится в 1 г воды и в 1 г кислорода? Какова роль этих веществ в биосфере Земли?

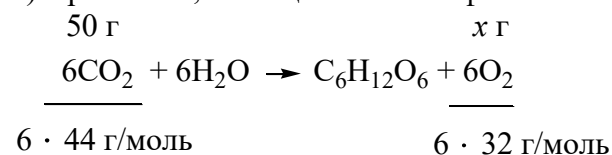
Тема 3. Строение вещества

Практическая работа: решение задач по теме «Строение вещества». Решение расчетных задач на нахождение объемной и массовой доли компонентов смеси

Задача 1. Дерево при максимальной интенсивности фотосинтеза способно превратить в углеводы примерно 50 г CO_2 за сутки. Какой объем кислорода (н.у.) выделяет роща из 500 деревьев за это время?

Решение

1) Уравнение, лежащее в основе фотосинтеза:



Находим массу кислорода, выделяемого одним деревом в сутки:

$$\frac{50 \text{ г}}{6 \cdot 44 \text{ г/моль}} = \frac{x \text{ г}}{6 \cdot 32 \text{ г/моль}}$$

Отсюда $x = 36,36 \text{ г}$.

$$\text{Объем кислорода: } V(\text{O}_2) = \frac{36,36 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 25,45 \text{ л}$$

2) Находим объем кислорода, выделяемого рощей:

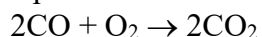
$$V(\text{O}_2) = 25,45 \cdot 500 = 12725 \text{ л}$$

Ответ: $V(\text{O}_2) = 12725 \text{ л}$.

Задача 2. В загрязненном воздухе содержится примесь монооксида углерода, который образуется при неполном сгорании твердого топлива и работе двигателей внутреннего сгорания. Монооксид углерода медленно окисляется кислородом воздуха до углекислого газа. Допустим, что при определенных условиях скорость такой реакции составляет 0,05 моль/(л·сек), а концентрация углекислого газа равна 0,02 моль/л. Рассчитайте концентрацию углекислого газа через 10 сек. после указанного момента.

Решение

Уравнение окисления угарного газа:



Скорость реакции определяем по приросту углекислого газа:

$$v = \frac{\tilde{N}_2 - \tilde{N}_1}{\Delta t} \text{ . Отсюда находим концентрацию } C_2:$$

$$\tilde{N}_2 = v \cdot t + \tilde{N}_1 = 0,05 \cdot 10 + 0,02 = 0,52 \text{ моль/л}$$

Ответ: концентрация $C_2 = 0,52 \text{ моль/л}$.

Задачи для самостоятельного решения:

Задача 1. Один из важных видов сырья для органического синтеза – водяной газ, представляющий собой смесь водорода и монооксида углерода. Эту смесь получают при пропускании водяного пара через башни, наполненные раскаленным углем. Рассчитайте значение константы скорости реакции образования водяного пара, если при концентрации водяного пара, равной 0,03 моль/л, скорость реакции составляет $6,1 \cdot 10^{-5}$ моль/(л·сек).

Задача 2. Известно, что при фотосинтезе 1000 деревьев в среднем превращают в углеводы до 50 кг CO_2 за сутки. Какой объем воздуха необходимо затратить для получения такой же массы углекислого газа из кокса? Какую массу кокса потребуется сжечь для этого?

Задача 3. В настоящее время одной из важнейших проблем промышленного получения минеральных удобрений - является получение так называемого «связанного азота». Сейчас ее решают путем синтеза аммиака из азота и водорода. Какой объем аммиака (при н.у.) можно получить в этом процессе, если объем исходного водорода равен 150 л, выход аммиака составил – 43%?

Задача 4. «Кислотные дожди» - следствие деятельности человека. При сжигании различного топлива (бензина, керосина, нефти, угля) в атмосферу выделяется огромное количество диоксида серы SO_2 и диоксида азота NO_2 . Взаимодействуя с кислородом воздуха и атмосферной влагой, эти оксиды превращаются в серную и азотную кислоты. Определите значение pH природных вод, которые получаются из газовых выбросов химзавода, содержащих 10 кг диоксида азота и 20 кг диоксида серы. Объем воды, в которой будут растворены полученные азотная и серная кислоты, примите равным 10000 м^3 .

Задача 5. Разбитый термометр, в котором было 20,5 г ртути, выбросили в пруд. Прошло 4 месяца, и вследствие сложных биохимических процессов около 5% этого опасного металла перешло в раствор в виде солей ртути (II) типа нитрата ртути (II) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$. Определите количество и массу катионов ртути (II) в пруду. Определите, представляет ли опасность прудовая вода, если объем воды в пруду 80 м^3 , а санитарная норма предусматривает содержание не более чем $0,01 \text{ г Hg}^{2+}$ в 1 м^3 [11].

Тема 5. Классификация неорганических соединений и их свойства

Практические работы :решение расчетных задач по теме «Классификация неорганических соединений и их свойства»

Примеры решения задач:

Пример 1. Сколько мл 20 масс.% раствора хлорида кальция ($\rho = 1,18 \text{ г/см}^3$) и воды потребуется для приготовления 500 мл 12 масс.% раствора ($\rho = 1,10 \text{ г/см}^3$) этой соли

Решение. Рассчитаем массу $M(\kappa)$ 500 мл 12 масс.% раствора хлорида кальция:

$$M(\kappa) = 500 \cdot 1,10 = 550 \text{ г.}$$

Масса хлорида кальция m в этом растворе будет равна:

$$m = 550 \cdot 0,12 = 66 \text{ г.}$$

Определим массу исходного (20 масс.%) раствора $M(\text{и})$, в котором содержится 66 г CaCl_2 :

$$M(\text{и}) = 66 : 0,2 = 330 \text{ г.}$$

Объем этого раствора V окажется равным:

$$V = 330 : 1,18 = 279,7 \text{ мл.}$$

Ответ: 279,7 мл 20 масс.% раствора CaCl_2 .

Пример 2. Смешали 200 мл 30 масс.% раствора хлороводородной кислоты ($\rho = 1,15 \text{ г/см}^3$) и 300 мл 10 масс.% раствора ($\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$) этой кислоты. Рассчитайте массовую долю (в %) HCl в полученном растворе.

Решение. Поскольку объемы не аддитивны и их нельзя складывать, рассчитаем массы двух смешиваемых растворов.

Масса 200 мл 30 масс.% раствора HCl M_1 равна:

$$M1 = 200 \cdot 1,15 = 230 \text{ г.}$$

Масса 300 мл 10 масс.% раствора HCl M2 равна:

$$M2 = 300 \cdot 1,05 = 315 \text{ г.}$$

Содержание HCl в первом растворе m1 составит:

$$m1 = 230 \cdot 0,3 = 69 \text{ г.}$$

Содержание HCl во втором растворе m2 составит:

$$m2 = 315 \cdot 0,1 = 31,5 \text{ г.}$$

Масса конечного раствора окажется равной $230 + 315 = 545$ г, а общее содержание в нем HCl будет равно $69 + 31,5 = 100,5$ г.

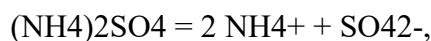
Массовая доля HCl в конечном растворе ω будет равной:

$$\omega = 100,5 : 545 = 0,184 \text{ или } 18,4 \text{ \%}.$$

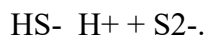
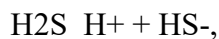
Ответ: 18,4 масс.% HCl.

Пример 3. Напишите уравнения диссоциации следующих электролитов H₂S, (NH₄)₂SO₄, Co(OH)NO₃, K₂HPO₄, Fe(NO₃)₃, в разбавленном водном растворе. В каком случае процесс протекает обратимо? Диссоциация каких веществ протекает ступенчато?

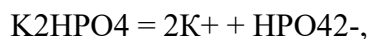
Решение. Среди представленных электролитов (NH₄)₂SO₄ и Fe(NO₃)₃ являются неассоциированными и в разбавленных растворах они полностью диссоциируют на ионы:



В разбавленном водном растворе ступенчато и обратимо диссоциирует H₂S:

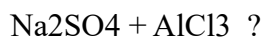
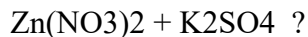


Диссоциация Co(OH)NO₃ и K₂HPO₄ протекает в две стадии. Первая стадия протекает необратимо, а вторая – обратимо:



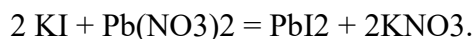


Пример 4. Взаимодействие между какими из ниже приведенных веществ протекает необратимо? Напишите уравнения химических реакций.

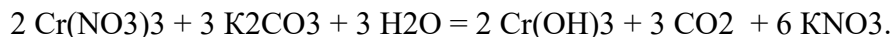
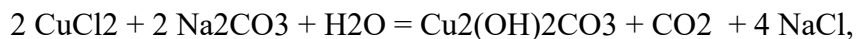


Решение. В водных растворах не взаимодействуют нитрат цинка и сульфат калия, а также сульфат натрия и хлорид алюминия, поскольку вещества, которые могли бы образоваться в результате реакций между этими солями хорошо растворимы.

Вторая реакция протекает необратимо, поскольку в результате образуется осадок малорастворимого иодида свинца:



Необратимо в водных растворах также протекают реакции между хлоридом меди и карбонатом натрия и нитратом хрома и карбонатом калия. Эти реакции сопровождаются гидролизом, в результате которого выпадает основной карбонат меди и гидроксид хрома(III):



Пример 5. Какие из ниже приведенных солей KNO_2 , KNO_3 , K_2CO_3 , K_2SO_4 , K_3PO_4 подвергаются гидролизу в растворах? Напишите уравнения реакций гидролиза этих солей. В каком случае гидролиз протекает ступенчато (по стадиям)?

Решение. В водных растворах не подвергаются гидролизу соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием, т.е. KNO_3 и K_2SO_4 .

Обратимому гидролизу по аниону подвергаются образованные ассоциированными кислотами KNO_2 , K_2CO_3 и K_3PO_4 , причем последние две соли гидролизуются ступенчато (по стадиям):





Задачи для самостоятельного решения:

Какие из перечисленных ниже жидкостей обладают заметной электрической проводимостью: а) спирт; б) водный раствор поваренной соли; в) дистиллированная вода; г) водный раствор сахара?

2. Какие из перечисленных ниже жидкостей заметно проводят электрический ток: а) 100-процентная серная кислота; б) водный раствор азотной кислоты; в) раствор азота в воде; г) водный раствор гидросульфата натрия?

3. Электрическая проводимость жидкого фтороводорода ничтожно мала, а водный раствор его ток проводит. Чем это можно объяснить?

4. Почему соляную кислоту приходится хранить не в стальных, а в стеклянных или керамических сосудах, между тем как для безводной серной кислоты пригодны железные цистерны?

5. Раствор хлороводорода в бензоле не проводит электрического тока и не действует на цинк. Чем это можно объяснить?

6. Какие ионы содержатся в водных растворах: а) нитрата калия; б) хлорида кальция; в) сульфата натрия?

7. Как называются и чем отличаются между собой частицы, изображенные символами: а) Cl^- , Cl , Cl_2 ; б) SO_3 , SO_3^{2-} ; в) Na , Na^+ ; г) S , S_2^{2-} , S_8 ?

8. Можно ли приготовить водный раствор, который в качестве растворенного вещества содержал бы только следующие частицы: а) SO_3 ; б) SO_3^{2-} ; в) Na ; г) Na^+ ; д) Cl^- ; е) Cl_2 ; ж) Ca^{2+} ? Ответ поясните.

9. Какие ионы содержатся в водных растворах: а) нитрата алюминия; б) сульфата алюминия; в) иодоводорода?

10. Какие ионы содержатся в водных растворах: а) бромиды калия; б) гидроксида калия; в) азотной кислоты; г) фторида натрия?

11. Напишите уравнения электролитической диссоциации в водных растворах следующих веществ: а) сульфата калия; б) хлорида кальция; в) бромоводорода.

12. Можно ли назвать амфотерными ионы HCO_3^- , HPO_4^{2-} , HSO_4^- ? Ответ мотивируйте.

13. Каковы различия в свойствах атомов водорода и ионов водорода?

14. Составьте уравнения электролитической диссоциации веществ, формулы которых $\text{Ba}(\text{OH})_2$, K_3PO_4 , KClO_3 , KCl , NaHSO_4 .

15. Составьте уравнения электролитической диссоциации: а) сульфата меди; б) хлорида кальция; в) гидроксида натрия.

16. Напишите уравнения электролитической диссоциации веществ, формулы которых: а) FeCl_3 ; б) FeCl_2 в) растворимого минерала карналлита $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2$. Прочитайте уравнения.

17. Изобразите уравнениями последовательные ступени электролитической диссоциации: а) ортомышьяковой кислоты H_3AsO_4 ; б) сероводорода; в) селеновой кислоты H_2SeO_4 .

18. Как практически осуществить процессы, выражающиеся следующими схемами: 3) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$; 6) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$?

19. Опишите подробно опыты, иллюстрирующие следующие превращения: 1) $\text{Mg} + \text{Pb}^{2+} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{Pb}$; 4) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$; 2) $\text{Cu} + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Ag}$; 5) $\text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$; 3) $\text{Hg} + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Hg}^{2+} + 2\text{Ag}$; 6) $\text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$. 13-20. На сколько ионов распадается при полной диссоциации молекула каждого из электролитов, формулы которых: а) H_2SO_4 ; б) $\text{Sr}(\text{OH})_2$; в) H_3PO_4 ?

Тема 5. Классификация неорганических соединений и их свойства
решение расчетных задач по теме «Классификация неорганических соединений и их свойства»

Пример 1

Определить степень окисления хрома в хромовой кислоте H_2CrO_4 и в дихромат-ионе $(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-}$.

Решение

Для определения степени окисления хрома в хромовой кислоте H_2CrO_4 обозначим его заряд за x , и умножив известные степени окисления водорода «1+» и кислорода «2-» на число их атомов в соединении, составим уравнение:

$$(1+) \cdot 2 + x + (2-) \cdot 4 = 0; \text{отсюда } x = 6+.$$

Находим степень окисления в дихромат-ионе $(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-}$, приравнявая алгебраическую сумму зарядов атомов иона заряду иона:

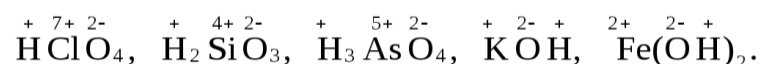
$$2x + (2-) \cdot 7 = 2-, \text{отсюда } x = 7+.$$

Пример 2

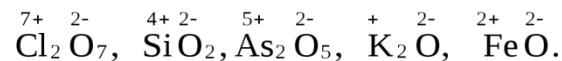
Определить формулы оксидов, соответствующих следующим соединениям: $\text{HClO}_4, \text{H}_2\text{SiO}_3, \text{H}_3\text{AsO}_4, \text{KOH}, \text{Fe}(\text{OH})_2$.

Решение

Степени окисления элементов в оксидах и соответствующих им кислотам или основаниям должны совпадать. Поэтому необходимо определить степени окисления элементов в кислотах и основаниях, учитывая, что степень окисления кислорода равна 2-; водорода 1+; а сумма степеней окисления молекулы равна 0:



Составим формулы оксидов, пользуясь тем же правилом:



Пример 3

Определить массовую долю примесей (%) в составе технического образца хлорида алюминия, содержащего 18 г AlCl_3 и 2 г примесей.

Решение

Масса образца равна сумме масс хлорида алюминия и примесей:

$$m(\text{образца}) = m(\text{AlCl}_3) + m(\text{примесей}) = 18 + 2 = 20 \text{ г.}$$

Рассчитываем массовую долю примесей по уравнению (2):

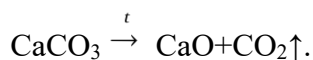
$$\omega(\text{примесей}) = \frac{m(\text{примеси})}{m(\text{образца})} \cdot 100\% = \frac{2}{20} \cdot 100\% = 10\%.$$

Пример 4

Образец массой 15,60 г, состоящий из оксида и карбоната кальция, прокалили. В результате реакции выделился газ объёмом 2,24 л (н.у.). Определить массовую долю (%) оксида кальция в образце.

Решение

При прокаливании будет разлагаться карбонат кальция (оксид кальция устойчив при нагревании):



Рассчитаем количество образовавшегося диоксида углерода:

$$n(\text{CO}_2) = \frac{V(\text{CO}_2)}{V_M} = \frac{2,24}{22,4} = 0,1 \text{ моль.}$$

По уравнению реакции:

$$n(\text{CaCO}_3) = n(\text{CO}_2); \Rightarrow n(\text{CaCO}_3) = 0,1 \text{ моль.}$$

Находим массу CaCO_3 :

$$m(\text{CaCO}_3) = n(\text{CaCO}_3) \cdot M(\text{CaCO}_3) = 100 \cdot 0,1 = 10 \text{ г.}$$

Масса CaO равна разнице масс образца и карбоната кальция:

$$m(\text{CaO}) = m(\text{образца}) - m(\text{CaCO}_3) = 15,6 - 10 = 5,6 \text{ г.}$$

Определяем массовую долю CaO в образце:

$$\omega(\text{CaO}) = \frac{m(\text{CaO})}{m(\text{образца})} \cdot 100\% = \frac{5,6}{15,6} \cdot 100 = 35,9\%.$$

Пример 5

Оксид углерода (IV), полученный при полном сжигании 0,3 г углерода, пропустили через раствор гидроксида бария массой 200 г с массовой долей $\text{Ba}(\text{OH})_2$, равной 3,42%. Определить массу осадка.

Решение

Записываем уравнение реакции горения углерода:



Рассчитаем количество вещества углерода:

$$n(C) = \frac{m}{M} = \frac{0,3}{12} = 0,025 \text{ моль.}$$

Согласно уравнению реакции:

$$n(CO_2) = n(C); n(CO_2) = 0,025 \text{ моль.}$$

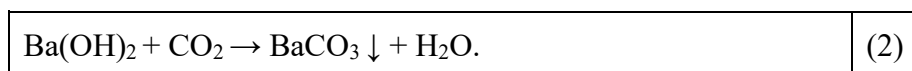
Определим массу $Ba(OH)_2$ в растворе:

$$m(Ba(OH)_2) = \frac{\omega \cdot m(\text{раствора})}{100\%} = \frac{3,42 \cdot 200}{100\%} = 6,84 \text{ г.}$$

Рассчитаем количество вещества $Ba(OH)_2$:

$$n(Ba(OH)_2) = \frac{m(Ba(OH)_2)}{M(Ba(OH)_2)} = \frac{6,84}{171} = 0,04 \text{ моль.}$$

$Ba(OH)_2$ будет реагировать с CO_2 по уравнению:



В соответствии с уравнением реакции 0,025 моль CO_2 реагирует с 0,04 моль $Ba(OH)_2$. Значит, гидроксид бария находится в избытке; поэтому расчёт массы осадка $BaCO_3$ проводим по CO_2 . Согласно (2):

$$n(BaCO_3) = n(CO_2); n(BaCO_3) = 0,025 \text{ моль.}$$

Определим массу осадка:

$$m(BaCO_3) = n(BaCO_3) \cdot M(BaCO_3) = 0,025 \cdot 197 = 4,93 \text{ г.}$$

Задачи для самостоятельного решения:

1. Классифицируйте химические соединения: H_3AsO_4 , $AgBr$, $Mg(OH)_2$, HI , Hg_2O_2 , $Al(OH)_3$, MnO_2 , Cr_2O_3 , KOH , H_2SiO_3 , $Fe(HCO_3)_2$, $(CuOH)_2SO_4$, Na_3PO_4 и дайте им названия.

2. Назовите ионы: S^{2-} , NO_3^- , NO_2^- , IO_3^- , MnO_4^- , HPO_4^{2-} . Напишите формулы и названия кислот, из которых они образуются.

3. Назовите соли: K_2CrO_4 , $KMnO_4$, Na_2SO_3 , $NaClO$, $CaOHNO_2$, $Ca(HS)_2$ и приведите формулы и названия соответствующих им кислот.

4. Напишите формулы оксидов, которым соответствуют следующие основания и кислоты: $Mn(OH)_2$, $Bi(OH)_3$, $Cu(OH)_2$, $LiOH$, H_3PO_4 , H_2SiO_3 , HNO_3 , HNO_2 . Назовите вещества.

5. Классифицируйте следующие основания по кислотности: $RbOH$, $Fe(OH)_2$, $Mn(OH)_2$, $Ca(OH)_2$, $Ti(OH)_2$. Назовите их. Напишите формулы соответствующих им оксидов.

6. Напишите формулы и названия кислот, соответствующих оксидам: SO_2 , SO_3 , P_2O_3 , P_2O_5 , CO_2 , N_2O_5 , Cl_2O , SiO_2 , Cl_2O_7 .

7. Классифицируйте и назовите следующие соли: $MgSO_4$, $(SiOH)_2SO_4$, KH_2SbO_4 , $Ba(HS)_2$, $NiOHNO_3$, $CrPO_4$, $Mn(NO_3)_2$.

8. На 5,2 г смеси Zn и ZnO подействовали $NaOH$. Выделившийся газ подожгли, и он образовал 0,36 г H_2O . Определить содержание цинка (%) в исходной смеси.

Ответ: 25%

9. К раствору, содержащему 100 г серной кислоты, добавили 100 г $NaOH$. Какая (кислая или средняя) соль и в каком количестве образуется?

Ответ: 1,25 моль

10. При действии раствора $NaOH$ на 26 г смеси алюминия и меди выделилось 2,8 л газа (н.у.). Найдите процентное содержание меди в смеси.

Ответ: 87%

11. Какой объем сернистого газа (н.у.) может быть поглощен 800 мл 10% раствора $NaOH$ ($\rho = 1,11$ г/мл)?

Ответ: 24,86 л

12. Сколько аммиачной селитры NH_4NO_3 должно получиться при нейтрализации 15 г 20% раствора азотной кислоты раствором аммиака?

Ответ: 1,72 г

13. Какой минимальный объем CO_2 (н.у.) необходимо пропустить через 5% раствор $Ba(OH)_2$ массой 80 г для получения гидрокарбоната бария?

Ответ: 1,05 л

14. Напишите уравнения реакций, доказывающих: амфотерный характер SnO_2 ; основной характер $Ca(OH)_2$; кислотный характер H_3PO_4 .

15. Какие из перечисленных гидроксидов реагируют как с кислотами, так и со щелочами: $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Mn}(\text{OH})_2$, $\text{Mn}(\text{OH})_4$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$? Приведите уравнения реакций.

16. Составьте уравнения реакций получения перечисленных солей всеми возможными способами: а) гидроксохлорида кальция; б) гидрокарбоната меди; в) ортофосфата калия.

17. Какие уравнения реакций между кислотами и основаниями приводят к образованию солей: NiS , NaHSiO_3 , $\text{AlOH}(\text{NO}_3)_2$?

18. Запишите уравнения реакций, соответствующих образованию из приведённых ниже кислот и оснований всех возможных кислых, средних, основных солей: $\text{Ba}(\text{OH})_2$, H_2CO_3 , NaOH , HI .

19. С какими из следующих веществ будет реагировать сернистая кислота: K , H_2O , NaOH , Cu , BaO , CaCO_3 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

20. С какими из следующих веществ будет реагировать гидроксид натрия: CO_2 , H_2SiO_3 , P_2O_5 , BeO , CuO , H_3PO_4 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$. Напишите соответствующие уравнения реакций.

Контрольные вопросы

1. Дайте понятие степени окисления.
2. Что такое оксиды? Как их классифицируют по химическим свойствам?
3. Что такое гидроксиды? Классификация гидроксидов.
4. Что такое основность кислоты, кислотность основания?
5. Дайте определение соли. Классификация солей.
6. Какие кислоты образуют кислые соли? Какие основания образуют основные соли?

Тема 6. Химические реакции

Практическая работа: Решение задач по теме «Химические реакции(классификация).»

Примеры решения задач

Пример 1. Вычислите тепловой эффект образования NH_3 из простых веществ при стандартном состоянии по тепловым эффектам реакций:

$2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}; \Delta_r H^0_1 = -571,68 \text{ кДж},$	(1)
$4 \text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} + 2\text{N}_2; \Delta_r H^0_2 = -1530,28 \text{ кДж}.$	(2)

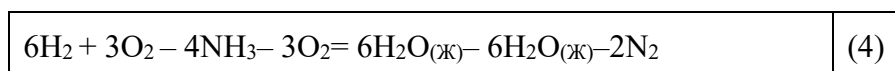
Решение

Запишем уравнение реакции, тепловой эффект которой необходимо определить:



Из закона Гесса следует, что термохимические уравнения можно складывать, вычитать и умножать на численные множители. Воспользуемся этим выводом и скомбинируем уравнения (1) и (2) таким образом, чтобы получить искомое уравнение (3).

В уравнения (1) и (2) входят $\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ и O_2 , которые не входят в уравнение (3), поэтому, чтобы исключить их из уравнений (1) и (2), умножим уравнение (1) на 3 (так как в уравнении (1) $\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ и O_2 в 3 раза меньше, чем в уравнении (2)) и вычтем из него (2) (при этом NH_3 и N_2 окажутся в нужных частях искомого уравнения):



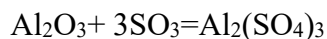
После преобразования уравнения (4) и деления его на 4 получаем искомое уравнение (3). Аналогичные действия проделываем с соответствующими тепловыми эффектами:

$$(\Delta_f H^0_1 \cdot 3 - \Delta_f H^0_2) : 4 = \Delta_r H^0_3.$$

Таким образом,

$$\begin{aligned} \Delta_r H^0_3 &= \Delta_f H^0_{298}(\text{NH}_3) = [-571,68 \cdot 3 - (-1530,28)] : 4 = \\ &= -46,19 \text{ кДж/моль}. \end{aligned}$$

Пример 2. Найти тепловой эффект реакции



Решение

По таблице находим стандартные энтальпии образования веществ:

$$\Delta_f H^0_{298}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = -3442,2 \text{ кДж/моль},$$

$$\Delta_f H^0_{298}(\text{SO}_3) = -396,1 \text{ кДж/моль},$$

$$\Delta_f H^0_{298}(\text{Al}_2\text{O}_3) = -1676,0 \text{ кДж/моль}.$$

Используя следствие из закона Гесса, запишем выражение для стандартного изменения энтальпии этой реакции:

$$\Delta_r H^0_{298} = \Delta_f H^0_{298}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) - (\Delta_f H^0_{298}(\text{Al}_2\text{O}_3) + \Delta_f H^0_{298}(\text{SO}_3));$$

$$\Delta_r H^0_{298} = -3442,2 - (-1686 - 3 \cdot 396,1) = -577,9 \text{ кДж}.$$

$\Delta_r H^0 < 0$, реакция экзотермическая.

Пример 3

Определить количество теплоты, необходимое для получения 1 кг извести по реакции:



если энтальпии образования карбоната кальция, оксида кальция и углекислого газа соответственно равны:

$$-1207,0; -635,0; -393,5 \text{ кДж/моль.}$$

Решение. По следствию из закона Гесса:

$$\Delta_r H^0_{298} = \Delta_f H^0_{298}(\text{CaO}) + \Delta_f H^0_{298}(\text{CO}_2) - \Delta_f H^0_{298}(\text{CaCO}_3);$$

$$\Delta_r H^0 = -635,5 - 393,5 + 1207,0 = 178,0 \text{ кДж/моль.}$$

Следовательно, для получения 1 моль извести (исходя из уравнения реакции) необходимо 178,0 кДж теплоты. По условию задачи нужно получить 1 кг (10^3 г) извести, что составляет

$$n = m/M = 10^3/56 = 17,9 \text{ моль CaO,}$$

где $M = 56$ г/моль – молярная масса CaO.

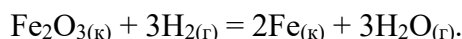
Для получения 1 моль CaO необходимо 178,0 кДж теплоты,

а для получения 17,9 моль извести – x кДж. Отсюда

$$x = 178,0 \cdot 17,9 = 3186 \text{ кДж.}$$

Таким образом, для получения 1 кг извести необходимо затратить 3186 кДж теплоты.

Пример 4. Установить, возможно ли при температуре 1000 К восстановление оксида Fe(III) до свободного металла по уравнению



Зависимостью $\Delta_r H^0$ и $\Delta_r S^0$ от температуры пренебречь.

Решение. Критерием, определяющим направление самопроизвольного протекания химических процессов в закрытых системах, служит энергия Гиббса. Энергия Гиббса химической реакции равна $\Delta_r G = \Delta_r H - T\Delta_r S$.

В таблицах находим значения $\Delta_f H^0_{298}$ и S^0_{298} для веществ, участвующих в реакции:

Вещество	$\Delta_f H^0_{298}$, кДж/моль	S^0_{298} , Дж/(моль·К)
$\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})}$	-821,3	89,8
$\text{H}_{2(\text{г})}$	0	130,6
$\text{Fe}_{(\text{к})}$	0	27,15

H ₂ O _(г)	-241,7	188,8
---------------------------------	--------	-------

По следствию из закона Гесса рассчитаем стандартные энтальпию и энтропию реакции:

$$\Delta_r H^0 = 2 \cdot \Delta_f H^0_{298}(\text{Fe}) + 3 \cdot \Delta_f H^0_{298}(\text{H}_2\text{O}) -$$

$$- (\Delta_f H^0_{298}(\text{Fe}_2\text{O}_3) + 3 \cdot \Delta_f H^0_{298}(\text{H}_2)),$$

$$\Delta_r H^0 = 3 \cdot (-241,7) + 821,3 = 96,2 \text{ кДж};$$

$$\Delta_r S^0 = 2S^0_{298}(\text{Fe}) + 3S^0_{298}(\text{H}_2\text{O}) - (S^0_{298}(\text{Fe}_2\text{O}_3) + 3S^0_{298}(\text{H}_2)),$$

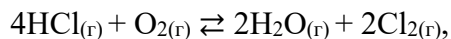
$$\Delta_r S^0 = (2 \cdot 27,15 + 3 \cdot 188,8) - (89,8 + 3 \cdot 130,6) = 139,1 \text{ Дж/К}.$$

Рассчитаем энергию Гиббса при 1000 К:

$$\Delta_r G_{1000} = 96,2 \cdot 10^3 - 1000 \cdot 139,1 = -42,9 \cdot 10^3 \text{ Дж} = -42,9 \text{ кДж}.$$

Так как $\Delta_r G_{1000} < 0$, прямой процесс термодинамически возможен, т.е. возможно восстановление Fe₂O_{3(к)} водородом для получения свободного металла при 1000 К.

Пример 5. При какой температуре наступает равновесие системы



если тепловой эффект реакции $\Delta_r H^0 = -114,4 \text{ кДж}$,

$$S^0_{298}(\text{H}_2\text{O}) = 188,8 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)},$$

$$S^0_{298}(\text{HCl}) = 186,7 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)},$$

$$S^0_{298}(\text{O}_2) = 205 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}, S^0_{298}(\text{Cl}_2) = 223 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}.$$

Зависимостью $\Delta_r H^0$ и $\Delta_r S^0$ от температуры пренебречь.

Решение. В состоянии химического равновесия $\Delta_r G = 0$. Так как $\Delta_r G = \Delta_r H - T\Delta_r S = 0$, $\Delta_r H = T\Delta_r S$, отсюда

$$T = \Delta_r H / \Delta_r S.$$

Рассчитаем $\Delta_r S^0$ для этой реакции:

$$\Delta_r S^0 = 2S^0_{298}(\text{H}_2\text{O}) + 2S^0_{298}(\text{Cl}_2) - 4S^0_{298}(\text{HCl}) - S^0_{298}(\text{O}_2);$$

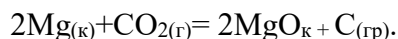
$$\Delta_r S^0 = 2 \cdot 188,8 + 2 \cdot 223 - 4 \cdot 186,7 - 205 = -128,2 \text{ Дж/К} =$$

$$= -0,128 \text{ кДж/К}.$$

$$T = -114,4 / -0,128 = 891 \text{ K.}$$

Задачи для самостоятельного решения:

21. Определить тепловой эффект реакции и рассчитать, сколько теплоты выделяется при сгорании 1 кг Mg по этой реакции.



Ответ: $-809,5$ кДж; 16865 кДж.

22. На разложение некоторого количества оксида меди (II) было затрачено $12,8$ кДж теплоты. При этом образовалось $5,0$ г меди. Определить энтальпию образования оксида меди.

Ответ: $-163,8$ кДж/моль.

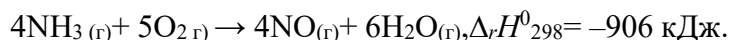
23. При сжигании графита образовался оксид углерода (IV) массой $8,86$ г. Изменение энтальпии этой реакции $\Delta_r H^0_{298} = -79,2$ кДж. Вычислите стандартную энтальпию образования CO_2 .

Ответ: $-393,3$ кДж/моль.

24. Написать термохимическое уравнение реакции растворения оксида меди (II) в соляной кислоте. Сколько тепла выделяется при растворении 100 г оксида?

Ответ: $\Delta_r H^0_{298} = -5,6$ кДж; выделится 7 кДж тепла.

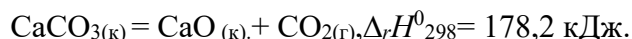
25. Рассчитать стандартную энтальпию образования оксида азота, зная тепловой эффект реакции:



Сколько тепла выделится (поглотится) при сгорании 25 г аммиака?

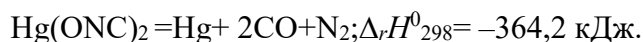
Ответ: $90,3$ кДж/моль; 333 кДж.

26. Сколько тепла выделится (поглотится) при разложении 200 г CaCO_3 по реакции:



Ответ: $356,4$ кДж.

27. Разложение гремучей ртути при взрыве идет по уравнению



Определить количество теплоты, выделившейся при взрыве $1,5$ кг $\text{Hg}(\text{ONC})_2$.

Ответ: 1919 кДж.

28. При взаимодействии 3 моль оксида азота (I) с аммиаком образуется азот и пары воды. При этом выделяется 877,7 кДж тепла. Написать термохимическое уравнение этой реакции и вычислить энтальпию образования оксида. Сколько тепла выделится при условии, что масса оксида азота составляет 50 г?

Ответ: $\Delta_f H^0_{298}(\text{N}_2\text{O}) = 81,4 \text{ кДж}; 332 \text{ кДж}$.

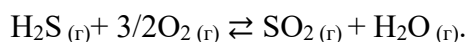
29. Чему равно изменение энтальпии реакции разложения бертолетовой соли:



Сколько теплоты выделяется (поглощается) при разложении одного килограмма KClO_3 по этой реакции?

Ответ: $-45,5 \text{ кДж}; 371 \text{ кДж}$.

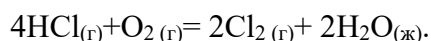
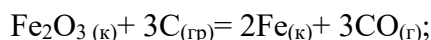
30. Определить тепловой эффект реакции:



Сколько теплоты выделяется при сжигании 1 м³(н. у.) H_2S ?

Ответ: $-517,7 \text{ кДж}; 23112 \text{ кДж}$.

31. Не производя вычислений, обосновать знак изменения энтропии при протекании реакций:



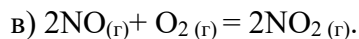
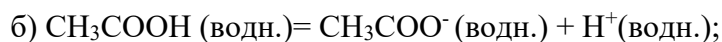
Подтвердить свой прогноз необходимыми расчётами.

Ответ: $542,3 \text{ Дж/К}; -366,6 \text{ Дж/К}$.

32. Определить энтальпию образования P_2O_5 , если при сгорании 6,2 г фосфора выделяется 150,7 кДж тепла.

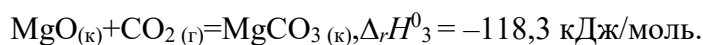
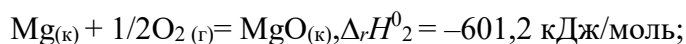
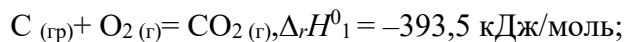
Ответ: 1507 кДж/моль .

33. Не производя вычислений, указать для каких из перечисленных реакций изменение энтропии способствует самопроизвольному протеканию реакции; для последней реакции рассчитать $\Delta_r H^0_{298}$:



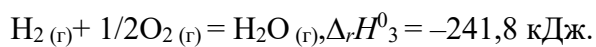
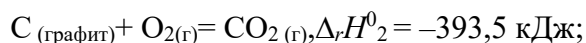
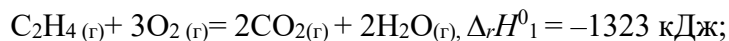
Ответ: $-114,2 \text{ кДж}$.

34. Вычислить теплоту образования MgCO_3 , пользуясь данными:



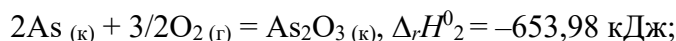
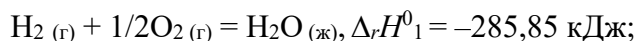
Ответ: -1113 кДж/моль .

35. Определить теплоту образования этилена, пользуясь данными:



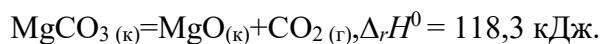
Ответ: $52,4 \text{ кДж/моль}$.

36. Рассчитать теплоту образования мышьяковистой кислоты на основе данных:



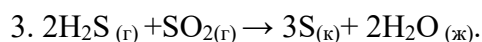
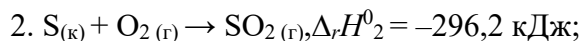
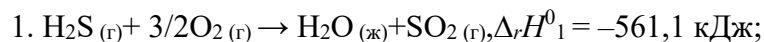
Ответ: -740 кДж/моль .

37. Вычислить энтальпию образования карбоната магния, пользуясь уравнением:



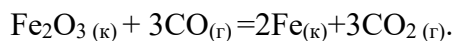
Ответ: -1113 кДж/моль .

38. Исходя из термохимических уравнений 1 и 2 и не пользуясь справочником, вычислить тепловой эффект реакции 3:



Ответ: $-233,6 \text{ кДж}$.

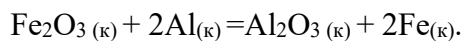
39. Основной процесс, протекающий в доменной печи, выражается суммарным уравнением:



Определить тепловой эффект и изменение энтропии данной реакции в стандартных условиях.

Ответ: –689,9 кДж; 15,2 Дж/К.

40. Вычислить тепловой эффект реакции при 298К:



Сколько тепла выделится при взаимодействии 27 г алюминия?

Ответ: –853,5 кДж; –426,8 кДж.

Контрольные вопросы

1. Какие функции называют функциями состояния?
2. Что изучает термохимия? Какие уравнения называют термохимическими?
3. Какие химические реакции называют экзотермическими и эндотермическими?
4. Какая величина называется стандартной энтальпией образования сложного вещества?

5. Какие функции служат критериями направленности химических процессов.

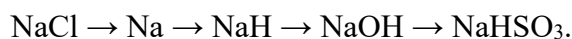
аким образом, равновесие наступит при $T = 891 \text{ К}$.

Тема 7. Металлы, неметаллы.

Практические занятия: решение экспериментальных задач по теме.

Примеры решения задач по металлам:

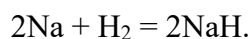
Задача 1. Напишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:



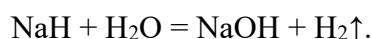
Решение. Натрий образуется при электролизе расплава хлорида натрия:



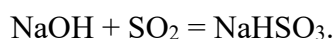
Натрий реагирует с водородом:



Гидрид натрия полностью гидролизуется под действием воды:

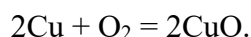
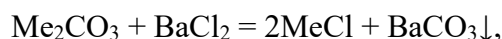


При пропускании избытка сернистого газа через раствор гидроксида натрия образуется гидросульфит натрия:



Задача 2. При действии избытка углекислого газа на 32,9 г неизвестного соединения металла с кислородом образовалось твердое вещество “А”, и выделился газ “В”. Вещество “А” растворяли в воде, и добавили избыток раствора нитрата бария, при этом выпало 27,58 г осадка. Газ “В” пропустили через трубку с раскаленной медью, и масса трубки увеличилась на 6,72 г. Установите формулу исходного соединения.

Решение. Из условия задачи ясно, что после пропускания CO_2 над кислородным соединением металла образовался карбонат металла, причем щелочного (поскольку карбонаты только щелочных металлов достаточно хорошо растворимы в воде), и выделился кислород. Пусть формула исходного соединения – Me_xO_y . Уравнения реакций:



Увеличение массы трубки с нагретой медью равно массе прореагировавшего по последней реакции кислорода, поэтому: $\nu(\text{O}_2) = 6,72/32 = 0,21$ моль.

По второй реакции, $\nu(\text{BaCO}_3) = 27,58 / 197 = 0,14$ моль = $\nu(\text{Me}_2\text{CO}_3)$, следовательно, $\nu(\text{Me}) = 2 \cdot \nu(\text{Me}_2\text{CO}_3) = 0,28$ моль. Отношение коэффициентов в уравнении реакции равно отношению количеств веществ (в молях), поэтому из первого уравнения следует, что $x/(y-0,5x) = 0,14/0,21$, откуда получаем, что $x:y = 1:2$. Поэтому можно заключить, что простейшая формула кислородного соединения — MeO_2 .

Поскольку $\nu(\text{MeO}_2) = \nu(\text{Me}) = 0,28$ моль, то молярная масса кислородного соединения равна: $M(\text{MeO}_2) = 39,2 / 0,28 = 117,5$ г/моль, а атомная масса металла: $M(\text{Me}) = 117,5 - 32 = 85,5$ г/моль. Этот металл — рубидий, Rb. Искомая формула — RbO_2 .

Ответ. RbO_2 .

Задача 3. При взаимодействии 6,0 г металла с водой выделилось 3,36 л водорода (н.у.). Определите этот металл, если он в своих соединениях двухвалентен.

Решение. Поскольку металл двухвалентен, его реакция с водой

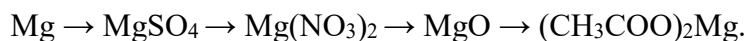
описывается уравнением:



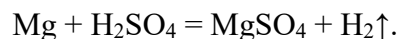
Согласно уравнению, $\nu(\text{Me}) = \nu(\text{H}_2) = 3,36/22,4 = 0,15$ моль. Отсюда атомная масса металла равна $A(\text{Me}) = m/\nu = 6,0/0,15 = 40$ г/моль. Этот металл — кальций.

Ответ. Кальций.

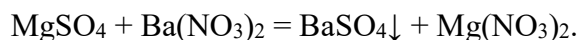
Задача 4. Напишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:



Решение. Магний растворяется в разбавленной серной кислоте:



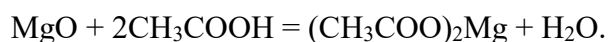
Сульфат магния вступает в обменную реакцию в водном растворе с нитратом бария:



При сильном прокаливании нитрат магния разлагается:



Оксид магния — типичный основной оксид. Он растворяется в уксусной кислоте:

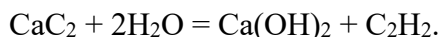
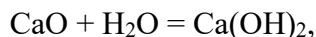
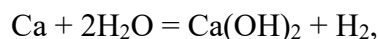


Задача 5. Имеется смесь кальция, оксида кальция и карбида кальция с молярным соотношением компонентов 1:3:4 (в порядке перечисления). Какой объем воды может вступить в химическое взаимодействие с 35 г такой смеси?

Решение. Пусть в исходной смеси содержалось x моль Ca, тогда $\nu(\text{CaO}) = 3x$, $\nu(\text{CaC}_2) = 4x$.
Общая масса смеси равна:

$$40x + 56 \cdot 3x + 64 \cdot 4x = 35,$$

откуда $x = 0,0754$ моль. При взаимодействии данной смеси с водой происходят следующие реакции:



В первую реакцию вступает $2x$ моль H_2O , во вторую — $3x$, и в третью — $2 \cdot 4x = 8x$ моль H_2O , всего — $13x = 13 \cdot 0,0754 = 0,980$ моль. Масса прореагировавшей воды равна $0,980 \cdot 18 = 17,6$ г, объем воды равен $17,6 \text{ г} / 1 \text{ г/мл} = 17,6 \text{ мл}$.

Ответ. 17,6 мл H_2O .

Задачи для самостоятельного решения:

1. Одним из первых металлов, обнаруженных человеком в доисторическую эпоху, была медь, а не железо*, хотя меди в земной коре около 0,005%, а железа почти в 1000 раз больше. Чем это можно объяснить?
 2. Какой металл самый легкоплавкий и в связи с этим используется в физических приборах? Какой из этих приборов можно встретить в быту?
 3. Число каких элементов в природе больше — металлов или неметаллов?
 4. Какие металлы можно расплавить: а) при температуре кипящей воды; б) при реально достигаемой температуре пламени спиртовки (400 °C); в) в пламени горелки (около 800 °C)?
- Материал для решения задачи найдите в справочнике.

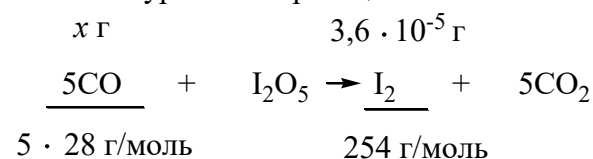
5. Назовите металлы, не окисляющиеся на воздухе даже при прокаливании.
6. Масса платинового и серебряного тиглей при накаливании на воздухе не изменяется, а железного и медного увеличивается. Чем объясняется разница?
7. Назовите те из известных вам металлов, которые: а) вытесняют водород из воды; б) не вытесняют водород из воды.
8. В предложенной французским химиком А. Лавуазье (1743—1794) классификации простых веществ были выделены «простые вещества неметаллические» и «простые вещества металлические». Во всех ли случаях можно провести резкую грань между указанными двумя типами простых веществ?
9. Можно ли отличить типичные металлы от неметаллов по следующей совокупности свойств: электрическая проводимость, теплопроводность, ковкость, хрупкость, упругость, светопропускаемость? Дайте подробный ответ и приведите примеры, подтверждающие несоответствие с обычной характеристикой металлов.
10. Хлорид меди (II) можно получить растворением в соляной кислоте предварительно обожженного на воздухе металла. Напишите уравнения реакций получения хлорида меди таким способом. Почему необходим предварительный обжиг металла?
11. В 1855 г. на Парижской выставке демонстрировался большой слиток «серебра из глины». Что в действительности представляло собой это «серебро»? 127
12. При 300 °C оксид серебра разлагается. Укажите, какой элемент при этом окисляется и какой восстанавливается.
13. Где больше содержится атомов: в 1 мг платины или в 1 мг золота? Задачу решите, не прибегая к вычислениям.
14. При нагревании раствора хлорида меди (II) с металлической медью получается, новая соль. Какой элемент в этой реакции окисляется и какой восстанавливается?
15. При взаимодействии сульфата железа (III) с медью образуется сульфат железа (II) и сульфат меди (II). Составьте ионное уравнение этой реакции и укажите элемент, отдающий электроны, и элемент, присоединяющий их.

Примеры задач по неметаллам:

Задача 1. Рассчитайте, какова концентрация CO в помещении, если при пропускании воздуха объемом 2 л через оксид йода (V) образовалось 0,036 мг йода.

Решение

1) $m(I_2) = 0,036 \text{ мг} = 3,6 \cdot 10^{-5} \text{ г}$. Определим массу угарного газа в 2 л воздуха. Для этого составим уравнение реакции:



Составляем пропорцию:

$$\frac{x \text{ г}}{5 \cdot 28 \text{ г/моль}} = \frac{3,6 \cdot 10^{-5} \text{ г}}{254 \text{ г/моль}}$$

Отсюда находим $m(\text{CO}) = 1,99 \cdot 10^{-5} \text{ г} = 0,0199 \text{ мг}$.

2) Находим массу угарного газа в 1 л воздуха:

$$m(\text{CO}) = 0,0199/2 = 0,0099 \text{ мг, т.е. } 0,0099 \text{ мг/л.}$$

В 1 м³ воздуха содержится:

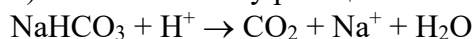
$$C(\text{CO}) = 0,0099 \cdot 1000 = 9,9 \text{ мг/м}^3.$$

Ответ: концентрация угарного газа составляет 9,9 мг/м³.

Задача 2. Сколько углекислого газа по объему (н.у.) выделится из огнетушителя, содержащего раствор гидрокарбоната натрия объемом 12 л ($\omega = 8\%$; $\rho = 1,058$ г/мл).

Решение

1) Составим схему реакции:



Находим количество вещества NaHCO_3 :

$$m(\text{p-ра}) = \rho \cdot V = 1,058 \text{ г/мл} \cdot 12000 \text{ мл} = 12696 \text{ г.}$$

$$m(\text{NaHCO}_3) = 0,08 \cdot 12696 = 1016 \text{ г.}$$

Количество вещества $n(\text{NaHCO}_3) = 1016/84 = 12,1$ моль;

По уравнению реакции: $n(\text{NaHCO}_3) = n(\text{CO}_2) = 12,1$ моль.

2) Находим объем углекислого газа:

$$V(\text{CO}_2) = 12,1 \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 270,93 \text{ л.}$$

Ответ: из огнетушителя выделится 270,93 л углекислого газа.

Задачи для самостоятельного решения:

1. В основе названия азота Stickstoff (по-немецки читается: штикштоф) лежат слова ersticken — задыхаться и Stoff — вещество. Соответствует ли это название свойствам азота? Ответ поясните.

2. Каковы электронные конфигурации атомов элементов подгруппы азота?

3. Сколько электронов в молекуле азота?

4. Электронную структуру элементов подгруппы азота можно изобразить так: Азот Фосфор Мышьяк Сурьма Висмут He; 2,3 Ne; 2,3 Ar; 10, 2, 3 Kr; 10, 2, 3 Xe; 14, 10,2,3 Объясните: а) почему в случае мышьяка и сурьмы после символа инертного газа появляется еще одна цифра, а в случае висмута — две цифры; б) почему две последние цифры для всех указанных элементов одинаковы.

5. Какова плотность азота по воздуху и по водороду? Можно ли пользоваться азотом для заполнения аэростата?

6. При 20 °C в 1 л воды растворяется 6,8·10⁻⁴ моль азота. Сколько это составит в граммах на литр?

7. Напишите формулы всех соединений азота с водородом, в которых легкий изотоп водорода ¹H полностью или частично замещен его тяжелым изотопом ²H. Каковы относительные молекулярные массы соединений?

8. На основе электронной теории валентности выведите формулы соединений азота: а) с литием; б) с магнием; в) с алюминием; г) с кальцием.

9. Для получения азота в лаборатории пользуются следующими приемами: а) пропускают воздух через трубки с раскаленными медными стружками или б) проводят разложение нитрата аммония по уравнению: $\text{NH}_4\text{NO}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$. Чем по составу отличается азот, полученный первым и вторым путем?

10. Пять стеклянных цилиндров заполнены газами. В одном находится хлор, в другом — азот, в третьем — оксид серы (IV).

11. Можно ли освободить азот от примеси: а) хлороводорода; б) хлора, в) оксида серы (IV); г) сероводорода; д) паров воды; е) оксида углерода (IV), ж) кислорода, имея промывные склянки с раствором гидроксида калия и с концентрированной серной кислотой? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

12. Какими опытами можно проверить, содержит ли азот примеси: а) хлора, б) хлороводорода? Приведите соответствующие уравнения реакций.

13. В каком из известных вам соединений азота содержание азота (в процентах) достигает максимума?

14. А. Лавуазье рассматривал азот как инертный газ. Какие факты вы можете привести для доказательства того, что эта точка зрения имеет ограниченное значение?

Тема. Основные понятия органической химии и теория строения органических соединений

Практическая работа-изготовление моделей молекул органических веществ.

Теоретический материал. Углеводороды это органические вещества, состоящие из атомов углерода и водорода. Атом углерода во всех органических соединениях четырехвалентен. Атомы углерода могут образовывать цепочки прямые, разветвленные, замкнутые. Свойства веществ зависят не только от качественного и количественного состава, но и от порядка соединения атомов между собой. Вещества, имеющие одинаковую молекулярную формулу, но разное строение называются изомерами. Приставки указывают количество **ди** – два, **три** – три, **тетра** - четыре; **цикло** - означает замкнутый.

Суффиксы в названии углеводородов указывают на наличие кратной связи:

ан одинарная связь между атомами углерода ($C - C$);

ен двойная связь между атомами углерода ($C = C$);

ин тройная связь между атомами углерода ($C \equiv C$);

диен две двойных связи между атомами углерода ($C = C - C = C$);

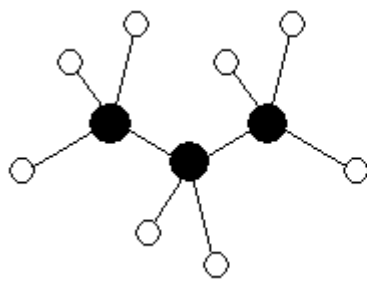
Радикалы: метил $-CH_3$; этил $-C_2H_5$; хлор $-Cl$; бром $-Br$.

Пример. Составьте модель молекулы пропана.

Молекула пропана C_3H_8 содержит три атома углерода и восемь атомов водорода. Атомы углерода соединены между собой. Суффикс – **ан** указывает на наличие одинарной связи между атомами углерода. Атомы углерода располагаются под углом $109^\circ 28$ минут.

Молекула имеет форму пирамиды. Атомы углерода изображайте черными кругами, а атомы водорода – белыми, атомы хлора – зелеными.

При изображении моделей соблюдайте соотношение размеров атомов.



Молярную массу находим, пользуясь периодической таблицей

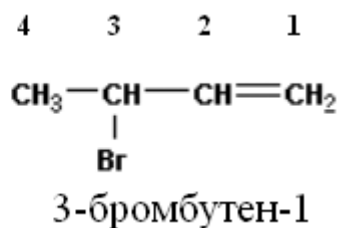
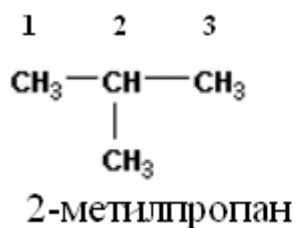
$$M(C_3H_8) = 12 \cdot 3 + 1 \cdot 8 = 44 \text{ г/моль.}$$

Что бы назвать углеводород надо:

1. Выбрать самую длинную цепочку.
2. Пронумеровать, начиная с того края, к которому ближе радикал или кратная связь.
3. Указать радикал, если радикалов несколько указывают каждый. (Цифра перед названием).
4. Назвать радикал, начиная с меньшего радикала.

5. Назвать самую длинную цепочку.
6. Указать положение кратной связи. (Цифра после названия).

Пример



При составлении формул по названию надо:

1. Определить число атомов углерода в цепочке.
2. Определить положение кратной связи. (Цифра после названия).
3. Определить положение радикалов. (Цифра перед названием).
4. Записать формулы радикалов.
5. В последнюю очередь определить количество и расставить атомы водорода.

Массовая доля элемента определяется по формуле:

$$\omega = \frac{Ar \times n}{Mr} \quad n = \frac{\omega \times Mr}{Ar}, \text{ где}$$

ω – массовая доля химического элемента;

n – число атомов химического элемента;

Ar – относительная атомная масса химического элемента;

Mr – относительная молекулярная масса.

При решении задачи примените **формулы расчета:**

$$M = \frac{m \text{ г}}{v \text{ моль}}$$

$$m = v \text{ моль} \cdot M \text{ г/моль}$$

$$v = \frac{m \text{ г}}{M \text{ г/моль}}$$

$$V = v \text{ моль} \cdot V_m \text{ л/моль}$$

$$1 \text{ моль газа} = 22,4 \text{ л}$$

$$M(\text{воздуха}) = 29 \text{ г/моль}$$

Относительная плотность газа D_g показывает во сколько раз плотность одного газа больше плотности другого газа. $D(\text{H}_2)$ - относительная плотность по водороду. $D(\text{воздуха})$ - относительная плотность по воздуху.

$$D(\text{H}_2) = \frac{Mr}{Mr(\text{H}_2)}$$

$$Mr(\text{газа}) = D(\text{H}_2) \cdot Mr(\text{H}_2)$$

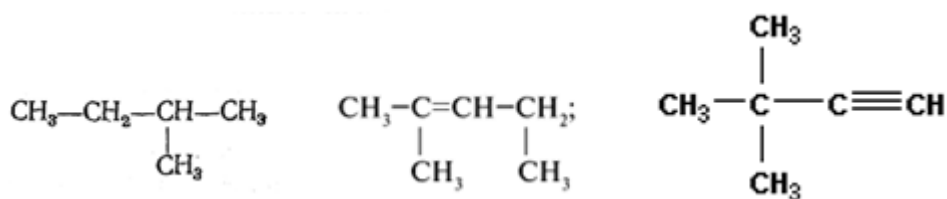
Оборудование: Набор шаростержневых моделей молекул, пластилин разных цветов, спички, таблица “Предельные углеводороды”, периодическая таблица. Индивидуальные задания.

Ход работы. Выполнение заданий по вариантам.

Вариант №1.

Задание №1. Составьте модели молекул: а) бутана, б) циклопропана. Зарисуйте модели молекул в тетради. Напишите структурные формулы этих веществ. Найдите их молекулярные массы.

Задание №2. Назовите вещества:



Задание №3. Составьте структурные формулы веществ:

- а) бутен-2, напишите его изомер;
б) 3,3 - диметилпентин-1.

Задание №4. Решите задачи:

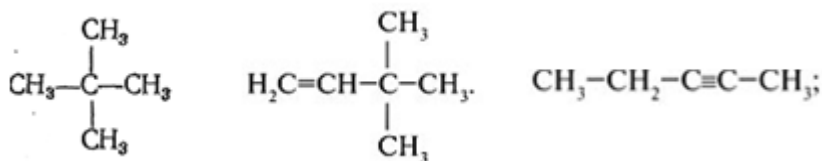
Задача 1 Определить массовую долю углерода и водорода в метане.

Задача 2. Сажа применяется для производства резины. Определить сколько г сажи (C) можно получить при разложении 22 г пропана?

Вариант №2.

Задание №1. Составьте модели молекул: а) 2-метилпропана, б) циклобутана. Зарисуйте модели молекул в тетради. Напишите структурные формулы этих веществ. Найдите их молекулярные массы.

Задание №2. Назовите вещества:



Задание №3 Составьте структурные формулы веществ:

- а) 2-метилбутен-1, напишите его изомер;
б) пропин.

Задание №4. Решите задачи:

Задача 1. Определить массовую долю углерода и водорода в этилене.

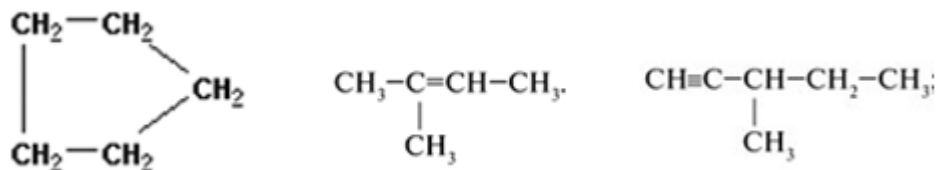
Задача 2. Сажа применяется для производства резины. Определить массу сажи (C), которую можно получить при разложении 36г пентана?

Вариант №3.

Задание №1. Составьте модели молекул: а) 1,2-дихлорэтана, б) метилциклопропана

Зарисуйте модели молекул в тетради. Напишите структурные формулы этих веществ. Определите во сколько раз дихлорэтан тяжелее воздуха?

Задание №2. Назовите вещества:



Задание №3. Составьте структурные формулы веществ:

- а) 2-метилбутен-2 напишите его изомер;
б) 3,4-диметилпентин-1.

Задание №4. Решите задачи:

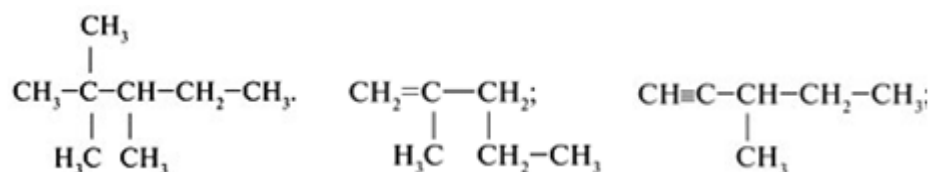
Задача 1. Найти молекулярную формулу вещества, содержащего 92,3% углерода и 7,7% водорода. Относительная плотность по водороду равна 13.

Задача 2. Какой объем водорода выделится при разложении 29 г бутана (н.у.)?

Вариант №4.

Задание №1. Составьте модели молекул: а) 2,3-диметилбутана, б) хлорциклопропана. Зарисуйте модели молекул в тетради. Напишите структурные формулы этих веществ. Найдите их молекулярные массы.

Задание №2. Назовите вещества



Задание №3. Составьте структурные формулы веществ:

- а) 2-метилбутадиен-1,3; напишите изомер.
б) 4-метилпентин-2.

Задание №4. Решите задачи:

Задача 1. Найти молекулярную формулу вещества, содержащего 92,3% углерода и 7,7% водорода. Относительная плотность по водороду равна 39.

Задача 2. Какой объем углекислого газа выделится при полном сгорании 72 г автомобильного топлива, состоящего из пропана?

Тема 8. Основные понятия органической химии и теория строения Органических соединений

Практические работы: Ознакомление со свойствами каучуков и образцами изделий из резины(видеофильм).

Раздаточный материал: дидактические карточки(ламинированные), фломастеры, инструкционные карточки, информационные листы со сведениями о синтетических каучуках, дифференцированные карточки-задания.

Задания: 1) написать транс-форму бутадиенового каучука; 2) написать цис-форму бутадиенового каучука; 3) написать уравнение реакции полимеризации бутадиена-1,3;

Теоретический материал: каучуковый латекс представляет собой эмульсию микроскопических капелек каучука в разбавленном водном растворе белков, жиров, углеводов, солей и других веществ. Индейцы майя называли деревья, дающие латекс, «плачущими»- так возникло слово «каучук» («каа»- «дерево», «о-чу»- «плачущее»). Это название было заимствовано европейскими химиками.

Обесцвечивание бромной воды при приливании к продуктам разложения природного каучука, доказывает неопределенный характер соединений. Экспериментально доказано, что это изопрен, или 2-метилбутадиен-1,3. Следовательно, макромолекулы натурального каучука являются продуктами полимеризации молекул изопрена (показ слайдов). Молекула природного каучука

представлена цис-формой. Такое строение молекул придаёт НК эластичность, способность растягиваться и сжиматься под действием внешней силы, а затем восстанавливать прежнюю форму и стойкость к износу. Ценным его свойством является также водо- и газонепроницаемость.

По видеосюжету сравните физические свойства натурального каучука и резины. Выполняем лабораторные опыты № 3,4,5. Результаты опытов заносим в таблицу:

Свойства	Каучук	Резина
1.Эластичность.		
2. Растворимость в бензине.		
3.Отношение к нагреванию.		

Сделайте выводы.

Тема 9. Кислородсодержащие органические соединения

Практические работы: решение расчетных задач по теме «Спирты. Алканы».

1. Относительная плотность паров алкана по водороду равна 50. Выведите молекулярную формулу алкана.

1.	
Дано	1) Рассчитаем молекулярную массу алкана
$d \text{ по } H_2=50$	$M(\text{алкана}) = d \cdot M(H_2) = 50 \cdot 2 = 100$
Найти МФ алкана	2) Напишем общую формулу алкана и выразим $M(\text{алкана})$ через общую формулу:
	C_nH_{2n+2}
	$M(C_nH_{2n+2}) = 12n + 2n + 2 = 14n + 2$
	3) Приравняем выражения из действий 1 и 2 и найдём n
	$14n + 2 = 100; 14n = 98; n = 7$
	4) Подставим 7 вместо n в общую формулу
	C_7H_{16}

2. Относительная плотность паров алкана по воздуху равна 7,31. Выведите молекулярную формулу алкана.

2.

Дано

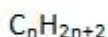
$d \text{ по воздуху} = 7,31$

Найти МФ алкана

1) Рассчитаем молекулярную массу алкана

$$M(\text{алкана}) = d \cdot M(\text{H}_2) = 29 \cdot 7,31 = 212$$

2) Напишем общую формулу алкана и выразим $M(\text{алкана})$ через общую формулу:



$$M(\text{C}_n\text{H}_{2n+2}) = 12n + 2n + 2 = 14n + 2$$

3) Приравняем выражения из действий 1 и 2 и найдём n

$$14n + 2 = 212; 14n = 210; n = 15$$

4) Подставим 15 вместо n в общую формулу



3. Относительная плотность паров углеводорода по водороду равна 36. Массовые доли углерода и водорода в нем равны соответственно 83,33% и 16,67%.

Выведите молекулярную формулу этого углеводорода.

3.

Дано

$d \text{ по H}_2 = 36$

$\omega(\text{C}) = 0,8333$

$\omega(\text{H}) = 0,1667$

Найти МФ углеводорода

1) Рассчитаем молекулярную массу алкана

$$M(\text{алкана}) = d \cdot M(\text{H}_2) = 36 \cdot 2 = 72$$

2) Найдём число атомов С и Н по формуле $n = \frac{\omega \cdot M}{Ar}$

$$n(\text{C}) = \frac{0,8333 \cdot 72}{12} = 5$$

$$n(\text{H}) = 0,1667 \cdot 72 = 12$$

3) Запишем формулу алкана



4. Плотность углеводорода при нормальных условиях равна 2,59 г/л. Массовая доля углерода в нем равна 82,76%. Выведите молекулярную формулу этого углеводорода.

4.

Дано

$$\rho = 2,59 \text{ г/л}$$

$$\omega(\text{C}) = 0,8276$$

Найти МФ углеводорода

1) Составим пропорцию, из которой найдём молекулярную массу углеводорода:

$$\frac{m}{M} = \frac{V}{V_m} \quad \text{отсюда } M = \frac{m \cdot V_m}{V} = \rho \cdot V_m$$

2) Найдём молекулярную массу углеводорода

$$M = \rho \cdot V_m = 2,59 \cdot 22,4 = 58$$

3) Найдём число атомов С в веществе по формуле $n = \frac{\omega \cdot M}{Ar}$

$$n(\text{C}) = \frac{0,8267 \cdot 58}{12} = 4$$

4) Найдём массовую долю водорода в углеводороде и вычислим число водородов:

$$\omega = 1 - 0,8276 = 0,1724; \quad n(\text{H}) = 0,1724 \cdot 58 = 10$$

5) Запишем формулу углеводорода



5. Относительная плотность паров органического соединения по кислороду равна 1,375. При сжигании 4,4 г этого вещества образуется 13,2 г диоксида углерода и 7,2 г воды. Выведите молекулярную формулу органического соединения.

5.

Дано

$d \text{ по } O_2 = 1,375$

$m(\text{в-ва}) = 4,4\text{г}$

$m(\text{CO}_2) = 13,2\text{г}$

$m(\text{H}_2\text{O}) = 7,2\text{г}$

Найти молекулярную
формулу органического
соединения

1) Найдём молекулярную массу углеводорода

$$M = d \cdot M(O_2) = 1,375 \cdot 32 = 44$$

2) Составим уравнения для нахождения масс C, H и O

$$\begin{array}{l} x \text{ г} \quad 13,2 \text{ г} \\ \text{C} - \text{CO}_2 \quad x = \frac{13,2 \cdot 12}{44} = 3,6 \text{ г} - m(\text{C}) \\ \hline 12 \text{ г} \quad 44 \text{ г} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} y \text{ г} \quad 7,2 \text{ г} \\ 2\text{H} - \text{H}_2\text{O} \quad y = \frac{2 \cdot 7,2}{18} = 0,8 \text{ г} \\ \hline 2 \text{ г} \quad 18 \text{ г} \end{array}$$

$$m(\text{O}) = 4,4 - 3,6 - 0,8 = 0$$

3) Составим отношение числа атомов C и H

$$n(\text{C}):n(\text{H}) = \frac{3,6}{12}:0,8 = 0,3:0,8$$

Умножим числа в отношении на 10, чтобы избавиться от дробной части

$$n(\text{C}):n(\text{H}) = 3:8$$

4) Запишем формулу углеводорода

C_3H_8 . Сверим молекулярную массу полученного углеводорода с молекулярной массой, найденной в начале решения

$$M(\text{C}_3\text{H}_8) = 44 \quad 44 = 44, \text{ значит формула найдена правильно.}$$

6. Относительная плотность паров органического соединения по водороду равна 71. При сжигании 2,84 г этого вещества образуется 4,48 л диоксида углерода (н. у.) и 3,96 г воды. Выведите молекулярную формулу органического соединения.

6.

Дано

$d \text{ по } H_2 = 71$

$m(\text{в-ва}) = 2,84 \text{ г}$

$V(\text{CO}_2) = 4,48 \text{ л}$

$m(\text{H}_2\text{O}) = 3,96 \text{ г}$

Найти молекулярную формулу органического соединения

1) Найдём молекулярную массу углеводорода

$$M = d \cdot M(H_2) = 71 \cdot 2 = 142$$

2) Составим уравнения для нахождения масс C, H и O

$$\begin{array}{l} x \text{ г} \quad 4,48 \text{ л} \\ C - CO_2 \quad x = \frac{4,48 \cdot 12}{22,4} = 2,4 \text{ г} - m(C) \\ \hline 12 \text{ г} \quad 22,4 \text{ г} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} y \text{ г} \quad 3,96 \text{ г} \\ 2H - H_2O \quad y = \frac{2 \cdot 3,96}{18} = 0,44 \text{ г} - m(H) \\ \hline 2 \text{ г} \quad 18 \text{ г} \end{array}$$

$$m(O) = 2,84 - 2,4 - 0,44 = 0 \text{ г}$$

3) Составим отношение числа атомов C и H

$$n(C):n(H) = \frac{2,4}{12} : \frac{0,44}{1} = 0,2 : 0,44$$

Умножим числа в отношении на 10, чтобы избавиться от дробной части

$$n(C):n(H) = 10:22$$

4) Запишем формулу углеводорода

$C_{10}H_{22}$. Сверим молекулярную массу полученного углеводорода с молекулярной массой, найденной в начале решения

$$M(C_{10}H_{22}) = 142 \quad 142 = 142, \text{ значит формула найдена правильно.}$$

Задачи для самостоятельного решения:

1. Напишите формулы альдегидов, образующихся при окислении спиртов: а) пропилового $CH_3 - CH_2 - CH_2 - OH$; б) бутилового $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - OH$. 18-153. Какие спирты должны быть окислены, чтобы образовались альдегиды?

2. Почему при получении альдегидов окислением спиртов следует тотчас удалять альдегид из сферы реакции?

3. При действии концентрированной серной кислоты на глицерин образуется альдегид состава C_3H_4O . Напишите его формулу строения.

4. Напишите уравнение реакции, протекающей при нагревании между альдегидом, содержащим в молекуле 3 атома углерода, и аммиачным раствором оксида серебра.

5. Плотность по водороду вещества, имеющего массовый состав: C — 54,55%, H — 9,09%, O — 36,36%, равна 22. Оно легко восстанавливает оксид серебра, образуя кислоту. Выведите молекулярную формулу этого вещества.

6. Вещество, имеющее состав, отвечающий формуле CuH_6O , является производным бензола. Оно образуется при окислении спирта, легко восстанавливает оксид серебра. Напишите формулы строения этого вещества и спирта, из которого оно образуется.

7. В результате восстановления оксида серебра уксусным альдегидом образовалось 2,7 г серебра. Какая масса альдегида была при этом окислена?
8. Напишите формулы строения альдегидов, окислением которых можно получить пропановую и масляную кислоты. Запишите соответствующие уравнения реакций.
9. Сколько изомерных соединений соответствует формуле $C_3H_6O_2$?
10. Общая формула одноосновных предельных кислот — $R-COOH$, где R обозначает углеводородный радикал. Каково значение R для кислот: а) изомасляной $C_4H_8O_2$; б) винилуксусной $C_4H_6O_2$; в) фенилуксусной $C_8H_8O_2$?
11. Выведите формулу янтарной кислоты на основании данных состава в массовых долях: углерода — 40,68%, водорода — 5,08%, кислорода — 54,24%. Кислая натриевая соль этой кислоты содержит 16,4%, а нейтральная натриевая соль — 28,4% натрия. Других солей с натрием эта кислота не дает.
12. Напишите формулы следующих солей: ацетата магния, формиата алюминия.
13. Имеется водный раствор, содержащий уксусную кислоту и метиловый спирт. Как выделить оба эти соединения?
14. Произойдет ли реакция, если: а) к натриевой соли уксусной кислоты добавить серной кислоты; б) к натриевой соли серной кислоты добавить уксусной кислоты?
15. При нагревании одного из двух соединений одинакового состава $C_3H_6O_2$ в присутствии небольшого количества минеральной кислоты образовалась карбоновая кислота с максимальным содержанием кислорода, а из другого — кислота, являющаяся ближайшим гомологом первой кислоты. Напишите формулы строения этих соединений.
16. Назовите монокарбоновую кислоту, содержащую наибольшую массовую долю кислорода.
17. Почему в уксусной кислоте можно растворить карбонат кальция, а сульфат кальция нельзя?
18. Составьте уравнения реакций между: а) уксусной кислотой и аммиаком; б) пропановой кислотой и гидроксидом магния; в) калиевой солью пальмитиновой кислоты и соляной кислотой.
19. По данным элементного анализа одноосновной карбоновой кислоты было установлено, что в ней 48,65% углерода, 8,11% водорода. Выведите молекулярную формулу этой кислоты. Напишите «формулы строения изомерных соединений».
20. Для нейтрализации 11,40 г столового уксуса понадобилось 18,24 мл водного раствора гидроксида натрия, содержащего в литре 0,5 моль этого основания. Вычислите массовую долю (%) уксусной кислоты в этом образце столового уксуса. 18-174. В какую сторону по вашему мнению, должно быть смещено равновесие в разбавленном водном растворе:

Ответ мотивируйте.

Тема 10. Азотсодержащие органические соединения. Полимеры

Практические занятия :решение экспериментальных задач на идентификацию органических соединений

Примеры задач с решением:

Задача 1. Природный газ (метан CH_4) не имеет никакого запаха. Чтобы легче обнаруживать его утечку из бытовых нагревательных приборов и газопроводов, к нему добавляют немного фосфина PH_3 , запах которого ("запах газа") ощущается, если в 10 м^3 природного газа находится всего 0,01 мл фосфина. Рассчитайте число молекул фосфина в 1 мл (н.у.) этого газа.

Решение

1) Определим количество вещества фосфина объемом в 1 мл:

$$V(PH_3) = 1\text{ мл} = 0,001\text{ л.}$$

$$n(PH_3) = \frac{0,001\text{ л}}{22,4\text{ л/моль}} = 4,46 \cdot 10^{-5}\text{ моль.}$$

2) По формуле $N = n \cdot N_A$ определим число молекул фосфина:

$$N = 4,46 \cdot 10^{-5} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 2,7 \cdot 10^{19}\text{ молекул.}$$

Ответ: $2,7 \cdot 10^{19}$ молекул фосфина содержится в 1 мл.

Задача 2. Диоксид серы образуется в основном при сжигании твердого топлива на тепловых электростанциях. Установлено, что при высоте трубы 100 м на расстоянии 2 км от предприятия содержание диоксида серы в воздухе равно $2,75 \text{ мг/м}^3$. Во сколько раз этот показатель превышает значение ПДК, равное $7,8 \cdot 10^{-6} \text{ моль/м}^3$.

Решение

1) Значение $2,75 \text{ мг/м}^3$ необходимо перевести в моль/л. Для этого воспользуемся известной формулой: $n = m/M$. $m(\text{SO}_2) = 2,75 \text{ мг} = 0,00275 \text{ г}$. $M(\text{SO}_2) = 64 \text{ г/моль}$.

$$n(\text{SO}_2) = \frac{0,00275 \text{ г}}{64 \text{ г/моль}} = 4,3 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

2) Это значение превышает ПДК:

$$\frac{4,3 \cdot 10^{-5}}{7,8 \cdot 10^{-6}} = 5,51 \text{ раз}$$

Ответ: в 5,51 раз.

Задачи для самостоятельного решения:

Задача 1. Если в почве не хватает фосфора, то листья яблони мелкие, темно-зеленые с голубым, а иногда с бронзовым или пурпурным оттенком. Засыхающие листья становятся очень темными, часто даже черного цвета. При остром недостатке фосфора начинается преждевременный листопад с нижней части побегов. Цветение яблонь, голодающих без фосфора, задерживается, а плоды получаются кислыми. Норма внесения в почву двойного суперфосфата $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ 30 г/м^2 , а площадь сада 800 м^2 . Какой объем воды потребуется для приготовления 5%-ного раствора всего $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, вносимого в почву по этой норме.

Задача 2. При сильных отравлениях белым фосфором пострадавшему назначают прием очень разбавленного раствора сульфата меди (II). Процессы, протекающие в организме больного, сводятся к окислительно-восстановительной реакции фосфора с катионами меди (II) с выделением металлической меди и образованием относительно безвредных количеств ортофосфорной и серной кислоты. Какое количество и массу сульфата меди (II) должен получить пострадавший для полного окисления $0,1 \text{ мг}$ фосфора, если считать выход этого процесса 100%-ным?

Задача 3. В радиусе 2 км вокруг химического завода ощущается легкий запах сероводорода. Анализ проб воздуха, отобранных с вертолета, показал, что газ находится в атмосфере на высоте до 2,0 км. Средняя концентрация сероводорода в воздухе составляет $1/20$ промышленно допустимой концентрации (ПДК), равной $0,01 \text{ мл/л}$. Сколько тонн серной кислоты (считая на безводную) можно было бы получить, если бы удалось собрать весь сероводород в этом пространстве?

Задача 4. Водный раствор $0,001 \text{ моль}$ йода в избытке йодида калия полностью обесцветился после пропускания через него 1 м^3 воздуха. Рассчитайте содержание диоксида серы (мг/м^3) в исследуемом воздухе и сравните полученный результат с ПДК (SO_2), равной $0,05 \text{ мг/м}^3$. Превышено ли значение ПДК диоксида серы?

Задача 5. При производстве серы автоклавным методом неизбежно выделяется около 3 кг сероводорода на каждую тонну получаемой серы. Сероводород – чрезвычайно ядовитый газ, вызывающий головокружение, тошноту и рвоту, а при вдыхании в большом количестве – поражение мышцы сердца и судороги, вплоть до смертельного исхода. Какой объем сероводорода (н.у.) необходимо поглотить в системах газоочистки при получении 125 т серы на химзаводе?

Задача 5. Будет ли вредна для здоровья питьевая вода, если в ней содержится: а) $3,6 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л Fe}^{2+}$; б) $1,7 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л Ni}^{2+}$; в) $1,9 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л Cr}^{3+}$? Для питьевой воды санитарными

нормами допускается содержание железа (II), равное $0,2 \text{ г/м}^3$; никеля (II) - $0,1 \text{ г/м}^3$; хрома (III) - $0,05 \text{ г/м}^3$?

Задача 6. Санитарные нормы содержания в воздухе населенных мест для вредных и опасных примесей - это предельно допустимые среднесуточные концентрации (ПДКСС). Их значения составляют: $0,085 \text{ мг/м}^3$ для диоксида азота, $0,05 \text{ мг/м}^3$ для диоксида серы, $0,008 \text{ мг/м}^3$ для сероводорода, $0,03 \text{ мг/м}^3$ для хлора. Рассчитайте массовые и объемные доли каждой вредной примеси и их молярные концентрации в воздухе.

Задача 7. Во сколько раз надо разбавить водой промышленные сточные воды, содержащие а) 42 г/м^3 сульфата магния; б) 6 г/м^3 фосфата натрия; в) 12 г/м^3 хлорида марганца (II); г) 16 г/м^3 хлорида цинка, чтобы были соблюдены санитарные нормы по этим вредным отходам? Предельно допустимые концентрации в воде равны: $1,7 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$ (MgSO_4); $3,0 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л}$ (Na_3PO_4); $1,6 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л}$ (MnCl_2); $7,3 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л}$ (ZnCl_2).

Задача 8. На предприятии не хватило запаса соды для нейтрализации кислотных отходов, и $3,15 \text{ кг}$ азотной кислоты были вылиты в канализацию, а оттуда попали в пруд емкостью 10000 м^3 . После этого в пруду погибла вся рыба, даже такая неприхотливая, как плотва. Определите водородный показатель воды, загрязненной азотной кислотой.

Задача 9. Формальдегид HCHO применяется при изготовлении древесно-стружечных плит, красок, искусственного волокна, лекарственных средств, оргстекла и т.п. Он обладает сильным и резким запахом и угнетающе действует на сердечно-сосудистую и нервную систему. Особенно вредно присутствие формальдегида в воздухе детям и людям с хроническими заболеваниями дыхательных путей. Запах формальдегида чувствуется при его содержании в воздухе, равном $0,2 \text{ мг/м}^3$, а санитарные нормы требуют, чтобы примесь формальдегида в воздухе не превышала $0,003 \text{ мг/м}^3$. Рассчитайте массовую долю и молярную концентрацию формальдегида: а) при полном соответствии воздуха санитарным нормам; б) при появлении запаха формальдегида.

Задача 10. Растения поглощают минеральные вещества и углекислый газ и под действием ультрафиолета синтезируют глюкозу, выделяя кислород. Какой объем CO_2 усвоили зеленые листья сахарной свеклы для получения 100 г сахарозы, из которой можно приготовить 10 конфет (одна конфета содержит примерно 10 г сахара)?

Задача 11. ПДК фенола у мест водопользования составляет $0,001 \text{ мг/л}$. Рассчитайте, во сколько раз концентрация фенола будет превышать ПДК, если в водоем вместимостью 104 м^3 со сточными водами коксохимического предприятия было сброшено 47 кг фенола.

Задача 12. В лабораторных спиртовках этиловый спирт сгорает с выделением CO_2 и H_2O . Вычислите объем CO_2 , который накопился в химическом кабинете объемом 288 м^3 , если на каждом из 18 столов за время работы учеников сгорает $2,3 \text{ г}$ спирта.

Задача 13. Рассчитайте объемную долю CO_2 и поясните, окажет ли он влияние на самочувствие учащихся, работающих в кабинете, если учесть, что объемная доля CO_2 в атмосферном воздухе составляет $0,03\%$. Если же его содержание превышает 4% , то происходит раздражение дыхательных путей, возникают шум в ушах и головная боль.

Использование виртуальной работы тема 3 «Строение вещества»

Цель работы - определение неорганических веществ с помощью характерных химических реакций.

2. ТЕОРИЯ

Электролиты – это вещества, которые при растворении в воде или расплавленном состоянии распадаются на ионы. *Ионы* – это атомы или группы атомов, обладающие положительным (катионы) или отрицательным (анионы) зарядом.

Процесс распада электролита на ионы при растворении в воде или расплавлении называется *электролитической диссоциацией*.

Уравнение процесса электролитической диссоциации изображают упрощенно,

например: $\text{CuCl}_2 \leftrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^-$

ИОН хлорид

натрия	ион
--------	-----

$$\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$$

ИОН карбонат

натрия	ион
--------	-----

Ионы отличаются от атомов строением и свойствами. Некоторые ионы бесцветны, а другие имеют определенный цвет. Для каждого из них характерны специфические химические свойства. В таблице 2.1 указаны реактивы и характерные реакции на ионы.

Согласно теории электролитической диссоциации все реакции в водных растворах электролитов являются реакциями между ионами. Они называются ионными реакциями, а уравнения этих реакций – ионными уравнениями.

Реакции ионного обмена протекают до конца в следующих случаях:

- если образуется осадок;
- если выделяется газ;
- если образуется малодиссоциирующее вещество, например, вода.

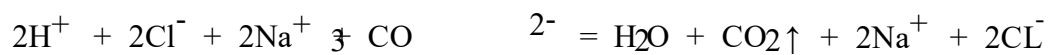
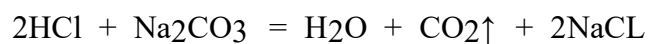
Если в растворе нет таких ионов, которые могут связываться между собой, реакция обмена не протекает до конца, т.е. является обратимой.

Например:

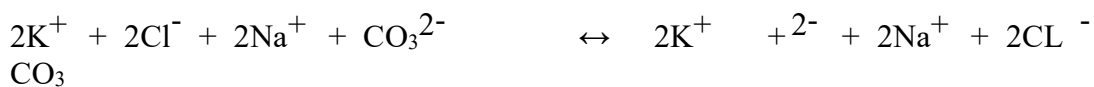
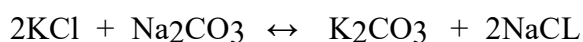
$$\text{CuCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$$
 - молекулярное уравнение реакции
$$\text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^{-} + 2\text{Na}^{+} + 2\text{OH}^{-} = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{Na}^{+} + 2\text{Cl}^{-} \text{ - полное ионное уравнение}$$

$\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$ - сокращенное ионное уравнение

В результате этой реакции выпадает осадок голубого цвета $\text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$, следовательно, данная реакция протекает до конца.



В результате этой реакции выделяется газ $\text{CO}_2\uparrow$ и образуется малодиссоциирующее вещество - вода, следовательно, данная реакция протекает до конца.



Признаков реакции не наблюдается. Данная реакция обратима.

При написании реакций ионного обмена необходимо использовать данные таблицы растворимости солей, оснований и кислот в воде.

Таблица 2.1

Определение ионов

Определяемый ион	Реактив, содержащий ион	Результат реакции
H^+	Индикаторы	Изменение окраски индикаторов
Ag^+	Cl^-	Белый осадок
Cu^{2+}	OH^-	Синий осадок
	S^{2-}	Черный осадок
		Окрашивание пламени в сине-зеленый цвет
Fe^{2+}	OH^-	Зеленоватый осадок, который с течением времени буреет
Fe^{3+}	OH^-	Осадок бурого цвета
Zn^{2+}	OH^-	Белый осадок, при избытке OH^- растворяется
	S^{2-}	Белый осадок
Al^{3+}	OH^-	Белый желеобразный осадок, который при избытке OH^- растворяется
NH_4^+	OH^-	Запах аммиака
Ba^{2+}	SO_4^{2-}	Белый осадок
		Окрашивание пламени в желто-зеленый цвет
Ca^{2+}	CO_3^{2-}	Белый осадок
		Окрашивание пламени в кирпично-красный цвет
Na^+		Цвет пламени желтый
K^+		Цвет пламени фиолетовый (через кобальтовое стекло)
Cl^-	Ag^+	Белый осадок
	H_2SO_4	Выделение бесцветного газа с резким запахом (HCl)
Br^-	Ag^+	Желтоватый осадок
	H_2SO_4	Выделение SO_2 и Br_2 (бурый цвет)
I^-	Ag^+	Желтый осадок
	H_2SO_4	Выделение H_2S и I_2 (фиолетовый цвет)

SO_3^{2-}	H^+	Выделение SO_2 - газа с резким запахом, обесцвечивающим раствор фуксина и фиолетовых перманганат
CO_3^{2-}	H^+	Выделение газа без запаха, вызывающего помутнение известковой воды
CH_3COO^-	H_2SO_4	Появление запаха уксусной кислоты

NO_3^-	H_2SO_4 (конц.) и Cu^{2+}	Выделение бурого газа
SO_4^{2-}	Ba^{2+}	Белый осадок
PO_4^{3-}	Ag^+	Желтоватый осадок
OH^-	Индикаторы	Изменение окраски индикаторов

* - При определении галогенид-ионов с помощью серной кислоты используют твердую соль.

3. ОБОРУДОВАНИЕ

3.1. Активные клавиши

Для работы в этой лабораторной работе применяются следующие клавиши:

W, S, A, D – для перемещения в пространстве;

F2, E – аналоги средней клавиши манипулятора (при первом нажатии берется объект, при последующем – ставится);

Ctrl – присесть;

F10 – выход из программы.



Рис. 3.1. Активные клавиши клавиатуры

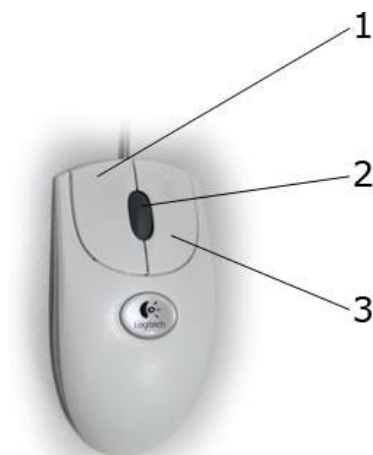


Рис. 3.2. Функции манипулятора

Левая клавиша мыши (1) - при нажатии и удерживании обрабатывается (поворачивается, переключается) тот или иной объект.

Средняя клавиша (2) - при первом нажатии (прокрутка не используется) берется объект, при последующем – ставится (прикрепляется).

Правая клавиша (3) - появляется курсор-указатель (при повторном - исчезает). Примечание: При появившемся курсоре невозможно перевести взгляд вверх и стороны.

3.2. Оборудование, необходимое для проведения лабораторной работы

В лаборатории находятся вытяжка химическая, 2 стола и шкаф для реактивов.

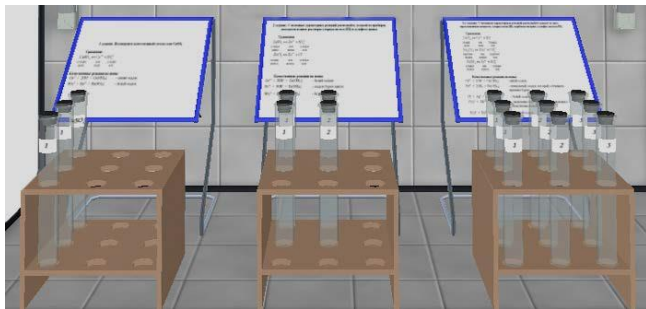


Рис. 3.3. Штативы с пробирками

В вытяжном шкафу находятся 3 штатива для пробирок. Каждый штатив относится к своему опыту.

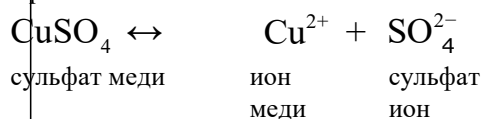
1-й штатив содержит

Пробирка сверху – CuSO_4 с голубым раствором (высота столба жидкости примерно 2-3 см.).

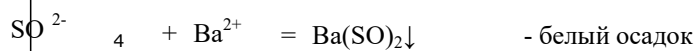
Средний и нижний ряд – две пустые пробирки, не подписанные. За штативом располагается планшет с заданием:

1 задание. Подтвердите качественный состав соли CuSO_4

Уравнения:



Качественные реакции на ионы:



2-й штатив содержит:

№1 сверху – пробирка с бесцветным раствором (высота столба жидкости примерно 2-3 см).

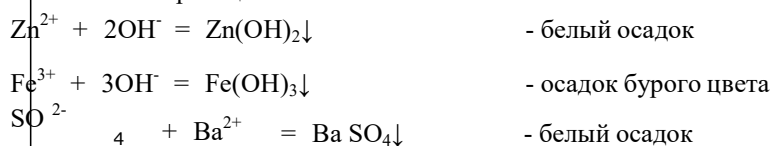
№2 сверху – пробирка со светло-коричневым раствором (высота столба жидкости примерно 2-3 см).

Средние №1 и 2 – подписанные пустые пробирки. За штативом располагается планшет с заданием:

2 задание. С помощью характерных реакций распознайте, в какой из пробирок находятся водные растворы хлорида железа (III) и сульфата цинка



Качественные реакции на ионы:



3-й штатив содержит:

№1 сверху – пробирка с бесцветным раствором (высота столба жидкости примерно 2-3 см).

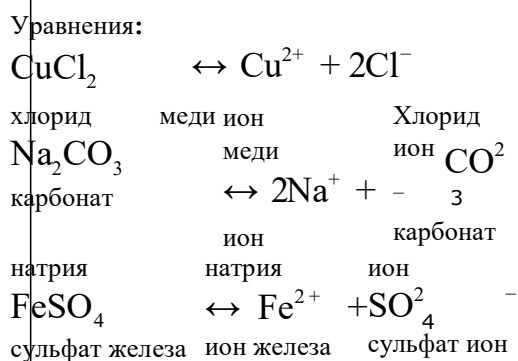
№2 сверху – пробирка с голубым раствором (высота столба жидкости примерно 2-3 см.).

№3 сверху – пробирка с бесцветным раствором (высота столба жидкости примерно 2-3 см.).

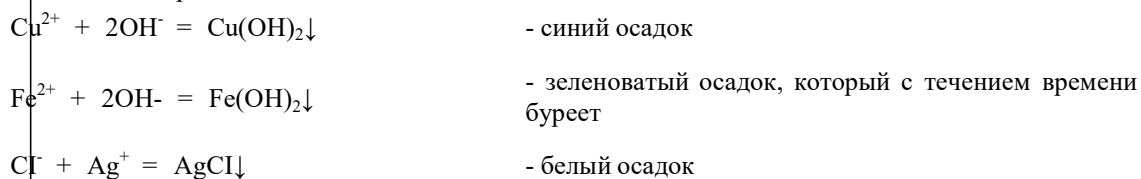
Средние и нижние № 1-3 – пустые пробирки.

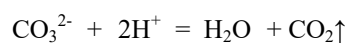
За штативом располагается планшет с заданием:

3-е задание: С помощью характерных реакций распознайте каждое из трех предложенных веществ: хлорид меди (II), карбонат натрия, сульфат железа (II)

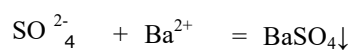


Качественные реакции на ионы:





- выделение газа без запаха, вызывающего помутнение известковой воды



- белый осадок

Остальные реактивы находятся в шкафу.

NaOH - раствор гидроксида натрия. BaCl₂ - раствор хлорида бария. AgNO₃ - раствор нитрата серебра. HCl - раствор соляной кислоты.

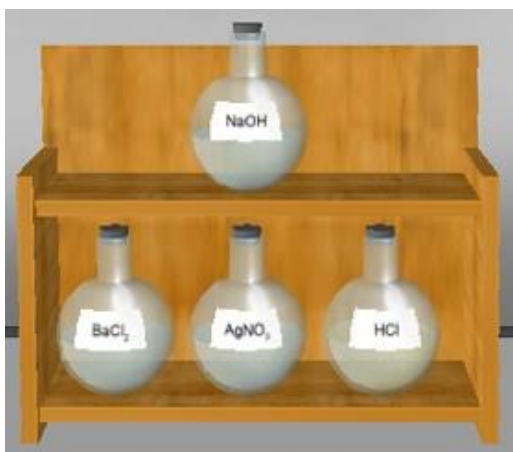


Рис. 3.4. Реактивы

4. ПОРЯДОК ВЫПОЛНЕНИЯ РАБОТЫ

4.1. Задания лабораторной работы

1. Используя данные таблицы 2.1, подтвердите качественный состав соли CuSO_4 . Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде. Укажите признаки происходящих реакций.

2. В двух пронумерованных пробирках даны растворы веществ: хлорид железа (III), сульфат цинка. Используя данные таблицы 2.1, определите, какие вещества находятся в каждой из пробирок. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде. Укажите признаки происходящих реакций.

3. В пронумерованных пробирках даны следующие вещества без надписей:

а) хлорид меди (II), б) карбонат натрия, в) сульфат железа (II).

Используя данные таблицы 2.1, определите каждое из предложенных вам веществ. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде. Укажите признаки происходящих реакций.

4.2. Порядок действий (рекомендованный)

При клике на любой из штативов появляется меню «опыта» которое включает в себя номер, название опыта и 2-х мерный вид всех пробирок из соответствующего штатива. Повторный клик скрывает меню. Клик на планшет выводит более подробную информацию.

4.2.1. Задание 1

1. Снимите с пробирок пробки. Кликните левой кнопкой на пробирку с жидкостью, она автоматически выйдет из штатива и наполнит 2 пустые пробирки.

2. В любую из двух (вначале пустых) пробирок долейте еще 1 см NaOH , взятого из шкафа (предварительно снимите крышку и положите ее на стол). После наблюдения за реакцией колбу с NaOH закройте и поместите обратно в шкаф.

3. Во вторую пробирку долейте еще 1 см BaCl_2 . После наблюдения за реакцией колбу с BaCl_2 закройте и поместите обратно в шкаф.

4.2.2. Задание 2

1. Снимите пробки с пробирок. Из обеих пробирок с раствором отлейте в соответствующие пустые пробирки по 1 см раствора.

2. В первую и вторую (вначале пустые) пробирки долейте еще 1 см NaOH .

Понаблюдайте за реакцией.

4.2.3. Задание 3

1. Снимите пробки с пробирок. Отлейте из каждой пробирки с раствором в соответствующие 2 пустые по 1 см раствора.

2. В средний ряд (дубликаты) добавьте по 1 см NaOH.
3. В нижний ряд (дубликаты) добавьте по 1 см HCl.
4. В пробирки NQ 1, NQ 2 и NQ 3 (вторые дубликаты) по очереди долейте примерно такой же объем раствора HCl соляной кислоты.
5. Понаблюдайте за реакцией.

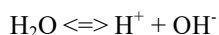
Практическая ра 1. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ. ВВЕДЕНИЕ

Цель работы -определение характера среды (pH) водных растворов солей.

2. ТЕОРИЯ

2.1. Электролитическая диссоциация воды. Водородный показатель. Нейтральная, кислая и основная среды

Вода является очень слабым электролитом. Электролитическая диссоциация воды выражается следующим уравнением:



Это обратимый процесс. Константа диссоциации воды запишется:

$$K_d = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]},$$

умножая левую и правую части выражения на $[\text{H}_2\text{O}]$, получим

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-],$$

где $K_{\text{H}_2\text{O}} = K_d \cdot [\text{H}_2\text{O}]$ и называется *ионным произведением вод.*

Это уравнение показывает, что при постоянной температуре произведение концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов есть величина постоянная.

При 22°C $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$ мол/л. В воде $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ мол/л.

В зависимости от концентрации ионов водорода различают нейтральную, кислую и основную (щелочную) среду (растворы).

Растворы, в которых $[\text{H}^+] = 10^{-7}$ мол/л – *нейтральные растворы*. В нейтральных растворах присутствуют ионы H^+ и OH^- . Концентрации ионов равны 10^{-7} мол/л.

Растворы, в которых $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ мол/л – *кислые растворы*. В кислых растворах присутствуют ионы H^+ и OH^- . Однако концентрация ионов H^+ (например, 10^{-6} , 10^{-5} и т.д.) выше концентрации OH^- (например, 10^{-8} , 10^{-9})

Растворы, в которых $[\text{H}^+] < 10^{-7}$ мол/л – *щелочные растворы*. В щелочных растворах присутствуют ионы H^+ и OH^- . Однако концентрация ионов H^+ (например 10^{-8} , 10^{-9} и т.д.) ниже концентрации OH^- .

Для характеристики среды пользуются не значением концентрации ионов водорода

$[\text{H}^+]$, а величиной *водородного показателя (pH)*:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$$

$\text{pH} = 7$ – нейтральная среда, $\text{pH} < 7$ – кислая среда,

$\text{pH} > 7$ – щелочная среда.

Для 0,01 М раствора HCl $[\text{H}^+] = 10^{-2}$ мол/л, $\text{pH} = -\lg 10^{-2} = 2$,

для 0,01 М раствора NaOH $\text{pH} = -\lg 10^{-12} = 12$.

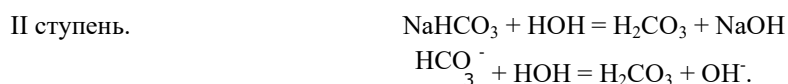
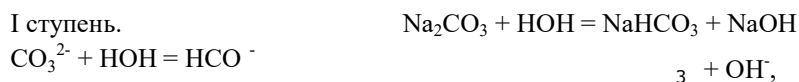
2.2. Гидролиз солей

Практика показывает, что водные растворы средних солей могут иметь щелочную, кислую или нейтральную реакцию, хотя они не содержат ни водородных, ни гидроксидных ионов в формуле.

Объяснение этому факту можно найти во взаимодействии ионов соли с водой с образованием слабого электролита. Обменная реакция между солью и водой называется гидролизом соли.

Возможны три случая гидролиза:

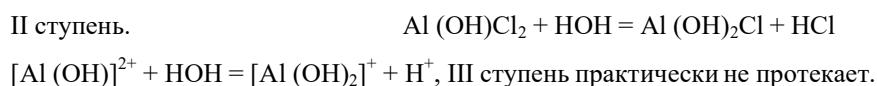
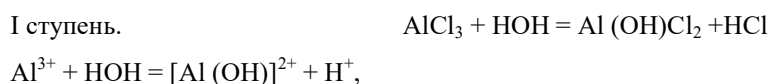
1. Соль образована сильным основанием и слабой кислотой. Гидролиз, например, карбоната натрия протекает следующим образом:



При гидролизе ионы CO_3^{2-} связывают ионы H^+ из воды в слабый электролит HCO_3^- .

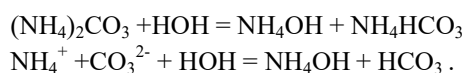
При этом ионы Na^+ не могут связать OH^- в молекулы, т.к. NaOH является сильным электролитом. В растворе создается избыток OH^- , поэтому раствор приобретает щелочную реакцию ($\text{pH} > 7$).

2. Соль образована слабым основанием и сильной кислотой. Гидролиз, например, хлорида алюминия протекает по трем ступеням:



При гидролизе ионы Al^{3+} связывают ионы OH^- из воды в слабый электролит $[\text{Al}(\text{OH})]^{2+}$. В растворе создается избыток H^+ , так как ионы Cl^- не могут связать H^+ в молекулы. Поэтому раствор приобретает кислую реакцию ($\text{pH} < 7$).

3. Соль образована слабой кислотой и слабым основанием. Гидролиз, например, карбоната аммония:



При гидролизе ионы соли одновременно связывают ионы H^+ и OH^- из воды в слабые электролиты. Реакция раствора зависит от соотношения констант диссоциации кислоты и основания (силы кислоты и основания).

Если константа диссоциации кислоты больше константы диссоциации основания, раствор имеет кислую реакцию ($\text{pH} < 7$).

Если константа диссоциации кислоты меньше константы диссоциации основания, раствор имеет щелочную реакцию ($\text{pH} > 7$).

Так, реакция водного раствора $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ слабощелочная, т.к. константа диссоциации NH_4OH больше константы диссоциации HCO_3^- .

Если соли образованы сильными кислотами и сильными основаниями, например, сульфат калия - K_2SO_4 , такие соли гидролизу не подвергаются, так как в результате реакции обмена образуются сильные кислоты и сильные основания. Раствор будет иметь нейтральную реакцию.

2.3. Проведение опыта в действительности

Первый опыт

С помощью микрошпателя набрать несколько кристаллов соли CH_3COONH_4 из стакана и высыпать соль в первую пробирку. Взять склянку с водой и налить в цилиндр 10 мл воды. Вылить воду из цилиндра в пробирку с солью CH_3COONH_4 . Взять стеклянную палочку и, размешивая, растворить соль в пробирке. Достать из стакана полоску индикаторной бумаги и опустить в раствор CH_3COONH_4 . Индикаторная бумага окрасилась в соответствующий цвет. Вынуть из пробирки полоску индикаторной бумаги и сравнить её окраску с эталонной шкалой на стенде - определить значение pH и записать в таблице.

Второй опыт

С помощью микрошпателя набрать несколько кристалликов соли $AlCl_3$ из стакана и высыпать соль во вторую пробирку. Взять склянку с водой и налить в цилиндр 10 мл воды. Вылить воду из цилиндра в пробирку с солью $AlCl_3$. Взять стеклянную палочку и, размешивая, растворить соль в пробирке. Достать из стакана полоску индикаторной бумаги и опустить в раствор $AlCl_3$. Индикаторная бумага окрасилась в соответствующий цвет. Вынуть из пробирки полоску индикаторной бумаги и сравнить её окраску с эталонной шкалой на стенде - определить значение pH и записать в таблице.

Третий опыт

С помощью микрошпателя набрать несколько кристалликов соли Na_2CO_3 из стакана и высыпать соль в третью пробирку. Взять склянку с водой и налить в цилиндр 10 мл воды. Вылить воду из цилиндра в пробирку с солью Na_2CO_3 . Взять стеклянную палочку и, размешивая, растворить соль в пробирке. Достать из стакана полоску индикаторной бумаги и опустить в раствор Na_2CO_3 . Индикаторная бумага окрасилась в соответствующий цвет. Вынуть из пробирки полоску индикаторной бумаги и сравнить её окраску с эталонной шкалой на стенде - определить значение pH и записать в таблице.

Четвертый опыт

С помощью микрошпателя набрать несколько кристалликов соли $NaCl$ из стакана и высыпать соль в четвертую пробирку. Взять склянку с водой и налить в цилиндр 10 мл воды. Вылить воду из цилиндра в пробирку с солью $NaCl$. Взять стеклянную палочку и, размешивая, растворить соль в пробирке. Достать из стакана полоску индикаторной бумаги и опустить в раствор $NaCl$. Индикаторная бумага окрасилась в соответствующий цвет. Вынуть из пробирки полоску индикаторной бумаги и сравнить её окраску с эталонной шкалой на стенде - определить значение pH и записать в таблице.

В таблице записать характер среды при гидролизе данных солей. Написать уравнение гидролиза по первой стадии для всех солей.

Таблица 2.1

Название соли	pH среды	Характер среды	Уравнение реакции гидролиза по I стадии

3. ОБОРУДОВАНИЕ

3.1. Активные клавиши

Для работы в этой лабораторной работе применяются следующие клавиши:

W, S, A, D – для перемещения в пространстве;

F2, E – аналоги средней клавиши манипулятора (при первом нажатии берется объект, при последующем – ставится);

Ctrl – присесть;

Z – визуальное приближение.

F10 – выход из программы.



Рис. 3.1. Активные клавиши клавиатуры



Рис. 3.3. Функции манипулятора

Левая клавиша манипулятора (ЛКМ) – управление объектами (в режиме манипуляции).

Средняя клавиша манипулятора (СКМ) – взять (применить) объект (в режиме манипуляции). Также
данная клавиша позволяет проводить ускоренную работу с

некоторыми объектами (например, ускоренное закручивание (откручивание) рукоятки тормозного устройства).

Правая клавиша манипулятора (ПКМ) – переход в режим манипуляции (управление объектами), возврат в режим навигации (перемещения по сцене).

Примечание: При появившемся курсоре невозможно перевести взгляд вверх и стороны.

3.2. Оборудование и реагенты

В этой виртуальной лабораторной работы используется следующее оборудование:

- 4 стакана (в каждом стакане микрошпатель) с кристаллами соли: AlCl_3 , Na_2CO_3 , NaCl , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$;
- 4 пробирки в штативе;
- стакан со стеклянной палочкой;
- склянка с дистиллированной водой;
- цилиндр объемом 20 мл с градуировкой по 5 мл;
- универсальная индикаторная бумага темно-желтого цвета в стакане.

На стенде установлена эталонная шкала pH.



Рис. 3.3. Оборудование и реагенты

4. ПОРЯДОК ВЫПОЛНЕНИЯ РАБОТЫ

4.1. Порядок действий (рекомендованный)

1. Стакан с солью $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ (с микрошпателем) примените к первой пробирке, микрошпатель автоматически переложит в пробирку несколько кристаллов соли. Поставьте стакан на прежнее место.
2. Слянку с водой примените к мерному цилиндру, перельется 10 мл. Поставьте слянку на место.
3. Воду из цилиндра перелейте в пробирку с солью $\text{CH}_3\text{COONH}_4$.
4. Стекланную палочку примените к пробирке, палочка несколькими вращательными движениями размешает соль в пробирке. Палочку верните на прежнее место.
5. Полоску индикаторной бумаги примените к пробирке, бумага анимировано опустится в пробирку, в течении 2 секунд окрасится в цвет соответствующий $\text{pH} = \dots$.
6. Кликните на индикаторную бумагу. В меню справа сверху появится эталонная шкала и полоска индикаторной бумаги после проведенного опыта. Индикаторную бумагу можно перемещать влево–вправо в пределах для сопоставления. Показатели зафиксируйте в таблицу 4.1.
7. Средней клавишей мышки переместите использованную индикаторную бумагу в стаканчик с индикаторными бумажками. Кликом левой клавиши убирается меню.
8. Второй опыт: аналогично первому для второй пробирки с солью AlCl_3 . Третий опыт: аналогично первому для третьей пробирки с солью Na_2CO_3 . Четвертый опыт: аналогично первому для четвертой пробирки с солью NaCl .
9. В таблице запишите характер среды при гидролизе данных солей.

Таблица 4.1

Название соли	pH среды	Характер среды	Уравнение реакции гидролиза по I стадии

10. Напишите уравнение гидролиза по первой стадии для всех солей.
11. Сделайте вывод о влиянии состава соли на характер среды.

5. ОТЧЕТ

5.1. Форма отчета

Цель работы _____

1. Уравнение химической реакции _____

2. Таблица результатов опытов _____

3. Вывод о влиянии состава соли на характер среды _____

Работу выполнил _____

Отчет принял _____

«_____» _____ 20__ г

Перечень рекомендуемых учебных изданий, Интернет-ресурсов,
дополнительной литературы
