

Министерство образования республики Башкортостан
Государственное бюджетное профессиональное
образовательное учреждение
Дюртюлинский многопрофильный колледж

Методические указания
по выполнению практических работ
по дисциплине «Химия»

для профессии
43.01.09 Повар, кондитер

2018 г.

Одобрено на заседании ПЦК
Общеобразовательных дисциплин
Дюряулинского многопрофильного колледжа
Председатель _____
Рахимова Г.М.
« _____ » _____ 2018 г.

Методические указания
составлены в соответствии с
программой дисциплины «Химия» по
профессии 43.01.09 Повар, кондитер
Зам. директора по УР _____
Хакмидуллина Г.Р.
« _____ » _____ 2018г.

Составитель: Рахимова Г.М., преподаватель колледжа.

Содержание

№ п/п		Стр.
1	Предисловие	4
2	Практическая работа № 1. Составление изомеров алканов. Решение задач на вывод молекулярных формул	6
3	Практическая работа № 2. Решение задач на вывод формул. Составление изомеров углеводородов	11
4	Практическая работа № 3. Генетическая связь между классами углеводородов и кислородсодержащих соединений	14
5	Практическая работа № 4. Решение задач на нахождение относительной молекулярной массы, количества вещества, массовой доли. Расчеты по уравнению реакций.	16
6	Практическая работа № 5. Составление электронных формул атомов элементов.	20
7	Практическая работа № 6. Сравнение свойств простых веществ, оксидов и гидроксидов элементов III периода.	22
8	Практическая работа № 7. Составление термохимических уравнений. Тепловой эффект реакций	24
9	Практическая работа № 8. Решение задач по уравнению реакций	27
10	Практическая работа № 9. Расчетные задачи на скорость химических реакций. Решение задач на смещение равновесия	30
11	Практическая работа № 10. Решение задач на растворы	33
12	Практическая работа № 11. Составление ионных уравнений реакций. Составления гидролиза солей.	36
13	Практическая работа № 12. Составление окислительно- восстановительных реакций методом электронного баланса	40
14	Практическая работа № 13. Составление уравнений электролиза растворов и расплавов солей	46
15	Практическая работа № 14. Генетическая связь между классами неорганических соединений	49
16	Список использованной литературы	50

Предисловие

Данные методические указания составлены для обучающихся дневной формы обучения по профессии 41.09.01 «Повар. Кондитер», с учетом требований федеральных государственных образовательных стандартов и получаемой профессии (приказ Министерства образования и науки Российской Федерации № 1569 от 09.12.2016 г

Учебная дисциплина «Химия» является дисциплиной, предназначенной для освоения общеобразовательных дисциплин.

Наряду с такими задачами, как формирование у обучающихся умений самостоятельно приобретать знания, должны сформироваться умения и навыки:

- решения задач, составления уравнений реакций;
- обрабатывать результаты и делать выводы на основе полученных результатов;
- умение пользоваться учебником и справочной литературой.

В данном сборнике предложено 14 практических работ по всему курсу обучения.

В методических указаниях к каждой работе указаны: цель, краткая теория, задания для самостоятельного решения в трех вариантах. Данные методические указания позволяют обеспечить максимальную самостоятельность обучающихся при выполнении практических работ.

Перечень практический работ

№ п/п	Практическая работа
1	Практическая работа № 1. Составление изомеров алканов. Решение задач на вывод молекулярных формул
2	Практическая работа № 2. Решение задач на вывод формул. Составление изомеров углеводов
3	Практическая работа № 3. Генетическая связь между классами углеводов и кислородсодержащих соединений
4	Практическая работа № 4. Решение задач на нахождение относительной молекулярной массы, количества вещества, массовой доли. Расчеты по уравнению реакций.
5	Практическая работа № 5. Составление электронных формул атомов элементов.
6	Практическая работа № 6. Сравнение свойств простых веществ, оксидов и гидроксидов элементов III периода.
7	Практическая работа № 7. Составление термохимических уравнений. Тепловой эффект реакций
8	Практическая работа № 8. Решение задач по уравнению реакций
9	Практическая работа № 9. Расчетные задачи на скорость химических реакций. Решение задач на смещение равновесия
10	Практическая работа № 10. Решение задач на растворы
11	Практическая работа № 11. Составление ионных уравнений реакций. Составления гидролиза солей.
12	Практическая работа № 12. Составление окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса
13	Практическая работа № 13. Составление уравнений электролиза растворов и расплавов солей
14	Практическая работа № 14. Генетическая связь между классами неорганических соединений

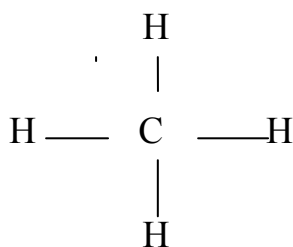
Практическая работа № 1.

Составление изомеров алканов. Решение задач на вывод молекулярных формул

Цель: обучающийся должен научиться составлять структурные формулы изомеров, давать им название, решать расчетные задачи.

Теоретический материал:

Алканы являются простейшими углеводородами. Все атомы углерода в них связаны друг с другом простыми одинарными связями. Алканы называют также парафинами, предельными или насыщенными углеводородами. Простейшим алканом является *метан* CH_4 или

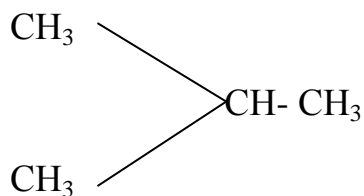


Вещества, состав которых отличается от состава метана на целое число групп CH_2 (CH_2 -гомологическая разность), является гомологами метана. Совокупность гомологов называется *гомологическим рядом*. Приведем первый десять членов гомологического ряда метана, метан CH_4 , этан C_2H_6 , пропан C_3H_8 , бутан C_4H_{10} , пентан C_5H_{12} , гексан C_6H_{14} , гептан C_7H_{16} , октан C_8H_{18} , nonан C_9H_{20} , декан $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$.

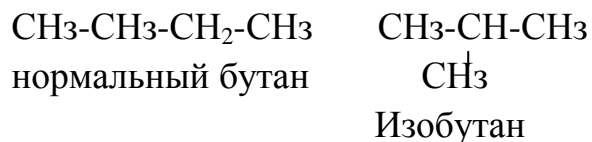
Состав молекул всех алканов отвечает общей формуле $\text{C}_x\text{H}_{2x+2}$,

где $x=1, 2, 3, 4, \dots$

При отщеплении одного или нескольких атомов водорода от молекулы алкана образуется *углеводородный радикал*, который является структурным элементом многих алканов, например метил CH_3 -, этил C_2H_5 -.н-пропил $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2$ -, изопропил



Изомерия. Первые три члена гомологического ряда метана не имеют изомеров. Бутан имеет два изомера:

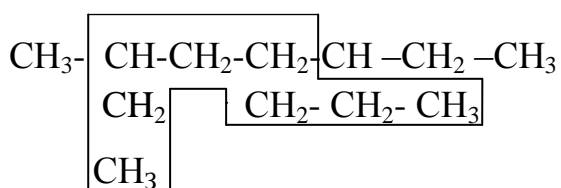


Последующие члены ряда метана имеют большее число изомеров. Изомерия алканов обусловлена разветвленностью углеродного скелета.

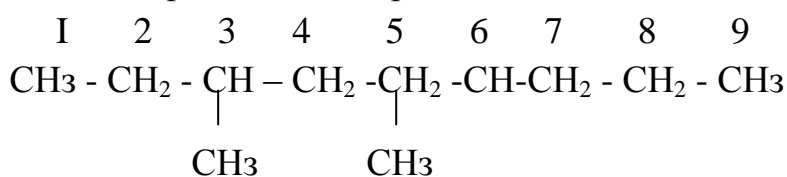
Номенклатура. Наиболее удобной является заместительная номенклатура, которая рекомендована ИЮПАК.

Название углеводорода дается в определенной последовательности.

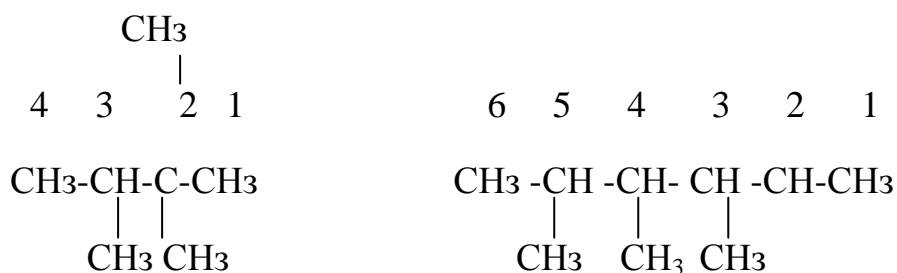
1. Выбираем наиболее длинную цепь атомов углерода в молекуле, например:



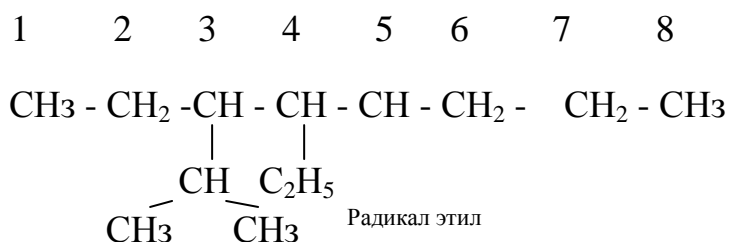
2. Нумеруем эту углеродную цепь, начиная с того конца, к которому ближе расположены разветвления. В нашем примере имеем:



3. Если заместитель находятся на равных расстояниях от конца цепи, то нумерацию начинают с более разветвленного конца, например:



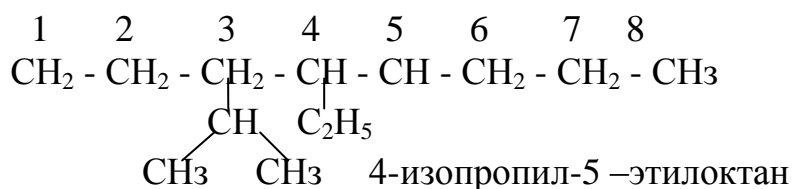
Если разветвленность главной цепи одинаково, то нумерацию начинают с того конца, ближе к которому находится радикал, название которого стоит раньше в алфавитном порядке, например:



Радикал изопропил

Основу (корень) название определяет углеводород, содержащий столько же атомов, сколько их содержится в пронумерованной цепи, например: 4 атома-бутан, 9 атомов-нонан и т.д. Перед корнем ставят цифру, показывающую номер атома углерода в главной цепи, у которого имеется разветвленность и название углеводородного радикала, стоящего в боковой цепи. Если боковые радикалы одинаковы, то перечисляют цифры, указывающие их положение, а число этих радикалов указывают приставки ди-(два), три-(три), тетра-(четыре), пента-(пять) и т.д. Радикалы, если они различны, перечисляют в алфавитном порядке.

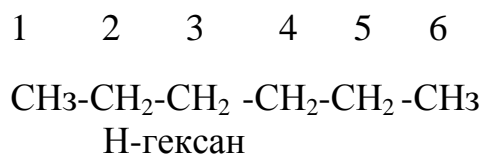
4. Например:



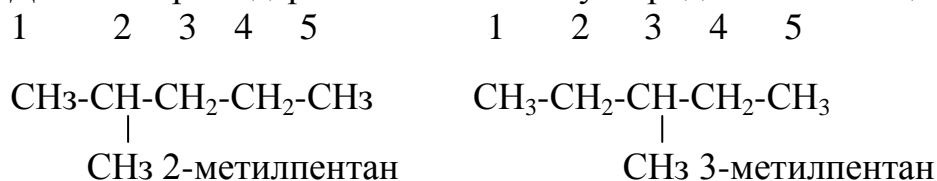
Задачи:

Изобразите структурные формулы изомеров гексана и назовите их по заместительной номенклатуре.

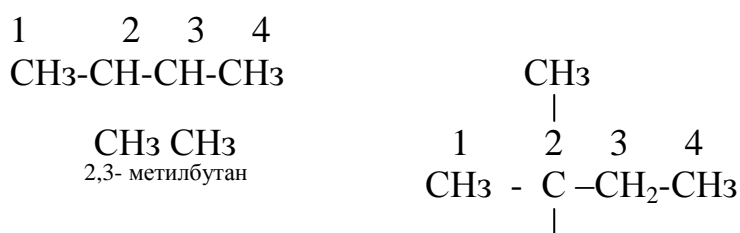
Решение: один изомер гексана C_6H_{14} имеет углеродную цепь без разветвлений:



Два изомера содержат пять атомов углерода в главной цепи:



Наконец, еще два изомера имеют главную углеродную цепь, состоящую из четырех атомов:





Следовательно, гексан имеет пять изомеров.

Задача Циклоалкан имеет относительную плотность паров по воздуху, равную 1,931. Определите формулу этрго циклоалкана.

Дано: циклоалкан C_xH_{2x} ; $D_{\text{в}}(\text{C}_x\text{H}_{2x})=1,931$.

Найти: $x = ?$

Решение:

1. Вычисляем молярную массу циклоалкана:

$$M(\text{C}_x\text{H}_{2x})=29D_{\text{в}}(\text{C}_x\text{H}_{2x});$$

$$M(\text{C}_x\text{H}_{2x}) 29 \cdot 1,931 \text{ г/моль} = 56 \text{ г/моль}.$$

2. Молярную массу циклоалкана C_xH_{2x} можно представить в следующем виде $M(\text{C}_x\text{H}_{2x})=xM(\text{C})+2xM(\text{H})$;

$$M(\text{C}_x\text{H}_{2x})=(x \cdot 12 + 2x \cdot 1) = 14x \text{ г/моль}.$$

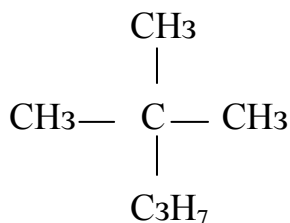
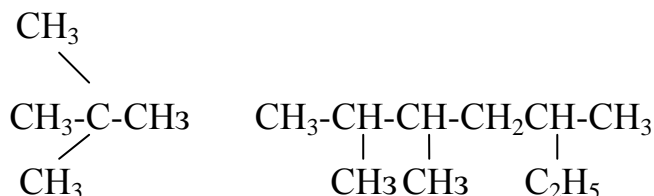
3. Получаем уравнение

$14x=56$; откуда $x=4$. т.е. формула циклоалкана C_4H_8 это циклобутан.

Задания для самостоятельного решения

Вариант 1.

1. Назовите все соединения по рациональной и международной номенклатурам:



2. Напишите структурные формулы и назовите по рациональной номенклатуре следующие алканы: а) 2,3,4 - триметил , 2- изопропилпентан;

б) 3 -метил,3- этилпентан.

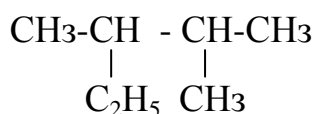
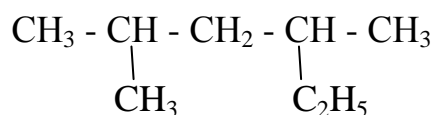
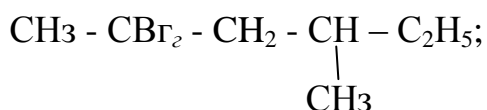
3.Изобразите структурные формулы изомеров гексана и назовите их систематической номенклатуре.

4.Сколько молей оксида углерода (IV) образуется при сгорании этана масс 90 г?

5. Нарисуйте пространственную молекулу пропана, если все алканы находятся в sp^3 гибридизации.

Вариант 2.

1. Назовите все соединения по рациональной и международной номенклатурам:



2. Напишите структурные формулы и назовите по рациональной номенклатуре следующие алканы: а) 3,4 - диметилгептан; б) 3,3,5,5 - тетрометилпентан.

3. Изобразите структурные формулы изомеров пентана и назовите их по систематической номенклатуре.

4. В углеводороде массовая доля углерода равна 84 %. Относительная плотность паров по воздуху равна 3,45. Определите эмпирическую формулу вещества.

5. Нарисуйте пространственную молекулу бутана, если все алканы находятся в sp^3 гибридизации

Вопросы для самоконтроля.

1. Какие углеводороды называют алканами?
2. Назовите основные положения теории А.Н. Бутлерова.
3. Что такое изомерия?
4. Назовите основные правила названия органических веществ по систематической номенклатуре.
5. Чем отличается систематическая номенклатура от рациональной?

Практическая работа № 2.

Решение задач на вывод формул. Составление изомеров углеводородов

Цель: студенты должны уметь решать задачи на вывод формул, делать расчеты по химическим уравнениям, делать расчеты на выход продукта реакции.

Примеры решения задач:

-Задачи на вывод формул:

1. При сжигании вещества массой 1,68 г были получены углекислый газ массой 5,28 г и вода массой 2,16 г. Плотность пара вещества по водороду равна 42,05. Определить формулу соединения.

Дано:

$m_{\text{вещества}} = 1,68 \text{ г.}$
 $m(\text{CO}_2) = 5,28 \text{ г.}$
 $m(\text{H}_2\text{O}) = 2,16 \text{ г.}$
 $D_{\text{H}} = 42,05$
 $\text{C}_x\text{H}_y - ?$

Решение:

- 1) Находим массу углерода в CO_2 . По закону сохранения массы веществ: масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции.

$$M_{\text{r}}(\text{C}) = 12 \quad M_{\text{r}}(\text{CO}_2) = 44$$

$$\text{В } 44 \text{ г} - 12 \text{ г}$$

$$5,28 \text{ г} - x$$

$$X = 12 * 5,28 / 44 = 1,44 \text{ г (C)}$$

- 2) Находим массу водорода в воде.

$$M_{\text{r}}(\text{H}_2\text{O}) = 18$$

$$M_{\text{r}}(\text{H}) = 1$$

$$\text{В } 18 \text{ г H}_2\text{O} - 2 \text{ г H}$$

$$\text{В } 2,16 \text{ г} - y$$

$$y = 2,16 * 2 / 18 = 0,24 \text{ г. (H)}$$

- 3) Находим массу вещества: $1,44 + 0,24 = 1,68$, следовательно, здесь нет кислорода.

- 4) Находим простейшую формулу.

$$\text{C:H} = x : y = 1,44 / 12 : 0,24 = 1,12 : 0,24 = 1 : 2. \text{CH}_2 - \text{простейшая формула.}$$

- 5) Находим относительную молекулярную массу вещества.

$$M_{\text{r}}(\text{C}_x \text{H}_y) = D_{\text{H}} * 2 = 42,05 * 2 = 84$$

$$M_{\text{r}}(\text{CH}_2) = 14; \quad n = 84 / 14 = 6.$$

Формула вещества будет C_6H_{12}

Ответ: C_6H_{12}

-Расчеты по химическим уравнениям.

2. Определить массу йодоводорода, необходимого для реакции пропеном массой 36,7 г. Реакция идет по правилу Марковникова.

Дано:	Решение:
$m(C_3H_6) = 36,7 \text{ г.}$	$C_3H_6 + HI \rightarrow C_3H_7I$
$m(HI) = ?$	42 г 128 г

1) Находим массу йодоводорода

Для 42 г C_3H_6 -128 г HI

36г-х

$$X = 128 * 36,7 / 42 = 11,8 \text{ г.}$$

Ответ: $m(HI) = 11,8 \text{ г}$

-Расчеты на выход реакции.

3. В результате дегидратации пропена образовался спирт массой 300г., причем выход его составляет 92 % от теоретически возможного. Определить массу пропена израсходованного на эту реакцию.

Дано:	решение:
$m(C_3H_6OH) = 300 \text{ г.}$	X 276 г
W (спирта) = 92 %	$C_3H_6 + H_2O = C_3H_6OH$
$m(C_3H_6) = ?$	42 г 60 г

1) Находим массу спирта 92 %-ного
300 г-100%

X-92%

$$X = 276 \text{ г.}$$

2) Находим массу пропена

Из 42 г пропена - 60 г спирта

X-276г

X= 193,2 г.

Ответ: масса пропена равна 193,2 г

Задания для самостоятельного решения.

Вариант 1.

1. В углеводороде массовая доля углерода равна 84 %. Определите формулу углеводорода.
2. При дегидрировании этилового спирта массой 36,8 г по способу Лебедева получен бутadiен – 1,3 объемом 6,5 л (н.у.). Вычислите массовую долю выхода продукта.
3. Какой продукт, и в каком количестве получается при бромировании 1,3 бутadiена, если в реакцию вступает бутadiен массой 20 г.

Вариант 2.

1. Какую массу бутadiена можно получить из этилового спирта объемом 96 л. и массовой долей 96 % (плотность спирта 0,8 г/см³).
2. При сжигании вещества массой 1,26 г, состоящего из углерода и водорода, образовались углекислый газ массой 4,324 г и вода массой 0,716г. Определите молекулярную формулу вещества, если относительная молекулярная масса вещества равна 65.
3. Вычислите массу гексана, которой может быть получен при взаимодействии 9,42 г 1 - хлорпропана с 3,22 г металлического натрия.

Вопросы для самоконтроля.

1. Что такое изомерия?
2. Какие виды изомерии в классе алканов, алкенов?
3. Какие изменения в систематической номенклатуре по классу алкенов?

Практическая работа № 3.

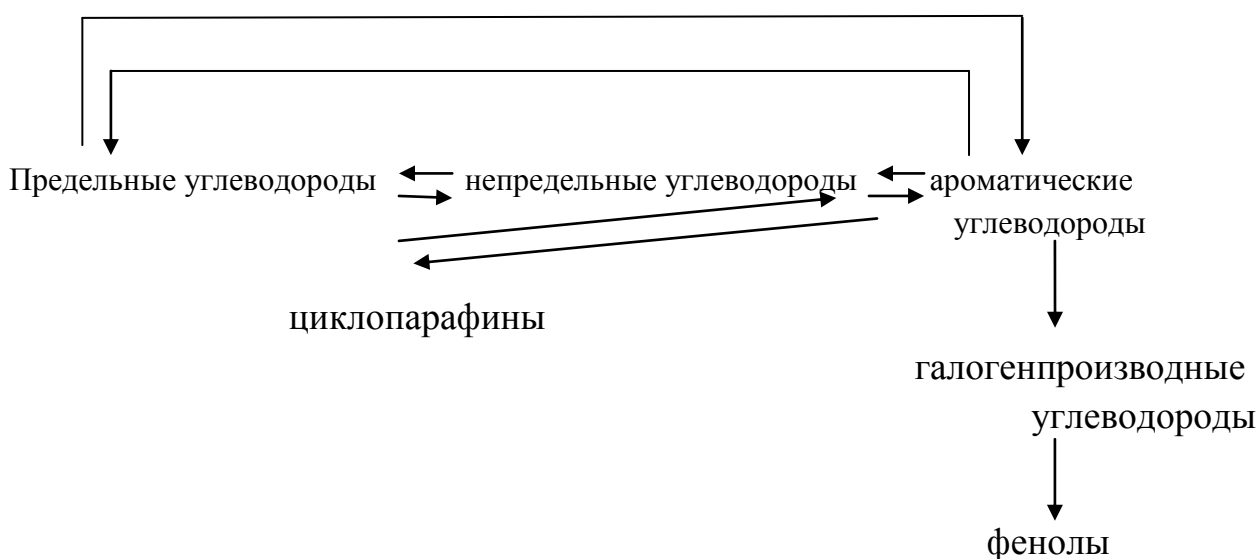
Генетическая связь между классами углеводородов и кислородсодержащих соединений

Цель: знать химические свойства углеводородов, способы их получения, уметь составлять уравнения реакций, решать расчетные задачи.

Задания для самостоятельного решения.

Вариант 1.

1. Осуществить превращения и напишите соответствующие уравнения реакций:

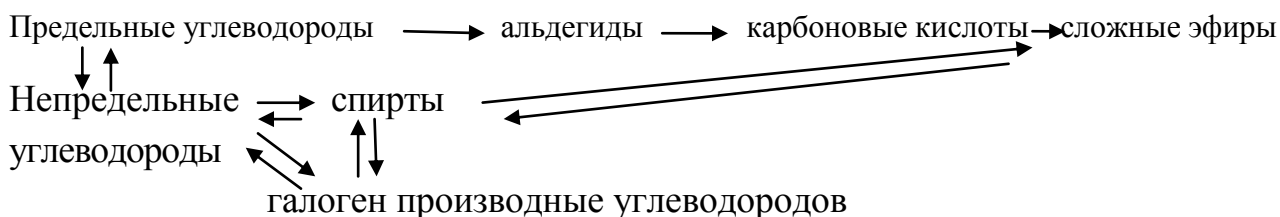


2. На раствор, содержащий 0,1 моль фенола, подействовали бромной водой, взятой в избытке. Какие вещества и сколько граммов их образовалось?

3. Рассчитайте массу пропанола-1 и муравьиной кислоты, которые надо взять для получения пропилформиата объемом 200 мл (плотность эфира равна 0,906 г/мл).

Вариант 2.

Осуществить превращения и напишите соответствующие уравнения реакций:

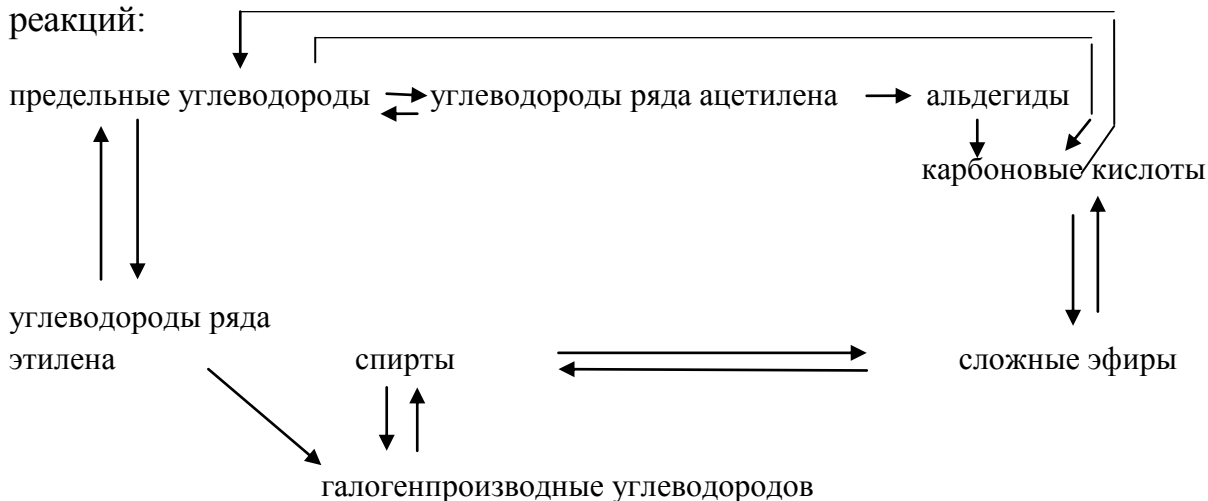


2. При сжигании 7,5 г органического вещества образуется 4,5 г водяных паров и 11г оксида углерода (IV). Найдите молекулярную формулу вещества и назовите его, если известно, что плотность его паров по водороду равна 15.

3. Рассчитайте массу глицерина, который образуется при щелочном омылении 331,5 г жира, представляющего собой триолеат.

Вариант 3.

1. Осуществить превращения и напишите соответствующие уравнения реакций:



2. Сколько граммов уксусной кислоты можно получить из 112 л ацетилена (н.у.)?

3. Определите, какую массу этилацетата можно получить из этанола массой 1,61 г и уксусной кислоты массой 1,80 г по реакции этерификации, в которой массовая доля выхода продукта реакции равна 75 %.

Вопросы для самоконтроля.

1. Дайте определение классов спиртов.
2. Дайте определение классов альдегидов.
3. Дайте определение классов карбоновых кислот.
4. Дайте определение сложного эфира.
5. Каковы основные свойства спиртов и альдегидов?
6. Объясните реакцию «серебряного зеркала».
7. Назовите качественные реакции на спирты, альдегиды.
8. Что такое реакция этерификации?

Практическая работа № 4.

Решение задач на нахождение относительной молекулярной массы, количества вещества, массовой доли. Расчеты по уравнению реакций.

Цели: Студенты должны уметь: производить расчеты по химическим формулам и уравнениям реакций, определять типы химических реакций, составлять уравнения реакций на основе свойств основных классов неорганических соединений.

Теоретический материал

Основные понятия:

На атомно - молекулярном учении основаны все наши представления о строении материи, а также о свойствах веществ и природе физических и химических явлений. Раскроем основные понятия в химии.

Атом - электронейтральная микросистема, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

Химический элемент представляет собой совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра.

Молекула - наименьшая частица вещества, определяющая его свойства и способная к самостоятельному существованию.

Атомная единица массы (а.е.м.) - 1/12 массы атома изотопа углерода ^{12}C :

$$1 \text{ а.е.м.} = 1/12 \cdot m_{\text{a}}(\text{C}) = 2,0 \cdot 10^{-3} / 12 = 1,667 \cdot 10^{-24} \text{ г.}$$

Моль (n) - количество вещества, содержащее столько структурных элементов (атомов, молекул, ионов и других частиц), сколько атомов содержится в углероде ^{12}C массой 0,012 кг.

Количество вещества системы, содержащей $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов, или $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул (или других структурных частиц), представляет собой моль этой системы. Число частиц в моле любого вещества называется постоянной Авогадро и обозначается N_{A} : $N_{\text{A}} = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль.

$$N = N_{\text{A}} \cdot n$$

Молярная масса (M) вещества X равна отношению массы (m) / вещества к соответствующему количеству вещества (n):

$$M = m/n \quad [M] = \text{г/моль}$$

Молярный объем - это отношение объема газообразного вещества в этом объеме при условиях:

$$V_{\text{m}} = V/n(\text{X})$$

При нормальных условиях объем 1 моль любого газа равен 22,4 л. Постоянный V, равный 22,4 л/моль, называется молярным объемом газа при одинаковых условиях: $D = m_1/m_2$, при $V_1 = V_2$

При этих условиях, согласно закону Авогадро, в данных газах содержится одинаковое число молекул. Но массы взятых газов окажутся неодинаковыми, следовательно, они будут относиться друг к другу как их молярные массы: $m_1/m_2 = M_1/M_2 = Mr_1/Mr_2 = D$ и $M_1 = M_2 D$

Если плотность измерена по водороду (D_{H_2}): $M_{r2}=2$, то $M_{r1} = 2 D_{H_2}$.

Если плотность измерена по воздуху: $M_{r2}=29$, то $M_{r1}=29D_{\text{возд}}$, где 29 средняя молекулярная масса воздуха.

Законы химии.

Закон постоянства состава вещества: всякое химически индивидуальное вещество имеет всегда один и тот же количественный и качественный состав независимо от способа получения.

Вычисление массовой доли элемента в химическом соединении.

Массовая доля элемента в веществе (со) показывает, какую часть относительной молекулярной массы вещества составляет относительная атомная масса элемента, умноженная на индекс (я) при знаке элемента в формуле.

Массовая доля - величина безразмерная. Выражается в долях от единицы или в процентах:

$$W(\text{элемента}) = \frac{nAr(\text{элемента})}{Mr(\text{вещества})}$$

Задача 1. Вычислите массовую долю кислорода в CrO_3 .

Решение: $W(O) = nAr(O) / Mr(CrO_3) = 3 \cdot 16 / 100 = 0.48$ или 48%

Вычисление состава химического соединения в массовых долях по его химической формуле.

Задача 2. Вычислите массовые доли элементов в соединении $CuSO_4$.

Решение:

$Mr(CuSO_4) = 160$, тогда массовая доля меди:

$W(Cu) = nAr(Cu) / nAr(CuSO_4) = 64 / 160 = 0.4$ или 40%

Массовая доля серы:

$W(S) = nAr(S) / nAr(CuSO_4) = 32 / 160 = 0.2$ или 20 %

Массовая доля кислорода:

$W(O) = nAr(O) / nAr(CuSO_4) = 4 \cdot 16 / 160 = 0.4$ или 40 %

Вычисление массы атомов элемента по известной массе сложного вещества.

Задача 3. Вычислите, сколько граммов меди содержится в CuO массой 40 г.

Решение:

В 80г CuO содержится 64 г Cu

$X = 40г \cdot 64 / 80 = 32г$ Cu

В 40г Cu содержится X г Cu

Вывод эмпирической формулы вещества по известному составу вещества (в массовых долях %).

Задача 4. Выведите эмпирическую (простейшую) формулу вещества, содержащего азот (массовая доля 63,64 %) и кислород (массовая доля 36,36 %).

Решение:

Обозначим число атомов азота и соединим через x , а число атомов кислорода - через y . Так как относительная атомная масса азота равна 14, атома кислорода - 16, масса всех атомов азота, содержащихся в молекуле, будет равна $14x$, атомов кислорода - $16y$. Отношение этих масс выражает состав всего вещества. Этот же состав выражается соотношением 63,64:36,36.

Приравняв оба отношения, получим пропорцию:

$$14x : 16y = 63,64 : 36,36; \quad x : y = 63,64/14 : 36,36/16 = 4,54 : 2,27$$

Чтобы выразить отношение $x : y$ целыми числами, делим оба члена на меньший из них: $x : y = 4,54/2,27 : 2,27/2,27 = 2 : 1$

Таким образом, $x = 2$, а $y = 1$. В молекуле на каждые два атома азота приходится один атом кислорода. Получаем простейшую формулу N_2O .

Закон сохранения массы вещества

Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.

Задания для самостоятельного решения

Вариант 1.

1. Определите массу:

- а) молекулярного кислорода количеством вещества 2 моль;
- б) молекулярного водорода количеством вещества 5 моль;
- в) атомарного азота количеством вещества 0,01 моль.

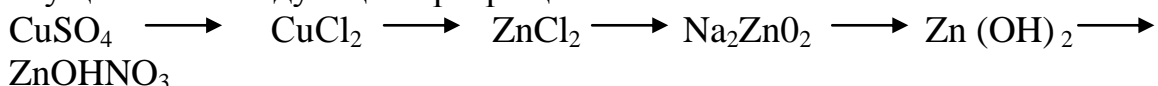
2. Вычислите массовую долю (%) кислорода при следующих соединениях:

- а) HNO_3
- б) Li_2O
- в) KOH
- г) $Ca_3(PO_4)_2$

3. Сколько литров водорода выделится при взаимодействии железа массой 2,8 г. с серной кислотой (н.у)?

4. Выведите простейшую формулу вещества, содержащего: Na - 43%, C - 11,3%, O - 45,5%.

5. Напишите уравнения решений, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



* Сколько литров CO_2 образуется при взаимодействии углерода массой 4 г. с кислородом объемом 11,2 л. (н.у.)? Избыток, какого вещества и в каком количестве останется после реакции?

Вариант 2.

1. Рассчитайте количество вещества:

а) 4,9 г. $\text{Cu}(\text{OH})_2$

б) 0,2 кг NaOH

в) 0,056 т. KOH

2. Определите массовую долю (%) азота:

а) NH_4OH

б) NH_4NO_3

в) N_2O

3. Сколько тонн воды вступит в реакцию с известью массой 20 т. с массовой долей карбоната кальция 80%.

4. Сколько молекул содержится:

а) в NaCl массой 5,85 кг;

б) в CuO массой 0,8 тонн.

5. Напишите уравнения реакций образования основных солей:

а) $\text{Bi}(\text{OH})_3 + \text{HNO}_3 \longrightarrow$

б) $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{NaOH} \longrightarrow$

в) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \longrightarrow$

г) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \longrightarrow$

* При сгорании трехвалентного металла массой 11,2 г. образуется оксид массой 16 г. Какой был взят металл?

Вариант 3.

1. Сколько молей содержится в 100 г следующих веществ при н.у.:

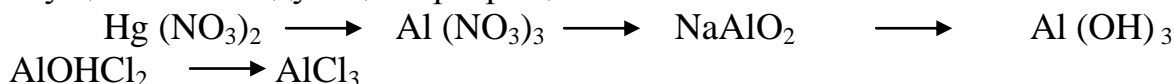
а) O_2 ; б) Br_2 ; в) Cl_2 ; г) CH_4 ; д) NH_3 .

2. Масса образца сероводорода H_2S равна 1,7 г. Вычислите число молекул сероводорода в данном образце.

3. Рассчитайте массовую долю серы в сульфате натрия Na_2SO_4 .

4. Сколько литров кислорода (н.у.) расходуется при сжигании алюминия, массой 9 г.

5. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



* Металл массой 4 г реагирует с бромом, образуя бромид металла массой 20 г. Назовите этот металл.

Вопросы для самоконтроля.

1. Как рассчитывается молекулярная масса молекулы?

2. Что такое моль?

3. Как вычислить массовую долю атома элемента в молекуле?

4. Чему равен молярный объем газа при нормальных условиях?

Практическая работа № 5.

Составление электронных формул атомов элементов.

Цель: Уметь составить электронные и графические формулы; решать задачи по уравнениям реакции.

Теоретический материал

Датский ученый Н. Бор в 1913 г. на основе квантовой теории излучения М. Планка развил квантовую теорию строения атома. В основу своей теории Бор положил следующие постулаты: электрон может двигаться вокруг ядра атома не по любым орбитам, а только по вполне определенным, дозволенным.

Обозначая орбиту дугой, а число электронов цифрами, схемы атомов по Косселю можно изобразить так:

В основе нового квантово-механического подхода к строению атома лежали два основных постулата: 1) электрон можно рассматривать как частицу, которая при движении проявляет волновые свойства; 2) электрон может находиться на любом расстоянии от ядра, однако вероятность его пребывания в разных местах атома различна. Электронное облако (орбиталь) имеет разную геометрическую форму.

Для атомных орбиталей приняты следующие обозначения : s,p,d,f.

Атомы различных элементов характеризуются определенным зарядом ядра и равным ему числом электронов, которые находятся на определенных энергетических уровнях. Энергетические уровни характеризуются главным квантовым числом n , которое показывает удаленность электронного слоя от ядра и средний запас энергии электронов в этом слое: чем больше значение n , тем больше электронное облако и энергия электрона.

Энергетические уровни состоят из определенного числа подуровней: первый уровень - из одного подуровня, второй - из двух, третий - из трех и т.д. Подуровень характеризует побочно (или орбитальное) квантовое число l . Оно определяет форму электронного облака и показывает запас энергии электрона в подуровне. Подуровни имеют буквенное и числовое обозначения:

s	p	d	f
0	1	2	3

В одном подуровне может содержаться несколько электронных облаков (орбиталей) одной и той же формы, но различно расположенных в пространстве. Каждое положение в пространстве электронного облака условно обозначается ячейкой. Число ячеек определяется магнитным квантовым числом m :

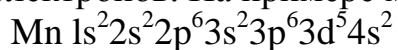
подуровень s состоит из 1s орбитали и 2 электронов (s^2);

подуровень p состоит из 3 p орбиталей и 6 электронов (p^6)

подуровень d состоит из 5d орбиталей и 10 электронов (d^{10})

подуровень f состоит из 7f орбиталей и 14 электронов (f^{14}).

Число электронов на орбитали определяется четвертым квантовым числом - спиновым (обозначается 5). Оно показывает собственное вращение электрона. На орбитали (в квантовой ячейке) может находиться не более двух электронов. На примере марганца покажем написание электронной



Распределение электронов в атомах по энергетическим уровням, подуровням и орбиталям определяется тремя основными положениями:

-принципом Паули, который устанавливает, что в атоме не может быть двух электронов с одинаковым значением всех четырех квантовых чисел;

-принципом наименьшей энергии: последовательность заполнения электронами уровней и подуровней должна отвечать наибольшей связи электрона с ядром, т.е. электрон должен обладать наименьшей энергией;

-правилом Хунла*, согласно которому определяется порядок заполнения орбиталей. Орбитали в пределах энергетического подуровня сначала заполняются по одному электрону, затем их занимают вторые электроны.

Периодический закон химических элементов был открыт русским ученым Д.И. Менделеевым в 1869 г.: свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов.

Задания для самостоятельного решения

Вариант 1

1. Составить электронные формулы атомов элементов и распределение электронов по ячейкам:

а) Zn б) Cl в) Pu

2. В оксиде серы массовые доли кислорода и серы равны соответственно 40% и 60%. Установите простейшую формулу оксида.

Вариант 2

1. Составить электронные формулы атомов элементов и распределение электронов по ячейкам:

а) Zr б) Ag в) U

2. Соединение содержит натрия - 36,5%, серу - 25,4%, кислород - 38%. Определите простейшую формулу соединения.

Вариант 3

1. Составить электронную формулу атомов элементов и распределение электронов по ячейкам:

а) Nd б) Au в) K

2. В соединении калия, хлора и кислорода массовые доли элементов равны, соответственно: 31,8%; 29,0%; 39,2%. Установите простейшую формулу этого соединения.

Вопросы для самоконтроля.

1. Дайте формулировку Периодического закона.
2. Кто автор Периодического закона?
3. Назовите основные правила заполнения электронных ячеек.
4. Назовите максимальное количество электронов в s – подуровне, p – подуровне, d – подуровне и f – подуровне.

Практическая работа № 6.

Сравнение свойств простых веществ, оксидов и гидроксидов элементов III периода.

Цель: на основе положения элемента в периодической таблице производить описание свойств. Уметь решать задачи.

Теоретический материал

Периодический закон Д.И. Менделеева и периодическая система химических элементов имеет большое значение в развитии химии. Окунемся в 1871 год, когда профессор химии Д.И. Менделеев, методом многочисленных проб и ошибок, пришел к выводу, что «... свойства элементов, а потому и свойства образуемых ими простых и сложных тел, стоят в периодической зависимости от их атомного веса». Периодичность изменения свойств элементов возникает вследствие периодического повторения электронной конфигурации внешнего электронного слоя с увеличением заряда ядра.

Периодическая таблица Менделеева состоит из 8 групп и 7 периодов.

Вертикальные столбцы таблицы называют *группами*. Элементы, внутри каждой группы, обладают сходными химическими и физическими свойствами. Это объясняется тем, что элементы одной группы имеют сходные электронные конфигурации внешнего слоя, число электронов на котором равно номеру группы. При этом группа разделяется на *главные и побочные подгруппы*.

В *Главные подгруппы* входят элементы, у которых валентные электроны располагаются на внешних ns- и np- подуровнях. В *Побочные подгруппы* входят элементы, у которых валентные электроны располагаются на внешнем ns- подуровне и внутреннем (n — 1) d- подуровне (или (n — 2) f- подуровне).

Все элементы в *периодической таблице*, в зависимости от того, на каком подуровне (s-, p-, d- или f-) находятся валентные электроны классифицируются на: s- элементы (элементы главной подгруппы I и II групп), p- элементы (элементы главных подгрупп III — VII групп), d-

элементы (элементы побочных подгрупп), *f*-элементы (лантаноиды, актиноиды).

Высшая валентность элемента (за исключением O, F, элементов подгруппы меди и восьмой группы) равна номеру группы, в которой он находится.

Для элементов главных и побочных подгрупп одинаковыми являются формулы высших оксидов (и их гидратов). В главных подгруппах состав водородных соединений являются одинаковыми, для элементов, находящихся в этой группе. Твердые гидриды образуют элементы главных подгрупп I — III групп, а IV — VII групп образуют газообразные водородные соединения. Водородные соединения типа ЭН₄ – нейтральное соединения, ЭН₃ – основания, Н₂Э и НЭ — кислоты.

Горизонтальные ряды таблицы называют *периодами*. Элементы в периодах отличаются между собой, но общее у них то, что последние электроны находятся на одном энергетическом уровне (*главное квантовое число n* — одинаково).

Первый период отличается от других тем, что там находятся всего 2 элемента: водород H и гелий He.

Во втором периоде находятся 8 элементов (Li — Ne). Литий Li – щелочной металл начинает период, а замыкает его благородный газ неон Ne.

В третьем периоде, также как и во втором находятся 8 элементов (Na — Ar). Начинает период щелочной металл натрий Na, а замыкает его благородный газ аргон Ar.

В четвёртом периоде находятся 18 элементов (K — Kr) – Менделеев его обозначил как первый большой период. Начинается он также с щелочного металла Калий, а заканчивается инертным газом криптон Kr. В состав больших периодов входят переходные элементы (Sc — Zn) — *d*-элементы.

В пятом периоде, аналогично четвертому находятся 18 элементов (Rb — Xe) и структура его сходна с четвёртым. Начинается он также с щелочного металла рубидий Rb, а заканчивается инертным газом ксенон Xe. В состав больших периодов входят переходные элементы (Y — Cd) — *d*-элементы.

Шестой период состоит из 32 элементов (Cs — Rn). Кроме 10 *d*-элементов (La, Hf — Hg) в нем находится ряд из 14 *f*-элементов(лантаноиды)- Ce — Lu

Седьмой период не закончен. Он начинается с Франций Fr, можно предположить, что он будет содержать, также как и шестой период, 32 элемента. Но найдено пока только 24 (до элемента с $Z = 110$). Сюда входят 14 *f*-элементов, которые относятся к актиноидам.

Задания для самостоятельного выполнения

Вариант 1.

1. Описать свойства элемента по положению в периодической таблице:
а) Na б) Al в) Na₂O г) Al(OH)₃
2. Какая масса осадка образуется при взаимодействии избытка хлорида цинка с 160г раствора гидроксида натрия с массовой долей растворённого

вещества 15%?

Вариант 2.

1. Описать свойства элементов по положению в периодической таблице: а) Si б) S в) SiO₂ г) Mg(OH)₂
2. сульфата натрия Чему равна масса в растворе, если для реакции нейтрализации использовали 8 г 10%-ного раствора гидроксида натрия?

Вариант 3.

1. Описать свойства элементов по положению в периодической таблице:
а) P б) Cl в) P₂O₅ г) NaOH
2. Какая масса хлорида серебра образуется при взаимодействии избытка раствора нитрата серебра и 100 г раствора соляной кислоты с массовой долей кислоты 15%?

Практическая работа № 7.

Составление термохимических уравнений. Тепловой эффект реакций

Цели: знать закон сохранения энергии;

* термины: тепловой эффект химической реакции, экзотермические и эндотермические реакции, термохимическое уравнение; определять тип химических реакций по тепловому эффекту; составлять уравнения реакций; проводить вычисления теплового эффекта химической реакции. Понимать причину появления теплового эффекта химической реакции; использовать приобретенные знания и умения в практической деятельности и повседневной жизни.

Теоретический материал

Любая химическая реакция сопровождается выделением или поглощением энергии в виде теплоты.

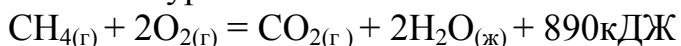
По признаку выделения или поглощения теплоты различают *экзотермические* и *эндотермические* реакции.

Экзотермические реакции – такие реакции, в ходе которых тепло выделяется (+Q).

Эндотермические реакции – реакции, при протекании которых тепло поглощается (-Q).

Тепловым эффектом реакции (Q) называют количество теплоты, которое выделяется или поглощается при взаимодействии определенного количества исходных реагентов.

Термохимическим уравнением называют уравнение, в котором указан тепловой эффект химической реакции. Так, например, термохимическими являются уравнения:

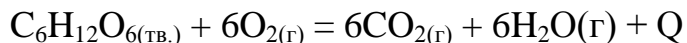


Также следует отметить, что термохимические уравнения в обязательном порядке должны включать информацию об агрегатных состояниях реагентов и продуктов, поскольку от этого зависит значение теплового эффекта.

Расчеты теплового эффекта реакции

Пример типовой задачи на нахождение теплового эффекта реакции:

При взаимодействии 45 г глюкозы с избытком кислорода в соответствии с уравнением



выделилось 700 кДж теплоты. Определите тепловой эффект реакции.

(Запишите число с точностью до целых.)

Решение:

Рассчитаем количество вещества глюкозы:

$$n(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) / M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 45 \text{ г} / 180 \text{ г/моль} = 0,25 \text{ моль}$$

Т.е. при взаимодействии 0,25 моль глюкозы с кислородом выделяется 700 кДж теплоты. Из представленного в условии термохимического уравнения следует, что при взаимодействии 1 моль глюкозы с кислородом образуется количество теплоты, равное Q (тепловой эффект реакции). Тогда верна следующая пропорция:

$$0,25 \text{ моль глюкозы} \text{ — } 700 \text{ кДж}$$

$$1 \text{ моль глюкозы} \text{ — } Q$$

Из этой пропорции следует соответствующее ей уравнение:

$$0,25 / 1 = 700 / Q$$

Решая которое, находим, что:

$$Q = 2800 \text{ кДж}$$

Таким образом, тепловой эффект реакции составляет 2800 кДж.

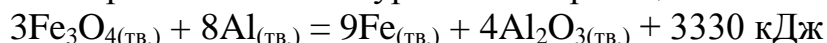
Расчёты по термохимическим уравнениям

Намного чаще в заданиях ЕГЭ по термохимии значение теплового эффекта уже известно, т.к. в условии дается полное термохимическое уравнение.

Рассчитать в таком случае требуется либо количество теплоты, выделяющееся/поглощающееся при известном количестве реагента или продукта, либо же, наоборот, по известному значению теплоты требуется определить массу, объем или количество вещества какого-либо фигуранта реакции.

Пример 1

В соответствии с термохимическим уравнением реакции



образовалось 68 г оксида алюминия. Какое количество теплоты при этом выделилось? (Запишите число с точностью до целых.)

Решение

Рассчитаем количество вещества оксида алюминия:

$$n(\text{Al}_2\text{O}_3) = m(\text{Al}_2\text{O}_3) / M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 68 \text{ г} / 102 \text{ г/моль} = 0,667 \text{ моль}$$

В соответствии с термохимическим уравнением реакции при образовании 4 моль оксида алюминия выделяется 3330 кДж. В нашем же случае образуется

0,6667 моль оксида алюминия. Обозначив количество теплоты, выделившейся при этом, через x кДж составим пропорцию:

4 моль Al_2O_3 — 3330 кДж

0,667 моль Al_2O_3 — x кДж

Данной пропорции соответствует уравнение:

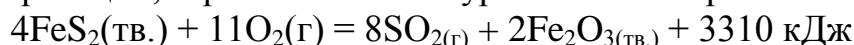
$$4 / 0,6667 = 3330 / x$$

Решая которое, находим, что $x = 555$ кДж

Т.е. при образовании 68 г оксида алюминия в соответствии с термохимическим уравнением в условии выделяется 555 кДж теплоты.

Пример 2

В результате реакции, термохимическое уравнение которой



выделилось 1655 кДж теплоты. Определите объем (л) выделившегося диоксида серы (н.у.). (Запишите число с точностью до целых.)

Решение

В соответствии с термохимическим уравнением реакции при образовании 8 моль SO_2 выделяется 3310 кДж теплоты. В нашем же случае выделилось 3310 кДж теплоты. Пусть количество вещества SO_2 , образовавшегося при этом, равняется x моль. Тогда справедливой является следующая пропорция:

8 моль SO_2 — 3310 кДж

x моль Fe_2O_3 — 1655 кДж

Из которой следует уравнение:

$$8 / x = 3310 / 1655$$

Решая которое, находим, что:

$$x = 4 \text{ моль}$$

Таким образом, количество вещества SO_2 , образовавшееся при этом, составляет 4 моль. Следовательно, его объем равен:

$$V(\text{SO}_2) = V_m \cdot n(\text{SO}_2) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 4 \text{ моль} = 89,6 \text{ л} \approx 90 \text{ л (округляем до целых, т.к. это требуется в условии.)}$$

Задания для самостоятельного решения

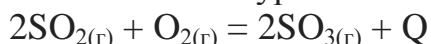
Вариант 1.

1. В результате реакции, термохимическое уравнение которой



выделилось 1452 кДж теплоты. Вычислите массу образовавшейся при этом воды (в граммах). (Запишите число с точностью до целых.)

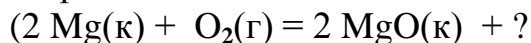
2. При взаимодействии оксида серы (IV) с 5,6 л (н.у.) кислорода в соответствии с уравнением



выделилось 19 кДж теплоты. Определите тепловой эффект реакции. (Запишите число с точностью до целых.)

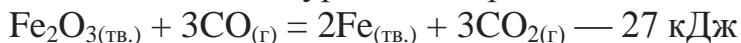
3. Составьте термохимическое уравнение реакции горения магния, если известно, что при

сгорании магния массой 12 г выделилось количество теплоты 307,2 кДж.



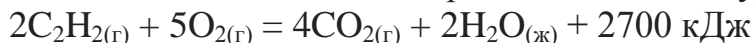
Вариант 2.

1. Вычислите количество теплоты, которое потребуется для получения 25 г железа согласно уравнению реакции



(Запишите число с точностью до целых.)

2. Вычислите объем сгоревшего согласно уравнению реакции



ацетилена, если при этом выделилось 67,5 кДж теплоты. (Запишите число с точностью до сотых.)

3. Вычислите по термохимическому уравнению $4\text{P}(\text{к}) + 5\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{P}_2\text{O}_5(\text{к}) + 3010 \text{ кДж}$

количество теплоты, выделяемой при сгорании 31 г фосфора. (752,5 кДж.)

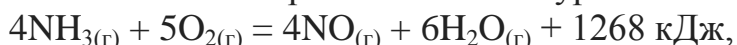
Вариант 3.

1. В результате реакции, термохимическое уравнение которой



выделилось 280 кДж теплоты. Вычислите массу глюкозы, которая окислилась в результате этой реакции. (Запишите число с точностью до целых.)

2. Какое количество вещества аммиака вступает в реакцию в соответствии с термохимическим уравнением



если в результате реакции выделилось 634 кДж теплоты? (Запишите число с точностью до целых.)

3. При сгорании кальция массой 8 г, выделилось количество теплоты 127 кДж.

Составьте термохимическое уравнение реакции.

Вопросы для самоконтроля

1. Дать понятие термодинамики.
2. Охарактеризовать изменение скорости атомов и молекул, находящихся в непрерывном движении, с увеличением температуры.
3. Дать понятие внутренней энергией.
4. Сформулировать I-закон термодинамики.
5. Дать понятие энтальпии.
6. Дать понятие экзотермической, эндотермической реакции.
7. Сформулировать закон Гесса?

Практическая работа № 8.

Решение задач по уравнению реакций

Цели: уметь решать задачи по уравнению реакций различными способами.

Теоретический материал

1. Закон сохранения массы веществ: «Масса всех веществ, которые вступают в химическую реакцию, равна массе всех продуктов реакции».

2. Молярная масса вещества M выражается в г/моль. Она численно равна относительной молекулярной массе этого вещества (для молекул), (для атомов).

3. Количество вещества, $n = m/M(1)$

где n – количество вещества, моль; m – масса вещества, г;

M – молярная масса, г/моль

или, $n = V/V_m(2)$

где V – объем вещества, л.

V_m – молярный объем, л/моль.

4. Масса исходного вещества. $m = n \cdot M(3)$

Объем исходного вещества. $V = n \cdot V_m(4)$

5. Молярный объем любого газа при нормальных условиях (н.у.) равен 22,4 л/моль.

Алгоритм решения задач

1. Прочитайте текст задачи.

2. Запишите условие и требование задачи с помощью общепринятых обозначений.

3. Составьте уравнение реакции.

4. Подчеркните формулы веществ, о которых идет речь в условии задачи.

5. Над подчеркнутыми формулами исходные данные.

6. Рассчитайте молярные массы веществ, о которых идет речь в условии задачи.

7. Рассчитайте количество данного по условию задачи вещества.

8. Определите соотношение веществ в данной реакции (по коэффициентам).

9. Составьте пропорцию, рассчитайте количество определяемого вещества.

10. Используя формулу (3), вычислите массу исходного вещества.

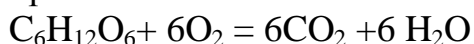
Используя формулу (4), вычислите объем исходного вещества.

11. Запишите ответ.

Примеры решения задач

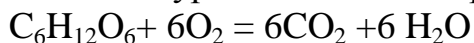
Задача №1.

Какая масса воды образуется при сгорании 1 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$, если реакция протекает по схеме:



Решение.

Составим уравнение данной реакции:



Запишем информацию, которую дает это уравнение:

1 моль 6 моль

180 г 6 x 18 = 108 г

Следовательно:

при сгорании 180 г образуется 108 г;

при сгорании 1 г образуется x г .

Отсюда:

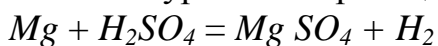
Ответ: при сгорании 1 г глюкозы образуется 0,6 г воды.

Задача №2.

Какая масса *магния* Mg вступает в реакцию с *серной кислотой* H_2SO_4 , если в результате реакции выделяется 5,6 л *водорода* H_2 при н.у.?

Решение.

Запишем уравнение реакции и ту информацию, которую оно дает:



1 моль 1 моль

24 г 22,4 л

22,4 л выделяется, если в реакцию вступают 24 г;

5,6 л выделяется, если в реакцию вступают x г .

Ответ: 5,6 л выделяется, если в реакцию вступают 6 г .

Если в условии задачи даются массы или объемы двух исходных веществ, то начинать решение этой задачи следует с выяснения того, какое исходное вещество дано в избытке, а какое – в недостатке.

Задания для самостоятельного выполнения

Решите представленные задачи, используя алгоритм решения.

Вариант 1.

1. Составьте уравнение реакции горения магния и вычислите массу оксида магния, который получится при сгорании 6 г металла.
2. В реакцию с водой вступило 28 г оксида кальция. Рассчитайте массу образовавшегося вещества.
3. Рассчитайте, какая масса кислорода образуется при разложении 54 г воды.
4. Рассчитайте массу оксида меди, образующегося при разложении 49 г гидроксида меди.
5. Вычислите массу и количество вещества оксида алюминия, который образуется в результате сгорания 2,7 грамм порошка алюминия.

Вариант 2.

1. В реакцию с азотной кислотой вступило 20 г гидроксида натрия. Рассчитайте массу образовавшейся соли.

2. Рассчитайте объем водорода (н.у.), образующегося при разложении 54 г воды.
3. Какой объем водорода (н.у) потребуется для полного восстановления меди из оксида меди массой 8 г.
4. Составьте уравнение реакции горения фосфора (при этом получается оксид фосфора (V)) и вычислите, хватит ли 10 г кислорода на сжигание 6,2 г фосфора.
5. Какое количество вещества хлора и калия образуется при разложении 3 моль хлорида калия?

Вариант 3.

1. Какое количество вещества хлора и калия образуется при разложении 3 моль хлорида калия?
2. Какое количество вещества метана (CH₄) полностью сгорит в 6 молях кислорода?
3. Определите объем (н.у.) кислорода, необходимый для сжигания 1 кг бутана.
4. Определите массу уксусной кислоты и массу этанола, которые необходимы для получения 30,8 г этилацетата.
5. Каковы масса и количество вещества воды, которая образовалась при сгорании 8 г водорода?

Контрольные вопросы:

1. Как формулируется закон сохранения массы веществ?
2. Чем объясняется сохранение массы веществ в химических реакциях?
3. Что такое химическое уравнение?
4. Как называются числа перед формулами веществ в химических уравнениях?
5. Что показывают коэффициенты перед формулами веществ в уравнениях химических реакций?

Практическая работа № 9.

Расчетные задачи на скорость химических реакций. Решение задач на смещение равновесия

Цели: повторить, углубить и обобщить представление о скорости химических реакций, условий химического равновесия.

Теоретический материал

Учение о скоростях химических реакций называется химической кинетикой. Рассмотрим некоторые понятия, которые используются в химической кинетике.

Система в химии – рассматриваемое вещество или совокупность реагирующих веществ.

Фаза – часть системы, которая отделена от других частей поверхностью раздела.

Химические реакции	
гомогенные	гетерогенные
Реагирующие вещества и продукты реакции находятся в одной фазе. $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{SO}_3(\text{г})$ $\text{HCl}(\text{ж}) + \text{NaOH}(\text{ж}) \rightarrow \text{NaCl}(\text{ж}) + \text{H}_2\text{O}$	Реагирующие вещества и продукты реакции находятся в разных фазах. $\text{S}(\text{тв}) + \text{O}_2(\text{г}) = \text{SO}_2(\text{г})$ $\text{Zn}(\text{тв}) + 2\text{HCl}(\text{ж}) = \text{ZnCl}_2(\text{ж}) + \text{H}_2^{\wedge}(\text{г})$

Скорость химических реакций	
гомогенные	гетерогенные
$A_{(z)} + B_{(z)} = C_{(z)}$ $\Delta \nu = \nu_2 - \nu_1 \quad \Delta t = t_2 - t_1$ $V_{\text{гом}} = \frac{\Delta \nu}{\Delta t \cdot V}$ $C = \frac{\nu}{V} (\text{моль} / \text{л}) \Rightarrow V_{\text{гом}} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t} \left(\frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}} \right)$ Определение: Скорость гомогенной химической реакции равна изменению концентрации какого-либо из веществ, участвующих в реакции, в единицу времени.	$V_{\text{гет}} = \pm \frac{\Delta \nu}{S \cdot \Delta t} \left(\frac{\text{моль}}{\text{м}^2 \cdot \text{с}} \right)$ Определение: Скорость гетерогенной реакции равна изменению количества вещества, которое вступает в реакцию или образуется в результате реакции за единицу времени на единице поверхности раздела фаз.



Обобщение и систематизация материала идет в форме **медиалекции**, в ходе которой ученики отвечают на вопрос, какие факторы влияют на скорость химической реакции.

Математическая страничка

$$a^{-n} = \frac{1}{b^n}; \quad (abc)^n = a^n \cdot b^n \cdot c^n; \quad \left(\frac{a}{b} \right)^n = \frac{a^n}{b^n};$$

$$\frac{a^m}{a^n} = a^{m-n}; \quad (a^m)^n = a^{m \cdot n}; \quad \sqrt[n]{a} = \sqrt[n]{a^n};$$

$$a^{\frac{m}{n}} = \sqrt[n]{a^m}$$

Решение расчетных задач.

Задача № 1. В некоторый момент времени концентрация хлора в сосуде, в котором протекает реакция $H_2 + Cl_2 = 2HCl$, была равна 0,06 моль/л. Через 5 сек концентрация хлора составила 0,02 моль/л. Чему равна средняя скорость данной реакции в указанный промежуток времени?

Дано:	Решение:
$C_1(Cl_2) = 0,06 \text{ моль/л}$ $C_2(Cl_2) = 0,02 \text{ моль/л}$ $? t = 5 \text{ сек}$	$H_2 + Cl_2 = 2HCl$ $V = -\frac{C_2 - C_1}{\Delta t} = \frac{0,02 - 0,06}{5} = 0,008 \frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}}$
$V = ?$	Ответ: $V = 0,008 \text{ моль/л.с.}$

Задача № 2. Как изменится скорость протекающей в водном растворе реакции $FeCl_3 + 3KCNs = Fe(CNS)_3 + 3KCl$ при разбавлении реагирующей смеси водой в два раза?

Дано:	Решение:
$C(\text{ионов}) < 2 \text{ раза}$	$Fe^{3+} + 3CNS^- = Fe(CNS)_3$ $V = k \cdot [Fe^{3+}] \cdot [CNS^-]^3$
$\frac{V_2}{V_1} = ?$	<p>пусть до разбавления $[Fe^{3+}] = x$ $[CNS^-] = y$, тогда $V = k \cdot x \cdot y^3$.</p> <p>В результате разбавления концентрация ионов уменьшается: $[Fe^{3+}] = \frac{x}{2}$; $[CNS^-] = \frac{y}{2}$</p> $\frac{V_2}{V_1} = k \cdot \frac{x}{2} \cdot \left(\frac{y}{2}\right)^3 = \frac{k \cdot x \cdot y^3}{2 \cdot 2^3} = 16$ $\frac{V_2}{V_1} = 16$ <p>Ответ: $\frac{V_2}{V_1}$</p>

Задача № 3. Как изменится скорость реакции при повышении температуры от 55° до 100°С, если температурный коэффициент скорости этой реакции равен 2,5?

Дано:	Решение:
$\gamma = 2,5$ $t_1 = 55^\circ$ $t_2 = 100^\circ$	$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} = 2,5^{\frac{100 - 55}{10}} = 2,5^{4,5} = \left(\frac{5}{2}\right)^9 = \sqrt{\frac{5^9}{2^9}} = 43,7$ <p>Ответ: скорость реакции увеличивается в 43,7 раза.</p>
$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = ?$	

Задача № 4. При повышении температуры на 30°С скорость некоторой реакции увеличивается в 64 раза. Чему равен температурный коэффициент скорости этой реакции?

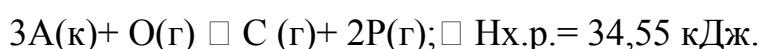
Дано:	Решение:

$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = 64$	$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \frac{30-0}{10} = \gamma^3; 64 = \gamma^3; \gamma = \sqrt[3]{64}; \gamma = 4$
$t_2 = 30^\circ$	Ответ: температурный коэффициент скорости реакции равен 4.
$\gamma = ?$	

Задания для самостоятельного выполнения

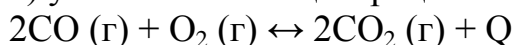
Вариант 1.

1. В сторону какой реакции произойдёт смещение равновесия при:
а) увеличении давления; б) увеличении объёма; в) уменьшении температуры
в следующих системах: 1) $4\text{HCl} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$ $\Delta H_{\text{р.}} < 0$



2. Укажите, как повлияет:

- а) повышение давления;
- б) повышение температуры;
- в) увеличение концентрации кислорода на равновесие системы:



3. В какую сторону сместится равновесие реакции $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{SO}_3(\text{г}); \Delta H < 0$ при повышении температуры?
4. В реакции $\text{C}(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{CH}_4(\text{г})$ концентрацию водорода уменьшили в 3 раза. Как изменится скорость реакции?

Вариант 2.

1. Определите, как изменится скорость некоторой реакции: а) при повышении температуры от 10 до 50С; б) при понижении температуры от 10 – 0С. Температурный коэффициент реакции равен 3.
2. В сторону какой реакции произойдёт смещение равновесия при:
а) увеличении давления; б) увеличении объёма; в) уменьшении температуры в следующих системах: 1) $4\text{HCl} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$ $\Delta H_{\text{р.}} < 0$
2) $3\text{A}(\text{к}) + \text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{C}(\text{г}) + 2\text{P}(\text{г}); \Delta H_{\text{р.}} = 34,55 \text{ кДж.}$
3. Как изменится скорость реакции $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$ если: а) увеличить давление в системе в 4 раза; б) понизить концентрацию NO в 5 раз? Ответ пояснить.
4. Рассчитайте скорость реакции между растворами хлорида калия и нитрата серебра, концентрации которых составляют соответственно 0,2 и 0,3 моль/л, а $k = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$

Вопросы для самоконтроля

1. Что называется скоростью химической реакции?
2. Какие факторы влияют на скорость реакции?
3. Как зависит скорость химической реакции от концентрации?
4. Какова роль катализатора в химической реакции?

5. Как называется реакция, протекающая в присутствии катализатора?

Практическая работа № 10.

Решение задач на растворы

Цели: 1. Подвести обучающихся к пониманию необходимости знаний о растворах.

2. Познакомить с новым способом решения задач. Способствовать развитию умения мыслить логически и владеть химическим языком,

3. Развивать навыки наблюдения, экспериментальные навыки, решения задач, умения выделять главное и делать выводы.

Теоретический материал

При решении задач по теме «Растворы» можно пользоваться следующими формулами:

определение количества вещества (число молей):

$$n = \frac{C_M \cdot V}{1000}$$
, где C_M – молярная концентрация (моль/л), V – объем раствора (мл);

$$n = \frac{C_m \cdot m_{р-ля}}{1000}$$
, где C_m – моляльная концентрация (моль/л), $m_{р-ля}$ – масса растворителя;

$$n = \frac{w \cdot V \cdot \rho}{100 \cdot M}$$
, где $m_{р-ра}$ – масса раствора (г), w – массовая доля растворенного вещества (%), M – молярная масса вещества (г/моль);

$$n = \frac{w \cdot V}{100 \cdot \rho \cdot M}$$
, где w – массовая доля вещества (%), M – молярная масса вещества (г/моль), V – объем раствора (мл), ρ – плотность раствора (г/мл).

Определение количества молей эквивалентов растворенного вещества:

$$n_{э.в.} = \frac{C_{э} \cdot V}{1000}$$
, где $C_{э}$ – молярная концентрация эквивалента или C_n – нормальная концентрация (моль/л), V – объем раствора (мл);

$$n_{э.в.} = n \cdot d$$
, где $d = \frac{M_{г-в.}}{M_{г-э.в.}} \left(\frac{\vartheta_{г-э.в.}}{\vartheta_{г-в.}} \right)$.

Закон эквивалентов для индивидуальных веществ записывается так:

$$\frac{m}{M_{э}} = C_{э} \cdot V$$
, где V – объем раствора в литрах.

Задача 1. Сколько граммов соли выкристаллизуется при охлаждении до 30 °С 400 г насыщенного при 95 °С раствора, если растворимость равна: при 95 °С – 40 г, при 30 °С – 20 г на 100 г раствора.

Решение. Рассчитываем массу соли и воды в 400 г раствора при 95 °С.

В 100 г раствора содержится 40 г соли

400 г $\frac{3}{4}$ х г

х = 160 г (соли); воды содержится: 400-160=240 (г).

Масса воды при перекристаллизации сохранится и будет равна 240 г.

Находим количество соли, которое может раствориться в 240 г воды при

30 °С.

В 100 г раствора содержится 20 г соли

(240+x) г $\frac{3}{4}$ x г

x = 60 г. Выкристаллизуется: 160 – 60 = 100 (г) соли.

Задача 2. Вычислить массовую долю (процентную концентрацию), молярность, молярную концентрацию эквивалента (нормальность), моляльность, мольную долю и титр раствора ортофосфорной кислоты, полученного при растворении 18 г кислоты в 282 мл воды, если плотность его раствора равна 1,032 г/см³.

Решение. Определяем массовую долю раствора H₃PO₄ по формуле:

$$w(\%) = \frac{m_{\text{в-ва}} \cdot 100}{m_{\text{р-ра}}} ; m_{\text{в-ва}} = 18 \text{ г}, m_{\text{р-ра}} = m_{\text{к-ты}} + m_{\text{воды}}; m_{\text{воды}} = V_{\text{воды}} \cdot \rho_{\text{воды}} = 1 \text{ г/см}^3 ; w(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{18 \cdot 100}{(18 + 282)} = 6 \text{ \%}.$$

Определяем молярность раствора по формуле: $C_M = \frac{\rho \cdot \omega \cdot 10}{M_{\text{к-ты}}} = \frac{1,031 \cdot 6 \cdot 10}{98} = 0,63$ моль/л.

Определяем молярную концентрацию эквивалента кислоты по формуле: $C_{\text{Э}} = C_M \cdot d$, где d = 3 из формулы молярной концентрации эквивалента ортофосфорной кислоты $M_{\text{Э}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = M/3$. $C_{\text{Э}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,63 \times 3 = 1,89$ моль/л.

Определяем моляльность H₃PO₄ по формуле: $C_m = \frac{m_{\text{к-ты}} \cdot 1000}{M_{\text{к-ты}} \cdot m_{\text{воды}}} = \frac{18 \cdot 1000}{98 \cdot 282} = 0,65$ моль/л.

Определяем мольную долю в растворе H₃PO₄ по формуле: $c_{\text{к-ты}}$

$$c_{\text{к-ты}} = \frac{v_{\text{к-ты}}}{v_{\text{к-ты}} + v_{\text{воды}}} ; n_{\text{к-ты}} = m_{\text{к-ты}}/M_{\text{к-ты}} = 18/98 = 0,184 \text{ (моль)}, n_{\text{воды}} = m_{\text{воды}}/M_{\text{воды}} = 282/18 = 15,67 \text{ (моль)}. X_{\text{H}_3\text{PO}_4} = \frac{0,184}{0,184 + 15,67} = 0,012 \text{ или } 1,2 \text{ \%}.$$

Определяем титр раствора: $T = m_{\text{к-ты}}/V_{\text{р-ра}} \cdot V_{\text{р-ра}} = m_{\text{р-ра}}/\rho_{\text{р-ра}} = 300/1,031 = 290,98$ мл. $T = 18/290,98 = 0,06186$ г/мл.

Задача 3. Сколько граммов K₂CO₃ необходимо для взаимодействия с 200 мл раствора HCl, молярная концентрация эквивалента которого 2 моль/л.

Решение. По закону эквивалентов: $\frac{m_{\text{K}_2\text{CO}_3}}{\text{Э}_{\text{K}_2\text{CO}_3}} = \frac{m_{\text{HCl}}}{\text{Э}_{\text{HCl}}} = V_{\text{HCl}} \times C_{\text{Э,HCl}}$. Из приведенного соотношения находим массу K₂CO₃, предварительно определив молярную массу эквивалента по формуле: $\text{Э}_{\text{K}_2\text{CO}_3} = M/2 = 138/2 = 69$ (г/моль). $m_{\text{K}_2\text{CO}_3} = V_{\text{HCl}} \times C_{\text{HCl}} \times \text{Э}_{\text{K}_2\text{CO}_3} = 0,2 \text{ (л)} \times 2 \text{ (моль/л)} \times 69 \text{ (г/моль)} = 27,6 \text{ (г)}.$

Задания для самостоятельного выполнения

Вариант 1.

1. Смешали 200 г воды и 50 г гидроксида натрия. Определить массовую долю вещества в растворе.
2. Определите массу и концентрацию раствора, который нужно добавить к 13г 8% раствора, чтобы получить 40г 14% раствора.
3. Определить молярную концентрацию 73,8 %-ного раствора серной кислоты, плотность которого 1,655 г/мл.
4. Какой объем воды надо прилить к 0,5 г сахара, чтобы получить 1 %-ный раствор?

Вариант 2.

1. Определить массу соли и объем дистиллированной воды, необходимых для получения 230г 12% поваренной раствора.
2. Определить массу 7%-ного раствора соли, в котором необходимо растворить ещё 20г этой соли, чтобы получить 12 %-ный раствор.
3. Определить молярную концентрацию 56,68 %-ного раствора азотной кислоты, плотность которого равна 1,356 г/мл.
4. Какую массу соли надо добавить к 200 мл воды, чтобы получить 3 %-ный раствор?

Вопросы для самоконтроля

1. Что происходит с веществами при растворении их в воде?
2. Что такое растворы?
3. Какую роль играют растворы в жизни человека?
4. Какие способы выражения концентрации растворов вы знаете?
5. Что такое массовая доля растворенного вещества?
6. Какое вещество чаще всего используется в качестве растворителя?

Практическая работа № 11.

Составление ионных уравнений реакций. Составления гидролиза солей.

Цели: знать понятия ЭДС, электролиз, гидролиз. Уметь писать диссоциацию кислот, оснований, солей, ионные реакции (полные и сокращённые), реакции гидролиза, электролиза. Решать задачи на концентрации растворов.

Теоретический материал

Основные теории электролитической диссоциации.

По способности проводить электрический ток в водных растворах, вещества делятся на электролиты и неэлектролиты.

Вещества, растворы которых проводят электрический ток, называют электролитами. К электролитам относятся растворы кислот, щелочей, солей. Соли щелочи проводят ток не только в растворённом состоянии, но и в расплавленном.

Вещества, растворы которых не проводят электрический ток, называют неэлектролитами. К неэлектролитам относятся многие органические вещества: спирты, сахар, бензол, некоторые органические кислоты.

Распад электролита на ионы при растворении его в воде называют электролитической диссоциацией.

ЭДС есть процесс обратимый. Раствор электролита должен быть электронейтральным.

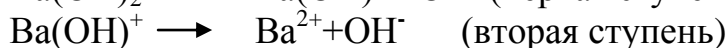
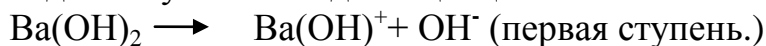
Число положительных зарядов должно быть равно числу отрицательных. Положительно заряженные ионы называют **катионами**, отрицательно заряженные ионы — **анионами**.

Диссоциация оснований, кислот и солей.

Сильные электролиты диссоциируют нацело (в одну степень), слабые - ступенчато.

Основания - электролиты, диссоциирующие с образованием гидроксид-ионов OH^-

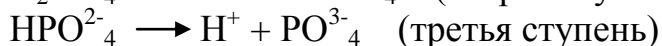
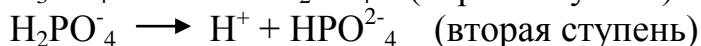
Если основание содержит в молекуле несколько групп OH^- , то может происходить ступенчатая диссоциация:



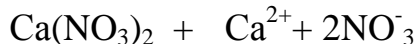
Сначала отщепляется один гидроксид - ион, а последующие ионы OH^- диссоциируют в сильно разбавленных растворах. Уравнение полной диссоциации имеет следующий вид: $\text{Ba}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$

Кислоты - электролиты, диссоциирующие с образованием катионов водорода H^+ : $\text{HNO}_3 \longrightarrow \text{H}^+ + \text{HNO}_3^-$

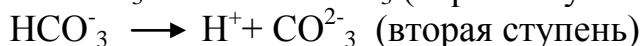
Многоосновные слабые кислоты диссоциируют ступенчато:



Различают следующие виды солей: средние, кислые, основные, двойные, смешанные, комплексные. Средние соли, растворимые в воде являются сильными электролитами, диссоциирующими с образованием положительных ионов металла и отрицательных ионов кислотного остатка



Кислые соли - электролиты, содержащие в анионе водород, способный отщепляться в виде иона H^+ . Диссоциация кислых солей происходит по степеням, например:



Однако степень электролитической диссоциации во второй степени очень мала, поэтому раствор кислой соли содержит лишь незначительное число ионов водорода.

Основные соли-электролиты, содержащие в катионе одну или несколько гидроксогрупп OH^- , способных переходить в состояние ионов (отщепляться). Основные соли характерны для многовалентных металлов.

Основные соли—диссоциируют с образованием основных и кислотных остатков: $\text{FeOHCl}_2 \rightleftharpoons \text{FeOH}^{2+} + 2\text{Cl}^-$

Диссоциация ионов основных остатков на ионы металла гидроксогруппы почти не имеет места.

Гидролиз солей

Гидролиз соли — это реакция обмена ионов соли с ионами воды, в результате которой образуется слабый электролит.

Приведём пример гидролиза, используя понятия «слабый», «сильный» электролит.

I. Соль образована сильным основанием и слабой кислотой (гидролиз протекает по аноду).

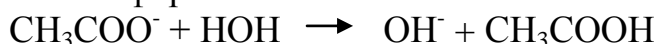
Например, CH_3COOK . Ионы соли CH_3COO^- и K^+ взаимодействуют с ионами H^+ и OH^- из воды. При этом ацетат-анионы (CH_3COO^-) связываются с ионами водорода H^+ в молекулы слабого электролита - уксусной кислоты (CH_3COOH), а ионы OH^- накапливаются в растворе, сообщая ему щелочную реакцию, потому что ионы K^+ не могут связывать ионы OH^- (KOH является сильным электролитом).

Уравнение гидролиза соли CH_3COOK будет иметь следующий вид:

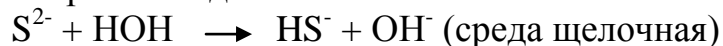
- в молекулярной форме: $\text{CH}_3\text{COOK} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KOH} + \text{CH}_3\text{COOH}$

- в ионной форме: $\text{K}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{HON} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^- + \text{CH}_3\text{COOH}$

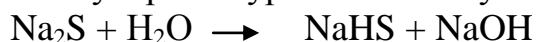
- в сокращённой ионной форме:



Гидролиз соли Na_2S протекает ступенчато. Соль образованная сильным основанием и слабой кислотой. В этом случае анион соли S^{2-} связывает ионы H^+ воды и в растворе накапливаются ионы OH^- , тогда уравнение в ионной форме по первой ступени примет вид:

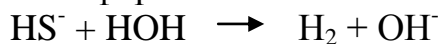


При написании молекулярного уравнения получаем:

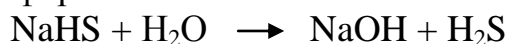


Вторая ступень гидролиза соли NaHS :

- в сокращённой ионной форме:



- в молекулярной форме:

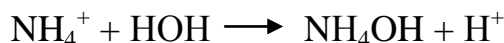


Вторая ступень гидролиза практически не протекает при обычных условиях, так как накапливаясь, ионы OH^- сообщают раствору сильнощелочную реакцию, что приводит к реакции нейтрализации, сдвигу равновесия влево.

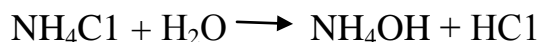
II. Соль образована слабым основанием и сильной кислотой (гидролиз протекает по катиону).

Это имеет место при гидролизе соли NH_4Cl (NH_4OH -слабое основание, HCl - сильная кислота).

Отбросим ион Cl^- , так как с катионом воды он даёт сильный электролит, тогда в сокращённой ионной форме уравнение гидролиза примет следующий вид:



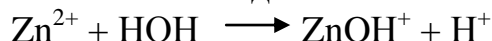
- в молекулярной форме:



Ионы H^+ накапливаются в растворе - среда кислая.

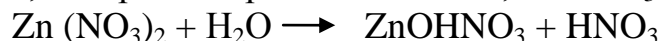
Гидролиз соли $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ протекает ступенчато. Отбрасываем ион сильного электролита, тогда первая ступень гидролиза в молекулярной форме примет

вид:

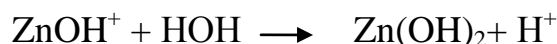


Ионы OH^- связаны, а ионы H^+ накапливаются.

При написании уравнения гидролиза, в молекулярной форме прибавляем тот ион, который отбросили в начале, т.е. NO_3^-



Вторая ступень гидролиза в сокращённой ионной форме будет иметь вид:

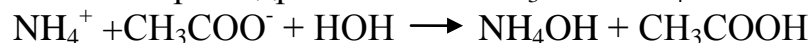


В молекулярной: $\text{ZnOHNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3$

Вторая ступень гидролиза практически не проходит при обычных условиях, так как в результате накопления ионов H^+ создаётся сильноокислая среда, гидроксид цинка растворяется.

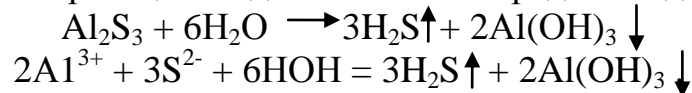
III. Соль образованная слабым основанием и слабой кислотой (гидролиз идёт по катиону и аниону).

Это имеет место при гидролизе соли $\text{CH}_3\text{COONH}_4$.



Образуются слабое основание и слабая кислота, степень диссоциации которых приблизительно одинакова, поэтому при наличии гидролиза реакция будет нейтральной.

Гидролиз соли Al_2S_3 протекает полно и необратимо, так в результате продукты реакции выделяются из её среды в виде осадка и газа.



IV. Соль образованная сильным основанием и сильной кислотой - гидролизу не подвергается. При растворении в воде соль образовывается сильным основанием и сильной кислотой полностью распадается на ионы, степень электролитической диссоциации равна 1. В присутствии индикатора окраска лакмуса не изменяется, среда нейтральная.

Задания для самостоятельного решения

Вариант 1.

1. Напишите уравнения электролитической диссоциации следующих веществ: а) NaOH; б) Ni; в) K₂S; г) (Fe₂SO₄)₃; д) KF
е) Ba(OH)₂
2. Какие из перечисленных солей будут подвергаться гидролизу:
а) Na₂S; б) KNO₃ в) Na₂CO₃ г) Cu(NO₃)₂. Ответ поясните уравнениями реакций в молекулярной, ионной сокращенной и полной формах
3. Имеется соль массой 200 г. Рассчитайте массу воды, которую надо взять, чтобы получить раствор с массовой долей соли 12,5 %.

Вариант 2.

1. Напишите уравнения электролитической диссоциации следующих веществ: а) H₂S; б) Mg(OH)₂; в) H₂SO₃.
2. Какие из перечисленных солей будут подвергаться гидролизу:
а) AgNO₃; б) K₂CO₃; в) KHCO₃; г) ZnSO₄. Ответ поясните уравнениями реакций в молекулярной, ионной сокращенной и полной формах
3. К 150 г раствора с массовой долей K₂SO₄ 10 % добавили 100 г воды. Вычислите массовую долю сульфата калия в полученном растворе.

Вариант 3.

1. Какие из перечисленных веществ относятся к сильным электролитам, а какие к слабым: а) KNO₃; б) H₂CO₃; в) KHS; г) H₂S;
д) Ba(OH)₂.
2. Составьте уравнения реакции гидролиза следующих солей в молекулярной, ионной сокращенной и полной формах: а) KHSO₃;
б) NaF; в) MgCl₂; г) Na₂SO₃; д) FeCl₃.
3. К 125 г воды добавили 50 г раствора с массовой долей серной кислоты 12 %. Рассчитайте массовую долю серной кислоты в полученном растворе.

Вопросы для самоконтроля

1. Перечислите основные положения теории электролитической диссоциации
2. Какие вещества называют электролитами?
3. Какие вещества называют неэлектролитами?
4. Что такое гидролиз?
5. В каких случаях происходит гидролиз?
6. В каких случаях гидролиз невозможен.

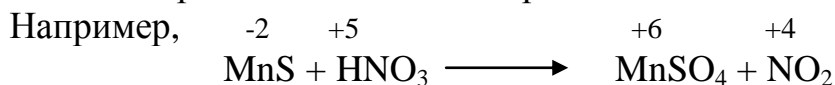
Практическая работа № 12.

Составление окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса

Цель: Студенты должны уметь составлять окислительно-восстановительные реакции, подбирать коэффициенты методом электронного баланса; решать задачи.

Теоретический материал

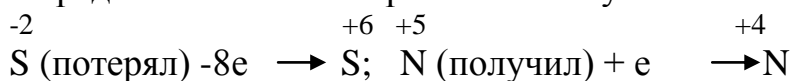
Реакции, в результате которых изменяется степень окисления элементов, называют окислительно-восстановительными. Существует несколько способов составления уравнения окислительно-восстановительных реакций. Остановимся на методе электронного баланса, основанном на определении общего числа перемещающихся электронов.



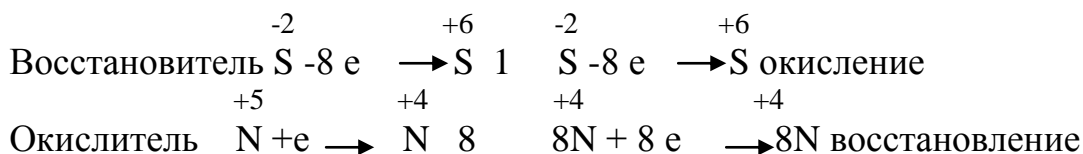
Определяем, атомы, каких элементов изменили степень окисления:



Определяем число потерянных и полученных электронов:

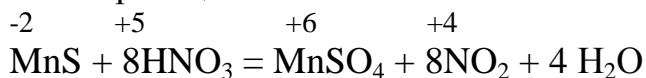


Число отдаваемых и присоединяемых электронов должно быть одинаковым:



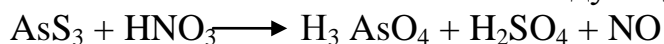
Наименьшее общее кратное для данного примера равно 8.

Основные коэффициенты при окислителе и восстановителе переносим в уравнение реакций

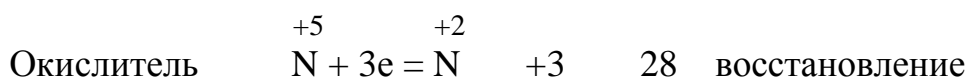
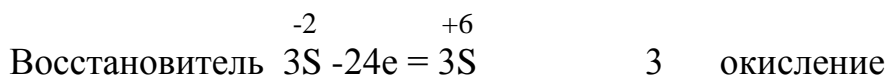
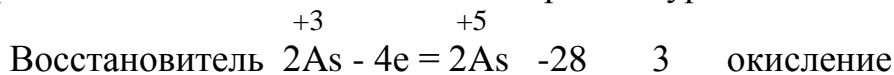


Процесс превращения серы со степенью окисления -2 в +6 является процессом отдачи электронов, т.е. окисления. Процесс превращения азота со степенью окисления +5 в +4 является процессом восстановления. Вещество MnS при этом - восстановитель, а HNO₃ - окислитель.

Рассмотрим более сложный пример. Взаимодействие сульфида мышьяка (III) с азотной кислотой можно записать следующим образом:

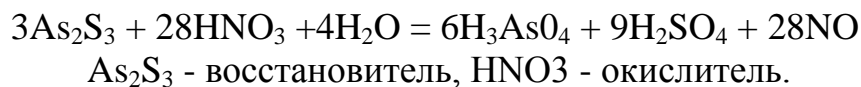


Определяем окислитель и восстановитель в данной реакции. Индексы 2 и 3 при восстановителе вводим в электронное уравнение:



Наименьшее общее кратное будет равно 84. Вносим в уравнение реакции основные коэффициенты 3 и 28, а затем уравниваем число атомов каждого элемента: $3\text{As}_2\text{S}_3 + 28\text{HNO}_3 = 6\text{H}_3\text{AsO}_4 + 9\text{H}_2\text{SO}_4 + 28\text{NO}$

Число атомов водорода и кислорода уравниваем в последнюю очередь. В той части уравнения реакций, в которой их не хватает, добавляем воду. Окончательно уравнение принимает вид:

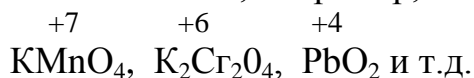


Основные окислители и восстановители.

Окислители. Мерой окислительной способности атома или иона является сродство к электрону, т.е. их способность принимать электроны.

1. Окислителями являются все атомы неметаллов. Самыми сильными окислителями являются атомы галогенов, так как они способны принимать только один электрон. С уменьшением номера группы окислительная способность атомов неметаллов, расположенных в них, падает. Поэтому атомы неметаллов IV группы являются самыми слабыми окислителями. В группах сверху вниз окислительные свойства атомов неметаллов также уменьшаются вследствие увеличения радиусов атомов.

2. Окислительные свойства сложных веществ зависят от степени окисления атомов элемента. Атомы в состоянии высокой степени могут быть только окислителями, например,



Кроме того, окислителями являются ионы металлов с высокой степенью окисления, например, Hg^{2+} , Fe^{3+} , Cu^{2+} и др.

3. Кислоты HNO_3 и H_2SO_4 (конц.).

Восстановители. Мерой восстановительной способности атомов или ионов является ионизационный потенциал, т.е. их способность отдавать электроны.

1. Восстановителями могут быть атомы всех элементов, кроме He, Ne, Ar.

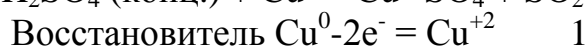
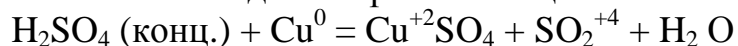
Наиболее легко теряют электроны атомы тех элементов, которые на последнем слое имеют 1,2,3 электрона.

2. Положительно заряженные ионы металлов, находящиеся в низкой степени окисления, например Fe^{+2} , Cr^{3+} , Mn^{2+} , Sn^{2+} , Cu^+ .

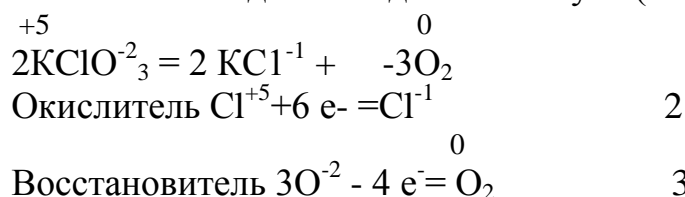
3. Отрицательно заряженные ионы, например Cl^- , Br^- , I^- , S^- .

Классификация окислительно-восстановительных реакций. В зависимости от того, между атомами каких веществ (одинаковых или различных) происходит переход электронов, все окислительно-восстановительные реакции разделяют на три типа: межмолекулярные, внутримолекулярные, диспропорционирования.

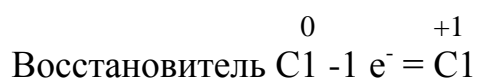
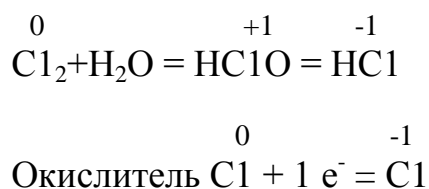
Межмолекулярные - это реакции, в которых окислитель и восстановитель находятся в разных веществах.



Внутримолекулярные - это реакции, в которых окислитель и восстановитель находятся в одной молекуле (атомы разных элементов):



Диспропорционирование - это реакции, в которых окислителем и восстановителем являются атомы одного и того же элемента:



Наиболее часто применяемые восстановители и окислители, продукты реакции

Окислители	Восстановители
Галогены и их соединения	
$ \begin{array}{l} \begin{array}{c} 0 \\ \text{Cl}_2 \end{array} \longrightarrow \begin{array}{c} -1 \\ \text{HCl} \end{array} \\ \begin{array}{c} 0 \\ \text{Br}_2 \end{array} \longrightarrow \begin{array}{c} -1 \\ \text{HBr} \end{array} \\ \begin{array}{c} 0 \\ \text{I}_2 \end{array} \longrightarrow \begin{array}{c} -1 \\ \text{HI} \end{array} \\ \begin{array}{c} +1 \\ \text{HClO} \end{array} \longrightarrow \begin{array}{c} -1 \\ \text{HCl} \end{array} \\ \begin{array}{c} +5 \\ \text{KClO}_3 \end{array} \longrightarrow \begin{array}{c} -1 \\ \text{KCl} \end{array} \end{array} $	$ \begin{array}{l} \begin{array}{c} -1 \\ \text{HI} \end{array} \longrightarrow \begin{array}{c} 0 \\ \text{I}_2 \end{array} \\ \begin{array}{c} -1 \\ \text{HBr} \end{array} \longrightarrow \begin{array}{c} 0 \\ \text{Br}_2 \end{array} \\ \begin{array}{c} -1 \\ \text{HCl} \end{array} \longrightarrow \begin{array}{c} 0 \\ \text{Cl}_2 \end{array} \end{array} $
Соединения серы	
$ \begin{array}{l} \begin{array}{c} +6 \\ \text{H}_2\text{SO}_4 \end{array} \xrightarrow{(\text{с KJ,Zn})} \begin{array}{c} -2 \\ \text{H}_2\text{S} \end{array} \\ \begin{array}{c} +6 \\ \text{H}_2\text{SO}_4 \end{array} \xrightarrow{(\text{KBr,Cu})} \begin{array}{c} 0 \\ \text{S} \end{array} \\ \begin{array}{c} +4 \\ \text{Na}_2\text{SO}_3 \end{array} \xrightarrow{(\text{в кислой среде})} \begin{array}{c} 0 \\ \text{S} \end{array} \end{array} $	$ \begin{array}{l} \begin{array}{c} -2 \\ \text{H}_2\text{S} \end{array} \longrightarrow \begin{array}{c} 0 \\ \text{S} \end{array} \\ \begin{array}{c} +4 \\ \text{Na}_2\text{SO}_3 \end{array} \longrightarrow \begin{array}{c} +6 \\ \text{Na}_2\text{SO}_4 \end{array} \\ \begin{array}{c} 0 \\ \text{S} \end{array} \longrightarrow \begin{array}{c} +4 \\ \text{SO}_3 \end{array} \end{array} $

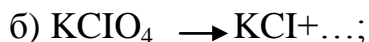
$\begin{array}{l} \overset{+5}{\text{HNO}_3} \xrightarrow{(\text{с Cu})} \overset{+4}{\text{NO}_2} \\ \text{Конц.} \\ \overset{+5}{\text{HNO}_3} \xrightarrow{(\text{с Zn})} \overset{+4}{\text{NO}_2} \\ \text{Конц.} \\ \overset{+5}{\text{HNO}_3} \xrightarrow{(\text{с Cu})} \overset{+2}{\text{NO}} \\ \text{Разбавл.} \\ \overset{+5}{\text{HNO}_3} \xrightarrow{(\text{с Zn})} \overset{+1}{\text{N}_2\text{O}}, \overset{-3}{\text{NH}_3} \\ \text{Разбавл.} \\ \overset{+3}{\text{KNO}_2} \xrightarrow{} \overset{+2}{\text{NO}} \\ \text{В кислой среде} \end{array}$	$\begin{array}{l} \overset{-3}{\text{NH}_3} \xrightarrow{} \overset{0}{\text{N}_2} \\ \overset{+3}{\text{KNO}_2} \xrightarrow{} \overset{+5}{\text{KNO}_3} \end{array}$
Соединение марганца	
$\begin{array}{l} \overset{+7}{\text{KMnO}_4} \xrightarrow{} \overset{+2}{\text{MnSO}_4} \\ \text{(в кислой среде – разбавл. H}_2\text{SO}_4 \text{)} \\ \overset{+7}{\text{KMnO}_4} \xrightarrow{} \overset{+4}{\text{MnO}_2} \\ \text{(в нейтр. среде H}_2\text{O)} \\ \overset{+7}{\text{KMnO}_4} \xrightarrow{} \overset{+6}{\text{K}_2\text{MnO}_4} \\ \text{(в сильно щелочной среде KOH)} \\ \\ \overset{+4}{\text{MnO}_2} \xrightarrow{} \overset{+2}{\text{MnSO}_4} \\ \text{(в кислой среде – H}_2\text{SO}_4) \end{array}$	$\overset{+2}{\text{MnSO}_4} \xrightarrow{} \overset{+4}{\text{MnO}_2}$
Соединения хрома	
$\overset{+6}{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \xrightarrow{} \overset{+3}{\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3} \\ \text{(в кислой среде H}_2\text{SO}_4 \text{)}$	$\overset{+3}{\text{CrCl}_3} \xrightarrow{} \overset{+6}{\text{K}_2\text{CrO}_4} \\ \text{(в щелочной среде KOH)}$
Соединения свинца	
$\overset{+4}{\text{PbO}_2} \xrightarrow{} \overset{+2}{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2} \\ \text{(в кислой среде)}$	
Соединения олова	
$\overset{+4}{\text{SnCl}_4} \xrightarrow{} \overset{+2}{\text{SnCl}_2}$	$\overset{+2}{\text{SnCl}_2} \xrightarrow{} \overset{+4}{\text{SnCl}_4}$
Соединения железа	
$\overset{+3}{\text{FeCl}_3} \xrightarrow{} \overset{+2}{\text{FeCl}_2}$	$\overset{+2}{\text{FeCl}_2} \xrightarrow{} \overset{+3}{\text{FeCl}_3}$
Соединения мышьяка	
	$\overset{+3}{\text{As}_2\text{S}_3} \xrightarrow{} \overset{+5}{\text{H}_3\text{AsO}_4} + \overset{+6}{\text{H}_2\text{SO}_4} + \text{NO} \\ \text{(в кислой среде HNO}_3\text{)}$

Задачи для самостоятельного решения.

Вариант №1. Определите окислитель и восстановитель в уровнях.

- $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{J} \rightarrow \text{HNO}_2 + \text{HNO}_3$;
- $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- $\text{HJ} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{J}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;

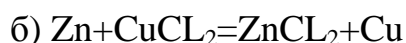
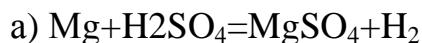
2. Закончите уравнения реакций. Проставьте коэффициенты методом электронного баланса:



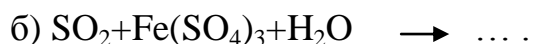
3. Рассчитайте объем раствора серной кислоты (массовая доля 1%, плотность 1.05 г/мл), которая потребуется для приготовления раствора с массовой долей серной кислоты 2% объемом 400 мл (плотность 1.01 г/мл).

Вариант №2.

1. Укажите окислитель и восстановитель в следующих реакциях:

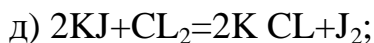
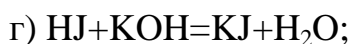
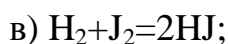
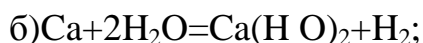
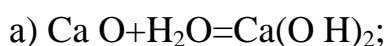


2. Закончите уравнения реакций и подберите коэффициенты методом электронного баланса:

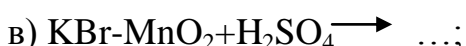
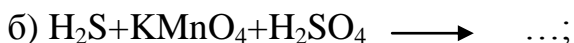


3. Раствор с массовой долей серной кислоты 44% имеет плотность 1,34 г/мл. Рассчитайте количество веществ кислоты, которая содержится в 1 л. такого раствора.

Вариант №3. 1. Определите, какие реакции являются ОВР. Почему?



2. Закончите уравнения реакций и подберите коэффициенты методом электронного баланса:



3. Закончите массу сульфата калия и воды, которые надо взять для приготовления 60 г раствора с массовой долей растворенного вещества 45 %.

Вопросы для самоконтроля

1. Какие реакции называют окислительно-восстановительными?
2. По каким признакам можно отличить ОВР?
3. Какие типы ОВР бывают?
4. В чем суть метода электронного баланса?
5. Где применяют ОВР?

Практическая работа № 13.

Составление уравнений электролиза растворов и расплавов солей

Цели: знать понятия электролиз. Уметь писать диссоциацию кислот, оснований, солей, ионные реакции (полные и сокращённые), реакции электролиза расплавов и растворов. Решать задачи на концентрации растворов.

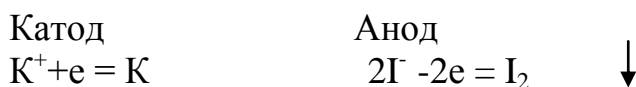
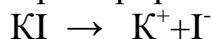
Теоретический материал

Электролиз.

Окислительно-восстановительные процессы, происходящие в электродах под воздействием постоянного электрического тока, называют электролизом.

На катоде происходит процесс восстановления на аноде окисления.

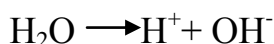
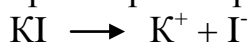
Например: расплав KI



Электролиз растворов протекает сложнее. Чем левее расположен металл в ряду стандартных электродных потенциалов (ряд напряжений), тем труднее его ионы восстанавливаются на катоде.

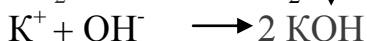
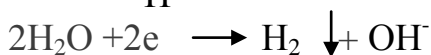
1. Катионы, стоящие в ряду напряжений до Al, при электролизе водных растворов не восстанавливаются. На катоде выделяется водород из воды.

Электролиз раствора KI:



Катод K^+

H^+

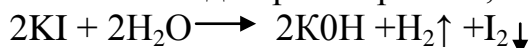


Анод I^-

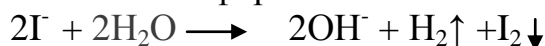
OH^-



Таким образом, на катоде выделяется водород, на аноде образуется йод, а вблизи катода - раствор KOH;

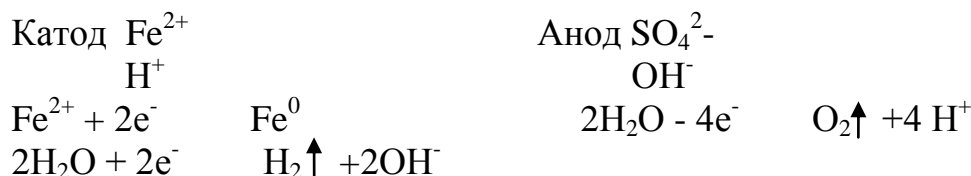
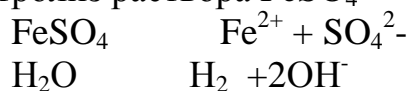


Или в ионной форме:



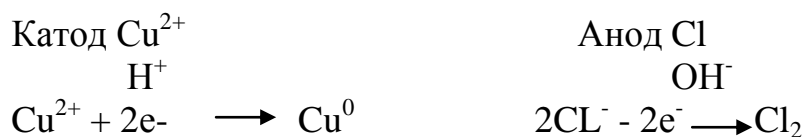
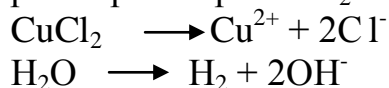
2. Катионы, стоящие в ряду стандартных электродных потенциалов от Mn до H (Mn^{2+} , Zn^{2+} , Cr^{3+} , Fe^{2+} , Ni^{2+} , Sn^{2+} , Pb^{2+} , H^+) при электролизе растворов восстанавливаются одновременно с молекулами воды.

Электролиз раствора $FeSO_4$



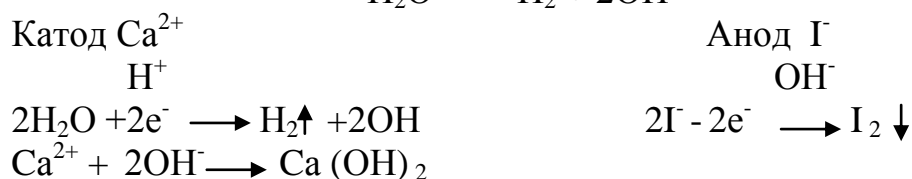
3 Катионы, стоящие в ряду стандартных электродных потенциалов после H^+ (Cu^{2+} , Hg^{2+} , Ag^+ , Pt^{2+} , Au^{3+}) практически полностью восстанавливаются на катоде.

Электролиз раствора $CuCl_2$



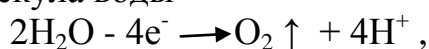
Рассмотрим анодные процессы. Анионы бескислородных кислот и их солей (S^{2-} , I^- , Br^- , Cl^-) удерживают свои электроны слабее, чем ионы из OH^- воды. Поэтому при электролизе водных растворов солей бескислородных кислот окисляются анионы бескислородных кислот.

Электролиз раствора $CaI_2 \rightarrow Ca^{2+} + I^-$



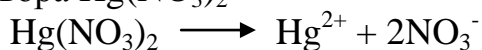
Анионы кислородных кислот (NO_3^- , SO_3^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-}) удерживают свои электроны более прочно, чем ионы OH^- воды.

Поэтому при электролизе водных растворов солей кислородных кислот окисляется молекула воды



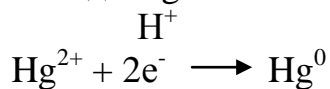
а ионы соли остаются без изменения.

Электролиз раствора $Hg(NO_3)_2$

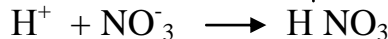
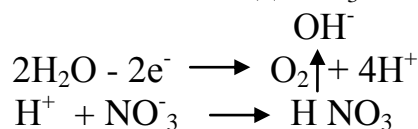




Катод Hg^{2+}

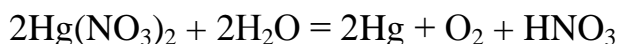


Анод NO_3^-

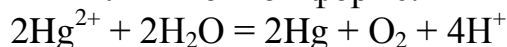


Таким образом, при электролизе раствора $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ на катоде образуется ртуть, а на аноде выделяется кислород и вблизи анода накапливается азотная кислота.

Общее уравнение:



или в ионной форме:



Все разработанные случаи электролиза относятся к нерастворимому аноду, изготовленному из угля, графита, платины, иридия.

В случае растворимого анода (Cu , Ag , Zn , Cd , Hg , Ni) при электролизе водного раствора окисляется металл анода.

Задания для самостоятельного выполнения

Вариант 1.

1. Напишите уравнения реакций, протекающих при электролизе водных растворов: 1) иодида натрия NaI ; 2) сульфата калия K_2SO_4 3) хлорида цинка ZnCl_2 4) нитрата серебра AgNO_3 с инертными электродами.

Вариант 2.

1. Какие продукты образуются при электролизе водного раствора 1) хлорида натрия NaCl 2) сульфата железа FeSO_4 3) бромида меди CuBr_2 . Напишите уравнения соответствующих реакций.

Вариант 3.

1. Какие продукты образуются при электролизе водного раствора 1) гидроксида калия KOH 2) хлорида никеля NiCl_2 3) сульфата ртути HgSO_4 . Напишите уравнения соответствующих реакций.

Вопросы для самоконтроля

1. Что такое электролиз?
2. Назовите три правила электролиза растворов солей.
3. Назовите правила протекания анодных процессов кислородсодержащих ионов.
4. Назовите практическое применение электролиза.

Практическая работа № 14.

Генетическая связь между классами неорганических соединений

Цели: уметь составлять уравнения химических реакций. Закрепить знания по классам неорганических соединений.

Задания для самостоятельного выполнения

Внимательно изучите цепочку превращений.

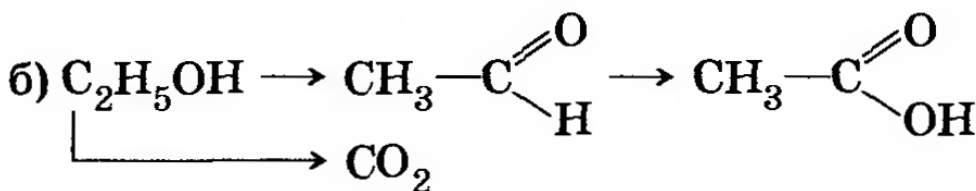
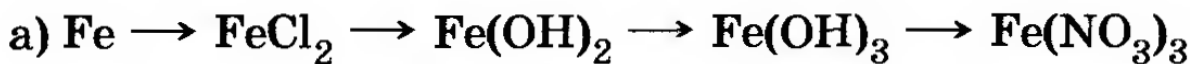
Пронумеруйте каждое превращение.

Напишите уравнение химической реакции.

Назовите полученные вещества.

Вариант 1.

1. Осуществить превращения в цепочки. Написать уравнения соответствующих реакций



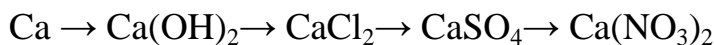
© 5tenka.com

2. Осуществить превращения в цепочки. Написать уравнения соответствующих реакций

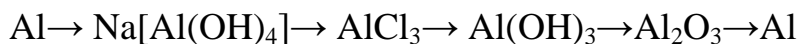


Вариант 2

1. Осуществить превращения в цепочки. Написать уравнения соответствующих реакций



2. Осуществить превращения в цепочки. Написать уравнения соответствующих реакций



Список используемой литературы

- Ерохин Ю. М., Ковалева И. Б.* Химия для профессий и специальностей технического и естественно-научного профилей: учебник для студ. учреждений сред. проф. образования. — М., 2014.
- Ерохин Ю. М.* Химия: Задачи и упражнения: учеб. пособие для студ. учреждений сред. проф. образования. — М., 2014.
- Ерохин Ю.М.* Сборник тестовых заданий по химии: учеб. пособие для студ. учреждений сред. проф. образования. — М., 2014.
- Ерохин Ю. М., Ковалева И. Б.* Химия для профессий и специальностей технического профиля. Электронный учебно-методический комплекс. — М., 2014.
- Габриелян О. С., Остроумов И. Г.* Химия для профессий и специальностей технического профиля: учебник для студ. учреждений сред. проф. образования. — М., 2014.
- Габриелян О. С., Остроумов И. Г., Остроумова Е. Е. и др.* Химия для профессий и специальностей естественно-научного профиля: учебник для студ. учреждений сред. проф. образования. — М., 2014.
- Габриелян О. С., Остроумов И. Г.* Химия для профессий и специальностей социально-экономического и гуманитарного профилей: учебник для студ. учреждений сред. проф. образования. — М., 2014.
- Габриелян О. С., Остроумов И. Г., Сладков С. А., Дорофеева Н.М.* Практикум: учеб. пособие для студ. учреждений сред. проф. образования. — М., 2014.
- Габриелян О. С., Остроумов И. Г., Сладков С. А.* Химия: пособие для подготовки к ЕГЭ:
учеб. пособие для студ. учреждений сред. проф. образования. — М., 2014.
- Габриелян О. С., Лысова Г. Г.* Химия. Тесты, задачи и упражнения: учеб. пособие для студ. учреждений сред. проф. образования. — М., 2014.
- Сладков С. А., Остроумов И. Г., Габриелян О. С., Лукьянова Н. Н.* Химия для профессий и специальностей технического профиля. Электронное приложение (электронное учебное издание) для студ. учреждений сред. проф. образования. — М., 2014.

Интернет-ресурсы

www.pvg.mk.ru (олимпиада «Покори Воробьевы горы»).

www.hemi.wallst.ru (Образовательный сайт для школьников «Химия»).

www.alhimikov.net (Образовательный сайт для школьников).

www.chem.msu.su (Электронная библиотека по химии).

www.enauki.ru (интернет-издание для учителей «Естественные науки»).

www.1september.ru (методическая газета «Первое сентября»).

www.hvsh.ru (журнал «Химия в школе»).

www.hij.ru (журнал «Химия и жизнь»).

www.chemistry-chemists.com (электронный журнал «Химики и химия»).