**Задания для самостоятельного выполнения по учебной дисциплине «Химия» ( Общая химия)**

1.1 Строение атома и периодический закон химических элементов

Д.И. Менделеева

1) Написание и защита рефератов на темы: "Жизнь и деятельность Д.И.Менделеева", "Синтез 114-го элемента - триумф российских физиков-ядерщиков", "Изотопы водорода", "Использование радиоактивных изотопов в технических целях", "История открытия рентгеновского излучения", "Периодическому закону будущее не грозит разрушением…", "Рентгеновское излучение и его использование медицине".

2) Выполнение упражнений из учебника О.С.Габриелян «Химия. 11 класс. Базовый уровень». – М.: Дрофа, 2014 г..

3) Создание презентации: "Рентгеновское излучение и его использование медицине".

4) Выполнение заданий - составление электронной конфигурации элементов.

Схема строения атома

1. Запишем знак химического элемента, внизу слева от знака укажем порядковый номер.

2. По номеру периода определим число энергетических уровней, нарисуем рядом со знаком химического элемента столько же дуг.

3. Определим по номеру группы число электронов на внешнем уровне, запишем под дугой.

4. На первом уровне максимально возможно 2е, на втором – 8, на третьем -18. Ставим числа под соответствующими дугами.

5. Число электронов на предпоследнем уровне рассчитывается: из порядкового номера вычитается число уже проставленных электронов.

6. Далее превращаем схему в электронную формулу : каждая дуга – уровень, обозначается большой цифрой 1,2,3,4; подуровни обозначаются буквами s,p,d,f; а число электронов на них – верхними индексами.



Энергетическая диаграмма азота.

**Задание:**

1. Изобразить символ элемента и, указав заряд его атома, составить схемы расположения электронов по энергетическим уровням в атомах следующих элементов:

Задание для первого ряда: химические элементы № 6, 12, 13, 15, 18.

Задание для второго ряда: химические элементы № 7, 8, 10, 15, 16.

Задание для третьего ряда: химические элементы № 3, 4,9, 11, 12.

2. По составленным схемам определите положение каждого элемента в периодической системе (период, группа), характер его свойств.

1.2. Строение вещества

1) Написание и защита рефератов на темы: "Плазма - четвертое состояние вещества", "Аморфные вещества в природе, технике, быту", "Жидкие кристаллы и их применение в жидкокристаллических экранах"

2) Выполнение упражнений из учебника О.С.Габриелян «Химия. 11 класс. Базовый уровень». – М.: Дрофа, 2014 г..

3) Выполнение заданий - решение расчетных задач

***Основные газовые законы химии:***

1) Бойля–Мариотта при постоянной t°, давление, производимое данной массой газа, обратно пропорционально объему газа

t° – const.

2) Гей-Люссака при постоянном давлении объем газа изменяется прямо пропорционально абсолютной температуре

, при P – const.

3) Шарля: при постоянном объеме давление газа изменяется прямо пропорционально абсолютной температуре.

, при V – const.

4) Объединенный закон Бойля-Мариотта



Решение расчетных задач по газовым законам

**Задача. Рассчитайте молекулярную массу газа, если 7**•**10-3 кг его при 20°С и 0,253**•**105 Па занимают объем 22,18**•**10-3 м3.**

**Дано:**

m(газа)= **7**•**10-3 кг**

T=**20°С**

p=**0,253**•**105 Па**

V =**22,18**•**10-3 м3**

**Найти: М(газа)**

Решение:

В данном случае, вычислить молярную массу газа можно, используя уравнение Клапейрона – Менделеева:

pV = nRT = (m/M)RT;

R=8,3144•103 Дж/моль\*К

Т=273+20=293 К

М=mRT/pV=7•10-3•8,3144•103293/(0,253•105•22,18•10-3)=30,35 г/моль

Молярная масса газа равна 30,35 г/моль.

**Задача.** В избытке соляной кислоты растворили магний массой 6 г и цинк массой 6,5 г. Какой объем водорода, измеренный при нормальных условиях, выделится при этом?

Дано:

m(Mg)=6 г;

m(Zn)=6,5 г; н.у.

Найти: V(H2) =?

Решение: записываем уравнения реакции взаимодействия магния и цинка с соляной кислотой

и расставляем стехиометрические коэффициенты.

Zn + 2 HCl = ZnCl2 + H2↑

Mg + 2 HCl = MgCl2 + H2↑

Определяем количества веществ магния и цинка, вступивших в реакцию с соляной кислотой.

ν(Mg) = m(Mg)/ М(Mg ) = 6/24 = 0,25 моль

ν(Zn) = m(Zn)/ М(Zn) = 6,5/65 = 0,1 моль.

Из уравнений реакции следует, что количество вещества металла и водорода равны, т.е. ν(Mg) = ν(Н2); ν(Zn) = ν(Н2), определяем количество водорода, получившегося в результате двух реакций:

ν(Н2) = ν(Mg) + ν(Zn) = 0,25 + 0,1= 0,35 моль.

Рассчитываем объем водорода, выделившегося в результате реакции:

V(H2) = Vm • ν(H2) = 22,4 • 0,35 = 7,84 л.

Ответ: Объем водорода равен 7,84л

Задача. При 27 0С объём газа равен 600 мл. Какой объём займет газ при 57 0С, если давление будет оставаться постоянным?

Дано:

V1=600 мл

Т1=27 0С

Т2=57 0С

Найти: V2

Решение: Обозначив искомый объём через V2, а соответствующую ему температуру через Т2. По условию задачи:

V1=600 мл

Т1=273+27=300 К

Т2=273+57=330 К

Подставляя эти значения в выражение закона Гей-Люсака, получим:

60\300 = V2\330 , откуда

V2 = 600\*330\300 = 660 мл.

Ответ: V2  = 660мл

Задача. При 7°С давление газа в закрытом сосуде равно 96,0 кПа. Каким станет давление, если охладить сосуд до -33°С?

Дано:

р1=96,0 кПа

Т1=7°С

Т2=-33°С

Найти: р2

Решение:При постоянном объёме давление газа изменяется прямо пропорционально абсолютной температуре:



Обозначим искомое давление через Р2, а соответствующую ему температуру через Т2. По условию задачи Р1 = 96,0 кПа; Т1 = 280К (273 + 7 = 280); Т2 = 240К (273 – 33 = 240). Подставляя эти значения в уравнение, получим:



Ответ: Р2 = 82,3кПа.

**Задание:**

1. При 27°С и давлении 720 мм.рт. ст. объем газа равен 5л. Кой объем займет это же количество газа при 39°С и давлении 104кПа?

2. При 17°С некоторое количество газа занимает объем 580 мл. Какой объем займет это же количество газа при 100°С, если давление его останется неизменным?

3. При нормальных условиях 1г воздуха занимает объем 773 мл. Какой объем займет та же масса воздуха при 0°С и )и давлении, равном 93,3 кПа (700мм. рт. ст.)?

4. При 25 градусах С и давлении 99,3 кПа (745 мм рт.ст.) некоторое количество газа занимает объём 152 мл. Найти, какой объём займет это же количество газа при 0 градусах С и давлении 101,33 кПа.

1.3 Химические реакции

1) Написание и защита рефератов на темы: "Значение растворов в жизни человека", "Реакции горения на производстве и в быту", "Практическое применение электролиза: рафинирование, гальванопластика, гальваностегия", "Каталитические яды", "Получение и очистка коллоидных растворов", "Грубодисперсные системы, их классификация и использование в профессиональной деятельности", "Косметические гели", "Применение суспензий и эмульсий в строительстве", "Способы защиты от коррозии", "Катализ химических процессов", "Химическое равновесие в гетерогенных системах"

2) Выполнение упражнений из учебника О.С.Габриелян «Химия. 11 класс. Базовый уровень». – М.: Дрофа, 2014 г..

3) Оформление отчета по лабораторной работе и подготовка к ее защите.

4) Выполнение заданий - решение задач по нахождению концентрации раствора и скорости реакции, написание ОВР, составление схем гидролиза, написание уравнений электролиза раствора и расплава.

 При работе с растворами необходимо знать их количественный состав. Количественный состав растворов выражается различными способами. Рассмотрим два способа: массовая доля растворенного вещества и молярная концентрация (молярность).

* Массовой долей растворенного вещества называется отношение массы растворенного вещества к массе раствора: W= m(вещества) /m(раствора)
* Молярная концентрация показывает число молей растворенного вещества в одном литре раствора. Молярную концентрацию можно рассчитать по формуле: С=n/V

Решение расчетных задач по определению концентрации раствора

Задача. Сколько граммов хлорида калия содержится в 750 мл 10% раствора, если его плотность 1,063г/мл?

Дано:

V( р-ра)=750мл

w(р-ра)=10%

p=1,063г/мл

Найти: m(KCl)

Решение.

m(KCl)=V(р-ра)pw = 750мл 1,063г/мл 0,1=79,725г.

Ответ: m(KCl)=79,725г.

Задача. В воде растворили 11,2 г КОН. Объём раствора довели до 257мл. Определите молярную концентрацию раствора.

Дано:

m (KOH)=11,2г

V=257мл

Найти: См(КОН)

Решение.

1) n(KOH) = m/М = 11,2г/56г/моль = 0,2 моль

2) См(КОН) = 0,2 моль/0,257л = 0,78моль/л.

Ответ: См(КОН)=0,78моль/л.

Задача. К 150 г 20% раствора сахарозы добавили 15 г глюкозы. Рассчитайте массовые доли углеводов в смеси.

Дано:

m(C12H22O11)=150г

m(С6Н12О6) = 15г

w(C12H22O11)

w(C12H22O11)=20%

Найти: w(C12H22O11), w(С6Н12О6)

Решение.

1) m(C12H22O11) = 150г 0,2 = 30г

2 )m(р-ра) = 150г + 15г = 165г

3) w(C12H22O11) = 30г/165г = 0,182 или 18,2%

4) w(С6Н12О6) = 15г/165г = 0,091 или 9,1%.

Ответ: 0,091 или 9,1%.

Задача. 1 мл 25% раствора содержит 0,458г растворенного вещества. Какова плотность этого раствора?

Дано:

V=1мл

w=25%

m=0,458г

Найти: p(р-ра)

Решение.

Р(р-ра) = m(в-ва)/V(р-ра) w

P(p-pa) = 0,458г/1мл\*0,25 = 1,832г/мл.

Ответ: p=1,832г/мл.

Задача. Имеется 30% раствор HNO3, имеющий плотность 1,2 г/мл. Какова молярная концентрация этого раствора?

Дано:

w=30%

p(р-ра)= 1,2 г/мл

Найти: См(НNО3)

Решение.

1) Примем объем раствора за 1000 мл.

m(р-ра) = 1000 мл 1,2г/мл = 1200г.

2) m(HNO3) = 1200г 0,3 = 360г

3) n(HNO3) = m/М; n(HNO3) = 360г / 63г/моль =5,7 моль

4)См(НNО3) = 5,71моль/л.

Ответ: См(НNО3)=5,71моль/л.

Задача. Какой должна быть массовая доля хлороводорода в соляной кислоте, если в ней на 10 моль воды приходится 1 моль хлороводорода?

Дано:

n(Н2О)=10 моль

n(HСl)=1 моль

Найти: w(HCl)

1) m(Н2О) = 10 моль 18г/моль = 180г

2) m(HСl) = 1 моль 36,5 г/моль = 36,5г

3) w(HCl) = 36,5г/ 180г+36,5г = 0,1686 или 16,86%.

Ответ: w(HCl)=16,86%.

Задача: При смешивании 10%-го и 30%-го раствора марганцовки получают 200 г 16%-го раствора марганцовки. Сколько граммов каждого раствора взяли?

Дано:

w1=10%

w2=30%

m=200г

w3=16%

Найти: m каждого раствора

Решение:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Раствор | %-е содержание | Масса раствора (г) | Масса вещества (г)  |
| 1 раствор2 раствор | 10% = 0,130% = 0,3 | Х200-х | 0,1х0,3(200-х) |
| Смесь | 16% = 0,16 | 200 | 0,16 **·** 200 |

0,1х + 0,3(200-х) = 0,16 **·** 200

0,1х + 60 – 0,3х = 32

-0,2х = -28

х = 140

140 (г) – 10% раствора

200 – 140 = 60 (г) - 30% раствора.

Ответ: 140 г, 60 г.

**Задание:**

1. Натрий сульфат массой 8 г растворили в воде массой 192 г. Определите массовую долю натрий сульфата в полученном растворе.

2. Вычислите массы хлорида натрия и воды, необходимых для приготовления 200 г раствора с массовой частью соли 5%

3. Вычислите массовую часть гидроксида натрия  в растворе, который образуется при  добавлении 150 г воды к раствору гидроксида натрия массой 450 г с массовой долей щелочи 5%.

4. Вычислите объём раствора с молярной концентрацией 2,5моль/л, содержащего 6 моль хлорида натрия.

5. Вычислите молярную концентрацию раствора поваренной соли, если в 1 л этого раствора содержится 25 моль хлорида натрия.

6. Смешали 10%-ный и 25%-ный растворы соли и получили 3 кг 20%-ного раствора. Какое количество каждого раствора в килограммах было использовано?

Алгоритм составления реакций гидролиза солей

1). Гидролиз не возможен

Соль, образованная сильным основанием и сильной кислотой (**KBr**, **NaCl**, **NaNO3**), гидролизу подвергаться не будет, так как в этом случае слабый электролит не образуется.

рН таких растворов = 7. Реакция среды остается нейтральной.

2). Гидролиз по катиону (в реакцию с водой вступает только катион)

В соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой (**FeCl2**, **NH4Cl**, **Al2(SO4)3**, **MgSO4**) гидролизу подвергается катион:

FeCl2 + HOH <=>Fe(OH)Cl + HCl

Fe2+ + 2Cl- + H+ + OH- <=> FeOH+ + 2Cl- + Н+

В результате гидролиза образуется слабый электролит, ион H+ и другие ионы.

рН раствора < 7 (раствор приобретает кислую реакцию).

3). Гидролиз по аниону (в реакцию с водой вступает только анион)

Соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой (**КClO**, **K2SiO3**, **Na2CO3**, **CH3COONa**) подвергается гидролизу по аниону, в результате чего образуется слабый электролит, гидроксид-ион ОН-и другие ионы.

K2SiO3 + НОH <=>KHSiO3 + KОН

2K+ +SiO32- + Н+ +ОH-<=> НSiO3- + 2K+ + ОН-

рН таких растворов > 7 (раствор приобретает щелочную реакцию).

4). Совместный гидролиз (в реакцию с водой вступает и катион и анион)

Соль, образованная слабым основанием и слабой кислотой (**СН3СООNН4**, **(NН4)2СО3**, **Al2S3**), гидролизуется и по катиону, и по аниону. В результате образуются малодиссоциирующие основание и кислота. рН растворов таких солей зависит от относительной силы кислоты и основания. Мерой силы кислоты и основания является константа диссоциации соответствующего реактива.

Реакция среды этих растворов может быть нейтральной, слабокислой или слабощелочной:

Al2S3+ 6H2O =>2Al(OH)3↓+ 3H2S↑

Гидролиз - процесс обратимый.

Гидролиз протекает необратимо, если в результате реакции образуется нерастворимое основание и (или) летучая кислота.

Например: рассмотрим гидролиз сульфита натрия

|  |  |
| --- | --- |
| **Действие** | **Пример** |
| 1.Записать формулу соли, если она растворима , составить уравнение диссоциации  | img1 |
| 2. Проанализируйте состав соли | соль образована сильным основанием,слабой кислотой  |
| 3. Определить какой из ионов соли будет взаимодействовать с водой. Составить сокращённое ионное уравнение. | img2 |
| 4. Записать полное ионное уравнение. Определить среду раствора. | img3 |
| 5. Составить молекулярное уравнение реакции | img4 |

**Задание:** Составьте уравнения гидролиза, определите тип гидролиза и среду водного раствора соли для следующих веществ:

Сульфид Калия - K2S, Бромид алюминия - AlBr3, Хлорид лития – LiCl, Фосфат натрия - Na3PO4, Сульфат калия - K2SO4, Хлорид цинка - ZnCl2, Сульфит натрия - Na2SO3, Cульфат аммония - (NH4)2SO4, Бромид бария - BaBr2 .

Алгоритм составления электролиза раствора

 Электролиз – это окислительно – восстановительные реакции, протекающие на электродах, если через расплав или раствор электролита пропускают постоянный электрический ток.

Катод – восстановитель, отдаёт электроны катионам.

Анод – окислитель, принимает электроны от анионов.

|  |  |
| --- | --- |
| **Ряд активности катионов:** |  Na+, Mg2+, Al3+, Zn2+, Ni2+, Sn2+, Pb2+, ***H+***, Cu2+, Ag+\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_→Усиление окислительной способности |
| **Ряд активности анионов:**  |  I-, Br-, Cl-, OH-, NO3-, CO32-, SO42-←\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_Возрастание восстановительной способности  |

**Задания:**

Составить схему электролиза водных растворов: нитрата серебра, сульфата меди (II),

хлорида железа (III), бромида калия.

**Процессы, протекающие на электродах при электролизе расплавов**

(не зависят от материала электродов и природы ионов).

**1.** На аноде разряжаются анионы (Am-;  OH-), превращаясь в нейтральные атомы или молекулы:

 Am- - mē → A°; 4OH- - 4ē → O2↑ + 2H2O (процессы окисления).

**2.** На катоде разряжаются катионы (Men+, H+), превращаясь в нейтральные атомы или молекулы:

Men+ + nē → Me° ; 2H+ + 2ē → H20↑ (процессы восстановления).

|  |  |
| --- | --- |
| КАТОД (-)Не зависят от материала катода; зависят от положения металла в ряду напряжений | АНОД (+)Зависят от материала анода и природы анионов. |
| Анод нерастворимый (инертный), т.е. изготовлен из *угля, графита, платины, золота*. | Анод растворимый (активный), т.е. изготовлен из *Cu, Ag, Zn, Ni, Fe* и др. металлов (кроме *Pt, Au*) |
| 1.В первую очередь восстанавливаются катионы металлов, стоящие в ряду напряжений после ***H2***:Men+ +nē → Me° | 1.В первую очередь окисляются анионы бескислородных кислот (кроме ***F-*** ):Am- - mē → A° | Анионы не окисляются.Идёт окисление атомов металла анода: Me° - nē → Men+Катионы Men+ переходят в раствор.Масса анода уменьшается. |
| 2.Катионы металлов средней активности, стоящие между ***Al*** и***H2***, восстанавливаются одновременно с водой:Men+ + nē →Me°   2H2O + 2ē → H2↑ + 2OH- | 2.Анионы оксокислот (***SO42-, CO32-***,..) и ***F-*** не окисляются, идёт окисление молекул ***H2O***:   2H2O - 4ē → O2↑ +4H+ |
| 3.Катионы активных металлов от ***Li*** до ***Al*** (включительно) не восстанавливаются, а восстанавливаются молекулы ***H2O***: 2H2O + 2ē →H2↑ + 2OH- | 3.При электролизе растворов щелочей окисляются ионы ***OH-***:4OH- - 4ē → O2↑ +2H2O |
| 4.При электролизе растворов кислот восстанавливаются катионы H+:2H + + 2ē → H20↑  |

Пример: схема электролиза водного раствора хлорида натрия с использованием инертных электродов.

|  |  |
| --- | --- |
| Последовательность действий | Выполнение действий |
| 1.Составить уравнение диссоциации соли | NaCl → Na+ + Cl- |
| 2. Выбрать ионы, которые будут разряжаться на электродах | Ионы натрия в растворе не восстанавливаются, поэтому идёт восстановление воды. Ионы хлора окисляются. |
| 3.Составить схемы процессов восстановления и окисления | K-: 2H2O + 2ē → H2↑ + 2OH- A+: 2Cl- - 2ē → Cl2↑  |
| 4.Составить уравнение электролиза водного раствора соли | 2NaCl + 2H2O = H2↑ + Cl2↑ + 2NaOH |

*Алгоритм составления химических уравнений методом электронного баланса*

1. Составить схему реакции.
2. Определить степени окисления элементов в реагентах и продуктах реакции.

*Помните!*

*1.Степень окисления простых веществ равна 0;*

*2.Степень окисления металлов в соединениях равна валентности этих металлов.*

*3.Степень окисления атома кислорода в соединениях обычно равна - 2, кроме* H2O2 и ОF2.

*4.* *Степень окисления атома водорода в соединениях обычно равна +1, кроме* МеH (гидриды).

*5.Алгебраическая сумма степеней окисления элементов в соединениях равна 0.*

1. Определить, является реакция окислительно-восстановительной или она протекает без изменения степеней окисления элементов.
2. Подчеркнуть элементы, степени окисления которых изменяются.
3. Определить, какой элемент окисляется (его степень окисления повышается) и какой элемент восстанавливается (его степень окисления понижается) в процессе реакции.
4. В левой части схемы обозначить с помощью стрелок процесс окисления (смещение электронов от атома элемента) и процесс восстановления (смещение электронов к атому элемента)
5. Определить восстановитель и окислитель.
6. Сбалансировать число электронов между окислителем и восстановителем.
7. Определить коэффициенты для окислителя и восстановителя, продуктов окисления и восстановления.
8. Записать коэффициент перед формулой вещества, определяющего среду раствора.
9. Проверить уравнение реакции.

 Рассмотрим порядок составления уравнений этим методом на примере реакции между перманганатом калия и сульфитом натрия в кислой среде.

Записываем схему реакции (указываем реагенты и продукты реакции):

KMnO4 + Na2SO3 + H2SO4 → MnSO4 + Na2SO4 + K2SO4 + H2O.

Определяем степени окисления у атомов элементов, изменяющих ее величину:

  +7            + 4                     + 2        + 6

KMnO4 + Na2SO3 + H2SO4 → MnSO4+ Na2SO4 + K2SO4 + H2O.

Составляем схему электронного баланса. Указываем процессы окисления и восстановления, окислитель и восстановитель. Уравниваем количество отданных и принятых электронов и, таким образом, определяем коэффициенты при восстановителе и окислителе (в данном случае они соответственно равны 5 и 2):

S+4  –  2 e- → S+6  5 процесс окисления,  восстановитель

Mn+7 +  5 e- → Mn+2  2 процесс восстановления, окислитель.

Далее остальные элементы уравниваем обычным путем и заменяем стрелку в схеме на знак равенства в уравнении реакции:

2KMnO4 + 5Na2SO3 + 8H2SO4 = 2MnSO4 + 5Na2SO4 + K2SO4 + 8H2O.

**Задание:**

1. Определите степени окисления всех компонентов, входящих в состав следующих соединений: HСl, Cl2, HClO2 , HClO3 , Cl2O7 . Какие из веществ являются только окислителями, только восстановителями, и окислителями и восстановителями?

2. Составьте электронные уравнения и подберите коэффициенты ионно-электронным методом в реакциях:

Cl2 + KOH = KCl + KClO3 + H2O;

KMnO4 + KNO2 + H2SO4 = K2SO4 + MnSO4 + KNO3 + H2O

**Zn + HNO3 = Zn(NO3)2 + NH4NO3 + H2O**

 Скоростью химической реакции - называют число элементарных актов взаимодействия, в единицу времени, в единице объема для гомогенных реакций или на единице поверхности раздела фаз для гетерогенных реакций. Среднюю [скорость химической реакции](http://zadachi-po-khimii.ru/category/obshaya-himiya/ximicheskaya-kinetika)выражают изменением количества вещества n израсходованного или полученного вещества в единице объема V за единицу времени t. Концентрацию выражают в моль/л, а время в минутах, секундах или часах.

υ = ± dC/dt,

где C – концентрация, моль/л

Единица измерения скорости реакции моль/л·с

Если в некоторые моменты времени t1 и t2 концентрации одного из исходных веществ равна с1 и с2, то за промежуток времени Δt = t2 – t1 , Δc = c2 – c1

|  |
| --- |
| ῡ = — ΔC/Δt [моль/л·с] |

Если вещество расходуется, то ставим знак «-», если накапливается – «+»

 **Скорость химической реакции** зависит от природы реагирующих веществ, концентрации, температуры, присутствия катализаторов, давления (с участием газов), среды (в растворах), интенсивности света (фотохимические реакции).

 **Зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ**. Каждому химическому процессу присуще определенное значение энергии активации Еа. Причем, скорость реакции. тем больше, чем меньше энергия активации.

Скорость зависит от прочности химических связей в исходных веществах. Если эти связи прочные, то Еа велика, например N2 + 3H2 = 2NH3, то скорость взаимодействия мала. Если **Еа** равна нулю, то реакция протекает практически мгновенно, например:

HCl (раствор) + NaOH (раствор) = NaCl (раствор) + H2O.

[Закон действующих масс](http://zadachi-po-khimii.ru/category/obshaya-himiya/ximicheskaya-kinetika). Скорость элементарной гомогенной химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагентов, взятых в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам.

Для реакции аА + bB = cC + dD

υ= k·[A]a·[B]b,

где [A] и [B] – концентрации веществ А и В в моль/л,

k – константа скорости реакции.

Концентрации твердых веществ, в случае гетерогенной реакции в кинетическое уравнение не включают.

 **Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ** определяется законом действующих масс:

υ = k·[A]a·[B]b

Очевидно, что с увеличением концентраций реагирующих веществ, скорость реакции увеличивается, т.к. увеличивается число соударений между участвующими в реакции веществами.

 **Зависимость скорости от температуры**.

[Правило Вант-Гоффа](http://zadachi-po-khimii.ru/category/obshaya-himiya/ximicheskaya-kinetika): скорость большинства химических реакций при повышении температуры на 10° увеличивается от 2 до 4 раз.



υТ2 – скорость реакции при температуре t2, υТ1 – скорость реакции при температуре t1, γ — температурный коэффициент (γ = 2¸4).

 **Влияние катализаторов**. Катализаторы увеличивают скорость реакции (положительный катализ). Скорость реакции растет, так как уменьшается энергия активации реакции в присутствии катализатора. Уменьшение энергии активации обусловлено тем, что в присутствии катализатора реакция протекает в несколько стадий с образованием промежуточных продуктов, и эти стадии характеризуются малыми значениями энергии активации.

Ингибиторы замедляют скорость реакции (отрицательный катализ).

Решение расчетных задач по скорости реакции

**Задача. Рассчитайте, во сколько раз изменится скорость реакции Н2+С12 = 2НС1 при увеличении давления в 2 раза.**

**Дано: р1=2р2**

**Найти:** как измениться υреакции

Решение: в реакции: H2 + Cl2 = 2HCl

υпрям = k×[H2] ×[Cl2];

υобр = k×[HCl]2

При увеличении давления в 2 раза концентрация веществ увеличится тоже в 2 раза и скорость реакции станет равна:

υпрям2= k×[2H2] ×[2Cl2]

υпрям2/ υпрям1= k×[2H2] ×[2Cl2]/k×[H2] ×[Cl2] = 4,

υпрям возрастает в 4 раза.

**Задача. 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∙10-3л∙моль-1∙с-1.**

Дано:

С1=0,2моль\л

С2=0,3 моль\л

**k=1,5∙10-3л∙моль-1∙с-1**

Найти: *v реакции*

Решение.

AgNO3 + KCl = AgCl↓ + K NO3

Скорость прямой реакции равна:

*v* = k·[AgNO3]·[KCl]

*v* = 1,5∙10-3 \*0,2 \* 0,3 = 9·10-5  моль/л·с

Таким образом скорость реакции равна *v* = 9·10-5  моль/л·с

**Задача. Температурный коэффициент реакции равен 2,5. Как изменится ее скорость при охлаждении реакционной смеси от изменения температуры от 50°С до 30°С?**

Дано:

Т1=**50°С**

Т2=**30°С**

γ = 2,5

Найти: Δ *v*

Решение.

Воспользуемся правилом Вант-Гоффа

Скорость реакции уменьшится в 6,25 раз

**Задания:**

1. Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 30 до 70 ∘ С, если температурный коэффициент скорости равен 2.

2. Как изменится скорость реакции: S (тв) + O2 (г) = SO2 (г) при увеличении давления в системе в 4 раза?

3. При температуре 10 ºС реакция протекает за 5 мин, при 20ºС – за 1 мин. Рассчитайте температурный коэффициент скорости реакции.

4) Оформление отчета по лабораторной работе и подготовка к ее защите.

5) Систематическая проработка конспектов занятий, учебной литературы и ответы на контрольные вопросы по теме.

Контрольные вопросы:

1. Каковы признаки химических реакций?

2. Дайте определение понятий «химическая реакция», «реагент», «продукты реакции».

3. По каким признакам классифицируют химические реакции?

4. Дайте определения понятиям «термохимическое уравнение», «тепловой эффект реакции», «экзотермическая реакция», «эндотермическая реакция».

5. Раскройте классификацию по числу и составу исходных веществ и продуктов реакции.

6. Что такое скорость химической реакции?

7. Какие факторы влияют на скорость реакции?

8. Дайте определение "окислитель", "восстановитель".

9. Что такое катализатор?

10. В чем сущность электролиза.

1.4 Вещества и их свойства

1) Написание и защита рефератов на темы: "История получения и производства алюминия", "Электролитическое получение и рафинирование меди", "Роль металлов в истории человеческой цивилизации", "История отечественной черной металлургии", "Современное металлургическое производство", "История отечественной цветной металлургии. Роль металлов и сплавов в научно-техническом прогрессе", "История ПАО НЛМК. Производство стали", "Производство аммиака: сырье, аппаратура, научные принципы", "Жесткость воды и способы ее устранения. Устранение жесткости воды на промышленных предприятиях", "Применение серной кислоты", "Силикаты и их использование", "Отравление угарным газом", "Методы определения хрома", "Современные методы обеззараживания воды", "Марганец и его соединения", "Биологическая роль фосфатов", "Влияние хлорсодержащих веществ на организм человека", "Применение галогенов и их соединений".

2) Выполнение упражнений из учебника О.С.Габриелян «Химия. 11 класс. Базовый уровень». – М.: Дрофа, 2014 г..

3) Оформление отчета по лабораторной работе и подготовка к ее защите.

3) Создание презентаций на темы: "Мировые достижения в области создания наноматериалов", "Круговорот углерода в живой и неживой природе", "Применение благородных газов".

4) Подготовка к контрольной работе.

5) Систематическая проработка конспектов занятий, учебной литературы и ответы на контрольные вопросы по теме.

Контрольные вопросы:

1. Дайте общую характеристику щелочных металлов.

2. Способы получения оксида алюминия.

3. Химические свойства щелочных металлов. Особенности взаимодействия щелочных металлов с кислородом.

4. Можно ли встреть щелочные металлы в свободном виде в природе?

5. Что называется металлом (сплавом)? Почему сплавы более широко применяются в технике, чем чистые металлы?

6. Перечислите известные вам химические и физические свойства металлов.

7. Как изменяются восстановительные свойства в ряду: хлор, бром, йод?

8. Что такое жавелевая вода и хлорная известь? Приведите уравнение реакции ее получения. Как изменится ее состав при повышении температуры?

9. Приведите реакции взаимодействия галогенов с металлом и неметаллом.

10. Приведите уравнение реакции обнаружения йодид-ионов в растворе:

11. Охарактеризуйте алюминий и его сплавы. Приведите примеры их использования.

12. Что называется неметаллом?

13. Перечислите известные вам физические свойства неметаллов.

14. Приведите примеры получения кислорода в промышленности; в лаборатории.

15. Качественные реакции на сульфаты, сульфиты, фосфаты.

16. Каковы физические свойства азотной кислоты.

17. С какими металлами не реагирует азотная кислота?

18. В дождевых каплях, выпадающих во время грозы, содержится азотная кислота. Составьте соответствующие уравнения реакций. в почву. Какие химические реакции протекают при попадании этих дождевых капель в почву, содержащую, например карбонаты кальция и магния.

19. Перечислите области применения серной кислоты.

20. Опишите химические свойства серной кислоты.

1.5 Химия в жизни общества

1) Написание и защита рефератов на темы: "Тяжелые металлы в почве", "Альтернативные источники энергии", "ПАО НЛМК и экология города", "Проблема отходов в органическом синтезе", "История открытия и разработки газовых и нефтяных месторождений в Российской Федерации", "Экономические аспекты международного сотрудничества по использованию углеводородного сырья", "Углеводородное топливо, его виды и назначение", "Нефть и ее транспортировка как основа взаимовыгодного международного сотрудничества", "История косметики", "Химические вещества - строительные материалы", "Композитные материалы химического отверждения", "Химическая технология текстильных материалов", "Химические средства защиты растений", "Методы очистки сточных вод", "Процессы промышленной переработки нефти: крекинг, риформинг", "Октановое число бензинов и цетановое число дизельного топлива".

2) Оформление отчета по практическим работах и подготовка их к защите.

3) Оформление конспекта на темы: " Силикатная промышленность", "Нефтепродукты", "Рациональное питание".

4) Создание презентаций на темы: "Состояние окружающей среды в Липецкой области", "Минеральные воды г. Липецка", "Витамины в жизни человека", "СМС", "Удобрения - вред или польза?", "Переработка нефти".

5) Подготовка к дифференцированному зачету.