**ТРУДНЫЕ ЗАДАНИЯ ЕГЭ ПО ХИМИИ**

Как показали результаты репетиционного экзамена по химии, наиболее трудными оказались задания, направленные на проверку знаний химических свойств веществ.

К числу таких заданий можно отнести задание

С3 – «Цепочка органических веществ»,

С2 – «Реакции между неорганическими веществами и их растворами».

При решении задания С3 «Цепочка органических веществ» учащийся должен написать пять уравнений химических реакций, среди которых одно является окислительно-восстановительным.

Рассмотрим составление одного из таких окислительно-восстановительных уравнений:

СН3СНО X1

Чтобы составить уравнение окислительно-восстановительной реакции с участием органических веществ, нужно научиться определять степень окисления в органическом веществе по его структурной формуле. Для этого нужно иметь знания о химической связи, знать, что такое электроотрицательность.

Структурная формула помогает оценить смещение электронов по каждой из связей. Так атом углерода метильной группы (–СН3) сместит электрон по каждой из связей к себе. Таким образом, степень окисления углерода метильной группы будет равна (-3). Атом углерода карбонильной группы (СО) отдаст 2 электрона атому кислорода, но частично компенсирует недостачу, приняв 1 электрон от атома водорода. Следовательно, его степень окисления будет равна +1:

 В продукте реакции степень окисления углерода метильной группы не изменится. Карбонильная группа атомов превратится в карбоксильную с замещенным водородом на натрий, вследствие щелочной среды (-СООNa). Атом углерода карбоксильной группы сместит два электрона в сторону карбонильного кислорода и один электрон в сторону кислорода замещенной гидроксильной группы. Таким образом, степень окисления атома углеродакарбоксильной группы будет равна (+3)

Следовательно, одна молекула этаналя отдает 2 электрона:

С+1-2е=С+3

Рассмотрим теперь процессы, происходящие с перманганатом натрия. Обращает внимание, что в схеме дан перманганат натрия, а не калия. Свойства перманганата натрия должны быть аналогичны свойствам перманганта калия, который в зависимости от кислотности среды способен давать различные продукты:



  Так как в нашем случае перманганат натрия используется в щелочной  среде, то продуктом реакции будет манганат ион – MnO42-.

Определим степень окисления иона марганца в перманганате калия NaMnO4 пользуясь правилом равенства числа положительных и отрицательных зарядов в нейтральной структурной единице вещества. Четыре кислорода каждый по (-2) дадут восемь отрицательных зарядов, так как степень окисления у калия +1, то у марганца будет +7:

Na+1Mn+7O4-2

Записав формулу манганата натрия Na2MnO4, определим степень окисления марганца:

Na2+1Mn+6O4-2

Таким образом, марганец принял один электрон:

Mn+7+1e=Mn+6

Полученные уравнения позволяют определить множители перед формулами в уравнении химической реакции, которые называют коэффициентами:

С+1-2е=С+3  ·1

Mn+7+1e=Mn+6 2

Уравнение реакции приобретет следующий вид:

2NaMnO4+CH3CHO+3NaOH=CH3COONa+2Na2MnO4+2H2O

Задание С2 требует от участника ЕГЭ знание свойств разнообразных свойств неорганических веществ, связанных с протеканием как окислительно-восстановительных реакций между веществами, находящимися как в одном, так и в различных агрегатных состояниях, так и обменных реакций протекающих в растворах. Такими свойствами могут быть некоторые индивидуальный свойства простых веществ и их соединений, например, реакция лития или магния с азотом:

2Li+3N2=2Li3N

2Mg+N2=Mg2N2

горение магния в углекислом газе:

Mg+CO2=MgO+CO

2Mg+CO2=2MgO+C

Особую трудность у учащихся вызывают сложные случаи взаимодействия растворов веществ солей подвергающихся гидролизу. Так для взаимодействия раствора сульфата магния с карбонатом натрия можно записать целых три уравнения возможных  процессов:

MgSO4+Na2CO3=MgCO3+Na2SO4

2MgSO4+2Na2CO3+H2O=(MgOH)2CO3+2Na2SO4+CO2

2MgSO4+2Na2CO3+2H2O=2Mg(OH)2+2Na2SO4+2CO2

Традиционно трудны для написания уравнения с участием комплексных соединений. Так растворы амфотерных гидроксидов в избытке щелочи обладают всеми свойствами щелочей. Они способны вступать в реакции с кислотами и кислотными оксидами:

Na[Al(OH)4]+HCl=NaCl+Al(OH)3+H2O

 Na[Al(OH)4]+2HCl=NaCl+Al(OH)2Cl+2H2O

Na[Al(OH)4]+3HCl=NaCl+Al(OH)Cl2+3H2O

Na[Al(OH)4]+4HCl=NaCl+AlCl3+4H2O

Na[Al(OH)4]+CO2=NaHCO3+Al(OH)3

2Na[Al(OH)4]+CO2=Na2CO3+2Al(OH)3+H2O

Растворы солей, имеющие кислую реакцию среды, вследствие гидролиза, способны растворять активные металлы, например, магний или цинк:

Mg+MgCl2+2H2O=2MgOHCl+H2­

На экзамене желательно помнить об окислительных свойствах солей трехвалентного железа:

2FeCl3+Cu=CuCl2+2FeCl2

Могут пригодиться знания об аммиачных комплексах:

CuSO4+4NH3=[Cu(NH3)4]SO4

AgCl+2NH3=[Ag(NH3)2]Cl

Традиционно вызывают затруднения, связанные с проявлением  основных  свойств раствором аммиака. В результате чего могут протекать обменные реакции в водных растворах:

MgCl2+2NH3+2H2O=Mg(OH)2+2NH4Cl

В заключение приведем серию уравнений химических реакций, которые нужно знать участникам ЕГЭ по химии:

**ОБЩАЯ ХИМИЯ**

**Кислоты. Основания. Соли. Оксиды.**

  Кислотные оксиды (кроме SiO2) реагируют с водой, как амфотерным оксидом с образованием кислот:

P2O5 + 3H2O = 2H3PO4

SO3 + H2O = H2SO4

Для получения азотной кислоты азот оксид азота (IV) должен быть доокислен, например кислородом воздуха:

4NO2 + O2 + 2H2О = 4HNO3

Лабораторный способ получения хлороводорода: к твердому хлориду натрия приливают концентрированную серную кислоту:

NaCl + H2SO4 = NaHSO4 + HCl­

Для получения бромоводорода из бромида натрия, концентрированная серная кислота не подойдет, так как выделяющийся бромоводород будет загрязнен парами брома. Можно использовать концентрированную фосфорную кислоту:

NaBr+ H3PO4 = NaH2PO4 + HBr­

Кислоты реагируют с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода:

Fe + 2 HCl = FeCl2 + H2­

И их оксидами:

Fe2O3 + 6HCl = 2FeCl3 + 3H2O

Обратите внимание на валентность переходных элементов в солях.

Щелочные и щелочноземельные металлы взаимодействуют с водой:

K + H2O = KOH + ½ H2­

В условиях избытка кислоты могут образовываться и кислые соли:

2Н3РО4 + 2Na = 2NaH2PO4 + Н2­

Органические кислоты также проявляют кислотные свойства:

2СН3СООН + 2Na = 2CH3COONa + Н2­

СНзСООН + NaOH = CH3COONa + Н2О

Комплексные гидроксиды реагируют с кислотами с образованием солей и воды:

Na[Al(OH)4] + HCl = AlCl3 + 4H2O + NaCl

LiOH *+* HNO3 = LiNO3 + H2O

Многоосновные кислоты в реакции с гидроксидами могут образовывать кислые соли:

Н3РО4 + КОН *=* КН2РО4 + Н2О

Продуктом реакции аммиака с фосфорной кислотой может также быть кислая соль:

NH3 + H3PO4 = NH4H2PO4

Обратим внимание на свойства оснований, их взаимодействие с кислотами:

2Н3РО4 + ЗСа(ОН)2 = Са3(РО4)2¯ + 6Н2О

с кислотными оксидами:

Ca(OH)2 + CO2 = CaCO3 + H2O

2Ca(OH)2 + CO2=(СaOH)2CO3+H2O

Реакция гидроксидов с кислотными оксидами может приводить и к кислым солям:

KOH + CO2 = KHCO3

Основные  оксиды реагируют с амфотерными оксидами:

CaO + H2O = Ca(OH)2

Средние соли в воде реагируют с кислотными оксидами с образованием кислых солей:

CaCO3 + CO2 + H2O = Ca(HCO3)2

Более сильные кислоты вытесняют более слабые из их солей:

CH3COONH4 + HCl  = CH3COOH + NH4Cl

K2CO3 + H2SO4 = K2SO4 + H2O + CO2­

Кислоты в присутствии серной кислоты реагируют со спиртами с образованием сложных эфиров:

CH3COOH + C2H5OH = CH3COOC2H5 + H2O

Более сильное основание вытесняет более слабое из его солей:

AlCl3 + 3NaOH = Al(OH)3 + 3NaCl

MgCl2 + KOH = MgOHCl + KCl

NH4С1 + NaOH = NaCl + NH3 + H2O

Чтобы получить из основной соли получить среднюю соль нужно подействовать кислотой:

MgOHCl + HCl = MgCl2 + H2O

Гидроксиды металлов (кроме щелочных металлов) разлагаются при нагревании в твердом виде до оксидов:

2Al(OH)3 = Al2O3 + 3H2O

2Fe(OH)3 = Fe2O3 + 3H2O

Гидрокарбонаты при нагревании разлагаются до карбонатов:

2KHCO3 = K2CO3 + H2O + CO2­

Нитраты обычно разлагаются до оксидов (обратите внимание на повышение степени окисления переходного элемента находящегося в промежуточной степени окисления):

2Fe(NO3)2 = Fe2O3 + 4NO2­ + 0,5O2­

2Fe(NO3)3  Fe2O3 + 6NO2­ + 1,5 O2­

2Cu(NO3)2 = 2CuO + 4NO2­ + О2­

Нитраты щелочных металлов разлагаются до нитритов:

NaNO3 = NaNO2 + ½ O2­

Карбонаты металлов (кроме щелочных) разлагаются до оксидов:

CaCO3 = CaO + CO2­

При составлении уравнений реакций ионного обмена пользуйтесь таблицей растворимости:

K2SO4 + BaCl2 = BaSO4 + 2KCl

[C6H5-NH3]C1 + AgNО3 = [C6H5NH3]NO3 + AgCl

**Электролиз**

Электролиз расплавов солей:

2KCl = 2K + Cl2­

Электролиз растворов солей металлов, стоящих в ряду напряжения после водорода:

2HgSO4 + 2H2O  = 2Hg + О2­ + 2H2SO4

1) на катоде: Hg2+ + 2e *=* Hg°

2) на аноде: 2Н2О – 4е *=* О2 + 4Н+

Электролиз раствора сульфата натрия

1) на катоде: 2H2O + 2e = H2 + 2OH–

2) на аноде: 2H2O – 4e = O2 + 4H+

3) Составлено общее уравнение электролиза:

2H2O = 2H2­ + O2­

до водорода:

СаI2 + 2Н2О  =  Н2­ + I2 + Са(ОН)2

1) на катоде: 2Н2О + 2e = 2ОН + Н2

2) на аноде: 2I- - 2e = I2

Сравните свойства одноэлементных и кислородсодержащих анионов.

Химические реакции, возможные при электролизе сульфата хрома (III):

1)Сг3+ + e = Сг2+

2) Cr2+ + 2e = Сг°

3) Сг3+ + 3 e= Сг°

4) 2Н+ + 2e = Н2

Электролиз водных растворов солей карбоновых кислот:

2CH3COONa + 2H2O  = CH3CH3­ + 2CO2­ + H2­ + 2NaOH

**Гидролиз**

Пример взаимного гидролиза солей:

A12(SO4)3 + 3K2CO3 + 3H2O = 2A1(OH)3 + 3CO2­ + 3K2SO4

**Амфотерность**

Амфотерные гидроксиды растворяются в водных растворах щелочей:

A1(OH)3 + 3KOH = K3[A1(OH)6]

A1(OH)3 + KOH = K[Al(OH)4]

реагируют с твердыми щелочами при сплавлении:

Al(OH)3 + KOH KAlO2 + 2H2O

Амфотерные металлы реагируют с водными растворами щелочей:

Al + NaOH + 3H2O = Na[Al(OH)4] + 3/2 H2­

Продукт сплавления амфотерного гидроксида со щелочью легко разлагается водой:

KAlO2 + 2H2O = KOH + Al(OH)3

Комплексные гидроксиды реагируют с кислотами:

K[Al(OH)4] + HCl =KCl + Al(OH)3 + H2O

**Бинарные соединения**

Способ получения:

СаО + 3С = СаС2 + СО­

Бинарные соединения реагируют с кислотами:

Al2S3 + 3H2SO4 := Al2(SO4)3 + 3H2S­

Mg3N2 + 8HNO3 = Mg(NO3)2 + 2NH4NO3

и водой:

A14C3 + 12Н2О = 4А1(ОН)3 + ЗСН4­

PCl3 + H2O = 3H3PO3 + 3HCl

**НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

**Азот**

Азотная кислота является сильным окислителем:

окисляют неметаллы:

ЗР + 5HNO3 + 2Н2О *=* Н3РО4 + 5NO­

P + 5HNO3 *=* H3PO4 + 5NO2­ + H2O

металлы:

Cu + 4HNO3 = Cu(NO3)2 + 2NO2­ + 2H2O

4Mg + 10HNO3 = 4Mg(NO3)2 + N2O­ + 5H2O

оксиды переходных металлов в промежуточных степенях окисления:

3Cu2O + 14HNO3 = 6Cu(NO3)2 + 2NO+ 7H2O (возможно выделение NО2)

оксиды азота также проявляют окислительные свойства:

5N2O + 2P = 5N, + P2O

но по отношению к кислороду являются восстановителями:

2NO + O2 = 2NO2

Азот реагирует с некоторыми простыми веществами:

N2+3H2= 2NH3

N2 + O2 = 2NO

3Mg + N2 *=* Mg3N2

**Галогены**

обычно проявляют окислительные свойства:

PH3 + 4Br2 + 4Н2О = Н3РО4 + 8НВг

2P + 5Cl2 = 2PCl5

2P + 3PCl5 = 5PCl3

PH3 + 4Br2 + 4H2O = H3PO4 + 8HBr

Cl2 + H2 = 2HCl

2HCl + F2 = 2HF + Cl2

2NH3 + 3Br2 = N2 + 6HBr

Галогены в растворах щелочей диспропорционируют при комнатной температуре:

Cl2 + 2KOH = KCl + H2O + KClO

и при нагревании:

Cl2 + 6KOH = 5KCl + KClO3 + 3H2O

**Окислительные свойства перманганата калия:**

5Н3РО3 + 2КМnО4 + 3H2SO4 = K2SO4 + 2MnSO4 + 5Н3РО4 + ЗН2О

2NH3 + 2KMnO4 = N2 + 2MnO2 + 2KOH + 2H2O

**Сера**

реагирует с простыми веществами:

S + O2 = SO2

3S + 2А1 = A12S3

оксид серы (IV) может быть доокислен кислородом:

2SO2 + O2 = 2SO3

2SO2 + O2 + 2H2O = 2H2SO4

и выступать в роли окислителя:

SO2 + 2H2S = 3S + 2H2O

Концентрированная серная кислота проявляет окислительные свойства:

Cu + H2SO4 = CuSO4 + SO2 +2H2O

4Mg + 5H2SO4 = 4MgSO4 + H2S + 4H2O

**Фосфор**

получение фосфора:

Са3(Р04)2 + 5С + 3SiO2 = 3CaSiO3 + 5СО + 2Р

**Металлы**

реагируют с галогенами:

2Fe + 3Cl2 = 2FeCl3

Алюминий без оксидной пленки растворяется в воде:

Al (без оксидной пленки) + Н2О = Al(OH)3 + 3/2 H2­

методы получения металлов:

Fe2O3 + CO = 2FeO + CO2­

FeO + CO = Fe + CO2­

CuO + H2 = Cu + H2O

Гидроксид железа (II) может быть легко доокислен пероксидом водорода:

2Fe(OH)2 + H2O2 = 2Fe(OH)3

обжиг пирита:

2FeS2 + O2 = Fe2O3 + 4SO2­

**ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

**Горение органических веществ**

2С10Н22 + 31O2 = 20CО2 + 22H2О

**Алканы**

Методы получения алканов из простых веществ:

С + 2H2 = CH4

сплавлением солей щелочных металлов с щелочами:

СН3СООК + КОН  СН4 + К2СО3

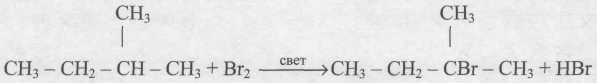
Химические свойства алканов - промышленное окисление метана:

CH4 + O2 = CH2O + H2O

Взаимодействие алканов с галогенами:

С2Н6 + Сl2 С2Н5Сl + НСl





Изомеризация алканов:



**Галогеналканы**

Реакция со спиртовыми растворами щелочей:

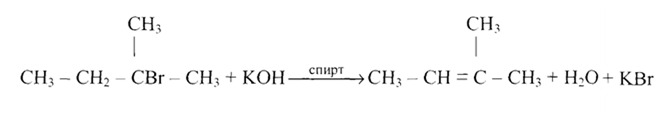
**С6Н5-СНВг-СН3 + КОН   С6Н5СН=СН2 + КВг + Н2О**

с водными растворами щелочей:

С6Н5-СНВг-СН3 + КОН (водн.)  С6Н5-СНОН-СН3 + KBr

C6H5Br + KOH  C6H5OH + KBr

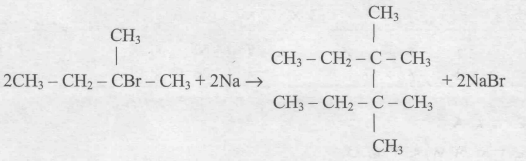
По правилу Зайцева водород отщепляется от наименее гидрированного атома



Из дигалогеналканов можно получить алкины:



Реакция Вюрца:



**Алкены**

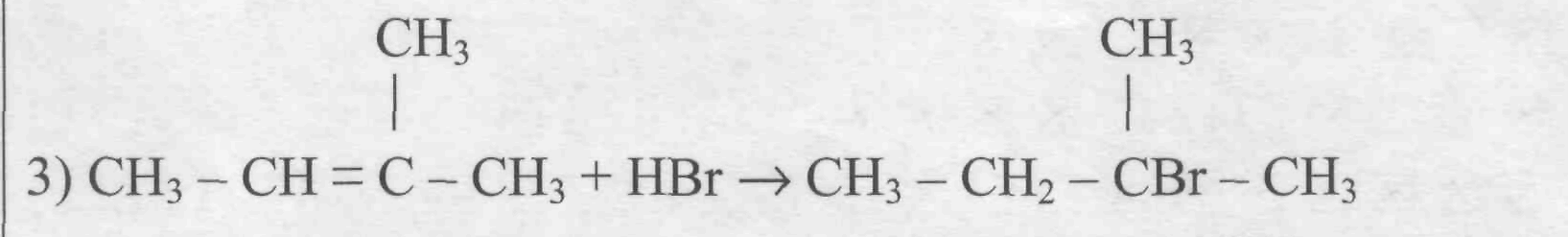
Присоединяют водород:



присоединяют галогены:



присоединяют галогенводороды:



присоединят воду:

СН2=СН2 + Н2О  СН3СН2ОН

С водным раствором перманганата калия без нагревания образуют гликоли (двухатомные спирты)

ЗС6Н5СН=СН2 + 2КМnО4 + 4Н2О  ЗС6Н5СН(ОН)-СН2ОН + MnO2 + 2KOH

**Алкины**

промышленный способ получения ацетилена

2СН4  С2Н2 + ЗН2

карбидный способ получения ацетилена:

CaC2 + 2H2O = Ca(OH)2 + C2H2

реакция Кучерова - альдегид можно получить только из ацетилена:

С2Н2 + Н2О СН3СНО



Реакция алкинов с концевой тройной связью с аммиачным раствором оксида серебра:

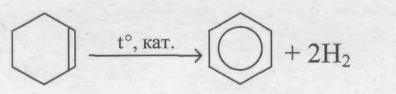
2CH3-CH2-CCH + Ag2O 2CH3-CH2-CCAg +H2O

использование полученных продуктов в органическом синтезе:

CH3-CH2-CCAg  + C2H5Br    CH3-CH2-CC-C2H5 + AgBr

**Бензол и его производные**

Получение бензола из алкенов:



из ацетилена:

3C2H2  C6H6

Нитрование бензола и его производных в присутствие серной кислоты

C6H6 + HNO3  C6H5-NO2 + H2O

карбоксильная группа является ориентантом второго рода



реакция бензола и его производных с галогенами:

C6H6 + Cl2 C6H5Cl   + HCl

С6Н5С2Н5 + Вг2 С6Н5-СНВг-СН3 + НВг

галогеналканами:

C6H6 + С2Н5С1 C6H5C2H5 + НС1

алкенами:

C6H6 + CH2=CH-CH3  C6H5-CH(CH3)2

Окисление бензола перманганатом калия в присутствии серной кислоты при нагревании:

5C6H5-CH3 + 6KMnO4 + 9H2SO4 = 5C6H5-COOH + 3K2SO4 + 6MnSO4 + 14H2O

**Спирты**

Промышленный способ получения метанола:

CO + 2H2 = CH3OH

при нагревании с серной кислотой в зависимости от условий могут образовываться простые эфиры:

2С2Н5OH C2Н5ОС2Н5 + Н2О

или алкены:

2С2Н5OH CH2=CH2 + H2O

спирты реагируют с щелочными металлами:

С2Н5OH + Na  C2H5ONa + ½ H2

с галогенводородами:

СН3СН2ОН + НСl  CH3CH2Cl + H2O

с оксидом меди (II):

СН3СН2ОН + СuO  CH3CHO + Cu + H2O



более сильная кислота вытесняет более слабые из их солей:

C2H5ONa + HCl  C2H5OH + NaCl

при нагревании смеси спиртов с серной кислотой образуются несимметричные простые эфиры:



**Альдегиды**

Образуют с аммиачным раствором оксида серебра серебряное зеркало:

CH3CHO + Ag2O CH3COONH4 + 2Ag

реагируют со свежеосажденным гидроксидом меди (II):

CH3CHO + 2Cu(OH)2  CH3COOH + 2CuOH + H2O

могут быть восстановлены до спиртов:

CH3CHO + H2   CH3CH2OH

окисляются перманганатом калия:

ЗСН3СНО + 2КМnО4 2СН3СООК + СН3СООН + 2МnО2 + Н2О

**Амины**

можно получить восстановлением нитросоединений в присутствии катализатора:

C6H5-NO2 + 3H2   = C6H5-NH2 + 2H2O

реагируют с кислотами:

C6H5-NH2 + HC1 =[C6H5-NH3]C1