**Использование структурно-логических схем при подготовке к ЕГЭ по химии.**

Из опыта работы учителя химии МБОУ СОШ №9 города Ковров Владимирской области Джанджгава Е.В.

В 2007—2008 уч. г., включившись в эксперимент по введению Единого государственного экзамена, я поставила  **цель**:

создать условия, способствующие качественной подготовке учащихся 11-х классов к итоговой аттестации по химии в форме и по материалам ЕГЭ.

 Для достижения поставленной цели необходимо было решить следующие **задачи**:

* повысить познавательную активность за счет рациональности и экономичности усвоения информации и долговременное сохранение в памяти;
* использовать при подготовке к ЕГЭ эффективные образовательные технологии, позволяющие формировать у учащихся информационную, коммуникативную компетенции.
* создать базу опорных знаний для учеников в виде памяток, инструкций, алгоритмов и структурно-логических схем;

Почему возникла необходимость создания опорных схем?

* на мой взгляд, одно из самых важных современных умений ученика - это умение кодировать большой объём информации, выстраивать логические цепочки для рассуждения, а значит, осваивать новые способы деятельности, чего так не хватает в современном, изобилующем большим объёмом информации образовании.
* предмет химии – наиболее трудный предмет, содержание которого построено на логических закономерностях, законах диалектики, законах развития. Опорные схемы помогают развивать логическое мышление, проникнуть в суть законов и закономерностей.
* на изучение химии в школе отводится недостаточное количество часов при большом объеме содержания.
* в последние десятилетия в области восприятия учебной информации произошли почти революционные изменения: колоссально возросли объем и количество передаваемой информации, сложились новые виды визуальной информации, а также способы ее передачи. Технический прогресс и формирование новой визуальной культуры неминуемо накладывает свой отпечаток на свод требований, предъявляемых к деятельности педагогов.

    Термин «визуализация» происходит от латинского visualis – воспринимаемый зрительно, наглядный Умение визуализировать учебную информацию, на мой взгляд, является неотъемлемой составляющей работы современного педагога.
По последним научным данным, количество «визуалов», то есть людей воспринимающих информацию через зрительный анализатор, гораздо больше чем «аудиалов» и «кинестетиков». Не исключение и современные школьники.

* на данный момент существует множество опорных схем, таблиц, логико-смысловых моделей по химии, которые необходимо адаптировать каждому конкретному учителю под конкретный класс. Представленные опорные схемы, на мой взгляд, просты, понятны учащимся, наглядно отображают самую суть изучаемого материала, при необходимости могут быть дополнены, расширены.

Реализовать поставленные задачи можно было при условии :

1)правильного выбора эффективной образовательной технологии, позволяющей в короткий срок организовать деятельность учащихся по повторению, закреплению и систематизации учебного материала;

2)организации процесса подготовки к  ЕГЭ таким образом, чтобы подготовить учащихся с разной степенью обученности.

Решить проблему подготовки учащихся к ЕГЭ помогла ТЕХНОЛОГИЯ ИНТЕНСИФИКАЦИИ ОБУЧЕНИЯ НА ОСНОВЕ СХЕМНЫХ И ЗНАКОВЫХ МОДЕЛЕЙ УЧЕБНОГО МАТЕРИАЛА, разработанная Виктором Фёдоровичем Шаталовым и его последователем – Ю.С. Меженко. Идея методики – увеличение объема изучаемого материала, сведение данного материала в крупные блоки в виде так называемых «опорных конспектов».

        Введение крупных блоков теоретического материала осуществляется с помощью опорных сигналов. Опорный сигнал по Шаталову – это «ассоциативный символ, заменяющий некое смысловое значение; он способен мгновенно восстановить в памяти известную и ранее понятую информацию». Под опорным конспектом понимается «система опорных сигналов, имеющих структурную связь и представляющих собой наглядную конструкцию, замещающую систему значений, понятий, идей как взаимосвязанных элементов».

В пользу использования **технологии интенсификации обучения на основе схемных и знаковых моделей учебного материала** при подготовке к ЕГЭ говорят её **классификационные параметры, целевые ориентации и принципы**:

1. данная технология по категории обучаемых является массовой и рассчитана на все категории учащихся;

2. по организационным формам эта технология может быть и традиционной классно-урочной, и групповой, и индивидуальной;

3. указанная технология дает возможность использовать многократное повторение с обязательным поэтапным контролем, предусматривающим:

А) выполнение тренировочных заданий, специально подобранных по данной теме или разделу;

Б) выполнение обобщённых и типизированных заданий, представленных в тестах, специально взятых из различных пособий, рекомендованных Министерством образования Российской Федерации и нацеленных на предупреждение характерных ошибок, допускаемых учащимися при выполнении соответствующих заданий на ЕГЭ.

В большей же степени эффективность использования данной технологии при подготовке к ЕГЭ объясняется **особенностями её содержания.**

1. Материал вводится крупными дозами (что немаловажно при организации процесса подготовки к ЕГЭ)

2. Учебный материал компонуется блоками, что существенно облегчает учащимся процесс восприятия и усвоения учебного материала.

3. Организация повторения учебного материала проектируется на качественно новом уровне с осуществлением всех видов контроля (у доски, письменный опрос, взаимоопрос и т. д.).

4. Учебный материал оформляется в виде опорных схем-конспектов.

5. Опорный конспект представляет собой наглядную схему, в которой отражены подлежащие усвоению или повторению единицы информации, а также введены знаки, привлекаемые для конкретизации абстрактного материала (буквы, цифры, шифры, слова). В опорных схемах-конспектах можно использовать дополнительные средства выражения: рисунки, геометрические фигуры, схемы, графики, чертежи, цвет. Такая подача материала способствует максимальной наглядности, систематизации знаний и интеграции изученного материала по отдельно взятой теме или разделу.

6. Опорные схемы-конспекты являются удобным способом перевода теоретических знаний по предмету на конкретный языковой материал.

7. Схемы, таблицы, алгоритмы, использующиеся в опорных конспектах, развивают аналитические способности учащихся и являются хорошим средством активизации их зрительной памяти.

8. Особенности данной технологии легко усваиваются учащимися, и они сами, самостоятельно, начинают составлять схемы, алгоритмы, таблицы, помогающие усваивать и закреплять знания по любым учебным предметам.

Мной были определены этапы работы:

* изучение методической литературы;
* создание программ для работы с учащимися;
* разработка для учащихся памяток, инструкций, опорных схем-конспектов, алгоритмов;
* составление базы данных по ЕГЭ – тесты,  тренировочные и проверочные работы в бумажном и электронном виде;
* использование этого материала в работе по подготовке к ЕГЭ.

  Опорные схемы  и алгоритмы использую в своей практике постоянно. С 8 класса мои ученики ведут отдельную тетрадь-справочник, где весь изучаемый материал сводится в крупные блоки (опорные схемы).   Это позволяет  использовать его при подготовке к ГИА и ЕГЭ .

**ПСХЭ. Строение атома.**

|  |  |
| --- | --- |
| ПСХЭ | Строение атома |
| Порядковый № | Число р+ =(z ядра)=е- n○ = Ar - порядковый №  |
| № периода |  Число электронных уровней 1 ур.-2 е- 2 ур.-8 е- 3 ур.-18 е-завершенный внешний уровень – 8 е- |
| № группы | Число е- на последнем уровне у элементов главн. п/гр  у элементов побочн. п/гр -2 е- Высшая степень окисленияНизшая С.О= (№группы- 8) |

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Уровни n | Подуровни = n | Орбитали = n2 | Число е-  =2n2 |
|  1 | s |  s |  2 |
|  2 | sp |  s p |  2  6 8 е- |
|  3 | spd |  s p d |  2 6 18 е- 10 |

 • На одной орбитали не более 2 е- (↑) спины которых противоположны (↓↑) (принцип Паули)

• Если на уровне несколько одинаковых орбиталей, е-  располагаются по одному (имея одинаковые значения спина), и лишь затем спариваются (спины при этом противоположны) (правило Гунда)

•Каждый е-  в атоме занимает орбиталь с меньшей энергией

 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p…

**Изменение свойств в ПСХЭ**

**Инертные** - завершенный внешний уровень – 8 е-

**Ме** (на последнем уровне 1-3 е- ) отдают ё с последнего уровня

**Не Ме** (на последнем уровне 4-7 е- ) принимают е- до 8

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | в группах | в периодах |  |
| Ме  в-ль основные свойства**Fr** |  Кол-во е-на последнем уровне не изменяется (=№ группы) Число уровней увеличивается (=№ периода) R атома увеличивается Ме свойства увеличиваются (отдают е-) НеМе свойства уменьшаются | Кол-во е- на последнем уровне увеличиваетсяЧисло уровней не изменяетсяR атома уменьшаетсяМе свойства уменьшаютсяНеМе свойства увеличиваются | **F** **неме** ЭО  окисл-лькислотные св-ва  |

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Э0 | Кол-во е- = порядковому № | S○ 16 е- |
| Эn+ | Кол-во е- = порядковый № - n | S6+ 10 е- |
| Эn- |  Кол-во е- = порядковый № + n | S2- 18 е- |

*Для отработки умений можно выполнить следующие задания:*

*Задание А 1.* число энергетических слоев и число электронов во внешнем энергетическом слое атомов железа равны соответственно

1. 4, 2 2) 4, 8 3) 4, 6 4) 4, 1

Решение: железо – элемент 4 периода, значит число энергетических слоев 4; элемент побочной подгруппы - число электронов во внешнем энергетическом слое 2.

Ответ: 1

*Задание А 1.* число электронов в атоме аргона равно числу электронов в ионе

S2- 2) Al3+ 3) Na+ 4) F-

Рещение: а) число электронов в атоме аргона= порядковому № = 18

б) число электронов в ионе Al3+ = порядковый № - n =13-3=10

 в) число электронов в ионе Na+ = порядковый № - n =11-1=10

г) число электронов в ионе S2- = порядковый № + n = 16+2=18

ответ: 1

*Задание А 2.* В каком ряду химические элементы расположены в порядке возрастания их атомного радиуса?

 1) Na, Mg, Al, Si 2)Li, Be, B, C 3) P, S, Cl, Ar 4) F, O, N, C

Анализируем условие: закономерность расположения элементов в ПСХЭ. Во всех предложенных вариантах элементы, расположенные в одном периоде. Применяем знания о закономерности изменения радиусов атомов: R увеличивается в периодах справа налево. Соотносим знания о закономерности изменения радиусов атомов с вариантами ответа. ответ : 4.

**Взаимосвязь состава веществ, типов химических связей, видов кристаллических решеток,**

**возможных физических свойств.**

 Металл Металлическая Металлическая Пластичность, ковкость,

 Простые связь кристаллическая металлический блеск,

 вещества решетка тепло- и электропроводность.

 Неметалл Ковалентная Атомная Твёрдость, прочность,

 неполярная решетка тугоплавкость, проводят

 электрический ток (искл.графит)

 НеМе-НеМе2 Ковалентная Молекулярная Летучесть (вещество газ, жидкость, твердое,

 Сложные полярная решетка которое легко становится газом). Низкие

 вещества связь t 0 плавления и кипения, возгонка.

 Ме-НеМе Ионная Ионная Твёрдые, тугоплавкие, растворы, расплавы

 связь кристаллическая проводят электрический ток.

 решетка

 *задание №1* молекулярную кристаллическую решетку имеет соединение

1)Оксид углерода (IV) 2) хлорид бария 3) алмаз 4)гидроксид калия

Решение:

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| вещества | Оксид углерода (IV) | хлорид бария | алмаз | гидроксид калия |
| Состав веществ | сложное : неме-неме | Сложное: ме-неме | Простое: неме | Сложное: ме-неме |
| Химическая вязь | Ковалентная полярная | ионная | Ковалентная неполярная | ионная |
| Кристаллическая решетка | **?**молекулярная | ионная | **?**атомная | ионная |
| Свойства веществ | газ |  | Твердость, тугоплавкость |  |

Ответ: 1

Одно из заданий высокого уровня сложности входит в третью часть экзаменационной работы - задание С 2 «мысленный эксперимент». Для того, чтобы решать такие задачи, надо чётко знать свойства большинства металлов, неметаллов и их соединений: оксидов, гидроксидов, солей. Необходимо повторить в короткий срок свойства азотной и серной кислот, перманганата и дихромата калия, окислительно-восстановительные свойства различных соединений, электролиз растворов и расплавов различных веществ, реакции разложения соединений разных классов, амфотерность, гидролиз солей и других соединений, взаимный гидролиз двух солей. Кроме того, необходимо иметь представление о цвете и агрегатном состоянии большинства изучаемых веществ — металлов, неметаллов, оксидов, солей.

При подготовке к ЕГЭ нужно усвоить материал о свойствах соединений цинка, бериллия, алюминия, железа, хрома. Для успешного выполнения этого задания нужно знать и способы разрушения комплексных солей.

**Амфотерность. Комплексные соли**

 + K**OH-** (нед)  + K**OH-** (изб) раствор **K[Al(OH)4]**

 **AlCl3** **Al(OH)3** расплав **NaAlO2**

 + **H+** Cl + **H+** Cl

 Zn(OH)2 = H2ZnO2  H3AlO3 – H2O = HAlO2

 Соединения бериллия - ВеО и Ве(ОН)2 - взаимодействуют со щелочами аналогично соединениям цинка, соединения хрома (III) и железа (III) - Cr2O3, Cr(OH)3, Fe2O3, Fe(OH)3 - аналогично соединениям алюминия, но оксиды этих металлов взаимодействуют со щелочами только при сплавлении. При взаимодействии гидроксидов этих металлов со щелочами в растворе получаются комплексные соли с координационным числом **6**. Na3[Cr(OH)6]

C растворами щелочей взаимодействуют только Ве, Zn, Al:

 Zn + 2NaOH + 2H2O = Na2[Zn(OH)4] + H2↑

 2Al + 2NaOH + 6H2O = 2Na[Al(OH)4] + 3H2↑

**Разрушение комплексных солей.**

Комплексные соли рождаются в щелочной среде и в ней существуют, в кислой среде разрушаются.

|  |  |
| --- | --- |
| Действием сильных кислот | Na[Al(OH)4] + HClнед. = NaCl + Al(OH)3↓ + H2ONa[Al(OH)4] + 4HClизб. = NaCl + AlCl3 + H2O |
|  Действием CO2; SO2; H2S получается кислая соль активного металла и амфотерный гидроксид: | Na[Al(OH)4] + H2S = NaHS + Al(OH)3↓ + H2ONa[Al(OH)4] + CO2 = NaHCO3 + Al(OH)3↓K3[Cr(OH)6]+ 3SO2 = 3KHSO3 + Cr(OH)3 |
| действием солей, образованных сильными кислотами и катионами Fe3+, Al3+ и Cr3+ получается амфотерные гидроксиды и соль активного металла: | 3Na[Al(OH)4] + AlCl3 = 2Al(OH)3↓ + 2NaCl3Na[Al(OH)4] + FeCl3 = 3Al(OH)3↓ + Fe(OH)3↓ + 3NaCl |
| При нагревании выделяется вода | Na[Al(OH)4] = NaAlO2 + 2H2OK3[Cr(OH)6] = KCrO2 + 2H2O + 2KOH |

 *Для отработки умений можно выполнить следующие задания части С 2:*

1) Алюминий растворили в концентрированном растворе гидроксида калия. Через полученный раствор пропускали углекислый газ до прекращения выделения осадка. Осадок отфильтровали и прокалили. Полученный твердый остаток сплавили с карбонатом натрия.

2Al+2KOH+6H2O →2K[Al(OH)4]+3H2

K[Al(OH)4] + CO2 → KHCO3 + Al(OH)3

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | t° |  |
| 2Al(OH)3 | → | Al2O3 + 3H2O |

Al2O3 + Na2CO3 → 2NaAlO2 + CO2

2) Порошок алюминия нагрели с порошком серы, полученное вещество обработали водой. Выделившийся при этом осадок обработали избытком концентрированного раствора гидроксида калия до его полного растворения. К полученному раствору добавили раствор хлорида алюминия и вновь наблюдали образование белого осадка. Запишите уравнения описанных реакций.

1)2Al+3S Al2S3

2)Al2S3+6H2O→2Al(OH)3↓+3H2S↑

3)Al(OH)3+KOH→K[Al(OH)4]

4)3K[Al(OH)4]+AlCl3→3KCl+Al(OH)3↓

3)К раствору сульфата алюминия добавили избыток раствора гидроксида натрия. В полученный раствор небольшими порциями прибавляли соляную кислоту, при этом наблюдали образование объемного осадка белого цвета, который растворился при дальнейшем прибавлении кислоты. В образовавшийся раствор прилили раствор карбоната натрия. Напишите уравнения описанных реакций

Al2 (SO4) 3 +8NaOH(изб) = 2Na[Al(OH)4] +3Na2SO4 или

Al2 (SO4) 3 +12NaOH(изб) = 2Na3[Al(OH)6] +3Na2SO4

Na[Al(OH)4] + HClнед. = NaCl + Al(OH)3↓ + H2O

Al(OH)3 + 3HCl = AlCl3 + 3H2O

AlCl3 + 3Na2CO3 +3H2O=6NaCl + 3CO2 + 2 Al(OH)3

4)После кратковременного нагревания неизвестного порошкообразного вещества оранжевого цвета начинается самопроизвольная реакция, которая сопровождается изменением цвета на зелёный, выделением газа и искр. Твёрдый остаток смешали с едким кали и нагрели, полученное вещество внесли в разбавленный раствор соляной кислоты, при этом образовался осадок зелёного цвета, который растворяется в избытке кислоты. Напишите уравнения описанных реакций.

(NH4)2Cr2O7 -> N2 + Cr2O3 + 4 H2O («извержение вулкана»)

Cr2O3+2KOH = 2KCrO2 + H2O

KCrO2 + HCl+ H2O =KCl+ Cr(OH)3↓

Cr(OH)3↓+ HCl=CrCl3+ 3H2O

5)К раствору кальцинированной соды добавили раствор хлорида алюминия, выделившееся вещество отделили и внесли в раствор едкого натра. В образовавшийся раствор по каплям прибавили раствор хлороводородной кислоты до прекращения образования осадка, который отделили и прокалили. Напишите уравнения описанных реакций.

AlCl3 + 3Na2CO3 +3H2O=6NaCl + 3CO2 + 2 Al(OH)3

Al(OH)3 + NaOH = Na[Al(OH)4]

Na[Al(OH)4] + HClнед. = NaCl + Al(OH)3↓ + H2O

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| 2Al(OH)3 | → | Al2O3 + 3H2O |
| **6).** При взаимодействии раствора сульфата алюминия с раствором сульфида калия выделился газ, который пропустили через раствор гексагидроксоалюмината калия. Образовавшийся осадок отфильтровали, промыли, просушили и нагрели. Твердый остаток сплавили с едким натром. Напишите уравнения описанных реакций.1) Al2(SO4)3 + 3K2S + 6H2O = 2Al(OH)3↓ + 3H2S↑ + 3K2SO42) 3H2S + K3[Al(OH)6] = Al(OH)3↓ + 3KHS + 3H2O3) 2Al(OH)3  Al2O3 + 3H2O4) Al2O3 + 2NaOH  2NaAlO2 + H2O |  |  |

**Гидролиз солей**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Тип соли | Сильный-сильный | Сильный-слабый | Слабый-сильный |
| Вид гидролиза (по слабому) | Не идет | По аниону кислотного остатка | По катиону металла |
| Реакция среды (по сильному) | нейтральная | щелочная | кислая |
| рН | рН=7 | рН>7 | pH<7 |
| лакмус | фиолетовый | синий | красный |
| метилоранж | оранжевый | желтый | красный |
| фенолфталеин | бесцветный | малиновый | бесцветный |

**Взаимный гидролиз двух солей.**

**Соль слабого основания + соль слабой кислоты:**

AlCl3 + Na2CO3  =

I cтадия. Обменная реакция:

2AlCl3 + 3Na2CO3 +=6NaCl + Al2(CO3 )3

II cтадия. Проверка по таблице растворимости:

Al2(CO3 )3+3H2O= 3CO2 + 2 Al(OH)3

III стадия. Суммарное уравнение

AlCl3 + 3Na2CO3 +3H2O=6NaCl + 3CO2 + 2 Al(OH)3

**Восстановитель**  у**в**еличивает с.о. окисляется (отдаёт электроны)

**Окислитель**  понижает с.о. восстанавливается (принимает е-)

**Низшая с.о. Н.с.о.=8 - № группы** Ме0, H2S-2, N-3H3

**Промежуточная с.о.**

Неме0, S+4O2, HN+3O2

**Высшая с.о. В.с.о.=№ группы** H2S+6O4 ,  HN+5O3

 **Алгоритм составления ОВР**

1. Определите степени окисления элементов в обеих частях уравнения.
2. Подчеркните знаки элементов, изменяющие степень окисления.
3. Укажите: **в**осстановитель-у**в**еличивает с.о., окилитель-понижает с.о.
4. Составьте схемы процессов окисления (отдача электронов) и восстановления (присоединения электронов).
5. Составьте электронный баланс (установите добавочные коэффициенты).
6. Перенесите добавочные коэффициенты в УХР перед формулами окислителя и восстановителя.
7. Уравняйте число атомов элементов в УХР, кроме Н и О.
8. Уравняйте число атомов Н (+ Н2О).
9. Проведите проверку расстановки коэффициентов по числу атомов О.

**Элементы усложнения электронного баланса**

1. Снос индекса в баланс
* из простых веществ (Cl2 , O2 )
* из сульфидов ( ЭxSy )
* из N2O
* из органических веществ
* из веществ с дробной с.о. (Fe3O4 )
1. Вычеркивание
* Элемент «играет две роли»
* Элемент разбежался по формулам

Сложность заданий С 1 состоит в том, что некоторые реагенты или продукты пропущены. Учащиеся, логически рассуждая, должны их определить. Для этого надо знать основные окислители и восстановители, а так же, их продукты. Предлагаю учащимся таблицу «окислители и восстановители».

*Задание С 1*. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции: P + HNO3 = NO2 + …

HN+5 O3 – сильный окислитель, значит Р – восстановитель. Запишем электронный баланс:

N+5 +1e -> N+4 P0 - 5e -> P+5  (элемент переходит в высшую или низшую степень окисления). Логично предположить, что образуется H3PO4 . Запишем уравнение с коэффициентами: P + 5 HNO3 = 5 NO2 + H3PO4 В левой части уравнения – избыток Н и О, добавим в правую часть Н2О и получим окончательную запись:

 P + 5 HNO3 = 5 NO2 + H3PO4 + Н2О

**Влияние среды на характер протекания реакций**

 Н+ Mn+2 (кислотный остаток-из среды) бесцв. р-р

 **К Мn+7O4 (MnO4)** - Н2О Mn+4O2 бурый осадок

 ОН- ( Mn+6O4) 2- р-р тёмно-зелёного цв.

**Степени окисления хрома. Характер соединений хрома.**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **0** | **+2** | **+3** | **+6** |
| **Cr** | **CrO (основный)** | **Cr2O3  (амфотерный)** | **CrO3 (кислотный)** |
|  | **Cr(OH)2** | **Cr(OH)3****Na[Cr(OH)4]** | **K2 CrO4  (OH-)****К2Cr2O7 (H+)** |

 Н+ Cr+3 (кислотный остаток-из среды)

 **К2 Cr2+6O7 (Cr2O7)** 2- Н2О Cr(OH)3

 K2 Cr+6O4  (CrO4 ) 2- ОН- [Cr(OH)6]3-

 2K2 Cr+6O4  + 2HCl → К2 Cr2+6O7 + 2КСl + H2O

 жёлтый оранжевый

К2 Cr2+6O7 + 2 NaOH → K2 Cr+6O4  + Na2 Cr+6O4  + H2O

оранжевый жёлтый

К2Cr2O7 + 2 H2SO4(конц)=2KHSO4 + H2Cr2O7

CrO3  H2O

(H2 CrO4  и Н2Cr2O7 существуют только в р-ре, и при попытке их выделить, распадаются на CrO3  и H2O).

*Для отработки умений можно выполнить следующие задания части С 1:*

Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:

K2Cr2O7 + … + H2SO4  = I2 + Cr2 (SO4 )3 + … + Н2О

K2Cr2O7- окислитель, т.к. Crв высшей степени окисления +6.

H2SO4  - среда, следовательно пропущен восстановитель. Логично предположить, что это ион I- . Запишем электронный баланс: Cr+6 +3e -> Cr+3 2 I-1 -2e -> I20Ион К+ свяжет ионы SO42- , недостающее вещество в правой части - K2SO4 . Скорее всего, тоже содержит ионы К+ вещество KI. Запишем уравнение c учетом электронного баланса:K2Cr2O7 + 6KI + H2SO4  = 3 I2 + Cr2 (SO4 )3 + 4K2SO4 + Н2О Добавим коэффициент – 7 перед формулами H2SO4  иН2Ои получим окончательную запись:

K2Cr2O7 + 6KI + 7H2SO4  = 3 I2 + Cr2 (SO4 )3 + 4K2SO4 + 7 Н2О

*Для отработки умений можно выполнить следующие задания части С 2:*

№1. Гидроксид трёхвалентного хрома обработали соляной кислотой. В полученный раствор добавили поташ, выделившийся осадок отделили и внесли в концентрированный раствор едкого кали, в результате осадок растворился. После добавления избытка соляной кислоты был получен раствор зелёного цвета. Напишите уравнения описанных реакций.

Cr(OH)3 + 3HCl = CrCl3 + 3H2O

2CrCl3 + 3K2CO3 + 3H2O = 6KCl + 2 Cr(OH)3 + 3CO2

Cr(OH)3 + KOH = K[Cr(OH)4]

K[Cr(OH)4] + 4HCl=KCl+ CrCl3 + 4H2O

 №2. При добавлении в раствор соли желтого цвета, окрашивающей пламя в фиолетовый цвет, разбавленной соляной кислоты, окраска изменилась на оранжево-красную. После нейтрализации раствора концентрированной щелочью цвет раствора вернулся к первоначальному. При добавлении в полученный раствор хлорида бария выпадает осадок желтого цвета. Осадок отфильтровали и в фильтрат добавили раствор нитрата серебра. Напишите уравнения описанных реакций.

 2K2 Cr+6O4  + 2HCl → К2 Cr2+6O7 + 2КСl + H2O

 жёлтый оранжевый

К2 Cr2+6O7 + 2 NaOH → K2 Cr+6O4  + Na2 Cr+6O4  + H2O

оранжевый жёлтый

K2 CrO4  + BaCl2 =BaCrO4 + 2KCl

 жёлтый

AgNO3 + KCl = KNO3 + AgCl

 №3. После кратковременного нагревания неизвестного порошкообразного вещества оранжевого цвета начинается самопроизвольная реакция, которая сопровождается изменением цвета на зелёный, выделением газа и искр. Твёрдый остаток смешали с едким кали и нагрели, полученное вещество внесли в разбавленный раствор соляной кислоты, при этом образовался осадок зелёного цвета, который растворяется в избытке кислоты. Напишите уравнения описанных реакций.

(NH4)2Cr2O7 =N2 + Cr2O3 + 4H2O

Cr2O3 + 2 KOH = 2KCrO2 + H2O

KCrO2 + HCl =KCl + Cr(OH)3

Cr(OH)3 + 3HCl = CrCl3 + 3H2O

№4. К раствору сульфата трехвалентного хрома добавили кальцинированную соду. Выделившийся осадок отделили, перенесли в раствор едкого натра, добавили бром и нагрели. После нейтрализации продуктов реакции серной кислотой раствор приобретает оранжевую окраску, которая исчезает после пропускания через раствор сернистого и углекислого газа. Напишите уравнения описанных реакций.

Cr2(SO4)3 + 3Na2CO3 + 3H2O = 3Na2SO4 + 2 Cr(OH)3 + 3CO2

2 Cr+3 (OH)3 + 3Br02 + 10NaOH=2Na2CrO4 + 6NaBr + 5 H2O

 2Na2 Cr+6O4  + H2SO4 → Na2 Cr2+6O7 + Na2SO4 + H2O

Na2Cr2O7 + 3SO2 +  = Cr2 (SO4 )3 + Na2SO4 + Н2О

Задания для самостоятельного решения:

№5. Две соли окрашивают пламя в фиолетовый цвет. Одна из них бесцветна, и при лёгком нагревании её с концентрированной серной кислотой отгоняется жидкость, в которой растворяется медь; последнее превращение сопровождается выделением бурого газа. При добавлении к раствору второй соли раствора серной кислоты жёлтая окраска раствора изменяется на оранжевую, а при нейтрализации полученного раствора щёлочью восстанавливается первоначальный цвет. Напишите уравнения описанных реакций.

№6. Сульфид хрома (III) обработали водой, при этом выделился газ и осталось нерастворимое вещество. К этому веществу прибавили раствор едкого натра и пропустили газообразный хлор, при этом раствор приобрёл жёлтое окрашивание. Раствор подкислили серной кислотой, в результате окраска изменилась на оранжевую; через полученный раствор пропустили газ, выделившийся при обработке сульфидов водой, и цвет раствора изменился на зелёный. Напишите уравнения описанных реакций.

Чтобы решать задачи части С 2 «мысленный эксперимент» необходимо иметь представление о цвете и агрегатном состоянии большинства изучаемых веществ — металлов, неметаллов, оксидов, солей.

Ниже представлены наиболее характерные признаки газов, растворов, твердых веществ. Данная информация является для учащихся подсказкой или проверкой правильности выполненных действий при выполнении мысленного эксперимента

**ГАЗЫ:**

|  |  |
| --- | --- |
| ***Окрашенные*** |  **Cl2** – желто-зеленый; **NO2** – бурый; **O3** – голубой (все имеют запахи). Все З, ЯД, Р в воде, **Cl2** и **NO2** реагируют с ней.  |
| ***Бесцветные без запаха*** |  Н2, N2, O2, CO2, CO (яд), NO (яд), инертные газы. Все мало растворимы в воде. |
| ***Бесцветные с запахом*** | HF, HCl, HBr, HI, SO2 (резкие запахи), NH3(нашатырного спирта) –хорошо растворимы в воде и яды, PH3(чесночный), H2S(тухлых яиц) - мало растворимы в воде, яды.  |

**ОКРАШЕННЫЕ РАСТВОРЫ**:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **желтые** | Хроматы, например K2CrO4 | Растворы солей железа (III), например, FeCl3,бромная вода, cпиртовые и спиртово-водные растворы йода – в зависимости от концентрации от **жёлтого** до **бурого** |
| **оранжевые** | Дихроматы, например, K2Cr2O7 |
| **зеленые**  | Гидроксокомплексы хрома (III), например, K3[Cr(OH)6], соли никеля (II), например NiSO4, манганаты, например, K2MnO4 |
| **голубые** | Соли меди (II), например СuSO4 |
| От **розового** до **фиолетового** | Перманганаты, например, KMnO4 |
| От **зеленого** до **синего** | Соли хрома (III), например, CrCl3 |

**ОКРАШЕННЫЕ ОСАДКИ,**

**ПОЛУЧАЮЩИЕСЯ ПРИ ВЗАИМОДЕЙСТВИИ РАСТВОРОВ**

|  |  |
| --- | --- |
| **желтые** | AgBr, AgI, Ag3PO4, BaCrO4, PbI2,CdS |
| **бурые** | Fe(OH)3, MnO2 |
| **черные, черно-бурые** | Сульфиды меди, серебра, железа, свинца |
| **синие** | Cu(OH)2, KFе[Fe(CN)6] |
| **зеленые** | Cr(OH)3 – серо-зеленыйFe(OH)2 – грязно-зеленый, буреет на воздухе |

**ДРУГИЕ ОКРАШЕННЫЕ ВЕЩЕСТВА**

|  |  |
| --- | --- |
| **желтые** | сера, золото, хроматы |
| **оранжевые** | oксид меди (I) – Cu2O дихроматы |
| **красные** | бром (жидкость), медь (аморфная), фосфор красный,Fe2O3, CrO3 |
| **черные** | СuO, FeO, CrO |
| **Серые с металлическим блеском** | Графит, кристаллический кремний, кристаллический йод (при возгонке – **фиолетовые** пары), большинство металлов. |
| **зеленые** | Cr2O3, малахит (CuOH)2CO3, Mn2O7 (жидкость) |

**Окрашивание пламени**

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Na+ | **желтый** | Ba2+ | **желто-зеленый** | Cu2+ | **зеленый** |
| K+ | **фиолетовый** | Ca2+ | **кирпично-красный** | Bi3+ | **зеленый** |
| Li+ | малиновый | Sr2+ | малиновый | Pb2+ | **голубой** |

При выполнении «мысленного эксперимента» у учащихся могут вызвать затруднения описание действий с веществами (фильтрование, выпаривание, обжиг, прокаливание, спекание, сплавление). Учащиеся должны понимать, где с веществом происходит физическое явление, а где – химическая реакция. Наиболее часто используемые действия с веществами описаны ниже.

**Словарь терминов.**

***Навеска*** — это просто некоторая порция вещества определенной массы (её взвесили на весах).

***Фильтрование*** – способ разделения неоднородных смесей с помощью фильтров, пропускающих жидкость или газ, но задерживающих твёрдые вещества. При разделении смесей, содержащих жидкую фазу, на фильтре остается твердое вещество, через фильтр проходит ***фильтрат*** (это профильтрованный **раствор)**

***Выпаривание —*** процесс концентрирования растворов путём испарения растворителя (до получения насыщенных растворов, с целью дальнейшей кристаллизации из них твердого вещества в виде кристаллогидрата, или до полного испарения растворителя с целью получения растворенного вещества в чистом виде.

***Прокаливание –*** нагревание вещества с целью изменения его химического состава.

Прокаливание может проводиться на воздухе и в атмосфере инертного газа.

При прокаливании на воздухе кристаллогидраты теряют кристаллизационную воду:

CuSO4∙5H2O →CuSO4 + 5H2O

Термически нестойкие вещества разлагаются (нерастворимые основания, некоторые соли, кислоты, оксиды): Cu(OH)2 →CuO + H2O; CaCO3→ CaO + CO2

Вещества, неустойчивые к действию компонентов воздуха, при прокаливании окисляются, реагируют с компонентами воздуха: 2Сu + O2 → 2CuO;

4Fe(OH)2 + O2 →2Fe2O3 + 4H2O

Для того, чтобы окисление при прокаливании не происходило, процесс проводят в инертной атмосфере: Fe(OH)2 → FeO + H2O

***Спекание, сплавление –*** это нагревание двух и более твердых реагентов, приводящее к их взаимодействию. Если реагенты устойчивы к действию окислителей, то спекание можно проводить на воздухе:

Al2O3 + Na2CO3 → 2NaAlO2 + CO2

Если же один из реагентов или продукт реакции могут окисляться компонентами воздуха, процесс проводят в инертной атмосфере, например: Сu + CuO → Cu2O

***Обжиг*** – процесс термической обработки, приводящий к сгоранию вещества (в узком смысле. В более широком понимании, обжиг – разнообразные термические воздействия на вещества в химическом производстве и металлургии). В основном, используется по отношению к сульфидным рудам. Например, обжиг пирита:

4FeS2 + 11O2 → 2Fe2O3 + 8SO2

***Растворение вещества*** — это переход вещества в раствор. Оно может происходить без химических реакций (например, при растворении в воде поваренной соли NaCl получается раствор поваренной же соли NaCl, а не щелочь и кислота отдельно), либо в процессе растворения вещество реагирует с водой и образует раствор другого вещества (при растворении оксида бария получится раствор гидроксида бария). Растворять можно вещества не только в воде, но и в кислотах, в щелочах и т.д.

*Для отработки умений можно выполнить следующие задания части С 2:*

**Пример 1.** Оранжевый оксид меди поместили в концентрированную серную кислоту и нагрели. К полученному голубому раствору прилили избыток раствора гидроксида калия. Выпавший синий осадок отфильтровали, просушили и прокалили. Полученное при этом твёрдое черное вещество поместили в стеклянную трубку, нагрели и пропустили над ним аммиак.

**Решение:**

* Выделение опорных моментов:

*Оранжевый оксид меди* – Cu2O, *Концентрированная серная кислота* – Н2SO4,

*Голубой раствор* – соль меди (II), СuSO4 *Гидроксид калия* –КОН,

*Синий осадок –* Cu(OH)2, *Твёрдое черное вещество –*  CuO,

*Прокалили –* нагрели до разложения, *Аммиак* – NH3.

* Составление схемы превращений:

 Н2SO4 КОН toC NH3

Cu2O →СuSO4 → Cu(OH)2 ↓ → CuO → X

* Составление уравнений реакций:

1) Cu2O + 3Н2SO4 → 2СuSO4 + SO2 +3H2O

2) СuSO4 + 2КОН → Cu(OH)2 + K2SO4

3) Cu(OH)2 → CuO + Н2О

 4) 3CuO + 2NH3 → 3Cu +  3Н2О + N2

**Пример 2.** Неизвестная соль бесцветна и окрашивает пламя в жёлтый цвет. При лёгком нагревании этой соли с концентрированной серной кислотой отгоняется жидкость, в которой растворяется медь; последнее превращение сопровождается выделением бурого газа и образованием соли меди. При термическом распаде обеих солей одним из продуктов разложения является кислород. Напишите уравнения описанных реакций.

* Выделение опорных моментов:

Окрашивают пламя в желтый цвет соли Na+. Бурый газ NO2 - при взаимодействии меди с конц.HNO3  Следовательно соль , которая в реакции с конц. H2SO4 - для получения конц.HNO3  Продукты термического разложения нитратов металлов а)левее Mg в ряду напряжений – O2 и нитрит б)от Mg до Cu - O2 , NO2 и оксид металла.

* Составление уравнений реакций:

NaNO3(.  )+ H2SO4(конц.)= NaHSO4+ HNO3

Cu+ 4 HNO3  (конц.)=Cu(NO3)2+2 NO2+ 2Н2О

2NaNO3=2NaNO2+ O2

2Cu(NO3)2=2CuO+4 NO2+ О2

**Пример 3.** При взаимодействии раствора соли А со щёлочью было получено студенистое нерастворимое в воде вещество голубого цвета, которое растворили в бесцветной жидкости Б с образованием раствора синего цвета. Твёрдый продукт, оставшийся после осторожного выпаривания раствора, прокалили; при этом выделились два газа, один из которого бурого цвета, а второй входит в состав атмосферного воздуха, и осталось твёрдое вещество чёрного цвета, которое растворяется в жидкости Б с образованием вещества А. Напишите уравнения описанных реакций.

Cu(OH)2 -студенистое нерастворимое в воде вещество голубого цвета, газ бурого цвета – NO2 , газ, который входит в состав атмосферного воздуха-O2. Значит Cu(OH)2  реагировал с HNO3. Вещество черного цвета- CuO, растворяется в HNO3 с образованием р-ра Cu(NO3)2

 Cu(NO3)2+2NaOH= Cu(OH)2+2NaNO3

Cu(OH)2+2 HNO3= Cu(NO3)2+2Н2О

 2Cu(NO3)2=2CuO+4 NO2+ О2

CuO+2 HNO3= Cu(NO3)2+Н2О

**Пример 4.**. К растворам веществ А и Б, которые окрашивают пламя в желтый цвет, добавили хлороводородную кислоту. При взаимодействии раствора вещества А с хлороводородной кислотой выделяется бесцветный газ с неприятным запахом, образующий осадок чёрного цвета при пропускании через раствор нитрата свинца (II). При нагревании раствора вещества Б с хлороводородной кислотой окраска раствора сменяется с желтой на зелёную и выделяется ядовитый газ жёлто-зеленого цвета с характерным резким запахом. При добавлении к раствору вещества Б нитрата бария выпадает осадок жёлтого цвета. Напишите уравнения описанных реакций.

* Выделение опорных моментов:

Окрашивают пламя в желтый цвет соли Na+. H2S – газ с запахом тухлых яиц. Осадок черного цвета – качественная реакция на сульфид-ион с р-ром Pb(NO3)2 . Na2CrO4 имеет в р-ре желтый цвет, является окислителем. В реакции с HCl выделяется Cl2-ядовитый газ жёлто-зеленого цвета, р-р приобретает зеленую окраску, характерную для солей Cr3+ . BaCrO4- осадок жёлтого цвета.

Na2S+2HCl=2NaCl=H2S

H2S+ Pb(NO3)2=2 HNO3+PbS

2Na2CrO4+16HCl=4NaCl+2CrCl3=3Cl2+8H2O

Na2CrO4+ Ba(NO3)2=2NaNO3+ BaCrO4

**ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ**

1.Две соли окрашивают пламя в фиолетовый цвет. Одна из них бесцветна, и при лёгком нагревании её с концентрированной серной кислотой отгоняется жидкость, в которой растворяется медь; последнее превращение сопровождается выделением бурого газа. При добавлении к раствору второй соли раствора серной кислоты жёлтая окраска раствора изменяется на оранжевую, а при нейтрализации полученного раствора щёлочью восстанавливается первоначальный цвет. Напишите уравнения описанных реакций.

**2.** Карбид алюминия обработали соляной кислотой. Выделившийся газ сожгли, продукты сгорания пропустили через известковую воду до образования белого осадка, дальнейшее пропускание продуктов сгорания в полученную взвесь привело к растворению осадка.

**3.** Пирит подвергли обжигу, полученный газ с резким запахом пропустили через сероводородную кислоту. Образовавшийся желтоватый осадок отфильтровали, просушили, смешали с концентрированной азотной кислотой и нагрели. Полученный раствор дает осадок с нитратом бария.

**5**. Железные опилки растворили в разбавленной серной кислоте, полученный раствор обработали избытком раствора гидроксида натрия. Образовавшийся осадок профильтровали и оставили на воздухе до тех пор, пока он не приобрёл бурую окраску. Бурое вещество прокалили до постоянной массы.

**6**. Сульфид цинка подвергли обжигу. Полученное твердое вещество полностью прореагировало с раствором гидроксида калия. Через полученный раствор пропустили углекислый газ до выпадения осадка. Осадок растворили в соляной кислоте.

**7.** Газ, выделившийся при взаимодействии цинка с соляной кислотой, смешали с хлором и взорвали. Полученный при этом газообразный продукт растворили в воде и подействовали им на диоксид марганца. Образовавшийся газ пропустили через горячий раствор гидроксида калия.

**8.** Фосфид кальция обработали соляной кислотой. Выделившийся газ сожгли в закрытом сосуде, продукт горения полностью нейтрализовали раствором гидроксида калия. К полученному раствору прилили раствор нитрата серебра.

**9**. Дихромат аммония разложили при нагревании. Твёрдый продукт разложения растворили в серной кислоте. К полученному раствору прилили раствор гидроксида натрия до выпадения осадка. При дальнейшем приливании раствора гидроксида натрия к осадку, он растворился.

**10**. Ортофорсфат кальция прокалили с углем и речным песком. Образовавшееся при этом белое светящееся в темноте вещество сожгли в атмосфере хлора. Продукт этой реакции растворили в избытке гидроксида калия. К полученной смеси прилили раствор гидроксида бария.

Образовательная технология интенсификации обучения на основе схемных и знаковых моделей учебного материала, использованная мною при подготовке учащихся к ЕГЭ, — это всего лишь один из многочисленных вариантов, позволяющий организовать процесс подготовки учащихся к ЕГЭ с целью добиться результатов, удовлетворяющих как учителя, так и ученика.

* Результативность работы

 качественная подготовка учащихся к сдаче ЕГЭ:

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| год | Кол-во экзаменующихся | % уч-ся, набравших выше среднего по городу | Средний балл по школе | Средний балл по городу | Средний балл по области |
| 2008 | 3 | 2 (67%) | 57 | 51,4 | 56,5 |
| 2009 | 3 | 3 (100%) | 68,7 | 52,3 | 55,0 |
| 2010 | 2 | 2 (100%) | 66 | 58,6 | 57,5 |
| 2011 | 5 | 4 (80%) | 67,2 |  | 59,5 |
| 2012 | Нет выпуска | - | - | 62,4 | 62,3 |
| 2013 | 7 | 4 (57%) | 78,3 | 74,98 |  |

Выпускники 11 класса стабильно успешно сдают экзамен за курс средней школы, демонстрируя прочные знания по предмету, выходящие за рамки школьной программы. Стабильно средний балл по школе превышает средний балл по городу и области. В 2009 году Игошина Е. по результатам ЕГЭ набрала 78 баллов и вошла в число 8 учащихся города Ковров набравших более 75 баллов (максимальный балл по городу 81). В 2011 г. Бокарькова К. набрала 89 баллов

 В рейтинге школ по результатам ЕГЭ 2009 года моу сош № 9 заняла III место;

 2010 год -------------------------- II место.

 2013 год----------------------------V место