Автор: Десяткин Александр Афанасьевич, учитель химии МБОУ СОШ №1 с. Новобелокатай Белокатайского района Республики Башкортостан.

Описание материала: Предлагаю вам конспект занятия спецкурса по химии «Подготовка к ЕГЭ» для учащихся 10-11 классов по теме: «Стехиометрические расчеты в химии». Данный материал будет полезен учителям и учащимся для подготовки к выполнению заданий ЕГЭ, связанных со стехиометрическими расчетами.

**Тема занятия спецкурса «Подготовка к ЕГЭ»:**

***СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ РАСЧЁТЫ В ХИМИИ.***

**Цель:** Подготовка к ЕГЭ, формирование главных понятий стехиометрии и навыков решения задач на «вывод химической формулы»**,**  изучение химического языка (символов), правил составления химических формул веществ, написания уравнений химических реакций, применение стехиометрических законов химии.

**Задачи:** расширить знания учащихся о способах решения задач, закрепить навыки работы с алгоритмами, показать взаимосвязь химии и математики.

**Оборудование:** проектор, экран, раздаточный материал – алгоритм по решению задач,общие формулы веществ разных классов.

 **Ход занятия.**

**I. Оргмомент**

Учитель знакомит класс с темой занятия, целью и задачами занятия. На ЕГЭ в задание 35 проверяются умения по установлению молекулярной и структурной формулы вещества.

Обычно решение этих задач не представляет особых сложностей, однако часто выпускники теряют баллы на этой задаче.

Причины:

* Неверно составленная общая формула вещества;
* Решение не математическим путем, а методом подбора;
* Ошибки в уравнении реакции с участием вещества, записанного в общем виде;
* Некорректное оформление.

Так как химия наука точная, она неразрывно связана с различного рода вычислениями. Чтобы решать задачи, нужно знать формулы и хорошо в них ориентироваться. Без этих базовых знаний и навыков изучение химии становится невозможным.
 Сегодня на занятие мы повторим основные химические формулы, изучаемые в школьном курсе химии. Они пригодятся каждому ученику, особенно тем, кто будет сдавать ЕГЭ по химии.

Знание расчётных формул – это ключевой момент при решении задач. Главное, понимать их, а не бездумно заучивать. Так как они будут использоваться не только в школьных задачах, на ЕГЭ и ОГЭ, но и в дальнейшей жизни, даже если ваша профессиональная сфера будет далека от химии.

Осмысленному пониманию и как, следствие, правильному решению задачи, способствуют иллюстрации к заданию. Они являются схематическим отображением явлений и процессов, а также объектов, рассматриваемых в данной задаче. При этом записывают формулы и цифровые значения величин, отражающие количественные соотношения между искомой величиной (объектом) и другими составными частями (данными задачи). Зрительное представление происходящего процесса помогает разобраться в них, понять смысл задачи.

За правильное выполненное задание 35 можно получить **3 балла**. На решение отводится примерно **10-15 минут**.

**II.** **Типы задач в задании 35**

1. Определение формулы вещества по массовым долям химических элементов или по общей формуле вещества;
2. Определение формулы вещества по продуктам сгорания;
3. Определение формулы вещества по химическим свойствам.

Все перечисленные типы задач мы разберем на наших занятиях, а сегодня остановимся на основных теоретических сведениях, необходимых для решения задач.

 **III . Необходимые теоретические сведения для решения задач.**

1. **Массовая доля элемента в веществе.**

Массовая доля элемента — это его содержание в веществе в процентах по массе.

Если записать эту формулу в общем виде, то получится следующее выражение:

**w(элемента) = (n· Ar(элемента) · 100%) / Mr(вещества)**

где: w – массовая доля элемента в веществе, n– индекс в химической формуле, Ar–относительная атомная масса, Mr– относительная молекулярная масса вещества.

  Массовые доли выражают в процентах или в долях: w(элемента) = 20% или 0,2.

* Например, в веществе состава С2Н4 содержится 2  атома углерода и 4 атома водорода. Если взять 1 молекулу такого вещества, то его молекулярная масса будет равна: Mr(С2Н4)=2∙12 +4∙1 =28 а.е.м. и там содержится 2 ∙12 а.е.м. углерода.

Чтобы найти массовую долю углерода в этом веществе, надо его массу разделить на массу всего вещества: W(C)=12∙2/28 = 0,857 или 85,7%.

Если вещество имеет общую формулу СхНyOz, то массовые доли каждого их атомов так же равны отношению их массы к массе всего вещества. Массa X атомов С равна – 12Х, масса Y атомов H -Y, масса Z атомов кислорода – 16Z. Тогда W(C)= 12∙ X/(12X+Y+16Z)

1. **Молекулярная и простейшая формула вещества.** Молекулярная (истинная) формула — формула, в которой отражается реальное число атомов каждого вида, входящих в молекулу вещества.

Например, C2H4 — истинная формула этилена.

Простейшая (эмпирическая) формула — показывает соотношение атомов в веществе.
Например, для бензола соотношение  С:Н = 1:2 , т.е. простейшая формула этилена —  СН2.
Молекулярная формула может совпадать с простейшей или быть кратной ей.

**Примеры.**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Вещество** | **Молекулярная формула** | **Соотношение атомов** | **Простейшая формула** |
| Метанол |  СН4О |  С:Н:О = 1:4:1 |  СН4О |
| Пропен |  С3Н6 |  С:Н = 1:2 |  СН2 |
| Уксусная кислота |  С2Н4О2 |  С:Н:О = 1:2:1 |  СН2О |

Если в задаче даны только массовые доли элементов, то в процессе решения задачи можно вычислить только простейшую формулу вещества. Для получения истинной формулы в задаче обычно даются дополнительные данные — молярная масса, относительная или абсолютная плотность вещества или другие данные, с помощью которых можно определить молярную массу вещества.

1. **Относительная плотность газа**

Это отношение называется относительной плотностью**D** ( или d)  одного газа по другому.

**D** – показывает во сколько раз один газ тяжелее или легче другого и является безразмерной величиной.

Например,

DO2 (газа)= Mr(газа)/Mr(O2)=Mr(газа)/32;

DH2 (газа)=  Mr(газа)/Mr(H2)=Mr(газа)/2;

Dвоздуха (газа)= Mr(газа)/Mr(воздуха)=Mr(газа)/29.

1. **Абсолютная плотность газа при нормальных условиях.**

Абсолютная плотность газа — это масса 1 л газа при нормальных условиях. Обычно для газов её измеряют в г/л.

ρ = m(газа) / V(газа)

Если взять 1 моль газа, то тогда:

ρ = М / Vm (Vm= 22,4 л/моль),,

а молярную массу газа можно найти, умножая плотность на молярный объём.

1. **Общие формулы веществ разных классов.**

Часто для решения задач с химическими реакциями удобно пользоваться не обычной общей формулой, а формулой, в которой выделена отдельно кратная связь или функциональная группа.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Класс органических веществ** | **Общая молекулярная формула** | **Формула с выделенной кратной связью и функциональной группой** |
| Алканы |  |  |
| Алкены |  |  |
| Алкины |  |  |
| Алкадиены |  |  |
| Арены  |  |  |
| Предельные одноатомные спирты |  |  |
| Многоатомные спирты |  |  |
| Предельные альдегиды |  |  |
| Кетоны |  |  |
| Фенолы |  |  |
| Предельные карбоновые кислоты |  |  |
| Сложные эфиры |  |  |
| Амины |  |  |
| Аминокислоты (предельные одноосновные) |  |   NH2 |

**IV. Алгоритм решения подобных заданий.**

1) Определяем общую формулу гомологического ряда, к которому относится соединение Х.

2) Записываем реакцию исследуемого вещества Х с реагентом Y.

3) По массе Y (или конечного вещества Z) находим его количество.

4) По количеству Y или Z делаем вывод о количестве Х.

5) Зная массу Х и его кол-во, рассчитываем молярную массу исследуемого вещества.

6) По молярной массе X и общей формуле гомологического ряда можно определить молекулярную формулу Х.

7) Записываем ответ.

***Рассмотрим этот алгоритм подробнее, по пунктам.***

**1. Общая формула гомологического ряда**

Наиболее часто используемые формулы сведены в таблицу: см. выше

**2. Уравнение реакции.**

Учитель называет свойство органических веществ, а учащиеся записывают схемы реакций на доске и в тетрадях.

1) ВСЕ органические вещества горят в кислороде с образованием углекислого газа, воды, азота (если в соединении присутствует N) и HCl (если есть хлор):

CnHmOqNxCly + O2 →CO2 + H2O + N2 + HCl (без коэффициентов!)

2) Алкены, алкины, диены склонны к реакциям присоединения (реакции с галогенами, водородом, галогеноводородами, водой):

CnH2n + Cl2 → CnH2nCl2 CnH2n + H2 → CnH2n+2

CnH2n + HBr → CnH2n+1Br CnH2n + H2O → CnH2n+1OH

Алкины и диены, в отличие от алкенов, присоединяют до 2 моль водорода, хлора или галогеноводорода на 1 моль углеводорода:

CnH2n-2 + 2Cl2 → CnH2n-2Cl4 CnH2n-2 + 2H2 → CnH2n+2

**При присоединении воды к алкинам образуются карбонильные соединения, а не спирты!**

3) Для спиртов характерны реакции дегидратации (внутримолекулярной и межмолекулярной), окисления (до карбонильных соединений и, возможно, далее до карбоновых кислот). Спирты (в т.ч., многоатомные) реагируют с щелочными металлами с выделением водорода:

CnH2n+1OH → CnH2n + H2O 2CnH2n+1OH → CnH2n+1OCnH2n+1 + H2O

2CnH2n+1OH + 2Na →2CnH2n+1ONa + H2

4) Химические свойства альдегидов весьма разнообразны, однако здесь мы вспомним лишь об окислительно - восстановительных реакциях:

Восстановление карбонильных соединений (катализатор Ni) –

CnH2n+1COH + H2 → CnH2n+1CH2OH

Окисление карбонильных соединений –

CnH2n+1COH + [O] → CnH2n+1COOH

важный момент: окисление формальдегида (НСОН) не останавливается на стадии муравьиной кислоты, НСООН окисляется далее до СО2 и Н2О.

5) Карбоновые кислоты проявляют все свойства "обычных" неорганических кислот: взаимодействуют с основаниями и основными оксидами, реагируют с активными металлами и солями слабых кислот (например, с карбонатами и гидрокарбонатами). Весьма важной является реакция этерификации - образование сложных эфиров при взаимодействии со спиртами.

CnH2n+1COOH + KOH → CnH2n+1COOK + H2O

2CnH2n+1COOH + CaO → (CnH2n+1COO)2Ca + H2O

2CnH2n+1COOH + Mg → (CnH2n+1COO)2Mg + H2

CnH2n+1COOH + NaHCO3 → CnH2n+1COONa + H2O + CO2

CnH2n+1COOH + C2H5OH → CnH2n+1COOC2H5 + H2O

**3. Нахождение количества вещества по его массе (объему)**

формула, связывающая массу вещества (m), его количество (n) и молярную массу (M):

m = n∙M или n = m/M.

Например, 320 г метанола (СН3ОН) соответствует 320/32 = 10 моль этого вещества, поскольку молярная масса метанола = 32 г/моль.

Для газообразных веществ удобнее работать с объемами, а не с массами. Напомню, что количество вещества и его объем связаны следующей формулой: V = Vm∙n, где Vm - молярный объем газа (22,4 л/моль при нормальных условиях).

**4. Расчеты по уравнениям реакций**

Это, наверное, главный тип расчетов в химии. Если вы не чувствуете уверенности при решении подобных задач, необходимо тренироваться.

Основная идея заключается в следующем: количества реагирующих веществ и образующихся продуктов относятся так же, как соответствующие коэффициенты в уравнении реакции (вот почему так важно правильно их расставить!)

Рассмотрим, например, следующую реакцию: А + 3B → 2C + 5D. Уравнение показывает, что 1 моль А и 3 моль B при взаимодействии образуют 2 моль C и 5 моль D. Количество В в три раза превосходит количество вещества А, количество D - в 2,5 раза больше количества С и т. д. Если в реакцию вступит не 1 моль А, а, скажем, 10, то и количества всех остальных участников реакции увеличатся ровно в 10 раз: 30 моль В, 20 моль С, 50 моль D. Если нам известно, что образовалось 15 моль D (в три раза больше, чем указано в уравнении), то и количества всех остальных соединений будут в 3 раза больше.

**5. Вычисление молярной массы исследуемого вещества**

Масса Х обычно дается в условии задачи, количество Х мы нашли в п. 4. Осталось еще раз использовать формулу М = m/n.

**6. Определение молекулярной формулы Х.**

Финальный этап. Зная молярную массу Х и общую формулу соответствующего гомологического ряда, можно найти молекулярную формулу неизвестного вещества.

Пусть, например, относительная молекулярная масса предельной карбоновой кислоты равна 60. Общая формула гомологического ряда: CnH2nО2. Относительная молекулярная масса складывается из массы n атомов углерода, 2n атомов водорода и двух атомов кислорода. Получаем уравнение: 12n + 2n + 16 ∙ 2 = 60. Решая уравнение, получаем, что n = 2. Молекулярная формула кислоты: C2H4О2 (структурная формула СН3СООН).

 **V. Подведение итогов.**

На следующих занятиях мы будем решать задачи на нахождение молекулярной и структурной формулы вещества опираясь на теоретические сведения, которые повторили и обобщили сегодня.

Рефлексия. Дайте ответы на вопросы:

1. Что узнали нового на занятие?

2. Что было для вас знакомым?

3. Какие теоретические сведения (понятий стехиометрии) дались легко, а какие с затруднением?

**VI. Домашнее задание.**

 Повторить основные понятия стехиометрии.