**Теоретические основы для подготовки к ОГЭ по химии 2021г (часть 1)**

|  |  |
| --- | --- |
| **№ задания, тема** | **Пояснения** |
| **№1** Строение атома. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева. | Вещество – это конкретный вид материи с характерными физическими и химическими свойствами. Простые вещества состоят из атомов одного и того же элемента (H2, O2, К). Сложные – из атомов разных элементов (H2О, СО2, FeSO4)  Химический элемент – это вид атомов с одинаковым зарядом ядра. |
| **№2** Строение атома. Строение электронных оболочек атомов первых 20 элементов периодической системы Д.И. Менделеева | -Порядковый номер элемента численно равен заряду ядра его атома, числу протонов в ядре N и общему числу электронов в атоме.  -Число электронов на последнем (внешнем) слое определяется по номеру группы химического элемента.  -Число электронных слоев в атоме равно номеру периода.  -Массовое число атома A (равно относительной атомной массе, округленной до целого числа) - это суммарное количество протонов и нейтронов.  -Количество нейтронов N определяют по разности массового числа А и числа протонов Z.  -Изотопы – атомы одного химического элемента, имеющие в ядре одинаковое число протонов, но разное число нейтронов, т.е. одинаковый заряд ядра, но разную атомную массу. |
| **№3** Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Закономерности изменения свойств элементов и их соединений в связи с положением в Периодической системе. | |  |  |  | | --- | --- | --- | | **характеристика** | **По периоду**  **(слева направо**→**)** | **По группе**  **(сверху вниз↓)** | | Заряд ядра  Число электронных слоев  Число валентных электронов | Возрастает  Не изменяется  Возрастает | Возрастает  Возрастает  Не изменяется | | * Радиусы атомов * Металлические свойства * Восстановительные свойства * Основные свойства оксидов и гидроксидов | **Убывают** | **Возрастают** | | * Электроотрицательность * Неметаллические свойства * Окислительные свойства * Кислотные свойства оксидов и гидроксидов | **Возрастают** | **Убывают** | |
| **№4 ,16** Валентность химических элементов. Степень окисления химических элементов | **Степень окисления** – показывает, сколько электронов атом отдал или принял.  -Элемент **принимает** электроны, приобретает **отрицательный** заряд- **это окислитель**  -Элемент **отдает** электроны, приобретает **положительный** заряд-**это восстановитель**  **Валентностью** называют число химических связей, которые образует атом в химическом соединении. Часто значение валентности совпадает численно со значением степени окисления.   |  |  | | --- | --- | | Различия в значениях степени окисления и валентности | | | Степень окисления | Валентность | | Простые вещества0  O20 H20 N2 F02 Cl02 Br20 I20 | O2II H2I N2III F2I Cl2I Br2I I2I | | HN+5O3 N2+5O5 N-3H4ClN-3H3  **Ст. ок. азота в аммиаке (NH3) и в ионе аммония (NH4+1) всегда –3!!!** | HNIVO3 N2IVO5 NIVH4Cl |   **ЗАПОМНИТЬ:** степени окисления постоянные:1) Al+3; F-; H+; O-2;  2)металлы 1 группы гл. подгруппы +1; 3) металлы 2 группы гл. подгруппы +2  **При составлении формул использовать степени окисления из таблицы растворимости!!!** |
| **№5** Строение молекул.  Химическая связь:  ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая | **Ковалентная неполярная** связь образуется между одинаковыми атомами неметаллов (то есть, с одинаковым значением электроотрицательности): O2; H2; Cl2  **Ковалентная полярная** связь образуется между атомами разных неметаллов (с разным значением электроотрицательности): HCl; H2S; H2O  **Ионная связь** образуется между атомами типичных металлов и неметаллов и **в солях аммония!** (CuCl2; **NH4Cl, NH4NO3** и т.д.)  **Металлическая связь** - в металлах и сплавах: Ag; Cu; Fe; Na  **Длина связи** определяется:   1. -радиусом атомов элементов: чем больше радиусы атомов, тем больше длина связи; 2. -кратностью связи (одинарная длиннее, чем двойная) |
| **№6** |  |
| **№7** Простые и сложные вещества. Основные классы  неорганических веществ. Номенклатура неорганических соединений | **Сложные вещества** – вещества, в состав которых входят атомы различных химических элементов.  **Кислоты** — сложные вещества, в состав которых обычно входят атомы водорода, способные замещаться на атомы металлов, и кислотный остаток: HCl, H3РO4  **Основания** – сложные вещества, в состав которых входят ионы металла и гидроксид-ионы ОН-: NaOH, Ca(OH)2  **Соли** средние – сложные вещества, состоящие из катионов металла и анионов кислотных остатков (CaCO3). В составе **кислых** солей есть еще атомы водорода (Ca(HCO3)2). В составе **основных** солей – гидроксид-ионы ((CuOH)2CO3).  **Оксиды** – сложные вещества, в состав которых входят атомы двух элементов, один из которых обязательно кислород в степени окисления (-2). Оксиды классифицируются на основные, кислотные, амфотерные и несолеобразующие.   |  |  |  | | --- | --- | --- | | **Основные оксиды** | **Амфотерные оксиды** | **Кислотные оксиды** | | Их образуют химические элементы | | | | -металлы со степенями окисления +1 и +2  (**Na2O; MgO; CrO; MnO**) | металлы со степенями окисления +3**( Al2O3; Cr2O3**)  +2, +4 (**ZnO; BeO; MnO2)** | 1. -неметаллы **(SO2; CO2; P2O5)** 2. -металлы в высшей степени окисления +6, +7 (**CrO3, Mn2O7)** |   **ЗАПОМНИТЬ!!! оксиды CO, NO, N2O – являются несолеобразующими, т.е. им не соответствуют кислоты** |
| **№8, 12** Химические свойства простых веществ: металлов и неметаллов | **Химические свойства простых веществ: металлов и неметаллов**  С кислотами взаимодействуют только металлы, которые находятся в ряду активности левее водорода. Т.е. неактивные металлы Cu, Hg, Ag, Au, Pt с кислотами не реагируют.  **Но: неактивные металлы (Cu, Hg, Ag)** реагируют с **HNO3 конц, разбавл., H2SO4конц.без выделения Н2**   |  |  |  | | --- | --- | --- | | **Ме** (Cu,Hg, Ag ) + | **HNO3 конц,** | **→ МеNO3 + NO2 +H2O** | | **HNO3 разбавл.** | **→ МеNO3 + NO+H2O** | | **H2SO4конц.** | **→ МеSO4 + SO2 +H2O** |   **!!! HNO3 конц,, H2SO4конц.** пассивируют Fe, Al, Сr (при н.у.))  Окислительные свойства галогенов усиливаются по группе снизу вверх.  Неметаллы реагируют с металлами и между собой:  а)H2+Ca →CaH2  б)N2+ 3Ca → Ca3N2 в)N2+ O2 ↔ 2NO г) S + O2 → SO2  д) N2+ 3H2 → 2NH3 е) 2P + 3Cl2 → 2PCl3 или 2P + 5Cl2 → 2PCl5  **Галогены**  1) реагируют со щелочами: Cl2 + 2NaOH → NaCl + NaClO + H2O (в холодном растворе)  3Cl2 + 6NaOH → NaCl + 5NaClO3 + H2O (в горячем растворе)  2)более активный галоген (вышестоящий в группе, кроме фтора, так как он реагирует с водой) вытесняет менее активные галогены из их галогенидов: Cl2 + 2KBr →Br2 + 2KCl, но Br2 + KCl ≠  3) 2F2 + O2 → 2O+2F2 (фторид кислорода)  4) Запомнить: 2Fe + 3Cl2 → 2**Fe+3**Cl3 и Fe + 2HCl → **Fe+2**Cl2 + H2  **Свойства металлов**   |  |  |  | | --- | --- | --- | | Активные (Me\*): Li , Na, K, Rb, Cs, Fr, Ca, Sr, Ba, Ra. | Средней активности  Mg, Zn, Al, Fe | Неактивные  Cu, Hg, Ag, Au, Pt | | 1. +H2O→ Me\*OH +H2 (н.у.)  2.+ неметаллы  (!2Na+O2 →Na2O2- пероксид)  3.+ кислоты | 1.+ Н2О (t0) →MeO +H2  2.+ неметаллы (кроме N2)  3. +кислоты  4. + соль(раств.), если Ме более акт., чем в соли  5. Ме1+Ме2О (если Ме1=Мg,Al) | 1. (только Cu,Hg)  + О2 (при t0)  2. (только Cu,Hg) + Cl2 (при t0)  3. + соль(раств.), если Ме более акт., чем в соли  4.+HNO3(конц. или разб)  5.+H2SO4(конц)  **Запомнить:** в пункте 4 и 5 **Н2 не выделяется!!!** | |
| **№9, 10, 12** Химические свойства оксидов: основных, амфотерных, кислотных | **Химические свойства оксидов**  Обозначим активные металлы (Me\*): Li, Na, K, Rb, Cs, Fr, Ca, Sr, Ba, Ra.  Металлы, образующие амфотерные соединения, обозначим МеА (Zn, Be, Al)   |  |  |  |  | | --- | --- | --- | --- | | Основные | | Амфотерные | Кислотные | | Me\*O | MeO | MeAO | ЭО | | 1.+ Н2О  2. + кислоты (НCI и др.)  3.+ЭО  4.+MeAO  5.+MeAOН | 1. + кислоты (НCI и др.)  2. +восстановители:  С, СО, Н2, Al  3.MgO + ЭO | 1.+ кислоты (НCI и др.)  2.+ Me\*O  3.+ Me\*OН  4. +восстановители:  С, СО, Н2, Al  5. ZnO + ЭО | 1.+ Н2О  2. + Me\*O  3.+ Me\*OН  4. ЭОнелетуч + Соль → ЭОлетуч.↑+ соль |   Некоторые особенности: 2Mg+SiO2 →Si + 2MgO  4HF+SiO2 →SiF4 + 2H2O (плавиковая кислота «плавит» стекло) |
| **№10 , 12** Химические свойства кислот, оснований | **Химические свойства КИСЛОТ:**  -Взаимодействуют **с основными и амфотерными оксидами** с образованием соли и воды:  СaO + 2HCl = CaCl2 + H2O ZnO+2HNO3=Zn(NO3)2+H2O  -Взаимодействуют **с основаниями и амфотерными гидроксидами** с образованием соли и воды (реакция нейтрализации): NaOH + HCl(разб.) = NaCl + H2O Zn(OH)2+H2SO4=ZnSO4+2H2O  -Взаимодействуют **с солями**  а) если выпадает осадок или выделяется газ: BaCl2 + H2SO4 = BaSO4↓ + 2HCl  CuS+ H2SO4 = CuSO4 + H2S↑  б) сильные кислоты вытесняют более слабые из их солей (если в реакционной системе мало воды):  2KNO3тв.+ H2SO4конц.=K2SO4+ 2HNO3  **-С металлами:**  А) металлы, стоящие в ряду активности до водорода, вытесняют его из раствора кислоты (кроме азотной кислоты HNO3 любой концентрации и концентрированной серной кислоты H2SO4)  Б) с азотной кислотой и концентрированной серной кислотами реакция идёт иначе (см. свойства металлов) |
| **№11, 12** Химические свойства солей | **Химические свойства СОЛЕЙ**:   1. Соль раств. + Соль раств.→ если образуется ↓ 2. Соль раств. + основание раств.→ если образуется ↓или ↑(NH3) 3. Соль. + кислота.→ если образуется ↓или ↑ 4. Соль раств. + Ме → если Ме более активен, чем в соли, но не щелочной металл (М\*) 5. Карбонаты, сульфиты образуют кислые соли   CаCO3 + CO2 +Н2О → Cа(НCO3)2 **(ЗАПОМНИТЬ!)**  6. Некоторые соли разлагаются при нагревании:  - Карбонаты, сульфиты и силикаты(кроме щелочных металлов): CuCO3=CuO+CO2↑  - Нитраты (разных металлов разлагаются по-разному) :   |  |  | | --- | --- | | активных : Na, K, Rb, Cs, Fr, Ca, Sr, Ba, Ra и ***Mg***  **исключение: LiNO3** | NaNO3→NaNO2 + O2 | | ***Li***, металлов средней акт., и ***Cu*** | Cu(NO3)2 → CuO + NO2 + O2 | | металлов неактивных, после ***Cu*** | AgNO3 → Ag + NO2 + O2 |   **ИСКЛЮЧЕНИЕ (ЗАПОМНИТЬ!):**  NH4NO3  → N2O↑ + 2H2O ; NH4NO2 → N2↑ + 2H2O |
| **№12** Химическая реакция. Условия и признаки протекания химических реакций. Химические уравнения. Сохранение массы веществ при химических реакциях. Классификация химических реакций по различным признакам: числу и составу исходных и полученных веществ, изменению степеней окисления химических элементов, поглощению и выделению энергии | **Химические реакции** – явления, при которых из одних веществ образуются другие вещества.  Признаки протекания химической реакции – выделение света и тепла, образование осадка, газа, появление запаха, изменение цвета.  **Сохранение массы веществ при химических реакциях.**  Сумма коэффициентов в уравнении реакции: Fe +2HCl→ FeCl2 (1+2+1=4)  **Классификация химических реакций**  **По числу и составу исходных и полученных веществ различают реакции:**  Соединения А+В = АВ  Разложения АВ = А+ В  Замещения А + ВС = АС + В  Обмена АВ + СD = AD + CB  Реакции обмена между кислотами и основаниями – реакции нейтрализации.  **По изменению степеней окисления химических элементов:**  Окислительно-восстановительные реакции (ОВР), в процессе которых происходит изменение степеней окисления химических элементов.  ! Если в реакции участвует простое вещество – это всегда ОВР  ! Реакции замещения – это всегда ОВР.  **Не** являются ОВР такие реакции, в процессе которых не происходит изменения степеней окисления химических элементов. !Реакции обмена всегда не ОВР.  **По поглощению и выделению энергии:**   * -экзотермические реакции идут с выделением тепла (это все реакции горения, обмена, замещения, большинство реакций соединения); * -эндотермические реакции идут с поглощением тепла (реакции разложения)   **По направлению процесса**: обратимые и необратимые.  **По наличию катализатора**: каталитические и некаталитические. |
| **№13, 18** Определение характера среды раствора кислот и щелочей с  помощью индикаторов. Качественные реакции на ионы в растворе (хлорид-, сульфат-, карбонат-ионы, ион аммония). Получение газообразных веществ. Качественные реакции на газообразные вещества (кислород, водород, углекислый газ, аммиак) | **Получение газов**   |  |  |  | | --- | --- | --- | | **Газ** | **Уравнение реакции получения**  **Как распознать** | **Как собирать** | | **O2** | 2KMnO4 → K2MnO4+MnO2+O2↑ (t0)  Загорается лучинка | Н2О(+) пробирка вниз дном  Н2О(-) | | **CO2** | CaCO3+2HCl →CaCl2+CO2↑+H2O  Мутнеет известковая вода | | **H2** | Zn+2HCl → ZnCl2+H2↑  Водород сгорает с хлопком | Н2О(+) пробирка вверх дном  Н2О(-) | | **NH3** | 2NH4Cl+Ca(OH)2 → CaCl2+2NH3↑+2H2O (t0)  Синеет влажная лакмусовая бумажка |   **Примечание:** Н2О(+) можно данный газ собирать методом вытеснения воды ( т.к. эти газы не растворяются в воде)  Н2О(-) нельзя собирать методом вытеснения воды (т.к эти газы растворяются в воде и образуют с ней соединения)   |  |  |  |  | | --- | --- | --- | --- | | **Индикатор** | **Среда** | | | | **Кислая** | **Нейтральная** | **Щелочная** | | Лакмус  Метиловый оранжевый  Фенолфталеин | Красный  Розовый  Бесцветный | Фиолетовый  Оранжевый  Бесцветный | Синий  Желтый  Малиновый |   Т.е. для определения кислой среды нельзя использовать **фенолфталеин!!!**  **Качественные реакции, т.е. как определить ионы**   |  |  |  | | --- | --- | --- | | **Ион** | **Ион для определения (пример вещества)** | **Что происходит** | | Сl- | Ag+ (AgNO3) | Образуется творожистый белый осадок | | Br- | Образуется желтоватый творожистый осадок | | I- | Образуется желтый творожистый осадок | | PO43- | Образуется желтый осадок | | SO42- | Ba2+ (Ba(NO3)2) | Выпадает молочно-белый осадок | | CO32- | H+ (HCl) | Бурное выделение газа СО2 | | NH4+ | OH- (NaOH) | Появление запаха NH3 | | Fe2+ | Зеленоватый осадок↓, буреющий на воздухе | | Fe3+ | Бурый осадок↓ | | Cu2+ | Голубой ↓гелеобразный | | Al3+ | Белый ↓ гелеобразный, в избытке щелочи растворяется | | Zn2+ | | Ca2+ | CO32- (Na2CO3) | Белый осадок CaCO3 | |
| **№14** Электролиты и неэлектролиты. Катионы и анионы.  Электролитическая диссоциация кислот, щелочей и солей (средних) | **Электролиты** – вещества, которые в водных растворах и расплавах распадаются на ионы, вследствие чего их водные растворы или расплавы проводят электрический ток.   |  |  | | --- | --- | | **Электролиты** | **Неэлектролиты** | | Кислоты, основания и соли | Оксиды, простые вещества, большинство органических веществ |   **Кислоты** – электролиты, при диссоциации которых в водных растворах в качестве катионов образуется только катионы Н+  **Основания** – электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуется только гидроксид-анионы ОН-  **Соли** средние - электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металла и анионы кислотного остатка.  Катионы имеют положительный заряд; анионы – отрицательный |
| **№15** Реакции ионного обмена и условия их осуществления | Реакции ионного обмена идут до конца, если образуется **осадок, газ или вода (**или другое малодиссоциирующее вещество)  *В ионных уравнениях в неизменном виде надо оставлять формулы неэлектролитов, нерастворимых веществ, слабых электролитов, газов.*  **Правила составления ионных уравнений:**  -составить молекулярное уравнение реакции;  -проверить возможность протекания реакции; уравнять  -отметить вещества (подчеркнуть), которые *не будут распадаться на ионы* (**простые вещества, оксиды, газы, нерастворимые вещества, слабые электролиты);**  -записать полное ионное уравнение реакции;  -вычеркнуть из левой и правой части одинаковые ионы;  -переписать сокращённое ионное уравнение.  **Слабые электролиты:H2S, H3PO4, HNO2, HF. (ЗАПОМНИТЬ!)**  **ЗАПОМНИТЬ! Нестойкие вещества (разлагаются):**  **H2CO3=CO2**↑**+ H2O; H2SO3=SO2**↑**+ H2O NH4OH= NH3+ H2O** |
| **№17** Чистые вещества и смеси. Правила безопасной работы в школьной лаборатории. Лабораторная посуда и оборудование. Человек в мире веществ, материалов и химических реакций. Проблемы безопасного использования веществ. | **Чистые вещества и смеси**  Чистое вещество имеет определенный постоянный составили структуру(соль, сахар).  Смеси - это физические сочетания чистых веществ.  Смеси могут быть однородными (нельзя обнаружить частицы веществ) и неоднородными.  Разделить смеси можно, используя их физические свойства:   * -Железо, сталь притягиваются магнитом, остальные вещества – нет * -Песок и др. нерастворим в воде * -Измельченная сера, опилки всплывают на поверхность воды * -Несмешивающиеся жидкости (масло+ вода) можно разделить с помощью делительной воронки   *Некоторые правила безопасной работы в лаборатории:*   * -Работать с едкими веществами надо в перчатках * -Получение таких газов, как SO2, Cl2, NO2, надо проводить только под тягой * -Нельзя нагревать легковоспламеняющиеся вещества на открытом огне * -При нагревании жидкости в пробирке, надо сначала прогреть всю пробирку и держать ее под углом 30-450 |
| **№19** Вычисление массовой доли химического элемента в веществе | Массовая доля химического элемента в общей массе соединений равна отношению массы данного элемента к массе всего соединения (выражают в долях единицы или в процентах)  ω = n Ar(хэ)/Mr(вещества)(×100%) |