**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 ядраЧисло электронных слоевЧисло валентных электронов | ВозрастаетНе изменяетсяВозрастает | ВозрастаетВозрастаетНе 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 вещества0O20 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 классынеорганических 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 → SO2д) 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 активностиMg, Zn, Al, Fe | НеактивныеCu, Hg, Ag, Au, Pt |
| 1. +H2O→ Me\*OH +H2 (н.у.)2.+ неметаллы (!2Na+O2 →Na2O2- пероксид)3.+ кислоты | 1.+ Н2О (t0) →MeO +H22.+ неметаллы (кроме N2)3. +кислоты4. + соль(раств.), если Ме более акт., чем в соли5. 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 соли4.+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.+ Н2О2. + кислоты (НCI и др.)3.+ЭО4.+MeAO5.+MeAOН | 1. + кислоты (НCI и др.)2. +восстановители: С, СО, Н2, Al3.MgO + ЭO | 1.+ кислоты (НCI и др.)2.+ Me\*O3.+ Me\*OН4. +восстановители: С, СО, Н2, Al5. ZnO + ЭО | 1.+ Н2О2. + Me\*O 3.+ Me\*OН4. ЭОнелетуч + Соль → ЭОлетуч.↑+ соль |

Некоторые особенности: 2Mg+SiO2 →Si + 2MgO4HF+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 = АВРазложения АВ = А+ ВЗамещения А + ВС = АС + ВОбмена АВ + СD = AD + CBРеакции 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 спомощью 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 дномН2О(-) |
| **CO2** | CaCO3+2HCl →CaCl2+CO2↑+H2O Мутнеет известковая вода |
| **H2** | Zn+2HCl → ZnCl2+H2↑ Водород сгорает с хлопком | Н2О(+) пробирка вверх дномН2О(-) |
| **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** |
| ЛакмусМетиловый оранжевыйФенолфталеин | КрасныйРозовыйБесцветный | ФиолетовыйОранжевыйБесцветный | СинийЖелтыйМалиновый |

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%) |