***Теория по всем заданиям ОГЭ по химии***

***Задание 1.*** *Атомы и молекулы. Химический элемент. Простые и сложные вещества*

Названия химического элемента и простого вещества в большинстве случаев совпадают, поэтому следует различать эти два понятия.

Химический элемент — это определённый вид атомов. Атомы химического элемента могут входить в состав простых и сложных веществ. Можно охарактеризовать распространённость и формы нахождения химического элемента в природе, а также свойства его атомов (массу, размеры, строение).

Простое вещество образовано атомами одного химического элемента. Это одна из форм существования химического элемента в природе. Простое вещество характеризуется определённым составом, строением, физическими и химическими свойствами. Его применяют для получения других веществ.

|  |  |
| --- | --- |
| Химический элемент        | Простое вещество |
| Относительная атомная масса кислорода равна 16  |  Кислород плохо растворяется в воде   |
|  Азот входит в состав белков |  Азот используют для получения аммиака   |
|  Атомы водорода входят в состав молекул воды |  Водород легче воздуха |

***Задания 2, 6.*** *Строение атома. Строение электронных оболочек атомов*

1. Порядковый номер элемента численно равен заряду ядра его атома, числу протонов в ядре N и общему числу электронов в атоме.
2. Число электронов на последнем (внешнем) слое определяется по номеру группы химического элемента.
3. Число электронных слоев в атоме равно номеру периода.
4. Массовое число атома A (равно относительной атомной массе, округленной до целого числа) - это суммарное количество протонов и нейтронов.
5. Количество нейтронов N определяют по разности массового числа А и числа протонов Z.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Характеристика | По периоду(слева направо →)  | По группе(сверху вниз ↓)  |
| Заряд ядраЧисло электронных слоевЧисло валентных электронов | ВозрастаетНе изменяетсяВозрастает | ВозрастаетВозрастаетНе изменяется |
| Радиусы атомовМеталлические свойстваВосстановительные свойстваОсновные свойства оксидов и гидроксидов | Убывают | Возрастают |
| ЭлектроотрицательностьНеметаллические свойстваОкислительные свойстваКислотные свойства оксидов и гидроксидов | Возрастают | Убывают |

1. Изотопы – атомы одного химического элемента, имеющие в ядре одинаковое число протонов, но разное число нейтронов, т.е. одинаковый заряд ядра, но разную атомную массу.

***Задание 3.*** *Периодический закон и Периодическая система элементов*

***Задание 4.*** *Валентность и степень окисления химических элементов*

Степень окисления – условный заряд атома в соединении, вычисленный исходя из предположения, что все связи в этом соединении ионные (т.е. все связывающие электронные пары полностью смещены к атому более электроотрицательного элемента).

*Правила определения степени окисления элемента в соединении*:

* С.О. свободных атомов и простых веществ равна нулю.
* Сумма степеней окисления всех атомов в сложном веществе равна нулю.
* Металлы имеют только положительную С.О.
* С.О. атомов щелочных металлов (I(А) группа) +1.
* С.О. атомов щелочноземельных металлов (II(А) группа)+2.
* С.О. атомов бора, алюминия +3.
* С.О. атомов водорода +1 (в гидридах щелочных и щелочноземельных металлов –1).
* С.О. атомов кислорода –2 (исключения: в пероксидах –1, в OF2 +2).
* С.О. атомов фтора всегда - 1.
* Степень окисления одноатомного иона совпадает с зарядом иона.
* Высшая (максимальная, положительная) С.О. элемента равна номеру группы. Это правило не распространяется на элементы побочной подгруппы первой группы, степени окисления которых обычно превышают +1, а также на элементы побочной подгруппы VIII группы. Также не проявляют своих высших степеней окисления, равных номеру группы, элементы кислород и фтор.
* Низшая (минимальная, отрицательная) С.О. для элементов неметаллов определяется по формуле: номер группы -8.

\* С.О. – степень окисления

Валентность атома – это способность атома образовывать определенное число химических связей с другими атомами. Валентность не имеет знака.

Валентные электроны располагаются на внешнем слое у элементов А - групп, на внешнем слое и d – подуровне предпоследнего слоя у элементов В - групп. (

Валентности некоторых элементов (обозначаются римскими цифрами).

|  |  |
| --- | --- |
| постоянные | переменные |
| ХЭ | валентность | ХЭ | валентность |
| H, Na, K, Ag, F | I | Cl, Br, I | I (III, V, VII) |
| Be, Mg, Ca, Ba, O, Zn | II | Cu, Hg | II, I |
| Al, В | III | Fe | II, III |
|  |  | S | II, IV, VI |
|  |  | Mn | II, IV, VII |
|  |  | Cr | III, VI |
|  |  | N | I - V |
|  |  | P | III, V |
|  |  | C, Si | IV (II) |

*Примеры определения валентности и С.О. атомов в соединениях:*

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Формула | Валентности | С.О. |
| N2 | N III | 0 |
| NF3 | N III, F I | N +3, F -1 |
| NH3 | N III, Н I | N -3, Н +1 |
| H2O2 | Н I, О II | Н +1, О –1 |
| OF2 | О II, F I | О +2, F –1 |
| \*СО | С III, О III | С +2, О –2 |

***Задание 5.*** *Строение молекул. Химическая связь*

*1) Ковалентная неполярная* – атомы в молекуле одинаковы:N2, O2, O3, CI2,Br2, I2,F2 (ЭО одинакова)

*2)Ковалентная полярная* - атомы в молекуле состоят из разных атомов неметаллов – ЭО отличается незначительно, появляется смещение электронной пары к более ЭО элементу - кислотные оксиды, например: N2O5, P2O5, SO2, Н2О , все кислоты Н2S, HCl

*3)ионная связь*- между ионами: металла и неметалла- ЭО резко отличается, металл отдает электрон неметаллу (основные оксиды СаО, щелочи, н-р NaOH, соли н-р, NaCI , нитриды , фосфиды, карбиды, силициды металлов, при гидролизе которых образуются соответственно аммиак (NH3), фосфин (PH3) , метан CH4 (Al4C3) или ацетилен C2H2 (CaC2) и силан (SiH4). Ионная связь в солях аммония! (NH4Cl, NH4NO3 и т.д.)

4) *металлическая связь* ионы металла

Кристаллические решетки:

1)атомные – в узлах атомы, это вещества с ковалентной связью, с высокой температурой плавления, твердые- алмаз, графит (С), SiO2

2)молекулярные- в узлах молекулы, это газы, жидкости, низкая тем. пл. и кипения, хрупкие (иод), твердые - сера

3) ионные, с высокой темпер. плавления, твердые –это соли

4) металлические в узлах ионы металлов

***Задание 7.*** *Простые и сложные вещества. Классы неорганические соединений*



***Задания 8, 9, 10.*** *Химические свойства простых веществ: металлов и неметаллов*

*Химические свойства классов неорганических соединений*

*Свойства металлов*

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Активные (Me\*): Li , Na, K, Rb, Cs, Fr, Ca, Sr, Ba, Ra. | Средней активности | НеактивныеCu, Hg, Ag, Au, Pt |
| 1. +H2O→ Me\*OH +H2 (н.у.)2.+ неметаллы (но! 2Na+O2 →Na2O2 пероксид натрия)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 соли |

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. Исключение составляют HNO3 (конц, разбавл.), H2SO4 (конц.)

* HNO3 (конц.), H2SO4 (конц.) пассивируют Fe, Al, Сr (при н.у.)
* Cu,Hg, Ag восстанавливают кислоты до следующих продуктов:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  Ме (Cu,Hg, Ag ) + | HNO3 конц,  | → МеNO3 + NO2 +H2O |
| HNO3 разбавл. | → МеNO3 + NO+H2O |
| H2SO4конц. | → МеSO4 + SO2 +H2O |

*Химические свойства неметаллов*

Неметаллы реагируют с металлами и между собой.

1) H2+Ca →CaH2

2) N2+ 3Ca → Ca3N2

3) N2+ O2 ↔ 2NO

4) S + O2 → SO2

5) N2+ 3H2 → 2NH3

6) 2P + 3Cl2 → 2PCl3 или 2P + 5Cl2 → 2PCl5

Свойства галогенов можно объединить:

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 растворов галогенидов.

Cl2 + 2KBr →Br2 + 2KCl, но Br2 + KCl ≠

3) 2F2 + O2 → 2O+2F2 (фторид кислорода)

4) Запомнить: 2Fe + 3Cl2 → 2Fe+3Cl3 и Fe + 2HCl → Fe+2Cl2 + H2

Окислительные свойства галогенов усиливаются по группе снизу вверх.

Химические свойства классов неорганических веществ

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Реагент | Основный оксид | Амфотерный оксид | Кислотныйоксид | Щелочь | Амфотерный гидроксид | Кислота | Соль | H2O |
| Основный оксид | - | соль | соль | - | соль + H2O | соль + H2O | - | щелочь |
| Амфотерный оксид | соль | - | соль | соль + H2O | - | соль + H2O | - | - |
| Кислотныйоксид | соль | соль | - | соль + H2O | соль + H2O | - | - | кислота |
| Щелочь | - | соль + H2O | соль + H2O | - | соль + H2O | соль + H2O | соль + основа-ние | диссоци-ация |
| Амфотерный гидроксид | соль + H2O | - | соль + H2O | соль + H2O | - | соль + H2O | - | - |
| Кислота | соль + H2O | соль + H2O | - | соль + H2O | соль + H2O | - | соль + кислота | диссоци-ация |
| Соль | - | - | - | соль + основа-ние | - | соль + кислота | соль + соль | гидролиз |

Генетическая связь веществ

*Металл- основной оксид- основание- соль* (Na -Na2O –NaOH – Na2SO3)

*Неметалл – кислотный оксид – кислота – соль* ( S – SO2 – H2SO3 - Na2SO3)

*Амфотерные соединения*

Растворяются и в кислотах, и в щелочах!

|  |  |
| --- | --- |
| Металл | Оксиды и гидроксиды металлов |
| В растворах (+Н2О) |
| Al+NaOH=Na[AL(OH)4]+H2Zn+NaOH=Na2[Zn(OH)4]+H2 | Водород выделяется | Al2O3+NaOH=Na[AL(OH)4]Zn(OH)2+NaOH=Na2[Zn(OH)4] | Водород не выделяется |
| В расплавах (при температуре) |
| Образуются соли |
| Al+NaOH=NaALO2+H2Zn+NaOH=Na2ZnO2+H2 | Al2O3+NaOH=NaALO2+H2OZn(OH)2+NaOH=Na2ZnO2+H2O |

***Задание 11.*** *Типы химических реакций.*

По числу и составу исходных и полученных веществ различают реакции:

* Соединения А+В = АВ (справа одно соеинение)
* Разложения АВ = А+ В (слева одно соединение)
* Замещения А + ВС = АС + В (слева одно простое, одно сложное вещество)
* Обмена АВ + СD = AD + CB (слева и справа сложные вещества)

Реакции обмена между кислотами и основаниями – реакции нейтрализации.

***Задания 12, 17.*** *Признаки реакций*

Качественные реакции на ионы в растворе.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Ион | Ион для определения (пример вещества) | Признак реакции |
| Сl- | Ag+ (AgNO3) | Образуется творожистый белый осадок, нерастворимый в азотной кислоте. |
| Br- | Образуется желтоватый осадок |
| I- | Образуется желтый осадок |
| PO43- | Образуется желтый осадок |
| SO42- | Ba2+ (Ba(NO3)2) | Выпадает молочно-белый осадок, нерастворимый ни в кислотах, ни в щелочах |
| 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 |

***Задания 13, 14.*** *Электролитическая диссоциация, ионный обмен*

Индикаторы – вещества, меняющие цвет в присутствии кислот и щелочей.

|  |  |
| --- | --- |
| Индикатор | Среда |
| Кислая | Нейтральная | Щелочная |
| Лакмус | Красный | Фиолетовый | Синий |
| Метиловый оранжевый | Розовый | Оранжевый | Желтый |
| Фенолфталеин | Бесцветный | Бесцветный | Малиновый |

*Электролиты* – вещества, которые в водных растворах и расплавах распадаются на ионы, вследствие чего их водные растворы или расплавы проводят электрический ток.

|  |  |
| --- | --- |
| Электролиты | Неэлектролиты |
| Растворимые кислоты, основания и соли | Оксиды, простые вещества, большинство органических веществ, нерастворимые кислоты, основания и соли |

1.Кислоты – электролиты, при диссоциации которых в водных растворах в качестве катионов образуется только катионы Н+. Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато.

2.Основания – электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуется только гидроксид-анионы ОН-. Многокислотные основания диссоциируют ступенчато.

3.Соли средние – электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металла и анионы кислотного остатка. Средние соли диссоциируют нацело.

4.Катионы имеют положительный заряд; анионы – отрицательный.

5.Диссоциация описывается уравнением диссоциации.

6.Существуют сильные и слабые электролиты (по степени диссоциации)

Реакции с участием электролитов, протекающие в растворах (вещества находятся в виде ионов), называются *ионными*.

1.Реакции ионного обмена идут до конца, если образуется осадок, газ или малодиссоциирующее вещество, например вода.

2.В ионных уравнениях вещества-электролиты записывают в виде ионов, в неизменном виде надо оставлять формулы неэлектролитов, нерастворимых веществ, слабых электролитов, газов (нр H2S, H2O+CO2, H2O+SO2, HF, H3PO4, H2SiO3, CH3COOH,NH3+H2O)

*Правила составления ионных уравнений:*

* составить молекулярное уравнение реакции (коэффициенты!);
* проверить возможность протекания реакции;
* отметить вещества (подчеркнуть), которые будут записываться в молекулярном виде (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.

***Задания 15, 20.*** *Окислительно - восстановительные реакции*

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 окислительно-восстановительные реакции, в процессе которых не происходит изменения степеней окисления химических элементов.

* Реакции обмена всегда не ОВР!!!

1.Окислитель принимает электроны, происходит процесс восстановления. С.О. элемента при этом уменьшается.

2.Восстановитель отдает электроны, происходит процесс окисления. С.О. элемента возрастает.

3. Атомы с минимальными значениями степени окисления могут быть только восстановителями.

4. Атомы с максимальными значениями степени окисления могут быть только окислителями.

5. Атомы с промежуточными значениями степени окисления могут быть и окислителями, и восстановителями.

*Важнейшие восстановители*:металлы; водород H2; уголь C; оксид углерода(II) CO; сероводород H2S, сульфиды K2S; галогеноводороды HI, HBr; аммиак NH3.

*Важнейшие окислители*: галогены F2, Cl2; кислород O2, озон O3; соединения марганца KMnO4; азотная кислота HNO3 и её соли KNO3; концентрированная серная кислота H2SO4; ионы металлов.

***Задание 16.***Безопасность в лаборатории. Смеси. Химическое загрязнение

Чистые вещества и смеси.

* Чистое вещество имеет определенный постоянный состав или структуру, физические свойства (соль, сахар).
* Смесь – это система, состоящая из двух и более компонентов (чистых веществ).
* Вещества в смесях сохраняют свои свойства, поэтому смеси можно разделить, используя различия в этих свойствах.
* Смеси могут быть однородными (нельзя обнаружить частицы веществ даже вооруженным глазом) 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 можно разделить с помощью делительной воронки.
* Однородную смесь жидкостей разделяют дистилляцией.

Получение и собирание некоторых газов

О2 - разложение перманганата калия при нагревании: 2КМnO4= К2МnO4 +MnO2 + О2 (выт-ем воздуха или воды, в сосуд, расположенный вниз дном, проверка- тлеющая лучина загорается).

Водород получают: цинк + кислота, пробирка перевернута вверх дном, Н2 горит со звуком «па» Zn+ 2HCl= ZnCI2 +Н2

 Аммиак NH3 получают, собирая в пробирку вверх дном, нагревая соль аммония и твердую щелочь, выт-ем воздуха, лакмус синеет, среда щелочная 2NH4CI+Ca(OH)2=CaCI2+2NH3+2H2O;

Углекислый газ СО2 мрамор + кислота СаCO3+ 2HCl=CaCI2+ H2O+СО2 лучина гаснет, пробирка вниз дном, помутнение известковой воды

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Газ | Уравнение реакции полученияПроверка | Собираем вытеснением воздуха | Вытеснение воды |
| O2 | 2KMnO4 → K2MnO4+MnO2+O2↑ (t0) Загорается лучинка |    | + |
| CO2 | CaCO3+2HCl →CaCl2+CO2↑+H2O Мутнеет известковая вода |    | -- |
| H2 | Zn+2HCl → ZnCl2+H2↑ Водород сгорает с хлопком |    | + |
| NH3 | 2NH4Cl+Ca(OH)2 → CaCl2+2NH3↑+2H2O (t0) Синеет влажная лакмусовая бумажка;Характерный запах аммиака |    | -- |

Некоторые правила безопасной работы в лаборатории:

* Работать с едкими веществами надо в перчатках.
* Получение таких газов, как SO2, Cl2, NO2, NH3 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 C.

*Правила безопасности при работе с бытовой химией:*

* Применять химические товары нужно, используя индивидуальные средства защиты - повязку и перчатки.
* «Химию» необходимо применять только по назначению.
* Химическую продукцию нельзя подвергать воздействию прямых солнечных лучей или открытого пламени.
* При использовании бытовой химии рекомендации по дозировке и периодичности применения являются обязательными к соблюдению.
* Химические средства с просроченным сроком годности категорически запрещено использовать.
* Не оставляйте бытовую химию без присмотра или в доступном для детей месте.
* Не используйте и не храните бытовую химию в непосредственной близости с пищевыми продуктами.

Проблемы химического загрязнения планеты. Некоторые из этих проблем:

* Кислотные осадки (SO2, NO2, CO2)
* Парниковый эффект (CH4, CO2)
* Общее загрязнение атмосферы, воды, почвы (соли Pb2+, Cd2+, Cu2+, Hg2+ и чистая ртуть)
* Озоновая дыра (фреоны)
* Радиоактивное загрязнение.

***Задания 21, 23, 24.*** *Химические свойства простых и сложных веществ. Экспериментальная задача. Лабораторная работа*

Алгоритм выполнения заданий.

1. Составить цепочку взаимных превращений веществ, отражая генетическую связь.

Для составления цепочки превращений целесообразно отталкиваться от формулы вещества, которое необходимо получить («начать с конца»). Затем подобрать в списке исходных веществ то, которое могло бы являться «родоначальником» цепочки. Проанализировать, какие вещества способны к взаимодействию с предполагаемым исходным веществом. Причем, продукт этого взаимодействия мог бы послужить реагентом для получения конечного продукта.

2. Записать соответствующие уравнения реакций, расставить в них коэффициенты, указать тип реакций, условия их протекания (например, выделение газа или выпадение осадка).

3. В произвольной форме охарактеризовать (записать) вещества-реагенты и вещества-продукты реакции (класс веществ) и указать признаки реакций.

4. Составить сокращенное ионное уравнение в соответствии с заданием.

5. Провести эксперимент в лаборатории, комментируя свои действия.