**Галогены и Халькогены. Общая характеристика галогенов и халькогенов на основе положения в Периодической системе элементов Д.И. Менделеева и строении атома**

**УВАЖАЕМЫЕ СТУДЕНТЫ! ВНИМАТЕЛЬНО ПРОЧИТАЙТЕ ТЕКСТ И ВЫПОЛНИТЕ ЗАДАНИЯ**

**Галогены**

***Характеристика химических элементов, на основании положения в ПСХЭ.***

***Задание 1:*** дайте характеристику элементов **фтор, хлор, бром, йод** по плану:

1. Химический знак
2. Положение в ПС.
3. Состав ядра атома.
4. Укажите общее число электронов и число электронов на внешнем энергетическом уровне.
5. Степени окисления.
6. Высший оксид и его характер.
7. Водородное соединение.

***Вывод (ПОДСКАЗКИ В СКОБКАХ)*.** Все элементы находятся в \_\_\_\_*(№)* группе,\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ (*главной/побочной)* подгруппе. Все атомы содержат на внешнем энергетическом уровне \_\_\_\_(*количество)***ē**, являются сильными \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ (окислителями/восстановителями) (ст. ок. -1). Хлор, бром, йод – проявляют восстановительные свойства, т.к. могут проявлять положительную степень окисления.

***Задание 2:***

***Объяснить характер изменений (увеличение или усиление) или (уменьшение или ослабление) в подгруппе галогенов с ростом:***

- порядкового номера;

- заряда ядра атома;

- количества электронов на внешнем слое;

- радиус атома;

- неметаллические свойства;

- окислительные свойства;

- электроотрицательность.

*Вывод:*В 7 группе главной подгруппе \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ *(увеличивается/уменьшается)* радиус атома, \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ *(ослабевают/усиливаются)* окислительная способность, неметаллические свойства, уменьшается электроотрицательность, поэтому фтор самый сильный неметалл.

***Задание 3:***  Впишите знак **<**,**>** или = вместо \*

1. Заряд ядра: Cl \* Br , I \* F, Cl \* P
2. Число электронных слоев: Cl \* Br , I \* F, Cl \* P
3. Число электронов на внешнем уровне: Cl \* Br , I \* F, Cl \* P
4. Радиус атома: Cl \* Br , I \* F, Cl \* P
5. Окислительные свойства: Cl \* Br , I \* F, Cl \* P

***Физические свойства***

*Фтор и хлор* – газы, бледно-желтого и желто-зеленого цвета. *Бром* – жидкость темно-бурого цвета. *Йод* – кристаллическое вещество серо-стального цвета с металлическим блеском, при нормальном давлении, не плавясь.

Фтор растворим в жидком водороде, кислороде.

Хлор растворяется в воде (хлорная вода), спирте, эфире. Бром растворяется в воде (бромная вода), но хуже, чем Cl2. В большинстве органических растворителей растворяются легко.

Йод – мало растворим в воде, легко – в органических растворителях. Все галогены имеют резкий запах, ядовиты. Ионы галогенов обладают биологической активностью. У животных и у человека фтор содержится в костной ткани эмали зубов. При недостатке фтора развивается кариес. Хлор в виде иона присутствует в жидких тканях организма в качестве пртивоиона к ионам Na+ и К+. Иодид – ион регулирует деятельность щитовидной железы.

***Задание 4: Заполнить таблицу:***

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Вещество** | **Агрегатное состояние** | **Цвет** | **Запах** |
| Фтор F2 |  |  |  |
| Хлор Cl2 |  |  |  |
| Бром Br2 |  |  |  |
| Йод I2 |  |  |  |

***Вывод:*** С увеличением относительной молекулярной массы веществ \_\_\_\_\_\_\_\_\_ (*увеличивается / уменьшается)* температура кипения и температура плавления. Все простые вещества – галогены имеют \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_*(атомную/ ионную / металлическую / молекулярную)* кристаллическую решётку, которая оказывает влияние на агрегатное состояние молекул, поэтому фтор и хлор -газы, бром – жидкость, а йод – твёрдое вещество, но для йода характерно такое физическое явление как возгонка, т.е. переход вещества из твердого состояния в газообразное, минуя жидкую фазу. При возгонке в нагреваемой части прибора кристаллическое вещество испаряется, а в охлажденной снова конденсируется.

***4) Химические свойства***

**Химические свойства галогенов**

По ряду F2 Cl2 Br2 I2 → окислительная активность уменьшается. Галогены взаимодействуют:

1. Со щелочными металлами (фтор - со всеми металлами при нагревании даже с Pt, Au)

2Na + Cl2 → 2NaCl

1. С медью, железом и оловом при нагревании

Cu + Cl2 → CuCl2

1. С неметаллами
2. c H2: H2 + F2 → 2HF (в темноте со взрывом)

H2 + Cl2 → 2CuCl (на свету)

H2 + Br2 → 2HBr (при нагревании)

H2 + I2 → 2 HI (при сильном нагревании)

б) с Si: 2F2 + Si → SiF4 + Q

в) c S: 3F2 + S → SF6 + Q

г) c P: 2P + 3Cl2 → 2PCl3 + Q

во всех реакциях галогены – окислители.

1. Со сложными веществами

2H2O + 2F2 → 4HF + O2 + Q

SiO2 + 2F2 → SiF4 +O2 +Q

**Халькогены:**

**Общая характеристика элементов главной подгруппы 6 группы**

Главную подгруппу 6 группы периодической системы составляют кислород, сера, селен, теллур и полоний.

Внешний энергетический уровень имеет конфигурацию s2p4 и разделены по ячейкам.

|  |
| --- |
| ↓↑ |

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| ↓↑ | ↓ | ↓ |

II пер О 1S2 2S2 2p4

III пер S 1S2 2S2 2P6 3S2 3P4

IV пер Se 1S2 2S2 2P6 3S2 3P6 4S2 3d10 4p4

V пер Te 1S2 2S2 2P6 3S2 3P6 4S2 3d10 4p6 5s2 4d10 5p4

VI пер Po 1S2 2S2 2P6 3S2 3P6 4S2 3d10 4p6 5s2 4d10 5p6 6s2 4f14 5d10 6p4

Атом кислорода отличается от S, Se, Te, Po отсутствием d-подуровня внешнего уровня. Поэтому кислород проявляет постоянную валентность (2). Остальные халькогены имеют свободную d-орбитали, поэтому они имеют переменную валентность (II,IV,VI).

***Задание 5:*** Заполнить таблицу «Сравнительная характеристика кислорода и серы»

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **№** | **Признаки сравнения** | **Кислород** | **Сера** |
| 1 | Нахождение в природе |  |  |
| 2 | Получение |  |  |
| 3 | Физические свойства |  |  |
| 4 | Химические свойства |  |  |
| 5 | Применение |  |  |

**Кислород О**

**1. Нахождение в природе**

Кислород – самый распространенный элемент на Земле. В воздухе в свободном виде его содержание составляет 20, 95 % (по объему), в земной коре - 47,2 % (по массе).

Кислород входит в состав углеводов, жиров, белков. В человеческом организме 61 % кислорода.

Природный кислород состоит из трех стабильных изотопов: О816, О817, О818.

В природе встречается в двух аллотропных видоизменениях: О2 и О3 – озон.

**2. Получение кислорода**

*В лаборатории:*

*t°*

а) 2КClO3 → 2KCl+3O2

*t°*

б) 2KMnO4 → K2MnO4 + MnO2 + O2

*MnO2*

в) 2H2O2  → H2O +O2

*В промышленности* – из сжиженного воздуха. При испарении вначале выделяется азот (tкип – 196oC), а в жидкости остается О2 (tкип -183оС).

**3. Физические свойства.**

О2 – бесцветный газ, без запаха и вкуса.

tкип -183оС, тяжелее воздуха

**4. Химические свойства**

В реакциях кислород проявляет только окислительные свойства, образуя соединения со всеми химическими элементами, кроме гелия, неона, аргона. Непосредственно не реагирует только с галогенами, золотом и платиной.

4Cs+O2 → 2Сs2O (Cs самовозгорается при комнатной температуре)

4P+SO2→2P2 O5 H2+O2 →H2O

S+O2 → SO2 C+O2→CO2

Кислород взаимодействует и со сложными веществами:

2H2S+3O2→ 2SO2+2H2O

CH4+O2 → CO2 +H2O

C2H5OH+3O2 → 3CO2+3H2O

Эти реакции называются *горением*, т.к. сопровождаются выделением света и тепла. Но есть и другие процессы, в которых выделяется энергия, а свет не выделяется (дыхание - процесс окисления органических веществ в животном и растительном мире).

Медленное окисление органических веществ на воздухе называется *гниением.*

**5. Озон**

Озон – аллотропное видоизменение кислорода. Молекула состоит из 3-х атомов (О3).

В газообразном состоянии имеет синеватый цвет, а в жидком – темно-синий.

О2→2О происходит

О+О2⮀О3 поглощение энергии

Озон – рекционноспособное вещество

О3→О2+О

Поэтому озон – сильнейший окислитель.

PbS+4O3→PbSO4+4O2

KI+O3+H2SO4→ I2+K2SO4+O2+H2O

Озон токсичен для микроорганизмов, поэтому применяется для обеззараживания воды и воздуха

**6. Применение кислорода**

Кислород применяется в химической промышленности для получения азотной и серной кислот, в процессах обжига руд, в производстве чугуна и стали, для сварки и резки металлов.

Биологическая роль кислорода – исключительно велика в процессах жизнедеятельности, т.к. окисление углеводов, жиров и белков служит источником энергии живых организмов. Дыхание осуществляется при участии кислорода, человек вдыхает в сутки 20-30 м3 воздуха. Снижение содержания О2 в воздухе до 9% опасно для жизни.

**Сера S3216**

1. **Нахождение в природе**

Широко распространена в природе и встречается в самородном виде и в виде соединений

Сульфиды: PbS – свинцовый блеск;

Cu2S - медный блеск;

ZnS – цинковая обманка

FeS2 - пирит (железный колчедан)

CuFeS2 – халькопирит

Сульфаты:CaSO4⋅2H2O - гипс;

MgSO4 ⋅2H2O – кизерит.

1. **Получение серы**

FeS2 → FeS + S (нагревают до высоких температур)

2H2S + O2 → 2S + 2 H2O (окисление сероводорода)

SO2 + C → CO2 +S (восстановление углеродом)

Самородную серу очищают от посторонних веществ путем нагревания и дальнейшей перегонки.

1. **Физические свойства серы**

Сера – твердое вещество лимонно-желтого цвета, не растворяется в воде, трудно растворяется в сероуглероде CS2. Сера образует несколько аллотропных видоизменений.

Ромбическая сера. Наиболее устойчивая модификация. Кристаллы, имеющие вид октаэдров. В эту модификацию превращаются все остальные модификации.

Моноклинная сера. При медленном охлаждении серы образуются длинные темно-желтые игольчатые кристаллы.

Пластическая сера. Если расплавленную серу вылить в холодную воду, образуется эластическая масса.

1. **Химические свойства**

На холоде сера инертная, но с повышением температуры ее реакционная способность увеличивается. С металлами сера проявляет окислительные свойства

Fe + S → FeS (сульфид железа)

С водородом при нагревании до1500

H2 + S ⮀ H2O

С сильными окислителями сера ведет себя как восстановитель

S + 3F3 → SF6

S + O2 → SO2 (горение при t= 2800С)

Со сложными веществами:

2H2SO4 + S → 3SO2 + H2O

*расплавл.*

S + HNO3 → H2SO4 + NO

*конц.*

Сера способна к реакциям диспропорционирования

3S + 6KOH → K2SO3 + 2K2S + 3H2O

1. **Применение серы**

Сера применяется для производства серной кислоты (около 50% мирового производства), в резиновой промыщ=шленности, в производстве искусственных волокон. Сера входит в состав белков, поэтому важна для жизненных процессов. Содержание серы 0,25% по по массе в организме человека. Из препаратов применяется сера очищенная внутри в качестве слабительного средства, в психиатрии, входит в состав мазей, присыпок для лечения кожных заболеваний.

**Закрепление обобщение знаний**

***Задание* 6: Дайте ответ на вопросы:**

1.     Почему у кислорода, в отличие от других халькогенов, постоянная валентность?

2. Как изменяется окислительная активность галогенов в группе? Почему?

3. Какие химические свойства характерны для галогенова?

4.     Какие физические свойства характерны для кислорода?

5.     Что такое катализаторы, для чего их применяют?