**Методические рекомендации по подготовке учащихся к ЕГЭ**

**Тема: «Металлы» (составлены учителем лицея № 393 Левшиной С.В.)**

В кодификаторе по данной теме выделены следующие разделы:

- Общая характеристика металлов 1 – 3 групп главных подгрупп в связи с их положением в Периодической системе и особенностями строения их атомов.

- Характеристика переходных элементов – хрома, железа, меди, цинка по их положению в Периодической системе и особенностями строения их атомов.

- Коррозия металлов и способы защиты от неё.

- Общие способы получения металлов.

***1. Общая характеристика металлов главных подгрупп 1 – 3 групп Периодической системы Д. И. Менделеева***

**§1. Металлы IА группы – s-элементы**

Элементы IА группы имеют сходное строение внешнего электронного слоя ns1, поэтому в соединениях они проявляют постоянную степень окисления +1. По группе растет количество электронных уровней в атомах, поэтому увеличиваются радиусы атомов. Сверху вниз уменьшается энергия ионизации и электроотрицательность.

С ростом заряда ядра увеличиваются металлические свойства элементов и восстановительные свойства простых веществ. Элементы IА группы называются щелочными металлами.

Состав оксидов и гидроксидов, образуемых щелочными металлами сходен - Ме2О и МеОН соответственно; проявляют основные свойства. Их гидроксиды являются растворимыми в воде основаниями и называются щелочами.

По группе основные свойства оксидов и гидроксидов возрастают.

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Элемент | Электронная формула | Изменение радиуса атома | Изменение энергии ионизации Э → Э+ | Изменение электроотрицательности | Изменение восстановительных свойств | Изменение металлических свойств | Степень окисления | Состав и изменение свойств оксидов | | Состав и изменение свойств гидроксидов | |
| **Li** | **2s1** | Увеличиваются | Уменьшается | Уменьшается | Увеличиваются | Увеличиваются | +1 | Ме2О  Основные оксиды | Увеличиваются основные свойства | МеОН  Основные гидроксиды | Увеличиваются основные свойства |
| **Na** | **3s1** | +1 |
| **K** | **4s1** | +1 |
| **Rb** | **5s1** | +1 |
| **Cs** | **6s1** | +1 |

**Химические свойства щелочных металлов (простых веществ)**

Являются сильными восстановителями, окисляются простыми веществами-неметаллами, водой, кислотами, могут вытеснять из сложных веществ (солей, оксидов) более слабых восстановителей. Во всех реакциях окисляются: Ме0 – ē → Ме+

|  |  |
| --- | --- |
| **Ме +** | **O2 → Me2O2**пероксиды  (4Li + O2 → 2Li2O оксид лития; K + O2 → KO2 надпероксид калия) |
| **Hal2 → MeHal** галогениды  (фториды MeF, хлориды MeCl, бромиды MeBr, иодиды MeI) |
| **S → Me2S** сульфиды |
| **N2 → Me3N** нитриды |
| **P → Me3P** фосфиды |
| **H2 → MeH** гидриды |
| **H2O → MeOH + H2** |
| **H2SO4**(конц.)→ Me2SO4 + H2S + H2O |
| **HNO3**(конц.) → MeNO3 + N2О + H2O |
| **HNO3**(разб.) → MeNO3 + NH3 (NH4NO3) + H2O |

**Химические свойства оксидов щелочных металлов**

Оксиды щелочных металлов проявляют основные свойства – взаимодействуют с кислотными оксидами, кислотами, водой, амфотерными оксидами

|  |  |
| --- | --- |
| **Ме2О +** | **Э2Oх**(кислотный оксид)→ **MenЭOy** (соль) |
| **H2O → 2MeOH** |
| **HnЭ, HnЭОy**(кислоты)→ **MenЭ, МеnЭOy** (соль) + **H2О** |
| **XnOm** (амфотерный оксид) → **MezXOk**(соль) |

**Химические свойства гидроксидов щелочных металлов**

Основания, образуемые щелочными металлами, хорошо растворимы в воде, диссоциируют с образованием катионов Ме+ и анионов ОН-, взаимодействуют с кислотами, кислотными оксидами, солями (если выпадает осадок), амфотерными оксидами и гидроксидами,

|  |  |
| --- | --- |
| **МеОН** + | **Ме+ + ОН-**(за счётОН- изменяют окраску индикаторов) |
| **Э2Oх**(кислотный оксид)→ **MenЭOy** (соль) + **H2О** |
| **HnЭ, HnЭОy**(кислоты)→ **MenЭ, МеnЭOy** (соль) + **H2О** |
| **XnOm** (амфотерный оксид) → **MezXOk**(соль) + **H2О** |
| **X(OН)n**(амфотерный гидроксид)→ **MezXOk** (соль) + **H2O** |
| **MnЭ, МnЭOy** (соль) → **MenЭ, МеnЭOy** (соль щелочного металла) + **М(ОН)z↓** |

***Также гидроксиды щелочных металлов взаимодействуют со многими органическими соединениями (спиртами, фенолами, карбоновыми кислотами, галогенопроизводными углеводородов, аминокислотами).***

**§2. Металлы IIА группы – s-элементы**

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Элемент | Электронная формула | Изменение радиуса атома | Изменение энергии ионизации Э → Э+2 | Изменение электроотрицательности | Изменение восстановительных свойств | Изменение металлических свойств | Степень окисления | Состав и изменение свойств оксидов | | Состав и изменение свойств гидроксидов | |
| **Be** | **2s2** | Увеличиваются | Уменьшается | Уменьшается | Увеличиваются | Увеличиваются | +2 | МеО  Основные оксиды | Увеличиваются основные свойства | Ме(ОН)2  Основные гидроксиды | Увеличиваются основные свойства |
| **Mg** | **3s2** | +2 |
| **Ca** | **4s2** | +2 |
| **Sr** | **5s2** | +2 |
| **Ba** | **6s2** | +2 |
| **Ra** | **7s2** | +2 |

Элементы IIА группы имеют сходное строение внешнего электронного слоя ns2, поэтому в соединениях они проявляют постоянную степень окисления +2.

По группе:

- растет количество электронных уровней,

- увеличиваются радиусы атомов,

- уменьшается энергия ионизации,

- уменьшается электроотрицательность,

- увеличиваются металлические свойства элементов и восстановительные свойства простых веществ.

Элементы IIА группы, кроме бериллия, являются активными металлами, обладают ярко выраженными металлическими свойствами.

Состав оксидов и гидроксидов, образуемых этими металлами сходен - МеО и Ме(ОН)2 соответственно. По группе основные свойства оксидов и гидроксидов возрастают. Гидроксиды стронция и бария хорошо растворимы в воде, гидроксид кальция – малорастворим – все они – щелочи. Гидроксид магния – нерастворимое основание. Оксид и гидроксид бериллия –амфотерные соединения.

**Химические свойства металлов IIА группы (простых веществ)**

Являются сильными восстановителями, окисляются простыми веществами-неметаллами, водой, кислотами, могут вытеснять из сложных веществ (солей, оксидов) более слабых восстановителей. Во всех реакциях окисляются: Ме0 – 2ē → Ме+2.

|  |  |
| --- | --- |
| **Ме\* +** | **O2 → MeO**оксиды |
| **Hal2 → MeHal2** галогениды (фториды MeF2, хлориды MeCl2, бромиды MeBr2, иодиды MeI2) |
| **S → MeS** сульфиды |
| **N2 → Me3N2** нитриды |
| **P → Me3P2** фосфиды |
| **C → Me2C2** карбиды |
| **Si → Me2Si** силициды |
| **H2 → MeH2** гидриды |
| **H2O → Me(OH) 2 + H2** (исключение – Mg образует MgO) |
| **HCl → MeCl2 + H2** (Me – Mg ) |
| **H2SO4**(конц.)→ MeSO4 + H2S + H2O |
| **HNO3**(конц.) → Me(NO3)2 + N2О + H2O (разб. - Me(NO3)2 + NH3(NH4NO3) + H2O) |

\* - примеры приведены для всех металлов кроме бериллия

**Химические свойства оксидов металлов IIА группы**

Оксиды металлов IIА группыпроявляют основные свойства – взаимодействуют с кислотными оксидами, кислотами, водой, амфотерными оксидами.

|  |  |
| --- | --- |
| **МеО +** | **Э2Oх**(кислотный оксид)→ **MenЭOy** (соль) |
| **H2O → Me(OH)2** |
| **HnЭ, HnЭОy**(кислоты)→ **MenЭ, МеnЭOy** (соль) + **H2О** |
| **XnOm** (амфотерный оксид) → **MezXOk**(соль) |

**Химические свойства гидроксидов металлов IIА группы**

Гидроксиды кальция, стронция и бария взаимодействуют с кислотами, кислотными оксидами, солями (если выпадает осадок), амфотерными оксидами и гидроксидами. Гидроксид магния – нерастворимое основание, поэтому реагирует только с кислотами и разлагается при нагревании.

|  |  |
| --- | --- |
| **Ме\*(ОН)2** + | **Ме+2 + 2ОН-**(за счётОН- изменяют окраску индикаторов) |
| **Э2Oх**(кислотный оксид)→ **MenЭOy** (соль) + **H2О** |
| **HnЭ, HnЭОy**(кислоты)→ **MenЭ, МеnЭOy** (соль) + **H2О** |
| **XnOm** (амфотерный оксид) → **MezXOk**(соль) + **H2О** |
| **X(OН)n**(амфотерный гидроксид)→ **MezXOk** (соль) + **H2O** |
| **MnЭ, МnЭOy** (соль) → **MenЭ, МеnЭOy** (соль щелочного металла) + **М(ОН)z↓** |

\* данные примеры не относятся к магнию

**§3. Металлы IIIА группы – p-элементы**

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Элемент | Электронная формула | Изменение радиуса атома | Изменение энергии ионизации Э → Э+3 | Изменение электроотрицательности | Изменение восстановительных свойств | Изменение металлических свойств | Степень окисления | Состав и изменение свойств оксидов | | Состав и изменение свойств гидроксидов | |
| **Al** | **3s23p1** | Увеличиваются | Уменьшается | Уменьшается | Увеличиваются | Увеличиваются | +3 | Ме2О3  Амфотерные оксиды | Увеличиваются основные свойства | Ме(ОН)3  Амфотерные гидроксиды | Увеличиваются основные свойства |
| **Ga** | **4s24p1** | +3 |
| **In** | **5s25p1** | +3 |
| **Tl** | **6s26p1** | +3 |

Элементы IIIА группы имеют сходное строение внешнего электронного слоя ns2np1, поэтому в соединениях они проявляют постоянную степень окисления +3.

По группе: растет количество электронных уровней, увеличиваются радиусы атомов, уменьшается энергия ионизации и электроотрицательность. С ростом заряда ядра увеличиваются металлические свойства элементов и восстановительные свойства простых веществ. Состав оксидов и гидроксидов, образуемых этими металлами сходен - Ме2О3 и Ме(ОН)3 соответственно; проявляют амфотерные свойства. По группе основные свойства оксидов и гидроксидов возрастают.

**Химические свойства алюминия**

Поверхность алюминия покрыта тонкой, но очень прочной пленкой оксида алюминия, которая препятствует окислению, взаимодействию с водой, концентрированными серной и азотной кислотами. Очищенный от оксидной пленки алюминий активно вступает в реакции с окислителями: Al0 - 3ē → Al+3.

I. Взаимодействие алюминия с простыми веществами-неметаллами

а) с кислородом: 4Al + 3O2 → 2Al2O3

б) с галогенами: 2Al + 3Cl2 → 2AlCl3

в) с серой: 2Al + 3S → Al2S3

г) с азотом: 2Al + N2 → 2AlN

д) с углеродом: 4Al + 3C → Al4C3

II. Взаимодействие алюминия со сложными веществами

1. Взаимодействие с водой: 2Al + 6H2O → 2Al(OH)3 + 3H2↑

2. Взаимодействие с оксидами металлов (алюминотермия):

Fe2O3 + 2Al → Al2O3 + 2Fe

3. Взаимодействие с кислотами (в конц. H2SO4 и HNO3 - пассивирует):

2Al + 6HCl → 2AlCl3 + 3H2↑

2Al + 3H2SO4(разб.) → Al2(SO4)3 + 3H2↑

Al + 4HNO3(разб.) → Al(NO3)3 + NO↑ + 2H2O

4. Взаимодействие со щелочами:

2Al + 2NaOH + 6H2O → 2**Na[Al(OH)4]** + 3H2↑

5. взаимодействие с растворами солей менее активных металлов

2Al + 3CuCl2 → 2AlCl3 + 3Cu

**Химические свойства оксида алюминия**

Оксид алюминия не взаимодействует с водой, обладает амфотерными свойствами – реагирует с кислотами и щелочами.

1. Взаимодействие с кислотами:

Al2O3 + 6HCl → 2AlCl3 + 3H2O

1. Взаимодействие со щелочами:

а) в растворе: Al2O3 + 2NaOH + 3H2O → 2**Na[Al(OH)4]**

б) при сплавлении: Al2O3 + 2NaOH → 2**NaAlO2** + H2O

1. Взаимодействие с карбонатами щелочных металлов (сплавление):

Al2O3 + Na2CO3 → 2**NaAlO2** + CO2↑

**Химические свойства гидроксида алюминия**

Гидроксид алюминия нерастворим в воде, проявляет амфотерные свойства: взаимодействует с кислотами и щелочами, при нагревании разлагается.

1. Взаимодействие с кислотами:

Al(OH)3 + 3HCl → AlCl3 + 3H2O

1. Взаимодействие со щелочами:

Al(OH)3 + NaOH → **Na[Al(OH)4] или Na3[Al(OH)6]**

1. Реакция разложения при нагревании:

2Al(OH)3 → Al2O3 + 3H2О

***2. Общая характеристика металлов побочных подгрупп Периодической системы***

**§1. Металлы побочных подгрупп**

Все металлы побочных подгрупп относятся к d-элементам, так как у них происходит заполнение электронами d-орбиталей предвнешнего энергетического уровня. У d-элементов на s-орбиталях внешнего уровня располагается по 2 электрона, а у некоторых элементов (в IV периоде – это Cr и Cu) в результате «провала» по 1 электрону, что объясняется достижением минимума энергии. Поэтому электронная структура орбиталей, содержащих валентные электроны, может быть записана так: (n – 1)d1-10 ns2.

В образовании химических связей у d-элементов могут участвовать s-, p-орбитали внешнего и d-орбитали предвнешнего энергетических уровней. Наиболее характерная степень окисления для них +2; высшая, как правило, равна номеру группы (но не более 6).

Металлы побочных подгрупп проявляют только восстановительные свойства, но они выражены слабее, чем у элементов главных подгрупп. В промежуточной степени окисления они могут проявлять и окислительные и восстановительные свойства, в высшей степени окисления – только окислительные.

Вследствие разнообразия степеней окисления многие d-элементы образуют соединения, отличающиеся по своим кислотно-основным свойствам, т.е. могут проявлять основные, амфотерные и кислотные свойства. Оксиды и гидроксиды металлов в степенях окисления +1 и +2 проявляют основные свойства, в степенях окисления +3, +4 – амфотерные, в высших (+ 5, +6, +7) – кислотные свойства.

**§2. Хром и его соединения**

**Химические свойства хрома Cr**

1. горение в кислороде

4Cr +3O2 → 2Cr2O3

2. взаимодействие с галогенами

2Cr + 3Hal2 → 2CrHal3

3. взаимодействие с водой (в раскаленном состоянии)

2Cr + 3H2O ↔ Cr2O3 + 3H2

4. взаимодействие с кислотами (в конц. H2SO4 и HNO3 - пассивирует)

Cr +2HCl → CrCl2 + H2 (без доступа воздуха)

5. взаимодействие с растворами солей менее активных металлов

Cr + CuCl2 → CrCl2 + Cu

**Химические свойства соединений хрома**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | Оксид | Гидроксид | Соли |
| Cr+2 | Основный  CrO + 2HCl → CrCl2 + H2 | Основание  Cr(OH)2 + 2HCl → CrCl2 + 2H2O | CrCl2 + 2KOH → Cr(OH)2↓ + 2КCl |
| Cr+3 | Амфотерный  Cr2O3 + 6HCl → 2CrCl3 + 6H2O  Cr2O3 + 2NaOH → 2NaCrO2 + H2O  Cr2O3 + Na2CO3 → 2NaCrO2 + CO2 | Амфотерный  Cr(OH)3 + 3HCl → CrCl3 + 3H2O  Cr(OH)3 + КОН → **K[Cr(OH)4]** | CrCl3 + 3KOH → Cr(OH)3↓ + 3КCl |
| Cr+6 | Кислотный  CrO3 + 2KOH → K2CrO4 + H2O | Кислота  H2CrO4 + 2KOH → K2CrO4 + 2H2O | **2CrO42- + 2H+ ↔**  **Cr2O72- + H2O** |

**§3. Железо и его соединения**

**Химические свойства железа Fe**

1. горение в кислороде

3Fe+2O2 → Fe3O4

2. окислениена воздухе

4Fe+3O2 + 6H2O → 4Fe(OH)3

3. взаимодействие с галогенами

2Fe + 3Hal2 → 2FeHal3

4. взаимодействие с серой (при нагревании)

Fe + S → FeS

5. взаимодействие с водой (в раскаленном состоянии)

3Fe + 4H2O ↔ Fe3O4 + 4H2

6. взаимодействие с кислотами (в конц. H2SO4 и HNO3 - пассивирует)

Fe +2HCl → FeCl2 + H2

Fe + H2SO4(разб.) → FeSO4 + H2

7. взаимодействие с растворами солей менее активных металлов

Fe + CuCl2 → FeCl2 + Cu

**Химические свойства соединений железа**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | Оксид | Гидроксид | Соли |
| Fe+2 | Основный  FeO + 2HCl →  FeCl2 + H2 | Основание  Fe(OH)2 + 2HCl → FeCl2 + 2H2O  4Fe(OH)2 + O2 + 2H2O → 4Fe(OH)3 | FeCl2 + 2KOH → Fe(OH)2↓ + 2КCl (без доступа воздуха)  качественная реакция на Fe2+:  3FeCl2 + 2K3[Fe(CN)6] → **Fe3[Fe(CN)6]2**↓ + 6KCl |
| Fe+3 | Амфотерный  Fe2O3 + 6HCl → 2FeCl3 + 6H2O  Fe2O3 + 2NaOH → 2**NaFeO2** + H2O (сплавление) | Амфотерный  Fe(OH)3 + 3HCl → FeCl3 + 3H2O  Fe(OH)3 + КОН → **K[Fe(OH)4]** | FeCl3 + 3KOH → Fe(OH)3↓ + 3КCl  качественная реакция на Fe3+:  4FeCl3 + 3K4[Fe(CN)6] → **Fe4[Fe(CN)6]3**↓ + 12KCl |

**§4. Медь и её соединения**

**Химические свойства меди Cu**

1. горение в кислороде

2Cu +O2 → 2CuO

2. взаимодействие с галогенами

Cu + Cl2 → CuCl2

3. взаимодействие с серой (при нагревании)

Cu + S → CuS

4. взаимодействие с кислотами – сильными окислителями

Cu + 2H2SO4(конц.) → CuSO4 + SO2 + 2H2O

Cu + 4HNO3(конц.) → Cu(NO3)2 + 2NO2 + 2H2O

3Cu + 8HNO3(разб.) → 3Cu(NO3)2 + 2NO + 4H2O

5. взаимодействие с растворами солей менее активных металлов

Cu + 2AgNO3 → Cu(NO3)2 + 2Ag

**Химические свойства соединений меди**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | Оксид | Гидроксид | Соли |
| Cu+1 | Cu2O + 2HCl →  2CuCl + H2O | Основание  CuOH + HCl →  CuCl + H2O | CuCl + KOH → CuOH↓ + КCl |
| Cu+2 | Основный  CuO + 2HCl →  CuCl2 + H2O | Основание  Cu(OH)2 + 2HCl →  CuCl2 + 2H2O | CuCl2 + 2KOH → Cu(OH)2↓ + 2КCl |

**§5. Цинк и его соединения**

**Химические свойства цинка**

1. горение в кислороде

2Zn + O2 → 2 ZnO

2. взаимодействие с галогенами

Zn + Cl2 → ZnCl2

3. взаимодействие с серой (при нагревании)

Zn + S → ZnS

4. взаимодействие с кислотами (в конц. H2SO4 и HNO3 - пассивирует)

Zn +2HCl → ZnCl2 + H2

Zn + H2SO4(разб.) → ZnSO4 + H2

5. взаимодействие с растворами солей менее активных металлов

Zn + CuCl2 → ZnCl2 + Cu

6. взаимодействие со щелочами

Zn + 2NaOH + 2H2O → **Na2[Zn(OH)4]** + H2

**Химические свойства соединений цинка**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | Оксид | Гидроксид | Соли |
| Zn+2 | Амфотерный  ZnO + 2HCl → ZnCl2 + H2  ZnO + 2NaOH + H2O → **Na2[Zn(OH)4]** | Амфотерный  Zn(OH)2 + 2HCl → ZnCl2 + 2H2O  Zn(OH)2 + 2NaOH → **Na2[Zn(OH)4]** | ZnCl2 + 2KOH → Zn(OH)2↓+ 2КCl |