***Елементи І-В групи***

**Cu, Ag, Au**

В природі переважно існують у вільному стані (самородному) і у вигляді мінералів.

***ЗАГАЛЬНА ХАРАКТЕРИСТИКА ЕЛЕМЕНТІВ І-В ГРУПИ***

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| ***Символ*** | ***ω вмісту в земній корі, %*** | ***Найважливіші природні сполуки (назви мінералів)*** |
| **Cu** | 0,01 | Самородна мідь; *CuFeS2* (халькопірит або мідний колчедан); *Cu2S* (мідний блиск); *Cu(OH)2 •CuCO3* (малахіт) |
| **Ag** | 1\*10-5 | Самородне срібло; *Ag2S* (аргеніт або срібний блиск); *Ag3SbS3* (пираргиріт); *Ag3AsS3* (прустит) |
| **Au** | 1,6\*10-7 | зустрічається переважно у самородному стані; *AuTe2* (калаверіт); *(AuAg)Te* (кренмеріт); *(AgAu)Te2*(петуніт) |

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| ***Елемент***  ***Характеристика*** | **Cu** | **Ag** | **Au** |
| ***Атомний номер*** | 29 | 47 | 79 |
| ***Масові числа природний ізотопів (% у природній суміші)*** | 63 (69,1)  65 (30,9) | 107 (51,35)  109 (48,65) | 197 (100) |
| ***І потенціал іонізації, В*** | 7,7264 | 7,5763 | 9,2258 |
| ***Спорідненість до електрона, еВ*** | 1,8 | 1,301 | 2,3086 |
| ***Електронегативність*** | 1,75 | 1,42 | 1,42 |
| ***Ступінь окислення елементу в сполуках*** | +1; **+2**; +3 | **+1**; +2; +3 | +1; **+3** |

***АТОМНІ ХАРАКТЕРИСТИКИ ЕЛЕМЕНТІВ***

З часом на мідних виробах з’являються блакитний наліт – це **малахіт,** який утворюється в наслідок окислення міді на повітрі при наявності CO2 і вологи:

2Cu + O2+CO2+H2O => Cu2(OH)2CO3

Cu(OH)2+CuCO3

Поступове **почорніння** відбувається із **срібла** пояснюється взаємодією срібла з сірководнем в присутності кисню повітря:

2Ag+H2S+1/2O2 =>Ag2S+H2O

***ОСНОВНІ ФІЗИКО-ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ПРОСТИХ РЕЧОВИН***

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| ***Елемент***  ***Характеристика*** | **Cu** | **Ag** | **Au** |
| ***Основна форма існування за звичайних умов (тип кристалічної гратки)*** | Метали (кубічна гранецентрована) | | |
| ***Колір*** | червоний | білий | жовтий |
| ***Густина, ρ, г/см3 (293 К)*** | 8,96 | 10,5 | 19,32 |
| ***Температура плавлення, 0С*** | 1083,6 | 962,08 | 1064,58 |
| ***Температура кипіння, 0С*** | 2567 | 2212 | 2807 |
| ***Відносна електропровідність*** | 57,5 | 54,6 | 42,0 |

**Звичайна форма існування Ме**: для них характерна кристалічна гратка, кубічно гранецентрована.

**Колір**: Cu – червоний, Au – жовтий, Ag – білий

**Густина Ме зростає**: t° плавлення >1000 °С; t° кипіння > 2200°

**Способи одержання:**

1. ***Сu - мідь***

Пірометалургійний метод добування із сульфідних руд:

Cu2S+2O2 = 2CuO+SO2

4CuO >2Cu2O+O2



2Cu2O+Cu2S –>6Cu+SO2

1. ***Au – золото***

Сіанідний метод

4Au+8Na(CN)+O2+2H2O –>4Na [Au(CN)]2 + 4NaOH

2Na [Au(CN)2]+Zn = Na[Zn(CN)4] + Au

1. ***Ag – срібло***

Комплексна переробка руд кольорових Ме (Cu, Pl, Zn)

***РЕАКЦІЇ З ПРОСТИМИ РЕЧОВИНАМИ***

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | ***Реагент, умови*** | ***Продукти реакції*** |
| E | Ме | сплави |
| H2, | не реагують |
| Hal, t | Cu → CuHal2 (Hal = F, Cl, Br), CuI  Ag → AgHal2, AgHal (Hal = Cl, Br, I)  Au → AuHal3 (Hal = F, Cl, Br), AuI |
| O2, t | Cu → CuO (t= 5000C), Cu2O (t ≥8000C) |
| S, t | Cu → Cu2S  Ag → Ag2S  Au → не реагує |
| N2 | не реагують |
| P, t | Cu → Cu3P  Ag → AgP2, AgP3  Au → Au2P3 |
| C | не реагують |

**Реакції з простими речовинами:**

Cu+Br2 = CuBr2

4Cu+O2 = 2Cu2O

2Cu+O2 = 2CuO

2Ag+S = Ag2S

3Cu+P = Cu2P

Ag+2P = AgP2

2Au+3P = Au2P3

***РЕАКЦІЇ З НАЙВАЖЛИВІШИМИ РЕАГЕНТАМИ***

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | ***Реагент, умови*** | ***Продукти реакції*** |
| Е | H2O | не реагують |
| H2SO4 (к), t | Cu → CuSO4  Ag → Ag2SO4  Au → не реагує |
| H2SO4 (р) | не реагують |
| HCl (к), t | лише Cu → H2[CuCl2] |
| HCl (р) | не реагують |
| HNO3 (к), t | Cu → Cu(NO3)2  Ag → AgNO3  Au → не реагує |
| HNO3 + 3HCl + HCl | Cu → H2[CuCl4]  Ag → H[AgCl2]  Au → H[AuCl4] |
| NaOH | не реагують |

**Реакції зі складними речовинами:**

Cu+H2SO4 (k) --> CuSO4 + SO2 + 2H2O

3Cu+8HNO3 (p) > 3Cu(NO3)2+2NO+H2O



Ag+2HNO3 (k)> AgNO3+NO2+H2O



2Cu+4HCl (k) > 2H[CuCl2]+H2



Au+HNO3+4HCl --> H[AuCl4]+NO+2H2O

2Au+3Cl2+2HCl--> 2H[AuCl4]

2Cu+4NaCN+2H2O--> 2Na[Cu(CN)2]+2NaOH+H2

**Хімічні властивості:**

1. Невелика хімічна активність
2. Найкраще реагують з галогенами
3. Із розчинів кислот не витісняють водень

***Виняток*:** Сu+HClконц., Ag+HIконц.

1. Сu і Ag розчиняються в кислотах окисниках
2. Найкращій розчинник для Ag – царська горілка і насичений хлором розчин HCl
3. Стійкість до лугів
4. Комплексоутворювання
5. Cu і Ag висока каталітична активність
6. Утворення сплавів з багатьма Ме

***БІОЛОГІЧНА ФУНКЦІЯ СПОЛУК ЕЛЕМЕНТІВ І-В ГРУПИ***

|  |  |
| --- | --- |
| ***Символ*** | ***Біологічна функція*** |
| **Cu** | 1. Сполуки Міді входять до складу білків і деяких ферментів, що концентруються в печінці. 2. Мідь необхідна для синтезу гемоглобіну, при її нестачі розвивається анемія, при надлишку – виникає переродження печінки. |
| **Ag** | Іони Арґентуму мають бактерицидну дію, тому у кількості 10-7 г/л стерилізує питну воду. |
| **Au** | Сполуки Ауруму входять до складу організмів тварин, проте їх біологічна функція ще не з’ясована. |

**Елементи II-B групи**»

ЕЛЕМЕНТИ ІІ-B ГРУПИ

План:

1. Загальна характеристика елементів.
2. Загальна характеристика простих речовин.
3. Способи одержання.
4. Хімічні властивості. Найважливіші сполуки елементів.
5. Біологічна роль Цинка і токсична дія Кадмію та Ртуті.
6. ***ЗАГАЛЬНА ХАРАКТЕРИСТИКА ЕЛЕМЕНТІВ IІ-B ГРУПИ***

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| ***Символ*** | ***ω вмісту в земній корі, %*** | ***Найважливіші природні сполуки (назви мінералів)*** |
| **Zn** | 5\*10–3 | *ZnS* (сфалерит або цинкова обманка); *ZnCO3* (галлий); *ZnO* (цинкит) |
| **Cd** | 5\*10–5 | *CdS* (гринокіт); *CdCO3* (отавіт) |
| **Hg** | ~ 4,5\*10–6 | *HgS* (кіноварь); самородна ртуть |

***БУДОВА ЗОВНІШНІХ ЕЛЕКТРОННИХ ОБОЛОНОК АТОМІВ ЕЛЕМЕНТІВ***

np

n1

(n-1)d

***АТОМНІ ХАРАКТЕРИСТИКИ ЕЛЕМЕНТІВ***

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| ***Елемент***  ***Характеристика*** | **Zn** | **Cd** | **Hg** |
| ***Атомний номер*** | 30 | 48 | 80 |
| ***Масові числа природний ізотопів (% у природній суміші)*** | 64(48,89)  66(28,81)  67(2,07)  68(18,61)  70(0,62) | 106(1,215)  108(0,875)  110(12,39)  111(12,75)  112(24,07)  113(12,26)  114(28,86)  116(7,58) | 196(0,146)  198(10,0)  199(16,8)  200(23,1)  201(13,2)  202(29,8)  204(6,9) |
| ***І потенціал іонізації, В*** | 9,3941 | 8,9939 | 10,4376 |
| ***Спорідненість до електрона, еВ*** | 0,09 | –0,27 | –0,19 |
| ***Електронегативність*** | 1,66 | 1,46 | 1,44 |
| ***Ступінь окислення елементу в сполуках*** | +2 | +2 | +1; **+2** |

1. ***ЗАГАЛЬНА ХАРАКТЕРИСТИКА ПРОСТИХ РЕЧОВИН***

***ОСНОВНІ ФІЗИКО-ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ПРОСТИХ РЕЧОВИН***

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| ***Елемент***  ***Характеристика*** | **Zn** | **Cd** | **Hg** |
| ***Основна форма існування за звичайних умов (тип кристалічної гратки)*** | Метал (гексагональна) | | рідкий метал |
| ***Колір у компактному стані*** | блакитно-блідо-сірий | сріблясто-білий | сріблясто-білий |
| ***Густина, ρ, г/см3 (293 К)*** | 7,133 | 8,650 | 13,546 |
| ***Температура плавлення, 0С*** | 419,73 | 321,1 | –38,72 |
| ***Температура кипіння, 0С*** | 907 | 765 | 356,73 |

1. ***СПОСОБИ ОДЕРЖАННЯ***
2. **Пірометалургійний метод** одержання Zn і Cd з сульфідних руд, відбувається в 2 стадії:

1стадія – випалювання на повітрі сульфідів в оксиди

2ZnS + 3O2 = 2ZnO + 2SO2

2 стадія – відновлення металу вуглецем

ZnO + C = Zn + CO

1. **Ртуть** добувають з кіновару в 1 стадію, оскільки HgO при високих температурах нестійкий

HgS + O2 t>400 C Hg + SO2

1. **Гідрометалургійний метод** одержання Zn і Cd – випалені руди розчиняють в розведеному H2SO4, з отриманих сульфатів Zn виділяють електролізом, а Cd – витісненням цинком

ZnO+H2SO4 ZnSO4+H2O

1 стадія: 2CdS + 3O2 2CdO + 2SO2

2 стадія: CdO + H2SO4(розв.) CdSO4 + H2O

3 стадія: CdSO4 + Zn(порошок) ZnSO4 + Cd

**або**

2СdSO4 + 2H2O 2Cd (катод) + O2 (анод) + 2H2SO4

***4.ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ. НАЙВАЖЛИВІШІ СПОЛУКИ ЕЛЕМЕНТІВ***

1. Хімічна активність в ряду Zn – Hg знижується;

2. Hg через особливу міцність 6s2- конфігурації суттєво відрізняється від Zn і Cd;

3. Гідраргіум утворює два ряда сполук зі ступенями окислення +1 і +2; це єдиний Ме, що утворює катіон Hg22+, стійкий у водному розчині;

4. Розчиняється Hg лише в кислотах окислювачах, якщо кислота у надлишку, то утворюються солі Hg2+; якщо кислоти недостатньо – солі Hg22+;

5. Zn і Cd заміщують Гідроген у кислотах – неокисниках і витісняють його з їх розчинів;

6. При нагріванні реагують активними неМе;

7. Здатні до комплексоутворювання: K і Zn – 4, Cd – 6, Hg (II) – 2, 4, 6.

***РЕАКЦІЇ З ПРОСТИМИ РЕЧОВИНАМИ***

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | ***Реагент, умови*** | ***Продукти реакції*** |
| E | Ме, t | сплави, інтерметаліди |
| H2, | не реагують |
| Hal, t (Hg з I2 за звичайних умов) | EHal2 |
| O2(Hg ~ 3000C) | EO |
| S, t (Hg за звичайних умов) | ES |
| N2 | не реагують |
| P, t | E3P2 |
| C | не реагують |

***З НАЙВАЖЛИВІШИМИ РЕАГЕНТАМИ***

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | ***Реагент, умови*** | ***Продукти реакції*** |
| Е | H2O | не реагують |
| HCl (р) | ECl2 (крім Hg) |
| HF (р) | EF2 (крім Hg) |
| HNO3 (к) | E(NO3)2 |
| HNO3 (р) | Zn, Cd → E(NO3)2; Hg → Hg(NO3)2, Hg2(NO3)2 |
| H2SO4 (к) | ESO4 (крімHg) |
| H2SO4 (р) | ESO4 |
| 3HCl + HNO3 | ECl2 |
| NH3(г), t | E3N2 (крім Hg) |
| NaOH, t | лише Zn → Na2[Zn(OH)4] |

***БІНАРНІ СПОЛУКИ***

***Галогеніди EHal2***: 1) в переважній більшості – білі кристалічні речовини;

2) добре розчиняються у воді (крім фторидів, HgBr2, HgI2);

3) HgHal2 – тверді речовини, нерозчинні у воді; нестійкі,

розкладаються при нагріванні або дії світла реакцією

диспропорцінування.

Hg2Hal2 hVt Hg + HgHal2

**Хімічні властивості.**

1. ZnHal2 і CdHal2 у водних розчинах гідролізуються з утворенням гідроксогалогенідів, HgHal2 – оксогалогенідів.

ZnCl2 + HOH Zn(OH)Cl + HCl

2HgCl2 + HOH Hg2OCL2 + 2HCl

1. при дії розчину NH3 на ZnHal2 і CdHal2 утворюються аміакати [E(NH3)4]Hal2.
2. галогеніди Cd (частково Zn і Hg) можуть утворювати аутокомплекси за рівнянням:

3CdI2 Cd[CdI3]2

1. галогеніди Hg (II) виявляють окисні властивості:

HgCl2 + SO2 + 2H2O t Hg + H2SO4 + 2HCl

1. галогеніди Hg (I) в залежності від умов можуть окислюватися, відновлюватися або диспропорціюнувати.

***ОКСИГЕНОМІСНІ СПОЛУКИ ЕЛЕМЕНТІВ ГРУПИ II-B***

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Елемент | Ступінь окиснення | Оксиди | Гідроксиди | Солі |
| Zn | +2 | ZnO (амфот) білий | Zn(OH)2  H2ZnO2  H2[Zn(OH)4] | Zn2+  ZnO22-  [Zn(OH)4]2- |
| Cd | +2 | CdO (слабкий амфот) коричн. | Cd(OH)2 | Cd2+ |
| Hg | +1  +2 | Hg2O (основ) чорний  HgO (основн) жовтий | Нестійкі, руйнуються під час утворення | Hg22+  Hg2+ |

***5.БІОЛОГІЧНА ФУНКЦІЯ ТА ТОКСИЧНА ДІЯ***

***СПОЛУК ЕЛЕМЕНТІВ IІ-B ГРУПИ***

|  |  |
| --- | --- |
| ***Символ*** | ***Біологічна функція та токсична дія*** |
| **Zn** | 1. Міститься в рослинах; в невеликих кількостях сприяє росту і плодоносінню. 2. У відносно великих кількостях міститься в організмах тварин, особливо морських. 3. В організмі людини найбільше цинку в зубах, підшлунковій залозі; добова потреба людини в Цинку становить 15 мг. 4. Входить до складу ферменту, що забезпечує процес дихання і газообміну, а також до складу гормону інсуліну, який регулює вміст цукру в крові. |
| **Cd** | 1. Сполуки токсичні та отруйні, при отруєнні уражуються нирки і з’являється емфізема легенів. 2. Біологічна функція не досліджена. |
| **Hg** | 1. Серед сполук Меркурію дуже отруйною є сулема *HgCl2*(смертельна доза – 0,3 г), застосовується у медицині як потужний дезінфікуючий засіб, у сільському господарстві – для протрави насіння. 2. Пара ртуті дуже отруйна, потрапляючи в організм, вони легко адсорбуються білковими молекулами знижуючи імунітет. 3. Біологічна функція на разі не з’ясована. |