# Содержание

Содержание 2

Введение. 3

Графическое изображение формул солей 6

Названия солей. 4

Классификация солей 7

**1. Кислые соли 7**

**2. Средние соли 7**

**3. Основные соли 8**

**4. Двойные соли 9**

**5. Комплексные соли …………………………………………………...10**

Получение солей 10

**1. Реакция нейтрализации. 10**

**2. Реакция кислот с основными оксидами. 11**

**3. Реакция оснований с кислотными оксидами . 11**

**4. Реакция основных и кислотных оксидов между собой: 11**

**5. Реакция кислот с солями. 11**

**6. Реакция оснований с солями. 11**

**7. Реакция двух различных солей. 11**

**8. Реакция металлов с кислотами. 12**

**9. Реакция металлов с неметаллами. 12**

**10. Реакция металлов с солями. 12**

Физические свойства 12

Химические свойства солей. 14

**1. Окислительно-восстановительные реакции солей. 14**

**2. Обменные реакции солей. 15**

**3. Разложение твердых солей…………………………………………..16**

**4. Гидролиз солей………………………………………………………...16**

Применение солей 16

Список литературы………………………………………………………………19

# Введение

Мой реферат называется “Мир солей “. Так что же такое соль? С точки зрения химии, соль - это вещество, образовавшееся в результате взаимодействия кислоты и щелочи. С точки зрения геологии - это образовавшиеся в результате геологических процессов мощные (часто многокилометровые) залежи эвапоритов (галита, сильвинита). С точки зрения почвоведения - это высолы, прожилки, а иногда даже поверхностные корки в почвах засушливых зон - солонцах и солончаках, практически непригодных для сельскохозяйственного использования. Для биохимика и медика - это раствор, циркулирующий в организме человека, без которого невозможны определенные биохимические реакции и соответственно, невозможно нормальное функционирование органов.

Без обычной соли, так называемой поваренной - NaCl, большинство животных, как травоядных, так и плотоядных испытывают так называемое солевое голодание. Плотоядные животные, обеспечивают свой организмом солью, поступающей с мясом и кровью добычи, травоядные - ищут выступы соли, соленые почвы, лижут их, тем самым, обеспечивая солью организм.

Для человека соль также необходима. Недаром в древности соль служила своеобразной валютой, многие племена и народности вынуждены были покупать или обменивать соль у тех племен, на территории которых были залежи солей. (Даже в настоящее время многие племена, в основном в сельве Южной Америке и горных джунглях Новой Гвинеи испытывают солевой дефицит, соль там до сих пор считается одной из главных видов “валюты”,  часто вместо соли используется зола сожженных растений определенного вида, способных накапливать соль.) В те времена соль ценилась выше золота: ведь, как гласила пословица, «без золота прожить можно, а без соли - нельзя». Из-за месторождений каменной соли происходили военные столкновения, а иногда нехватка соли вызывала «соляные бунты».

Но соль может оказывать и отрицательное воздействие, в больших количествах поваренная соль (да и другие легкорастворимые соли) вредны - они затрудняют работу печени и почек, способствуют отложению солей в сосудах, заболеванию артритом.

Так же начало применения соли в качестве антигололедного компонента было положено в конце 50-х начале 60-х годов уже прошлого века. Таким образом, улицы Москвы “солят” уже без малого полвека. В качестве реагентов используют смеси различного состава, на основе галита, калийной соли - сильвина, ангидрита (сульфата кальция), глауберита (смеси сульфата натрия и кальция), сульфата натрия (глауберова соль). Антигололедные средства оказывают неблагоприятное воздействие на окружающую среду, природу, наносят вред жизнедеятельности человека. (нарушения электроизоляции в троллейбусах, сильная коррозия кузовов автомобилей, порча обуви и т.д.)

Соль широко используется в различных сферах деятельности человека.(в медицине, строительстве, сельском хозяйстве и т.д.)

В настоящее время мы не представляем нашу жизнь без соли, поэтому, я считаю, что тема моего реферата является очень актуальной.

В моей работе рассказывается о получении, классификации, химических и физических свойствах и применении солей.

# Названия солей

***Солями называются вещества, в которых атомы металла связаны с кислотными остатками.***

Исключением являются соли аммония, в которых с кислотными остатками связаны не атомы металла, а частицы *NH4+.* Примеры типичных солей приведены ниже.

***NaCl*** – хлорид натрия,

***Na2SO4*** – сульфат натрия,

***СаSO4*** – сульфат кальция,

**СаCl2** – хлорид кальция,

***(NH4)2SO4*** – сульфат аммония.

Формула соли строится с учетом валентностей металла и кислотного остатка. Практически все соли – ионные соединения, поэтому можно говорить, что в солях связаны между собой ионы металла и ионы кислотных остатков:

***Na+Cl–*** – хлорид натрия

***Ca2+SO42–*** – сульфат кальция и т.д.

Названия солей составляются из названия кислотного остатка и названия металла. Главным в названии является кислотный остаток. Названия солей в зависимости от кислотного остатка показаны в таблице 1.

Таблица 1. Построение названий солей.

В верхней части таблицы приведены кислородсодержащие кислотные остатки, в нижней – бескислородные.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Соль какой кислоты** | **Кислотный остаток** | **Валентность остатка** | **Название солей** | **Примеры** |
| Азотная ***HNO3*** | NO3 | I | нитраты | Ca(NO3)2 нитрат кальция |
| Кремниевая ***H2SiO3*** | SiO32 | II | силикаты | Na2SiO3 силикат натрия |
| Серная ***H2SO4*** | SO42 | II | сульфаты | PbSO4 сульфат свинца |
| Угольная ***H2CO3*** | CO32 | II | карбонаты | Na2CO3 карбонат натрия  |
| Фосфорная ***H3PO4*** | PO43 | III | фосфаты | AlPO4 фосфат алюминия |
| Сернистая ***H****2****SO****3* | SO32 | II | сульфиты | Na2SO3 сульфит натрия |
| Марганцовая ***HMnO***4 | MnO4 | I | перманганаты | KMnO4 перманганат калия |
| Хромовая |  | II | хроматы | Na2CrO4хромат натрия |
| Двухромовая |  | II | бихроматы | Na2Cr2O7Бихромат натрия |

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Бромоводородная ***HBr*** | Br  | I | бромиды | NaBr бромид натрия |
| Иодоводородная ***HI*** | I  | I | иодиды | KI иодид калия |
| Сероводородная ***H2S*** | S2  | II | сульфиды | FeS сульфид железа (II) |
| Соляная ***HCl*** | Cl  | I | хлориды | NH4Cl хлорид аммония |
| Фтороводородная ***HF*** | F  | I | фториды | CaF2 фторид кальция |

Из таблицы 1 видно, что названия кислородсодержащих солей имеют окончания "*ат*", а названия бескислородных солей – окончания "*ид*".

В некоторых случаях для кислородсодержащих солей может использоваться окончание "*ит*". Например, ***Na2SO3*** – *сульфит* натрия. Это делается для того, чтобы различать соли серной кислоты (***H2SO4***) и сернистой кислоты (***H2SO3***) и в других таких же случаях.

В таблице 2 приведены международные названия солей. Однако полезно знать также русские названия и некоторые исторически сложившиеся, традиционные названия солей, имеющих важное значение.

Таблица 2. Международные, русские и традиционные названия некоторых важных солей.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Соль** | **Международное название** | **Русское название** | **Традиционное название** |
| ***Na2CO3*** | Карбонат натрия | Натрий углекислый | Сода |
| ***NaHCO3*** | Гидрокарбонат натрия | Натрий углекислый кислый | Питьевая сода |
| ***K2CO3*** | Карбонат калия | Калий углекислый | Поташ |
| ***Na2SO4*** | Сульфат натрия | Натрий сернокислый | Глауберова соль |
| ***MgSO4*** | Сульфат магния | Магний сернокислый | Английская соль |
| ***KClO3*** | Хлорат калия | Калий хлорноватокислый | Бертолетова соль |

# Графическое изображение формул солей

# *Для того чтобы изобразить формулу соли графически, следует*:

1. Правильно написать эмпирическую формулу этого соединения.
2. Учитывая, что любая соль может быть представлена как продукт нейтрализации соответствующей кислоты и основания, следует написать формулы кислоты и основания, образовавших данную соль. Например, гидросульфат кальция ***Сa(HSO4)2*** можно получить при нейтрализации серной кислоты ***H2SO4*** гидроксидом кальция ***Ca(OH)2***.
3. Определить, какое количество молекул кислоты и основания требуется для получения молекулы этой соли. Например, для получения молекулы ***Ca(HSO4)2*** требуется одна молекула основания (один атом кальция) и две молекулы кислоты (два кислотных остатка ***HSO4***).
4. Построить графические формулы установленного числа молекул основания и кислоты и, мысленно убрав участвующие в реакции нейтрализации и образующие воду анионы гидроксила основания и катионы водорода кислоты, получить графическое изображение формулы соли:


# Классификация солей

Любую соль можно представить как продукт взаимодействия основания и кислоты, то есть как продукт замещения атомов водорода в молекуле кислоты на атом металла или гидроксильных групп в молекуле основания на соответствующие кислотные остатки. В зависимости от состава различают следующие типы солей: средние, кислые, основные, двойные и комплексные.

## 1. Кислые соли

***Кислые соли*** - представляют собой продукты неполного замещения атомов водорода атомами металла. Кислые соли - продукт неполной нейтрализации многоосновных кислот основаниями.

От двухосновных кислот (***H2 SO4***, ***H2 CO3***, ***H2 S*** и т.д.) производится только один тип кислых солей - однозамещенные (атом металла замещает только один атом водорода кислоты).

Например:

***H2 SO4*** при неполной нейтрализации едким натром образует только одну кислую соль - ***NaHSO4*** .

От трехосновных кислот можно получить уже два типа кислых солей: однозамещенные и двухзамещенные.

Например:

при нейтрализации ***H3PO4*** едким натром можно получить однозамещенную соль ***NaH2PO4***:

***H3PO4 + NaOH = NaH2PO4 + H2O***

и двухзамещенную соль ***Na2HPO4***:

 ***H3PO4 + 2NaOH = Na2HPO4 + 2H2O***

Кислые соли, помимо ионов металла и кислотного остатка, содержат ионы водорода.

Названия кислых солей содержат приставку "гидро" (от слова hydrogenium – водород). Например:

***NaHCO3*** – гидрокарбонат натрия,

***K2HPO4*** – гидрофосфат калия,

***KH2PO4*** – дигидрофосфат калия.

***Диссоциация:***

При диссоциации соли дают катионы металла (NH4+), ионы водорода и анионы кислотного остатка.

NaHCO3  Na+ + HCO3-  Na+ + H+ + CO32-

## 2. Средние соли

***Средние соли*** можно рассматривать, как продукт полного замещения атомов водорода атомами металла:

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 2NaOH |  | ***H2 SO4*** |  | ***Na2SO4*** |  | ***2H2O*** |
| О снование |   | кислота |   | средняя соль |   |  |

*Средние* *соли* содержат только атомы металла и кислотного остатка. Например, все соли из таблицы 1 являются *средними* солями.

***Диссоциация:***

При диссоциации соли дают катионы металла (или NH4+) и анионы кислотного остатка.

Na2SO4  2Na+ +SO42-

## 3. Основные соли

***Основные соли*** можно рассматривать как продукт неполного замещения гидроксильных групп основания или амфотерного гидроксида на кислотные остатки. Основные соли - продукт неполной нейтрализации многокислотного основания кислотой.

Основные соли могут давать только многокислотные основания, причем двухкислотные основания образуют только один тип основных солей, а трехкислотные - два.

Например:

***Mg(OH)2*** - двухкислотное основание

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| ***Mg(OH)2 + HNO3 =*** | ***MgOHNO3*** | ***+ H2O ,*** |
|

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | основная соль |  |

 | основная соль |  |

при дальнейшей нейтрализации образуется средняя соль:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| ***MgOHNO3 + HNO3 =*** | ***Mg(NO3)2*** | ***+ H2O ,*** |
|   | средняя соль |   |

***Al(OH)3*** - трехкислотное основание

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| ***Al(OH) 3+ HCl =*** | ***Al(OH) 2Cl*** | ***+ H2O ,*** |
| ***Al(OH) 2 Cl + HCl =*** | ***AlOH Cl2*** | ***+ H2O ,*** |
|  | основная соль |   |

при дальнейшей нейтрализации - средняя соль:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| ***AlOH Cl 2+ HCl =*** | ***Al Cl3*** | ***+ H2O ,*** |
|  | средняя соль |  |

Названия основных солей образуют с помощью приставки "гидроксо". Ниже приведен пример, показывающий отличие основных солей от обычных (средних):

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| ***Mg(OH)2*** | + | ***2 HCl*** | ***=*** | ***MgCl2*** | ***+*** | ***2 H2O*** |
|   |   |   |   | хлорид магния (средняя соль) |   |   |

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| ***Mg(OH)2*** | ***+*** | ***HCl*** | ***=*** | ***Mg(OH)Cl*** | ***+*** | ***H2O*** |
|   |   |   |   | гидроксохлорид магния (основная соль) |   |   |

***Основные соли, помимо ионов металла и кислотного остатка, содержат гидроксильные группы.***

Основные соли образуются только из многокислотных оснований. Одноокислотные основания таких солей образовать не могут.

***Диссоциация:***

При диссоциации соли дают катионы металла, анионы гидроксила и кислотного остатка.

Zn(OH)Cl  [Zn(OH)]+ + Cl-  Zn2+ + OH- + Cl-

## 4. Двойные соли

***Двойные соли*** можно рассматривать как продукт замещения атомов водорода многоосновной кислоты на атомы разных металлов, или как продукт замещения гидроксильных групп многокислотного основания на кислотные остатки разных кислот.

Например:

***KAl(SO4)2***-алюмокалиевые квасцы, сульфат алюминия-калия, ***KCr(SO4)2***-хромовокалиевые квасцы, сульфат хрома - калия, ***CaCl2 O*** - известь

Любую соль можно получить соответствующей реакцией нейтрализации. Например, сульфит натрия образуется в реакции между сернистой кислотой и основанием (едким натром). При этом на 1 моль кислоты требуется взять 2 моля основания:

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| ***H2SO3*** | ***+*** | ***2 NaOH*** | ***=*** | ***Na2SO3*** | ***+*** | ***2 H2O*** |
|  |  |  |  | сульфит натрия (средняя соль) |  |  |

Если взять только 1 моль основания – то есть меньше, чем требуется для *полной* нейтрализации, то образуется *кислая* соль – гидросульфит натрия:

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| ***H2SO3*** | ***+*** | ***NaOH*** | ***=*** | ***NaHSO3*** | ***+*** | ***H2O*** |
|   |   |   |   | гидросульфит натрия (кислая соль) |   |   |

***Диссоциация:***

При диссоциации соли дают два катиона металлов и один анион кислотного остатка.

KAl(SO4)2  K+ + Al3+ + 2SO42-

## 5. Комплексные соли

## *Комплексные соли*- соли, в состав которых входят комплексные ионы. (Комплексными называются соединения, в которых хотя бы одна ковалентная связь образовалась по донорно-акцепторному механизму.) Например, при взаимодействии сульфата меди (II) с аммиаком происходит реакция:

## CuSO4 + 4NH3=[Cu(NH3) 4]SO4

## Или в ионной форме: Cu2++ 4NH3 =[Cu(NH3) 4] 2+

## Ионы, которые подобно[Cu(NH3) 4] 2+, образуются путем присоединения к данному иону нейтральных молекул или ионов противоположного знака, называются комплексными ионами.

## *Строение:*

|  |
| --- |
| K4[Fe(CN)6] |
| **K4**[Fe(CN)6] | – Внешняя сфера |
| K4**[Fe(CN)6]** | – Внутренняя сфера |
| K4[**Fe**(CN)6] | – Комплексообразователь (центральный атом) |
| K4[Fe(CN)**6**] | – Координационное число |
| K4[Fe(**CN**)6] | – Лиганд |

Центральными атомами обычно служат ионы металлов больших периодов (Co, Ni, Pt, Hg, Ag, Cu); типичными лигандами являются OH-, CN-, NH3, CO, H2O; они связаны с центральным атомом донорно-акцепторной связью.

***Диссоциация:***

При диссоциации отщепляются сложные ионы, которые затем подвергаются вторичной диссоциации.

## K4[Fe(CN)6] 4K+ + [ Fe(CN)6] 4-

[ Fe(CN)6] 4-Fe2**+ +** 6 CN-

# Получение солей

## 1. Реакция нейтрализации

Растворы кислоты и основания смешивают в нужном мольном соотношении. После выпаривания воды получают кристаллическую соль.

Например:

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| ***H2SO4*** | ***+*** | ***2 KOH*** | ***=*** | ***K2SO4*** | ***+*** | ***2 H2O*** |
|   |   |   |   | сульфат калия |   |   |

## 2. Реакция кислот с основными оксидами

Это вариант реакции нейтрализации.

Например:

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| ***H2SO4*** | ***+*** | ***CuO*** | ***=*** | ***CuSO4*** | ***+*** | ***H2O*** |
|   |   |   |   | сульфат меди |   |   |

## 3. Реакция оснований с кислотными оксидами

 Это также вариант реакции нейтрализации:

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| ***Ca(OH)2*** | ***+*** | ***CO2*** | ***=*** | ***CaCO3*** | ***+*** | ***H2O*** |
|   |   |   |   | карбонат кальция |   |   |

## 4. Реакция основных и кислотных оксидов между собой

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| ***CaO*** | ***+*** | ***SO3*** | ***=*** | ***CaSO4*** |
|   |   |   |   | сульфат кальция |

## 5. Реакция кислот с солями

Этот способ подходит, например, в том случае, если образуется нерастворимая соль, выпадающая в осадок:

Например:

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| ***H2S*** | ***+*** | ***CuCl2*** | ***=*** | ***CuS (осадок)***  | ***+*** | ***2 HCl*** |
|   |   |   |   | сульфид меди |   |   |

## 6. Реакция оснований с солями

Для таких реакций подходят только щелочи (растворимые основания). В этих реакциях образуется другое основание и другая соль. Важно, чтобы новое основание не было щелочью и не могло реагировать с образовавшейся солью.

Например:

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| ***3 NaOH*** | ***+*** | ***FeCl3*** | ***=*** | ***Fe(OH)3*** | ***+*** | ***3 NaCl*** |
|   |   |   |   | (осадок) |   | хлорид натрия |

## 7. Реакция двух различных солей

Реакцию удается провести только в том случае, если хотя бы одна из образующихся солей нерастворима и выпадает в осадок:

Например:

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| ***AgNO3*** | ***+*** | ***KCl*** | ***=*** | ***AgCl (осадок)***  | ***+*** | ***KNO3*** |
|   |   |   |   | хлорид серебра |   | нитрат калия |

Выпавшую в осадок соль отфильтровывают, а оставшийся раствор выпаривают и получают другую соль. Если же обе образующиеся соли хорошо растворимы в воде, то реакции не происходит: в растворе существуют лишь ионы, не взаимодействующие между собой:

***NaCl + KBr = Na+ + Cl- + K+ + Br-***

Если такой раствор выпарить, то мы получим смесь солей NaCl, KBr, NaBr и KCl, но чистые соли в таких реакциях получить не удается.

## 8. Реакция металлов с кислотами

В способах 1-7 имели дело с реакциями обмена (только способ 4 – реакция соединения). Но соли образуются и в окислительно-восстановительных реакциях. Например, металлы, расположенные левее водорода в ряду активности металлов, вытесняют из кислот водород и сами соединяются с ними, образуя соли:

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| ***Fe*** | ***+*** | ***H2SO4(разб.)*** | ***=*** | ***FeSO4*** | ***+*** | ***H2­***  |
|   |   |   |   | сульфат железа II |   |   |

## 9. Реакция металлов с неметаллами

Эта реакция внешне напоминает горение. Металл "сгорает" в токе неметалла, образуя мельчайшие кристаллы соли, которые выглядят, как белый "дым":

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| ***2 K*** | ***+*** | ***Cl2*** | ***=*** | ***2 KCl*** |
|   |   |   |   | хлорид калия |

## 10. Реакция металлов с солями

Более активные металлы, расположенные в ряду активности левее, способны вытеснять менее активные (расположенные правее) металлы из их солей:

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| ***Zn*** | ***+*** | ***CuSO4*** | ***=*** | ***Cu*** | ***+*** | ***ZnSO4*** |
|   |   |   |   | порошок меди |   | сульфат цинка |

# Физические свойства

Соли представляют собой твердые кристаллические вещества. Соли имеют широкий диапазон температур плавления и термического разложения.

По растворимости в воде различают растворимые, мало растворимые и практически нерастворимые соли. К растворимым относятся почти все соли натрия, калия и аммония, многие нитраты, ацетаты и хлориды, многие кислые соли.

**Растворимость солей в воде при комнатной температуре**

|  |  |
| --- | --- |
| **Кати-****оны** | **Анионы** |
| ***F-*** | ***Cl-*** | ***Br-*** | ***I-*** | ***S2-*** | ***NO3-*** | ***CO32-*** | ***SiO32-*** | ***SO42-*** | ***PO43-*** |
| ***Na+*** | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р |
| ***K+*** | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р |
| ***NH4+*** | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р |
| ***Mg2+*** | РК | Р | Р | Р | М | Р | Н | РК | Р | РК |
| ***Ca2+*** | НК | Р | Р | Р | М | Р | Н | РК | М | РК |
| ***Sr2+*** | НК | Р | Р | Р | Р | Р | Н | РК | РК | РК |
| ***Ba2+*** | РК | Р | Р | Р | Р | Р | Н | РК | НК | РК |
| ***Sn2+*** | Р | Р | Р | М | РК | Р | Н | Н | Р | Н |
| ***Pb2+*** | Н | М | М | М | РК | Р | Н | Н | Н | Н |
| ***Al3+*** | М | Р | Р | Р | Г | Р | Г | НК | Р | РК |
| ***Cr3+*** | Р | Р | Р | Р | Г | Р | Г | Н | Р | РК |
| ***Mn2+*** | Р | Р | Р | Р | Н | Р | Н | Н | Р | Н |
| ***Fe2+*** | М | Р | Р | Р | Н | Р | Н | Н | Р | Н |
| ***Fe3+*** | Р | Р | Р | - | - | Р | Г | Н | Р | РК |
| ***Co2+*** | М | Р | Р | Р | Н | Р | Н | Н | Р | Н |
| ***Ni2+*** | М | Р | Р | Р | РК | Р | Н | Н | Р | Н |
| ***Cu2+*** | М | Р | Р | - | Н | Р | Г | Н | Р | Н |
| ***Zn2+*** | М | Р | Р | Р | РК | Р | Н | Н | Р | Н |
| ***Cd2+*** | Р | Р | Р | Р | РК | Р | Н | Н | Р | Н |
| ***Hg2+*** | Р | Р | М | НК | НК | Р | Н | Н | Р | Н |
| ***Hg22+*** | Р | НК | НК | НК | РК | Р | Н | Н | М | Н |
| ***Ag+*** | Р | НК | НК | НК | НК | Р | Н | Н | М | Н |

*Условные обозначения:*

*Р — вещество хорошо растворимо в воде; М — малорастворимо; Н — практически нерастворимо в воде, но легко растворяется в слабых или разбавленных кислотах; РК - нерастворимо в воде и растворяется только в сильных неорганических кислотах; НК - нерастворимо ни в воде, ни в кислотах; Г - полностью гидролизуется при растворении и не существует в контакте с водой. Прочерк означает, что такое вещество вообще не существует.*

В водных растворах соли полностью или частично диссоциируют на ионы. Соли слабых кислот и (или) слабых оснований подвергаются при этом гидролизу. Водные растворы солей содержат гидратированные ионы, ионные пары и более сложные химические формы, включающие продукты гидролиза и др. Ряд солей растворимы также в спиртах, ацетоне, амидах кислот и др. органических растворителях.

Из водных растворов соли могут кристаллизоваться в виде кристаллогидратов, из неводных - в виде кристаллосольватов, например СаВг2 • ЗС2Н5ОН.

Данные о различных процессах, протекающих в водносолевых системах, о растворимости солей при их совместном присутствии в зависимости от температуры, давления и концентрации, о составе твердых и жидких фаз могут быть получены при изучении диаграмм растворимости водно-солевых систем.

# Химические свойства солей

Наиболее распространенные реакции солей – реакции обмена и окислительно-восстановительные реакции. Сначала рассмотрим примеры окислительно-восстановительных реакций.

## 1. Окислительно-восстановительные реакции солей

Поскольку соли состоят из ионов металла и кислотного остатка, их окислительно-восстановительные реакции условно можно разбить на две группы: реакции за счет иона металла и реакции за счет кислотного остатка, если в этом кислотном остатке какой-либо атом способен менять степень окисления.

а) *Реакции за счет иона металла*.

Поскольку в солях содержится ион металла в положительной степени окисления, они могут участвовать в окислительно-восстановительных реакциях, где ион металла играет роль окислителя. Восстановителем чаще всего служит какой-нибудь другой (более активный) металл. Приведем пример:

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| ***Hg2+SO4*** | ***+*** | ***Sn0*** | ***=*** | ***Hg0*** | ***+*** | ***Sn2+SO4*** |
| соль менее активного металла (окислитель) |   | более активный металл (восстановитель) |   |   |   |   |

Принято говорить, что более активные металлы способны вытеснять другие металлы из их солей. Металлы, находящиеся в ряду активности левее, являются более активными.

б) *Реакции за счет кислотного остатка*.

В кислотных остатках часто имеются атомы, способные изменять степень окисления. Отсюда – многочисленные окислительно-восстановительные реакции солей с такими кислотными остатками.

Например:

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| ***Na2S–2*** | ***+*** | ***Br20*** | ***=*** | ***S0*** | ***+*** | ***2 NaBr–1*** |
| соль сероводородной кислоты |   |   |   | сера |   |   |

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| ***2 KI–1*** | ***+*** | ***H2O2–1*** | ***+*** | ***H2SO4*** | ***=*** | ***I20*** | ***+*** | ***K2SO4*** | ***+*** | ***2 H2O–2*** |
| соль иодоводородной кислоты |   |   |   |   |   | иод |   |   |   |   |

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| ***2 KMn+7O4*** | ***+*** | ***16 HCl–1*** | ***=*** | ***5 Cl20*** | ***+*** | ***2 KCl*** | ***+*** | ***2 Mn+2Cl2*** | ***+*** | ***8 H2O*** |
| соль марганцевой кислоты |   |   |   |   |   |   |   | хлорид марганца |   |   |

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| ***2 Pb(N+5O3–2)2*** | ***=*** | ***2 PbO*** | ***+*** | ***4 N+4O2*** | ***+*** | ***O20*** |
| соль азотной кислоты | при нагревании |   |   |   |   |   |

## 2. Обменные реакции солей

Такие реакции могут происходить, когда соли реагируют:

а) с кислотами;

б) с щелочами:

в) с другими солями.

При проведении обменных реакций берут растворы солей. Общим требованием для таких реакций является образование малорастворимого продукта, который удаляется из раствора в виде осадка. Например:

а) ***CuSO4 + H2S = CuS (осадок) + H2SO4***

***AgNO3 + HCl = AgCl (осадок) + HNO3***

б) ***FeCl3 + 3 NaOH = Fe(OH)3 (осадок) + 3 NaCl***

***CuSO4 + 2 KOH = Cu(OH)2 (осадок) + K2SO4***

в) ***BaCl2 + K2SO4 = BaSO4 (осадок) + 2 KCl***

***CaCl2 + Na2CO3 = CaCO3 (осадок) + 2NaCl***

Если хотя бы один продукт таких обменных реакций не уходит из сферы реакции в виде осадка (иногда – в виде газа), то при смешивании растворов образуется только смесь ионов, на которые при растворении распадаются исходная соль и реагент. Таким образом, обменная реакция произойти не может.

## 3. Термическое разложение твердых солей

# *Карбонаты:*        t°СаСО3 СаО + СО2


# *Гидрокарбонаты:*

Ca(HCO3)2  CaCO3 + CO2­ + H2O

# *Нитраты:* 2Cu(NO3)2  2CuO + 4NO2­ + O2­

#  *Соли аммония:* NH4Cl  NH3­ + HCl­

# 4.Гидролиз солей

Вода — слабый электролит. В чистой воде концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов равны. В растворах солей это равновесие нарушается, если соль образована слабым основанием или слабой кислотой.

Взаимодействие ионов растворимой соли с водой, приводящее к образованию слабого электролита и смещению ионного равновесия воды, называется гидролизом.

Гидролизу подвергаются лишь те соли, в составе которых есть ион слабого основания (гидролиз по катиону) или слабой кислоты (гидролиз по аниону), так как только при этом условии образуется слабый электролит, "несвязанные" ионы воды создают в растворах солей либо кислую, либо щелочную среду.

1.Соли, образованные слабой кислотой и сильным основанием, гидролизуются по аниону. Это обратимый процесс. Краткое ионное уравнение (в общем виде) отражает взаимодействие одного аниона слабой кислоты с одной молекулой воды, приводящее к присоединению протона и образованию одной молекулы слабой одноосновной кислоты или одного гидроаниона слабой многоосновной кислоты. Реакция среды в растворе такой соли щелочная.

Na2CO3+ H2O  NaOH+ NaHCO3

2.Соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием, гидролизуются по катиону. Каждый такой катион обратимо взаимодействует с одной молекулой воды, отрывая от нее один гидроксид-ион. При этом образуются либо слабое однокислотное основание, либо гидроксокатион слабого многокислотного основания. Реакция среды в растворах таких солей кислая.

2NH4 SO4+2 H2O 2NH4OH+ H2SO4

3.Соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой, подвергаются гидролизу в наибольшей степени (и по аниону, и по катиону), связывая и Н+, и ОН~-ионы воды. Реакция среды в растворах таких солей близка к нейтральной. В тех случаях, когда соль образована ионами слабого нерастворимого многокислотного основания и слабой летучей многоосновной кислоты (например, сульфиды алюминия и хрома), гидролиз протекает мгновенно и необратимо. Такие соли не существуют в водном растворе, так как вступают с водой в необратимую химическую реакцию гидролиза, приводящую к образованию осадка слабого основания и летучей кислоты.

 Al2S3+ H2O 3H2 S+2 Al(OH)3

4.Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются, так как их ионы не могут связать ионы воды в слабый электролит. Реакция среды в растворах таких солей практически нейтральная. (NaCl)

# Применение солей

Ряд солей являются соединениями, необходимыми в значительных количествах для обеспечения жизнедеятельности животных и растительных организмов (соли натрия, калия, кальция, а также соли, содержащие элементы азот и фосфор). Ниже, на примерах отдельных солей, показаны области применения представителей данного класса неорганических соединений.

***NaCl***  - хлорид натрия. О широте использования этой соли говорит тот факт, что мировая добыча этого вещества составляет 200 млн. т.

Эта соль находит широкое применение в пищевой промышленности, служит сырьем для получения хлора, соляной кислоты, гидроксида натрия, соды (*Na2CO3*). Эта соль находит разнообразное применение в нефтяной промышленности, например, как добавка в буровые растворы для предупреждения образования каверн при бурении скважин, как регулятор сроков схватывания цементных тампонирующих составов, для понижения температуры замерзания (антифриз) буровых и цементных растворов.

***KCl*** - хлорид калия. Входит в состав буровых растворов, способствующих сохранению устойчивости стенок скважин в глинистых породах, является распространенным калийным удобрением.

***Na2CO3***- карбонат натрия, сода. Входит в состав смесей для производства стекла, моющих средств. Реагент для увеличения щелочности среды, улучшения качества глин для глинистых буровых растворов. Используется для устранения жесткости воды при ее подготовке к использованию (например, в котлах), широко используется для очистки природного газа от сероводорода и для производства реагентов для буровых и тампонажных растворов.

***Al2(SO4)3***- сульфат алюминия. Компонент буровых растворов, коагулянт для очистки воды от взвешенных частиц, компонент вязкоупругих смесей для изоляции зон поглощения в нефтяных и газовых скважинах.

***Na2B4O7*** - тетраборат натрия, бура. Является эффективным реагентом - замедлителем схватывания цементных растворов, ингибитором термоокислительной деструкции защитных реагентов на основе эфиров целлюлозы.

***BaSO4*** - сульфат бария, барит, тяжелый шпат. Используется в качестве утяжелителя буровых и тампонажных растворов.

***FeSO4*** - cульфат железа (II), железный купорос. Используется для приготовления феррохромлигносульфоната - реагента-стабилизатора буровых растворов, компонент высокоэффективных эмульсионных буровых растворов на углеводородной основе.

***FeCl3*** - хлорид железа (III). В сочетании со щелочью используется для очистки воды от сероводорода при бурении скважин водой, для закачки в сероводородсодержащие пласты с целью снижения их проницаемости, как добавка к цементам с целью повышения их сероводородостойкости, для очистки воды от взвешенных частиц.

***CaCO3*** - карбонат кальция в виде мела, известняка. Является сырьем для производства негашеной извести ***CaO***, используется в металлургии. Применяется в бурении в качестве утяжелителя и наполнителя буровых растворов.

***CaSO4*** - сульфат кальция. В виде алебастра (***2CaSO4\* H2O***) широко используется в строительстве, входит в состав быстротвердеющих вяжущих средств для изоляции зон поглощений. При добавке к буровым растворам в виде ангидрита (***CaSO4***) или гипса (***CaSO4\* 2H2O***) придает устойчивость разбуриваемым глинистым породам.

***CaCl2*** - хлорид кальция. Используется для приготовления буровых и тампонажных растворов для разбуривания неустойчивых пород. Сильно снижает температуру замерзания растворов (антифриз). Применяется для создания растворов высокой плотности, не содержащих твердой фазы, эффективных для вскрытия продуктивных пластов.

***NaSiO3***- силикат натрия. Используется для закрепления неустойчивых грунтов, для приготовления быстросхватывающихся смесей для изоляции зон поглощений, ингибитор коррозии металлов, компонент некоторых буровых тампонажных и буферных растворов.

***AgNO3*** - нитрат серебра. Используется для химического анализа, в том числе пластовых вод, фильтратов буровых растворов на содержание ионов хлора.

***Na2SO3*** - сульфит натрия. Используется для химического удаления кислорода (деаэрация) из воды в целях борьбы с коррозией при закачке сточных вод.

***Na2Cr2O7*** - бихромат натрия. Используется в нефтяной промышленности в качестве высокотемпературного понизителя вязкости буровых растворов, ингибитора коррозии алюминия, для приготовления ряда реагентов.

# Список литературы

1. Гл. редактор И.Л. Кнунянц. Большой энциклопедический словарь Химия. Москва 1998
2. Гл. редактор И.Л. Кнунянц. Химическая энциклопедия. Москва1998
3. Н. Я. Логинов, А. Г. Воскресенский, И. С. Солодин. Аналитическая химия. Москва 1979
4. Р. А. Лидин. Справочник по общей и неорганической химии. Москва 1997
5. Р. А. Лидин, В. А. Молочко, Л. Л. Андреева. Химические свойства неорганических веществ. Москва 1997
6. А. В. Суворов, А. А. Карцафа и др. Увлекательный мир химических превращений. Санкт-Петербург 1998
7. Н.Л. Глинка. Общая химия. Ленинград 1987
8. Э.Н. Рэмсден. Начала современной химии. Ленинград 1989