

# Химия

Для студентов I курса специальностей: 2080165 — экология, 08040165 — товароведение и экспертиза товаров, 260800 — технология, конструирование изделий и материалы легкой промышленности

ИИИБС, кафедра ЭПП

к.х.н., доцент А. Н. Саверченко

---

# Электролитическая диссоциация

---

# Студент должен:

---

Знать:

положения теории электролитической диссоциации электролитов и гидролиза солей

Уметь:

Составлять молекулярно-ионные уравнения диссоциации и гидролиза и определять реакцию среды

---

**Электролитическая диссоциация**- распад вещества на ионы в растворах полярных растворителей или в расплавах.

Если вещество при растворении не подвергается диссоциации, то это **неэлектролит**. Если вещество в процессе растворения распадается на ионы, то это **электролит**.

В растворах некоторых электролитов диссоциирует лишь часть молекул (процесс диссоциации обратим). Количественной характеристикой электролитической диссоциации является **степень диссоциации**:

$$\alpha = N_{\text{дис}} / N_{\text{общ}} = C_{\text{дис}} / C_{\text{общ}},$$

где N- число молекул;

C- концентрация электролита в растворе.

---

По величине степени диссоциации электролиты делятся на две группы:

1) если  $\alpha > 0,3$  (30%), то такие **электролиты** называют **сильными**. К сильным электролитам относятся некоторые кислоты ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HMnO}_4$ ), щелочи (растворимые в воде основания щелочных и щелочноземельных металлов, такие как  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  и др.) и растворимые соли. В растворах сильные электролиты практически полностью распадаются на ионы (диссоциация сильных электролитов необратимая и одноступенчатая) :

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$ . Положительно заряженные ионы-катионы; отрицательно заряженные ионы-анионы;

2) если степень диссоциации электролита  $\alpha < 3\%$ , то электролиты называются **слабыми**. К слабым электролитам относятся молекулы воды, гидроксида аммония, слабых кислот и оснований.

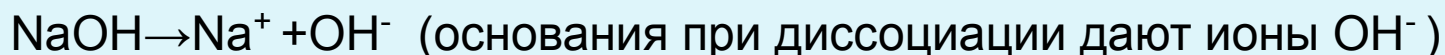
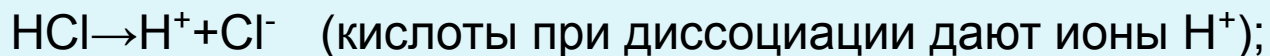
---

Диссоциация слабых электролитов- процесс обратимый и ступенчатый:  $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$ , для него устанавливается состояние химического равновесия, которое характеризуется константой равновесия- **константой диссоциации**.

При составлении ионных уравнений реакций в виде **ионов** пишем сильные растворимые в воде электролиты; в виде **молекул**- осадки, газы, слабые электролиты, простые вещества.

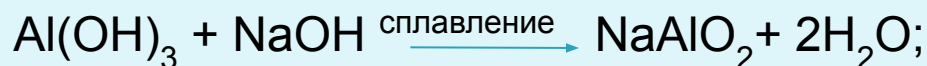
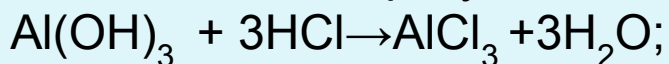
**Условия протекания реакций ионного обмена:** реакции ионного обмена протекают в водных растворах до конца (равновесие смещено вправо) в том случае, если в результате реакции выделяется газ, образуется осадок или молекулы слабого электролита.

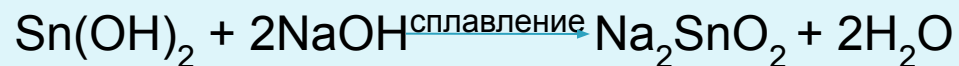
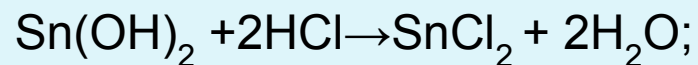
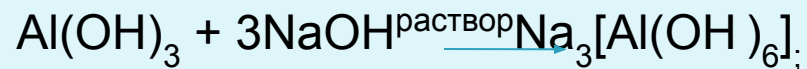
Свойства химических соединений в растворах определяются характером их диссоциации:



$\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$  (соли при диссоциации дают катионы металлов и анионы кислотных остатков).

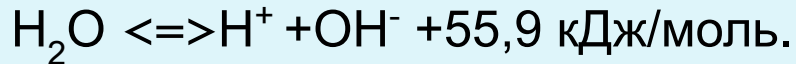
Существуют электролиты, которые могут участвовать в химических реакциях как в роли основания, так и в роли кислоты. Такие электролиты называются амфотерными. К ним относятся основания некоторых металлов:  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{P}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Be}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  и некоторых других. Они способны реагировать как с кислотами, так и с основаниями, образуя в качестве продуктов реакций соли:







Процесс ионизации воды протекает по уравнению:



В нейтральных растворах:  $C_M(\text{H}^+) = C_M(\text{OH}^-) = 10^{-7} \text{ М}$  (при 25

С)

Ионное произведение воды:  $C_M(\text{H}^+) * C_M(\text{OH}^-) = 10^{-14} = K_w$ .

Увеличение концентрации ионов  $\text{H}^+$  ведет к уменьшению концентрации ионов  $\text{OH}^-$  так, что их произведение остается неизменным.

$$\text{pH} = -\lg (C_M(\text{H}^+)) \text{ или } \text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$$

где  $\lg$ - десятичный логарифм, показывает, в какую степень надо возвести 10, чтобы получить данное число.

Нейтральная среда:  $\text{pH} = 7$ .

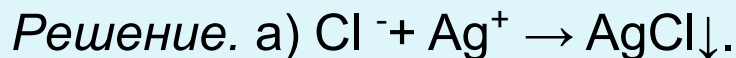
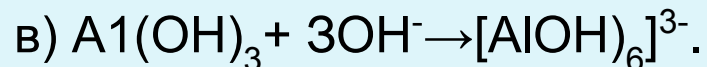
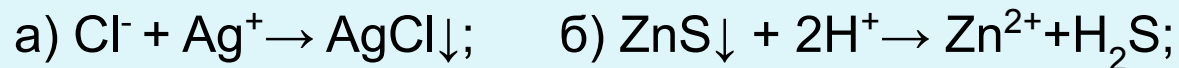
Кислая среда:  $\text{pH} < 7$ .

Щелочная среда:  $\text{pH} > 7$ .

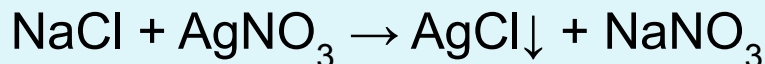
---

**Кислотно-основные индикаторы**- это вещества, меняющие окраску при изменении рН раствора. Индикаторами могут быть слабые органические кислоты или основания, молекулы и ионы которых имеют разную окраску.

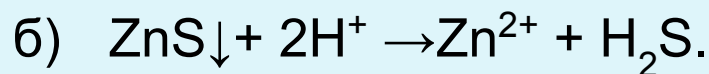
Пример 1. Составьте молекулярное уравнение реакций, если сокращенное ионное уравнение записывается в виде:



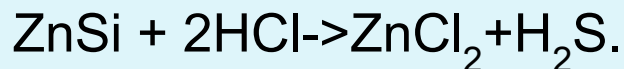
Если в сокращенном ионном уравнении присутствуют ионы, значит, этот ион входил в состав сильного растворимого в воде электролита (например,  $\text{Cl}^-$  - в состав  $\text{HCl}$ ;  $\text{NaCl}$ , но не  $\text{PbCl}_2$ ). Выбирая электролиты таким образом, можно составить одно из возможных молекулярных уравнений; например:



Выбранные нами молекулы должны образовывать только один осадок, вторая соль должна быть растворима в воде, так как ионов, образующих ее, нет в сокращенном ионном уравнении.



Кислота - сильный электролит, должна образовывать с ионом цинка растворимую соль (например,  $\text{ZnCl}_2$ ):

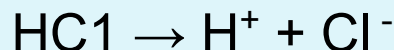


Гидроксид алюминия - амфотерный электролит, растворяется в сильных щелочах:  $\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{KOH} \rightarrow \text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ .

---

Пример 2. Вычислите pH 0,1 М раствора соляной кислоты ( $\alpha = 100\%$ ).

*Решение.* Если  $\alpha = 100\%$ , то диссоциация электролита полная (в растворе он полностью распадается на ионы):



Концентрация ионов водорода равна исходной концентрации кислоты:

$$\begin{aligned} C_{\text{H}^+} &= C_M(\text{HCl}) = 0,1 \text{ М}; \\ \text{pH} &= -\lg[\text{H}^+] = -\lg(10^{-1}) = 1. \end{aligned}$$

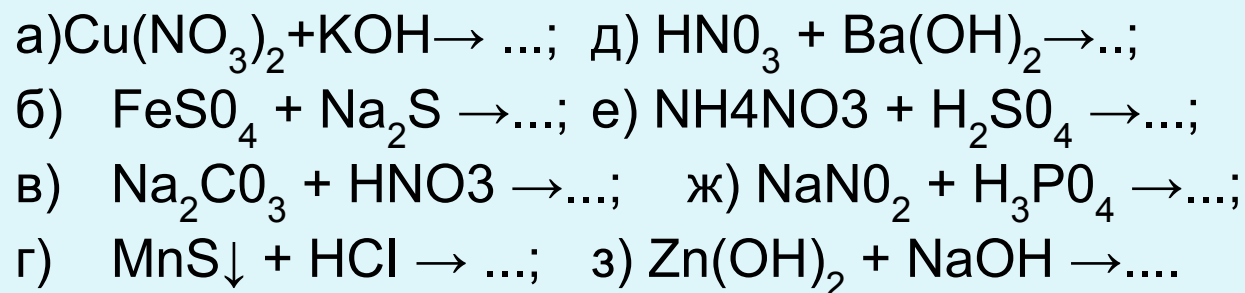
---

Пример 3. Вычислите pH 0,01 М раствора гидроксида натрия ( $\alpha = 100\%$ ).

*Решение.*  $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

$$\begin{aligned} C_{\text{OH}^-} &= C_M(\text{NaOH}) = 0.001 \text{ моль/л}; \\ [\text{H}^+][\text{OH}^-] &= 10^{-14}, [\text{H}^+] = 10^{-14} / 10^{-3} = 10^{-11} \text{ (моль/л)}; \\ \text{pH} &= 11. \end{aligned}$$

1. Запишите уравнение реакций в ионном (полном и сокращенном) виде:



---

2. Можно ли приготовить растворы, содержащие одновременно следующие вещества:

- а)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и  $\text{HCl}$ ; г)  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  и  $\text{NaOH}$ ;  
б)  $\text{AgNO}_3$  и  $\text{CuCl}_2$ ; д)  $\text{MgCl}_2$  и  $\text{HNO}_3$ ?  
в)  $\text{ZnCl}_2$  и  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ;

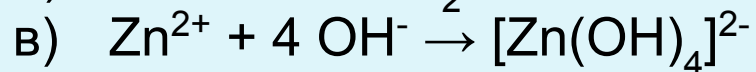
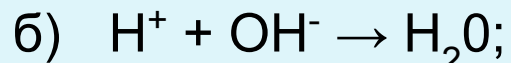
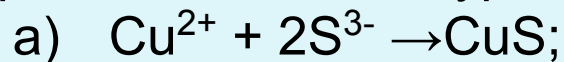
3. Можно ли приготовить растворы, содержащие одновременно следующие ионы:

- а)  $\text{Zn}^{2+}$ ;  $\text{Al}^{3+}$ ;  $\text{Cl}^-$ ;  $\text{NO}_3^-$ ; г)  $\text{Ba}^{2+}$ ;  $\text{Cu}^{2+}$ ;  $\text{NO}_3^-$ ;  $\text{Cl}^-$ ;  
б)  $\text{Na}^+$ ;  $\text{Ag}^+$ ;  $\text{SO}_4^{2-}$ ;  $\text{NO}_3^-$ ; д)  $\text{Ba}^{2+}$ ;  $\text{Na}^+$ ;  $\text{Cl}^-$ ;  $\text{OH}^-$ ?  
в)  $\text{H}^+$ ;  $\text{K}^+$ ;  $\text{CO}_3^{2-}$ ;  $\text{SO}_4^{2-}$ ;



---

4. Составьте молекулярное уравнение реакций, если сокращенное ионное уравнение записывается в виде:



5. Вычислите pH 0,0001 М раствора азотной кислоты (диссоциацию электролита считать полной).

---

6. Вычислите концентрацию ионов водорода в растворе гидроксида аммония  $\text{NH}_4\text{OH}$ , если степень диссоциации составляет 0,2%.

0,01 М

7. Определите концентрацию гидроксид-ионов в растворе с  $\text{pH} = 8$ .

В

---

# ИОННЫЕ ПРОЦЕССЫ

---

---

Реакции в растворах электролитов, при которых не происходит изменение зарядов ионов, входящих в соединение, называются обменными реакциями. Например: имеются два электролита  $KA$  и  $K_1A_1$  ( $K$  и  $K_1$  – катионы,  $A$  и  $A_1$  – анионы), между которыми в растворе устанавливается равновесие:



Известно, что равновесие в ионно-обменных реакциях в растворах смещается в сторону образования наименее диссоциированных соединений. Направление реакций ионного обмена между двумя электролитами в растворе определяется возможностью образования между их ионами малорастворимого, малодиссоциированного, а также газообразного соединения.

---

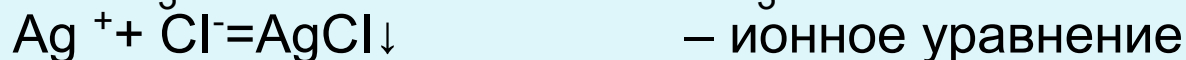
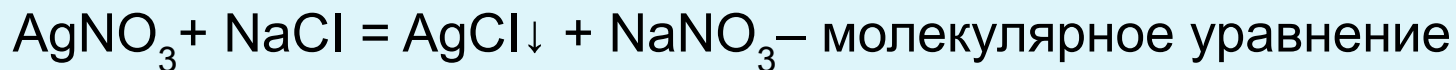
При выводе ионно-молекулярных уравнений необходимо придерживаться следующей формы записи:

а) сильные электролиты следует писать в виде отдельных составляющих их ионов, либо именно в таком состоянии они находятся в растворе;

б) слабые электролиты, газы, а также малорастворимые соединения следует условно писать в виде молекул, независимо от того, являются они исходными веществами или продуктами.

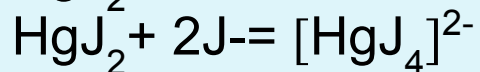
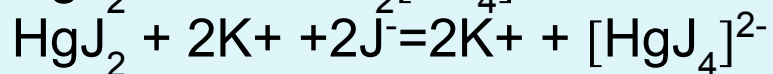
Например:

*Реакция, идущая с образованием осадка:*



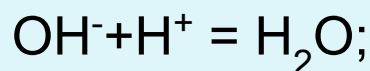
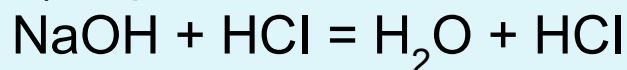
---

*Образование комплексного иона:*

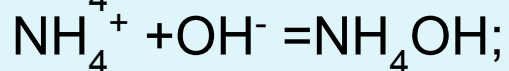
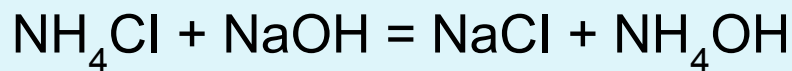


*Образование слабых электролитов:*

*а) образование воды*

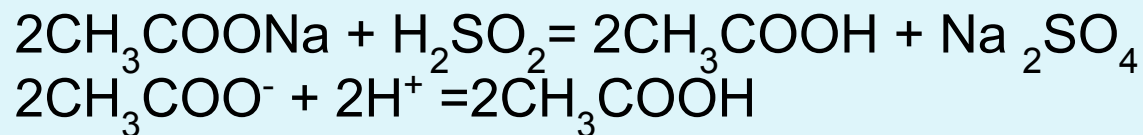


*б) Образование слабого основания:*

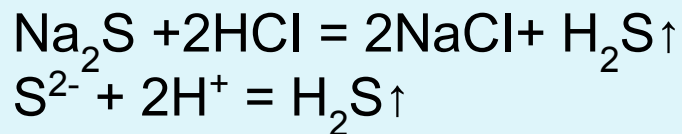


---

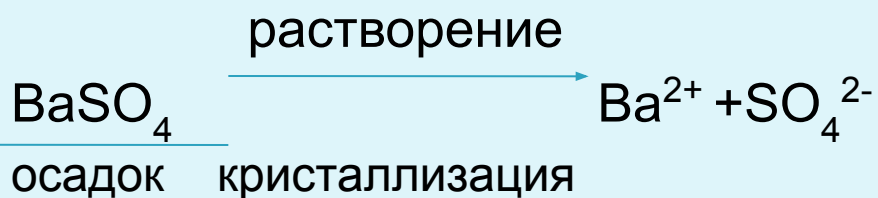
*в) Образование слабой кислоты:*



*г) Образование газов:*



Абсолютно нерастворимых веществ нет. В насыщенном растворе малорастворимого электролита, например  $\text{BaSO}_4$ , находящегося в соприкосновении с твердой фазой, непрерывно протекают два противоположных процесса. В состоянии равновесия, когда оба процесса протекают с одинаковой скоростью, образовавшаяся гетерогенная система определяется выражением:



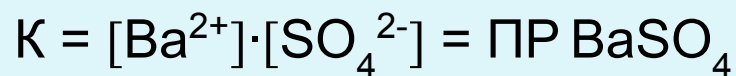
Переход ионов в раствор и обратный процесс внедрения ионов в кристаллическую структуру твердого вещества происходят лишь на его поверхности.



---

В таком случае, на основании закона действия масс, состояние равновесия зависит только от произведения концентрации ионов, которое для данного малорастворимого электролита является величиной постоянной.

Произведение концентрации ионов в насыщенном растворе малорастворимого электролита представляет собой величину постоянную при данной температуре и называется произведением растворимости (ПР). Для сульфата бария эта величина определяется выражением:



и составляет  $1,1 \cdot 10^{-10}$  при  $25^\circ\text{C}$ . Чем больше величина ПР, тем больше растворимость.

---

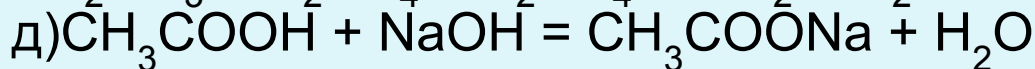
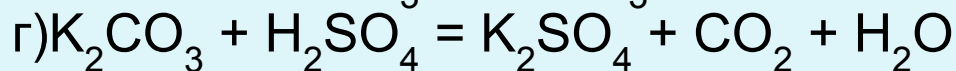
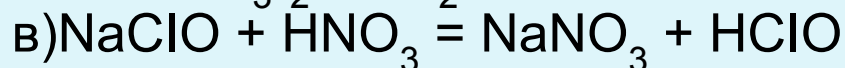
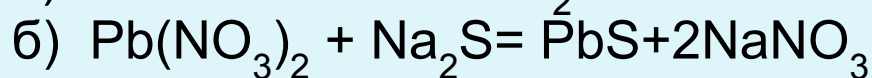
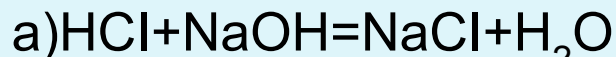
Из понятия  $ПР$  вытекает **условие образования осадков**: труднорастворимый электролит выпадает в осадок, когда произведение концентраций его ионов в растворе становится больше величины  $ПР$ . Это будет достигнуто прибавлением избытка электролита, содержащего одноимённые ионы.

Растворение осадка будет происходить тогда, когда произведение концентрации его ионов в растворе станет меньше величины  $ПР$ . Этого можно добиться, связывая один из ионов, посылаемых осадком в раствор.

---

**Пример 1.** Написать ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия между водными растворами следующих веществ:  
а) HCl и NaOH; б)  $Pb(NO_3)_2$  и  $Na_2S$ ; в) NaClO и  $HNO_3$ ; г)  $K_2CO_3$  и  $H_2SO_4$ ; д)  $CH_3COOH$  и NaOH.

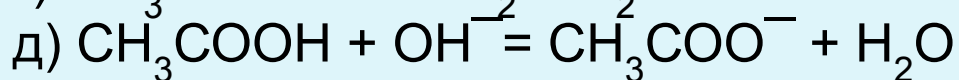
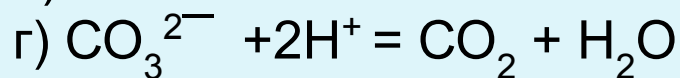
**Решение.** Запишем уравнения взаимодействия указанных веществ в молекулярном виде:



Отметим, что взаимодействие этих веществ возможно, ибо в результате происходит связывание ионов с образованием слабых электролитов ( $H_2O$ , HClO), осадка (PbS), газа ( $CO_2$ ).

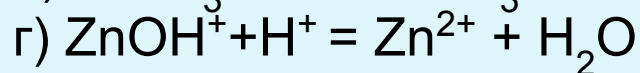
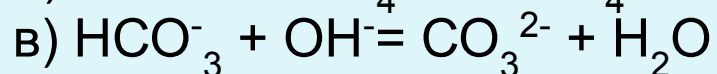
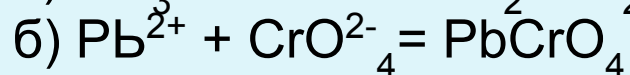
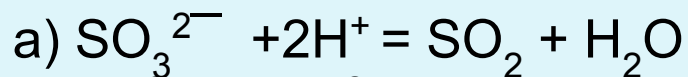
---

В реакции (д) два слабых электролита, но так как реакция идет в сторону большего связывания ионов и вода – более слабый электролит, чем уксусная кислота, то равновесие реакции смещено в сторону образования воды. Исключив одинаковые ионы из обеих частей равенства а)  $\text{Na}^+$  и  $\text{Cl}^-$  б)  $\text{Na}^+$  и  $\text{NO}_3^-$ ; в)  $\text{Na}^+$  и  $\text{NO}_3^-$ ; г)  $\text{K}^+$  и  $\text{SO}_4^{2-}$ ; д)  $\text{Na}^+$ , получим ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций:



---

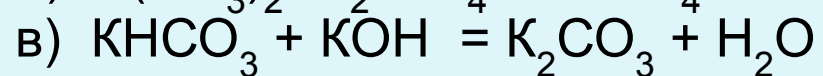
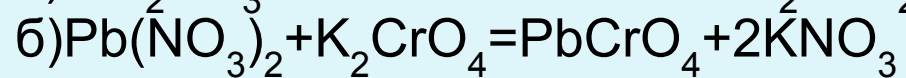
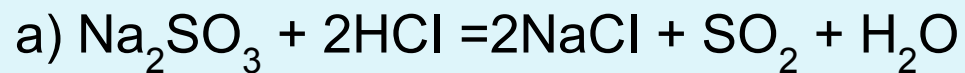
**Пример 2.** Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют следующие ионно-молекулярные уравнения:



**Решение.** В левой части данных ионно-молекулярных уравнений указаны свободные ионы, которые образуются при диссоциации растворимых сильных электролитов, следовательно, при составлении молекулярных уравнений следует исходить из соответствующих растворимых сильных электролитов.

---

Например:



---

# ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

---

---

**Гидролиз солей**- это обменные реакции ионов соли и молекул воды, приводящие к образованию ионов или молекул слабых электролитов.

Гидролизу подвергаются ионы- остатки слабых кислот и слабых оснований

В процессе гидролиза изменяются концентрации ионов  $H^+$  и  $OH^+$  в растворе (рН среды).

Гидролиз- процесс ступенчатый, в обычных условиях протекает только по первой ступени.

На каждой ступени гидролиза на один ион соли, участвующий в процессе, приходится одна молекула воды.



---

Гидролиз- процесс обратимый, его равновесие сильно смещено влево, в сторону исходных веществ.

Равновесие реакции гидролиза подчиняется принципу **Ле Шателье** (смещение химического равновесия).

Гидролиз усиливается при нагревании и разбавлении раствора соли.

Нерастворимые в воде соли гидролизу практически не подвергаются.

Гидролиз солей, которые полностью разлагаются водой (в таблице растворимости для такой соли стоит прочерк), идет необратимо и до конца.

## Примеры решения задач

**Пример 1.** запишите уравнения реакций гидролиза следующих солей и определите реакцию среды (нейтральная, кислая, щелочная):

а)  $\text{NaNO}_3$ ; б)  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ; в)  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ ; г)  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ; д)  $\text{FeS}$ ; е)  $\text{Fe}_2\text{S}_3$ .

**Решение.**

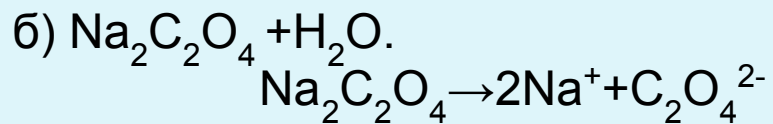
а)  $\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ .

Запишем уравнение диссоциации соли и определим силу кислоты и основания, образующих данную соль:



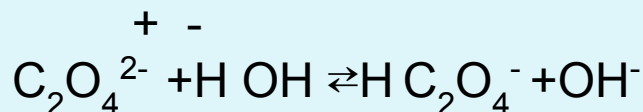
В составе соли нет ионов-остатков слабых кислот или слабых оснований. Гидролиз такой соли не идет, реакция среды не изменяется  $\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \neq$ .

Среда нейтральная,  $\text{pH}=7$ .



$\text{NaOH}$	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
сильное	слабая
основание	кислота

В гидролизе участвует анион слабой кислоты, который реагирует с одной молекулой, присоединяя один ион водорода.

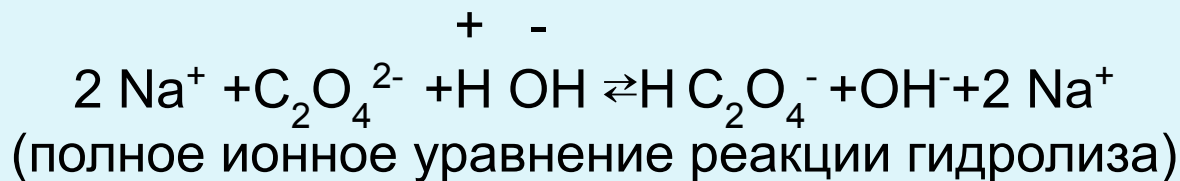


(уравнение реакции гидролиза в сокращенной ионной форме)

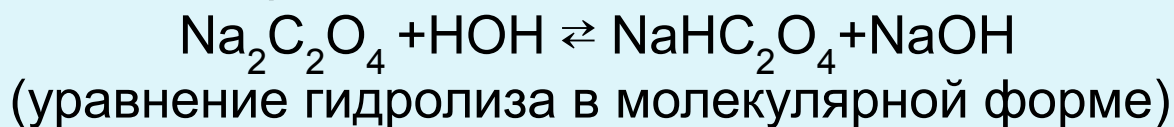
(Нельзя писать  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 2\text{OH}^-$ , так как на каждой ступени гидролиза участвует только одна молекула воды.)

---

Так как ионы  $\text{Na}^+$  не принимают участия в гидролизе, то они присутствуют в неизменной форме в левой и правой частях уравнения:



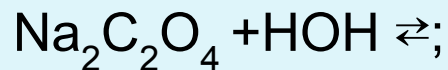
Для того чтобы записать уравнение реакции гидролиза в молекулярной форме, объединим ионы в молекулы в соответствии с их зарядами:



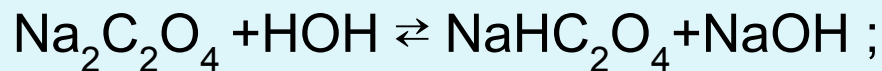
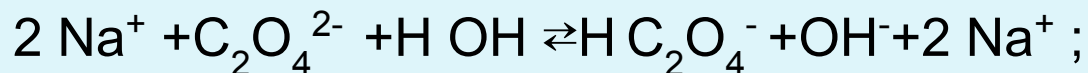
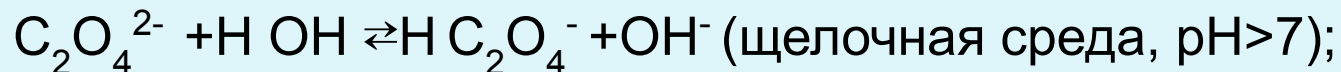
Из сокращенного ионного уравнения гидролиза видно, что в растворе накапливаются ионы  $\text{OH}^-$ , т.е. среда щелочная,  $\text{pH} > 7$ .

---

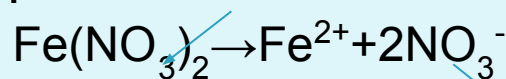
Если опустить все рассуждения, уравнение реакции гидролиза  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$  можно записать следующим образом:



$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$  -ион слабой кислоты, гидролиз по аниону;



в)  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ .



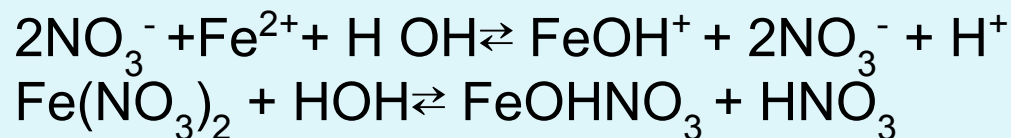
$\text{Fe}(\text{OH})_2$	$\text{HNO}_3$
слабое	сильная
основание	кислота

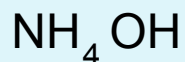
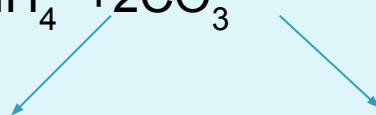
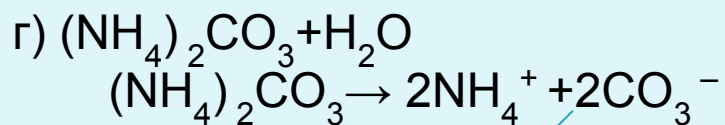
В гидролизе принимает участие ион  $\text{Fe}^{2+}$ , который связывает ион  $\text{OH}^-$  из воды;

+ -

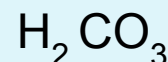
гидролиз по катиону:  $\text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{FeOH}^+ + \text{H}^+$  (кислая среда,  $\text{pH} < 7$ );

+ -



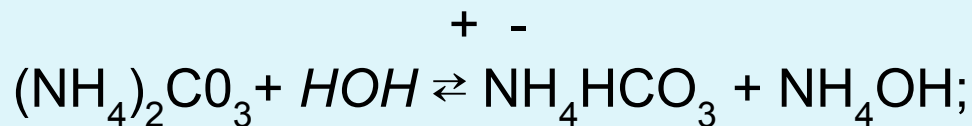
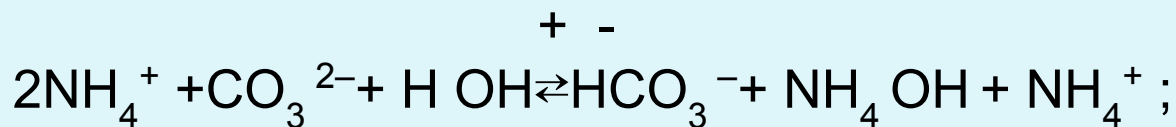


слабое  
основание



слабая  
кислота

Гидролиз такой соли идет одновременно и по катиону, и по аниону:



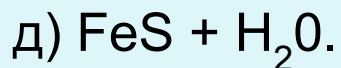
---

(Так как в молекуле воды только один ион  $\text{OH}^-$ , то на первой ступени гидролиза связывается только один ион  $\text{NH}_4^+$ )

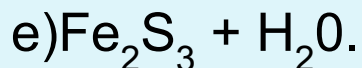
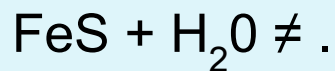
В данном случае полное ионное уравнение совпадает с сокращенным ионным уравнением.

Так как в процессе гидролиза  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  не образуется свободных ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ , а только молекулы или ионы слабых кислот и оснований (в данном случае -  $\text{NH}_4\text{OH}$  и  $\text{HCO}_3^-$ ), то реакция среды близка к нейтральной и определяется более точно силой образовавшихся кислоты и основания.

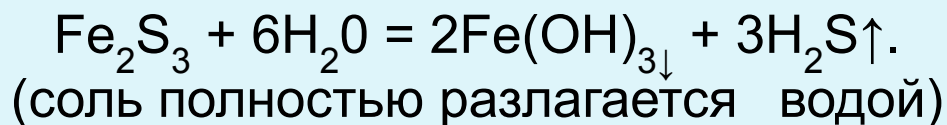




Так как FeS в воде нерастворима, гидролиз ее не идет.

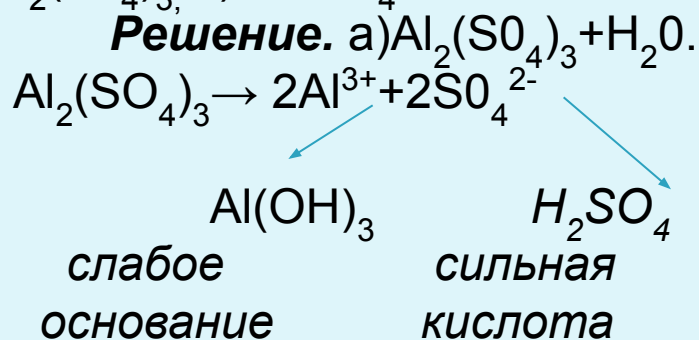


В таблице растворимости для соли  $\text{Fe}_2\text{S}_3$  стоит прочерк, это значит, что гидролиз соли идет необратимо и до конца, до образования соответствующих основания и кислоты:



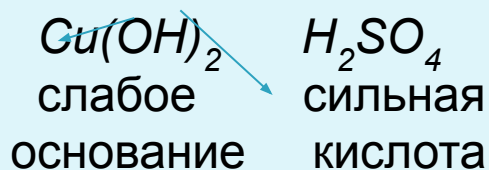
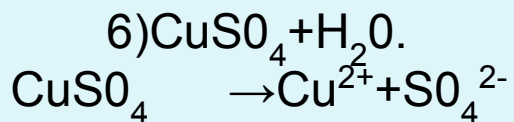
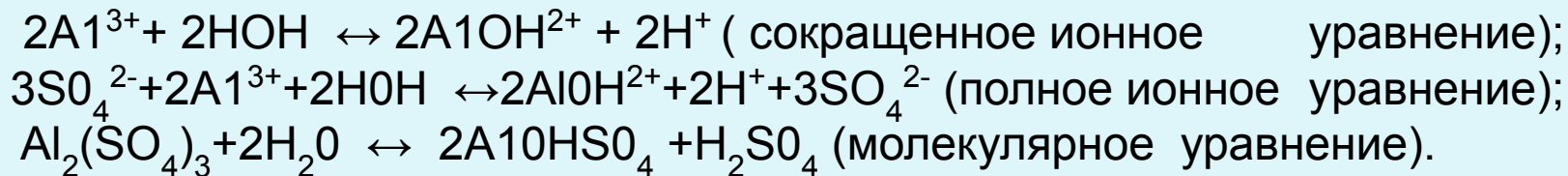
---

Пример. Запишите уравнения реакций гидролиза следующих солей:  
а)  $Al_2(SO_4)_3$ ; б)  $CuSO_4$

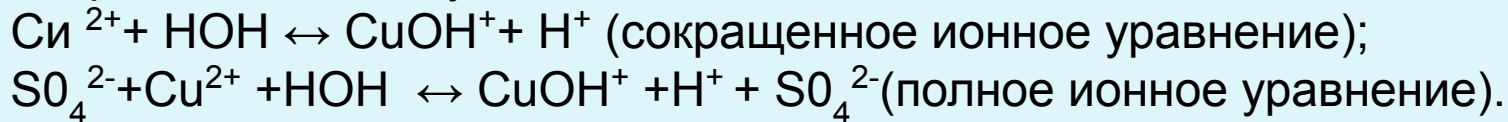


Гидролиз соли идет по катиону:  $Al^{3+} + H_2O \leftrightarrow AlOH^{2+} + H^+$

Так как в состав молекулы сульфата алюминия входят два иона  $Al$ , а сокращенное ионное уравнение записано для одного иона, то при составлении полного ионного уравнения сокращенное ионное уравнение надо удвоить (умножить на 2).

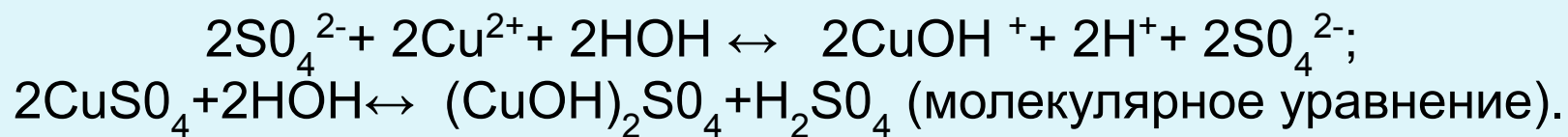


Гидролиз по катиону:



---

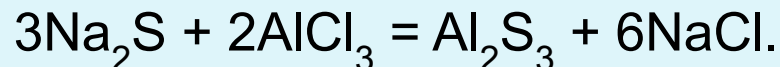
В правой части полного ионного уравнения присутствуют 2 катиона ( $\text{CuOH}^+$  и  $\text{H}^+$ ) и только один анион ( $\text{SO}_4^{2-}$ ). Объединить их в одну молекулу невозможно, так как в состав одной молекулы не могут входить одновременно ионы  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ . Для того чтобы составить молекулярное уравнение гидролиза сульфата меди, удвоим полное ионное уравнение (это не противоречит утверждению о том, что на один ион, участвующий в гидролизе, приходится только одна молекула воды):



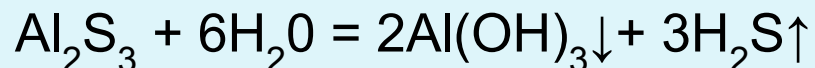
---

Пример. Запишите уравнения реакций, которые происходят при смешивании водных растворов  $\text{Na}_2\text{S}$  и  $\text{AlCl}_3$ .

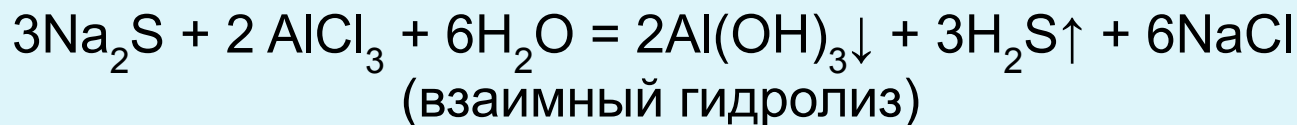
*Решение.* При смешивании водных растворов сульфида натрия и хлорида алюминия идет реакция обмена:



Как указано в таблице растворимости, образовавшийся сульфид алюминия не существует в водных растворах (подвергается полному и необратимому гидролизу):



Так как оба процесса идут одновременно, можно записать суммарное уравнение реакции:



1. Запишите уравнения реакций гидролиза следующих солей и определите реакцию среды:

а)  $\text{NaNO}_3$ ; б)  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ; в)  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ; г)  $\text{CuCl}_2$ ; д)  $\text{CuS}$ ; е)  $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$  ж)  $\text{K}_2\text{S}$ ;  
з)  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ ; и)  $\text{Na}_2\text{S}$ ; к)  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ .

2. Запишите уравнения реакций гидролиза следующих солей:

а)  $\text{FeSO}_4$ ; б)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ; в)  $\text{CaS}$ ; г)  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  (первую и вторую ступени гидролиза).

3. Какие вещества можно добавить к водным растворам солей, чтобы уменьшить их гидролиз: а)  $\text{FeCl}_3$ , б)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ?

---

4. Запишите уравнения реакций, которые происходят при смешивании водных растворов  $K_2CO_3$  и  $Cr(NO_3)_3$

5. При обработке 238 г смеси сульфида железа (II) и сульфида алюминия водой выделилось 67,2 л газа (н. у.). Определите массовую долю сульфида железа (II) в смеси. Растворимостью газа в воде пренебречь.

# Рекомендуемая литература

---

Коровин Николай Васильевич. Общая химия: Учебник. - 2-е изд., испр. и доп. - М.: Высш. шк., 2000. - 558с.: ил.

Павлов Н.Н. Общая и неорганическая химия: Учеб. для вузов. – 2-е изд., перераб. и доп. – М.: Дрофа, 2002. – 448 с.: ил.

Ахметов Наиль Сибгатович. Общая и неорганическая химия: Учебник для студ. химико-технологических спец. вузов / Н.С.Ахметов. - 4-е изд., исп. - М.:Высш. шк.: Академия, 2001. - 743с.: ил.

Глинка Николай Леонидович. Общая химия: Учебное пособие для вузов / Н.Л.Глинка; Ермаков Л.И (ред.) – 29–е изд.; исп. – М.: Интеграл Пресс, 2002 – 727с.: ил.

Писаренко А.П., Хавин З.Я. Курс органической химии – М.: Высшая школа, 1975, 1985.

Альбицкая В.М., Серкова В.И. Задачи и упражнения по органической химии. – М.: Высш. шк., 1983.

Грандберг И.И. Органическая химия – М.: Дрофа, 2001.

Петров А.А., Бальян Х.В., Троценко А.Т. Органическая химия М.: Высш. Шк., 1981

Иванов В.Г., Гева О.Н., Гаверова Ю.Г. Практикум по органической химии – М.: Академия., 2000.