



Курс лекций по химии

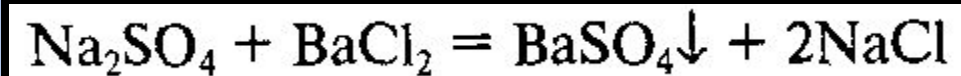


Тема:

- Реакции ионного обмена в водных растворах электролитов. Ионные реакции и уравнения.
- Диссоциация воды. Водородный показатель. Среды водных растворов электролитов.
- Гидролиз солей.

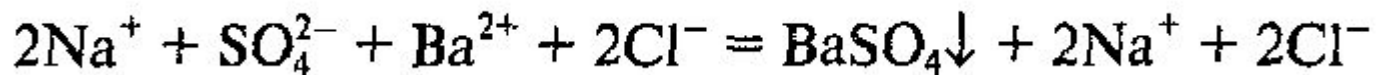
Реакции ионного обмена в
водных растворах электролитов.
Ионные реакции и уравнения.

Реакции, протекающие между ионами, называются ионными реакциями.

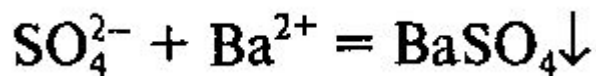


Молекулярное

уравнение



Полное ионное уравнение



Сокращенное ионное уравнение

«Правила» написания ионных уравнений

В ионных уравнениях формулы веществ записываются в виде ионов или в виде молекул.

В виде ионов записывают формулы:

- сильных кислот (HClO_4 , H_2SO_4 , HNO_3 , HI и др.);
- сильных оснований (щелочей — CsOH , NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и др.);
- растворимых в воде солей (NaBr , KNO_3 , BaCl_2 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и др.).

В виде молекул записывают формулы:

- воды H_2O ;
- слабых кислот (HNO_2 , HCN , H_2CO_3 , H_2SO_3 , CH_3COOH и др.);
- слабых оснований (NH_4OH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и др.);
- малорастворимых солей (\downarrow): AgCl , BaSO_4 , CaCO_3 , FeS и др.;
- амфотерных гидроксидов (\downarrow): $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и др.

В виде молекул также записывают:

- формулы газообразных веществ (CO_2 , SO_2 , H_2 , H_2S , NH_3 и др.);
- формулы оксидов металлов и неметаллов (Na_2O , CaO , P_2O_5 , SiO_2 , B_2O_3 и т. д.).

Реакции обмена

```
graph TD; A[Реакции обмена] --> B[Практически необратимые]; A --> C[Обратимые];
```

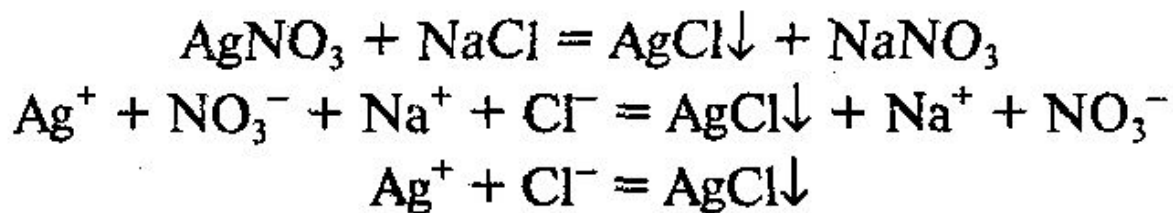
Практически необратимые:
протекают тогда, когда ионы образуют друг с другом:

- Малорастворимые вещества
- Малодиссоциирующие в-ва
- Газообразные или летучие в-ва

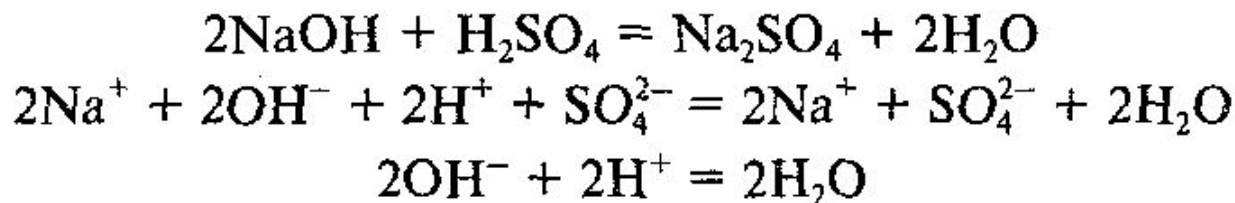
Обратимые: протекают
В том случае, если среди исходных в-в имеются слабые электролиты или малорастворимые в-ва

Практически необратимые реакции

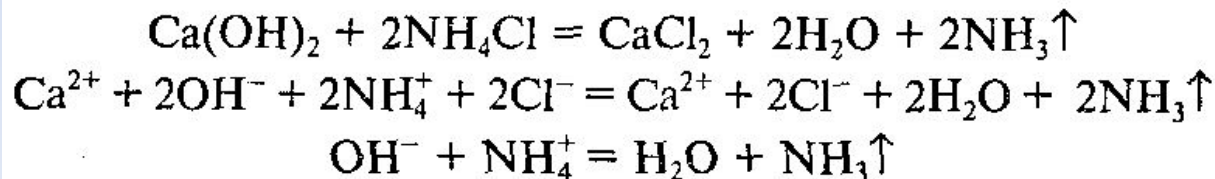
Реакции с образованием малорастворимых веществ, выпадающих в осадок (↓).



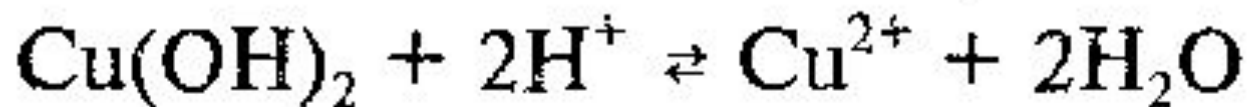
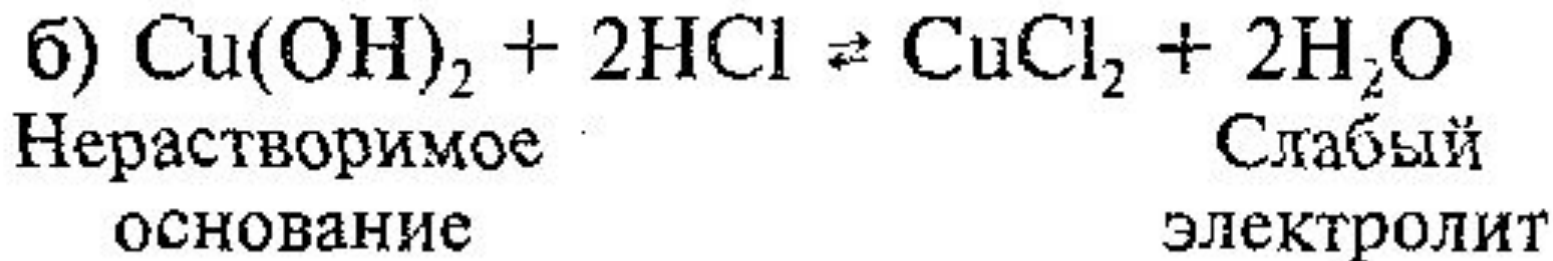
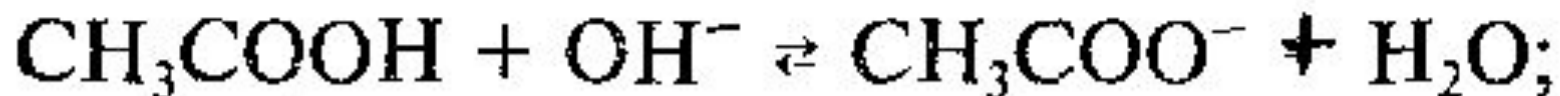
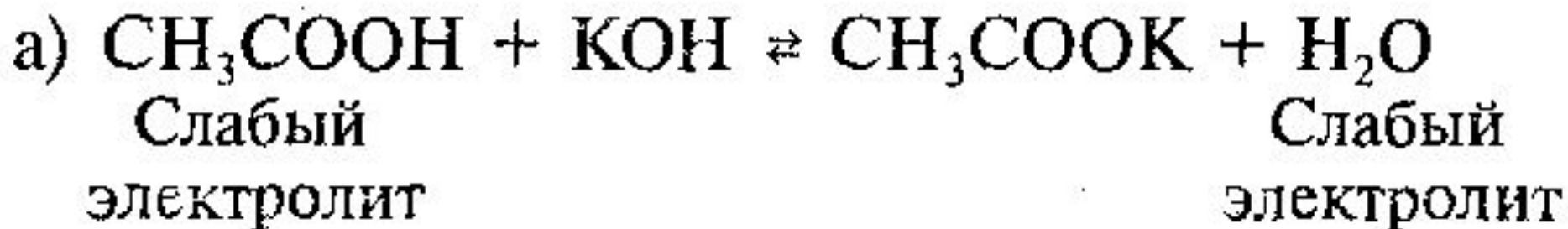
Реакции, идущие с образованием малодиссоциирующих веществ (слабых электролитов).



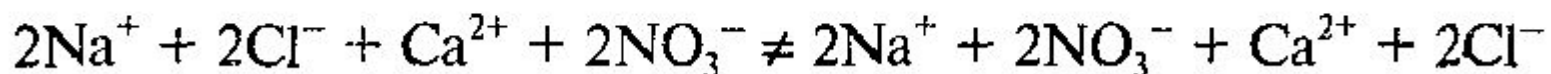
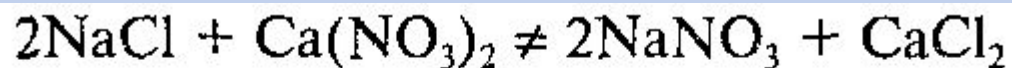
Реакции, протекающие с образованием газообразных веществ.



Обратимые реакции



Если исходными веществами реакций обмена являются **сильные электролиты**, которые при взаимодействии **не образуют** малорастворимых или малодиссоциирующих веществ, то такие **реакции не протекают**. При смешивании их растворов **образуется смесь ионов**, которые не соединяются друг с другом. Например:

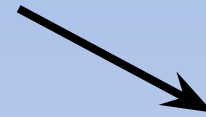


Диссоциация воды. Водородный показатель. Среды водных растворов электролитов.



Вода — слабый амфотерный электролит.

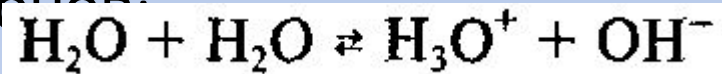
Уравнение диссоциации воды



С учетом гидратации

Без учета гидратации ионов:

исчисл:



Из уравнения видно, что
концентрация
Ионов водорода и гидроксид-ионов

При 25°C $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л.
воде одинаковы.

Произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов называется **ИОННЫМ**
произведением воды:

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

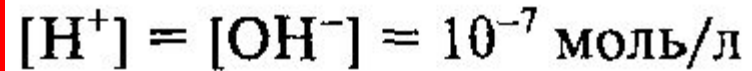
$K_{\text{H}_2\text{O}}$ — величина постоянная, и при температуре 25°C

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$$

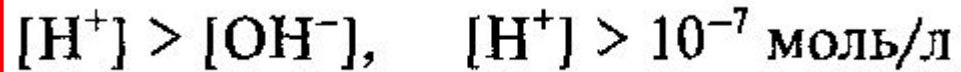
Среду водного раствора можно охарактеризовать концентрацией ионов водорода или гидроксид-ионов

Три типа сред:

- Нейтральная среда



- Кислая среда:



- Щелочная среда:



Для характеристики сред растворов удобно использовать **водородный показатель рН**

Водородным показателем рН называется отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода: $pH = -\lg[H^+]$.

Например:

если $[H^+] = 10^{-3}$ моль/л, то $pH = 3$, среда раствора — кислая

если $[H^+] = 10^{-12}$ моль/л, то $pH = 12$, среда раствора — щелочная

	Среда раствора		
	кислая	нейтральная	щелочная
Концентрация ионов H^+ (моль/л)	$[H^+] > 10^{-7}$	$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$	$[H^+] < 10^{-7}$
Водородный показатель (рН)	$pH < 7$	$pH = 7$	$pH > 7$

Чем рН меньше 7, тем больше кислотность раствора. Чем рН больше 7, тем больше щелочность раствора.



Качественно характер среды водных растворов электролитов определяют с помощью индикаторов.

Индикаторами называются вещества, которые обратимо изменяют свой цвет в зависимости от среды растворов, т. е. рН раствора.

- Лакмус
- Метиловый оранжевый
- Фенолфталеин



Гидролиз солей.

Гидролизом соли называется взаимодействие ионов соли с водой, в результате которого образуются слабые электролиты.

Сущность гидролиза сводится к:

- Химическому взаимодействию катионов или анионов соли с гидроксид-ионами или ионами водорода из молекулы воды
- В результате этого взаимодействия образуются малодиссоциирующее соединение (слабый электролит)
- Химическая диссоциация воды $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ смещается вправо
- В водном растворе соли появляется избыток свободных ионов водорода или гидроксид-ионов.

Для большинства солей гидролиз процесс обратимый. Количественно он характеризуется

Степень гидролиза равна отношению числа гидролизированных молекул соли к общему числу растворенных молекул:

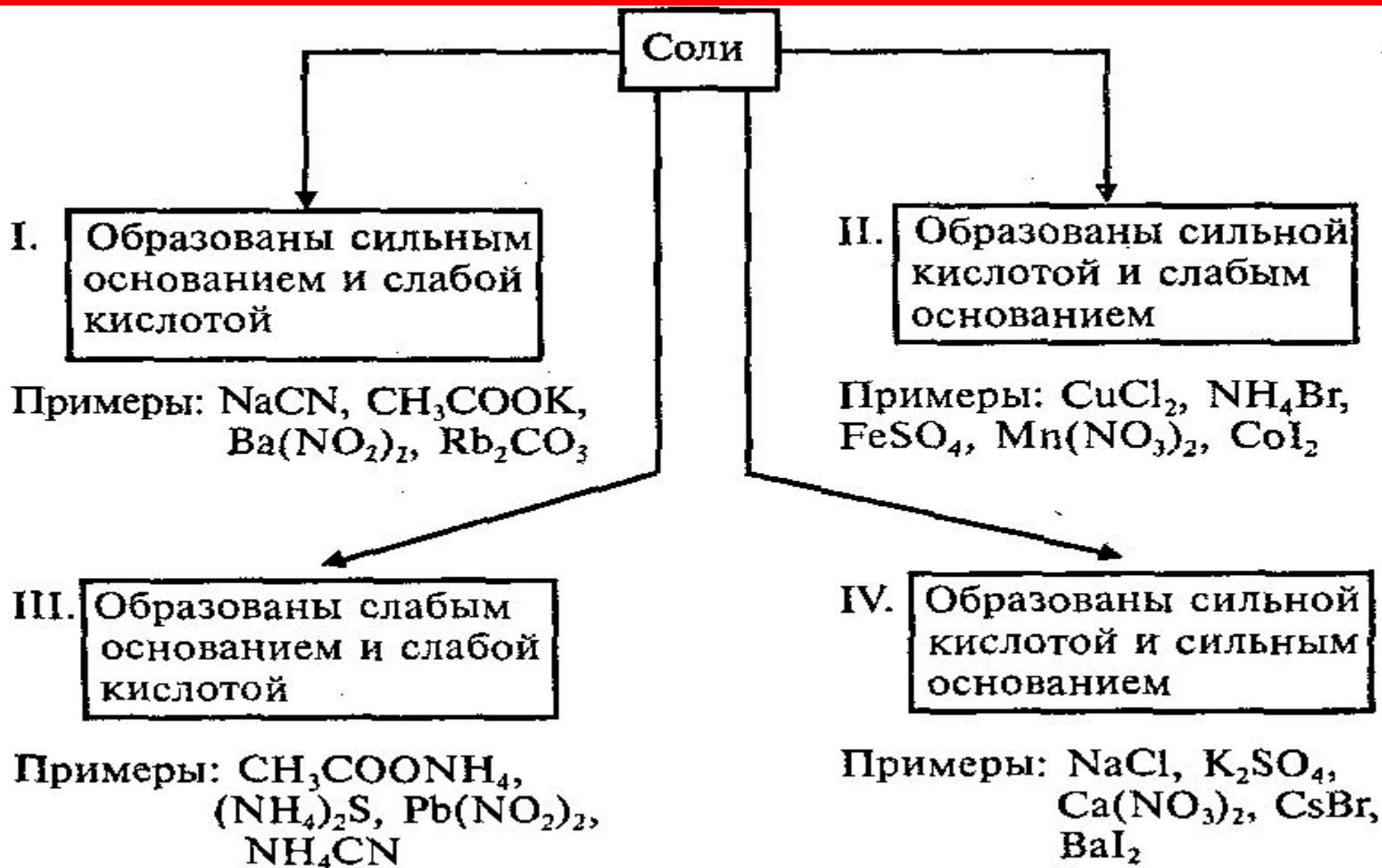
$$h = \frac{n}{N} \cdot 100\%,$$

где n — число молекул соли, подвергшихся гидролизу; N — общее число растворенных молекул соли.

Степень гидролиза зависит:

- Природы соли
- Концентрации раствора (обр. зависимость)
- Температуры (прямая зависимость)

Любую соль можно представить как продукт взаимодействия кислоты и основания

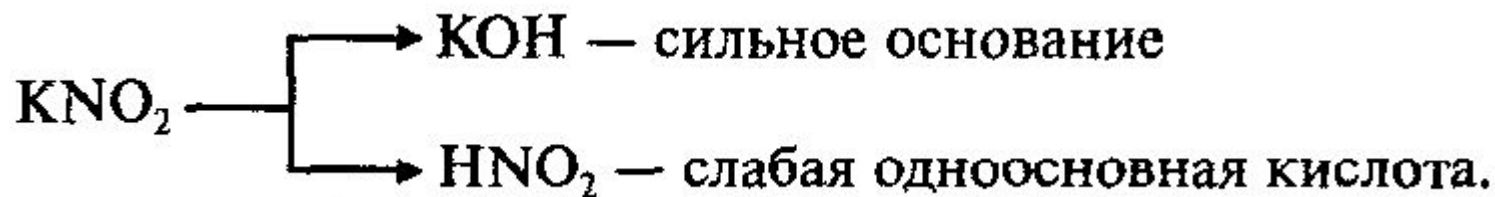


Соли образованные сильным основанием и слабой кислотой

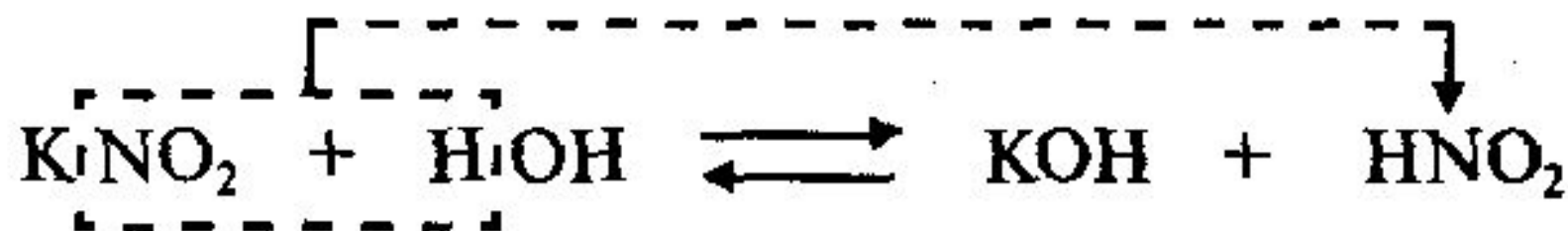
Гидролиз: **по аниону**

Эти соли образованы катионом сильного основания и *анионом слабой кислоты*, который связывает катион водорода H^+ молекулы воды, образуя слабый электролит (кислоту).

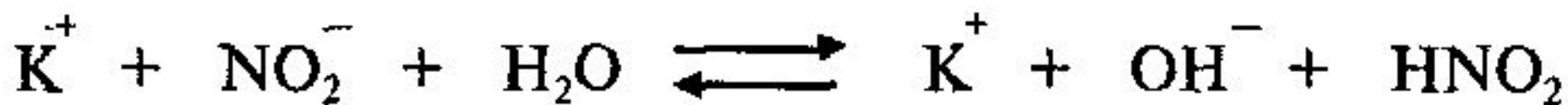
Пример:



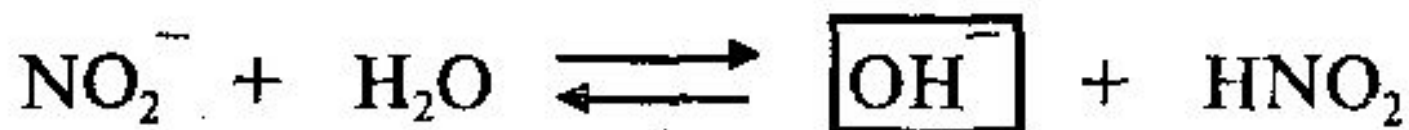
Молекулярное уравнение:



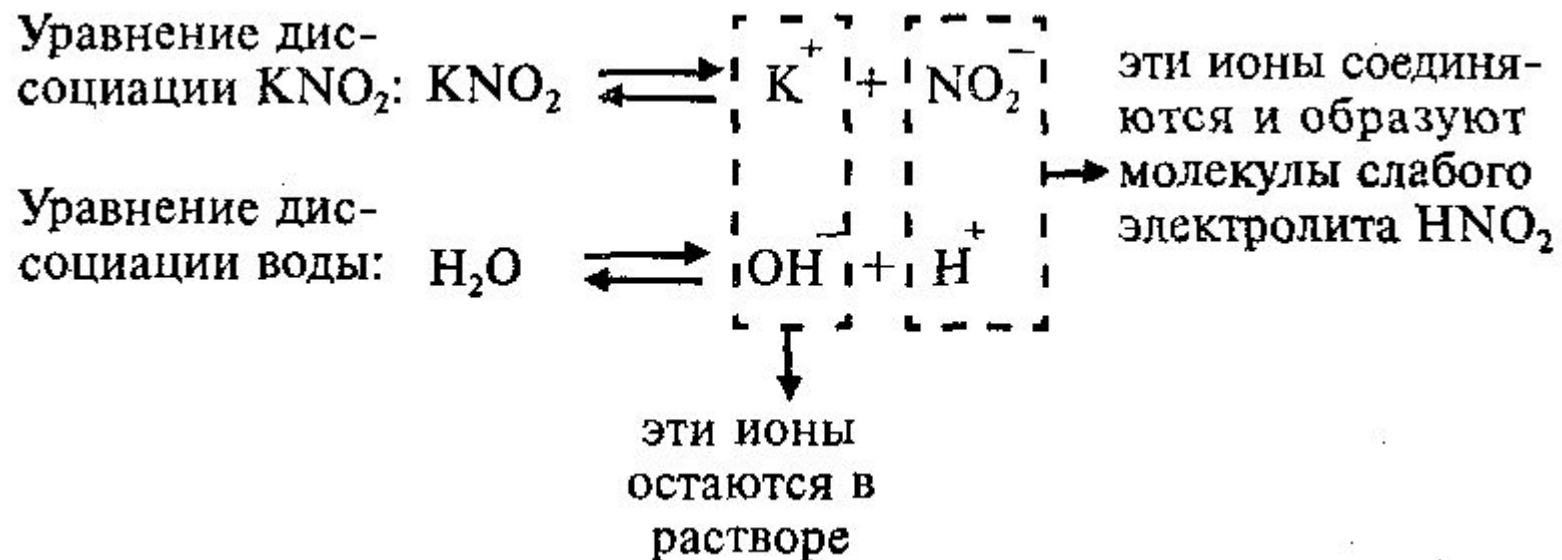
Полное ионное уравнение:



Сокращенное ионное уравнение:



Механизм:



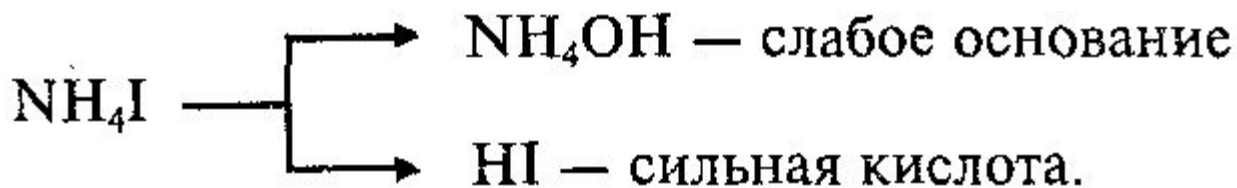
Вывод: Соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой, при растворении в воде показывают щелочную реакцию среды, $\text{pH} > 7$.

Соли образованные слабым основанием и сильной кислотой

Гидролиз: **по катиону**

Эти соли образованы *катионом слабого основания* и анионом сильной кислоты. Катион соли связывает гидроксид-ион OH^- воды, образуя слабый электролит (основание).

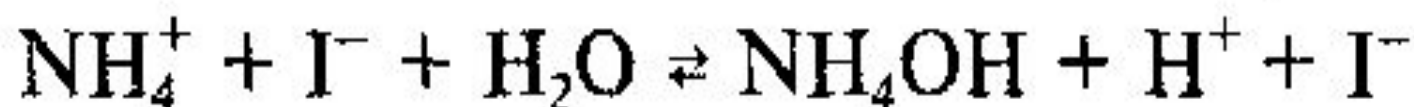
Пример:



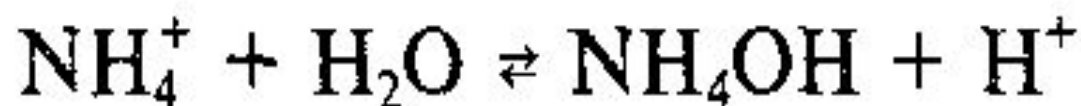
Молекулярное уравнение:



Полное ионное уравнение:



Сокращенное ионное уравнение:



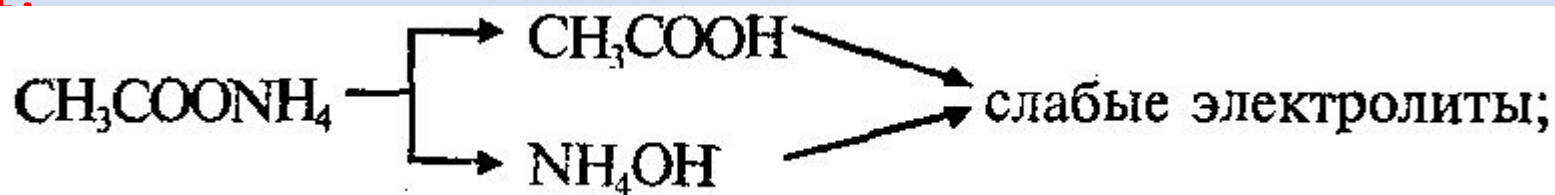
Вывод: Соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием, при гидролизе показывают кислую реакцию среды, $\text{pH} < 7$.

Соли образованные слабым основанием и слабой кислотой

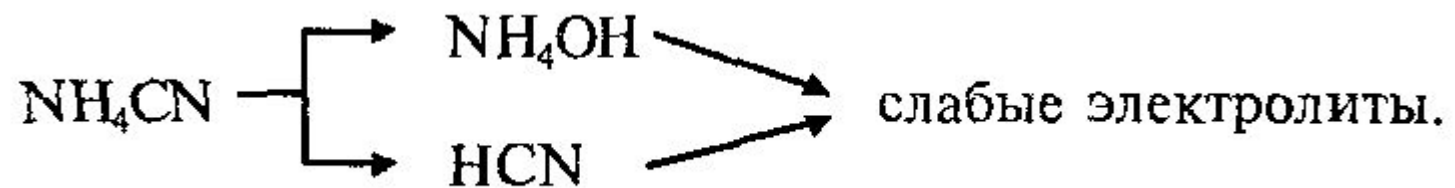
Гидролиз: **по катиону и по аниону**

Эти соли образованы *катионом слабого основания*, который связывает ионы OH^- из молекулы воды и образует слабое основание, и *анионом слабой кислоты*, который связывает ионы H^+ из молекулы воды и образует слабую кислоту. Реакция растворов этих солей может быть нейтральной, слабокислой или слабощелочной. Это зависит от констант диссоциации слабой кислоты и слабого основания, которые образуются в результате гидролиза

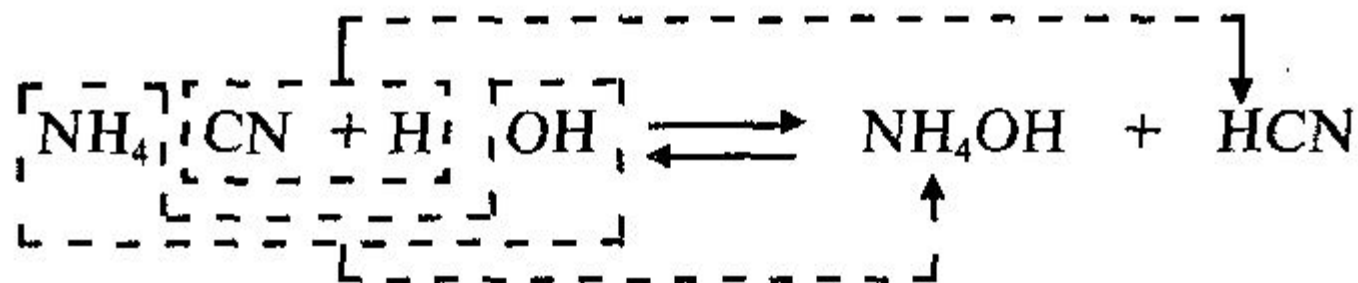
Пример 1:



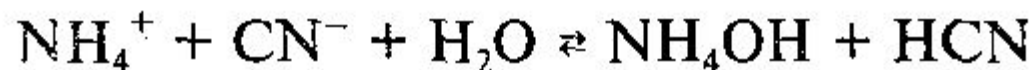
Пример 2:



Молекулярное уравнение:



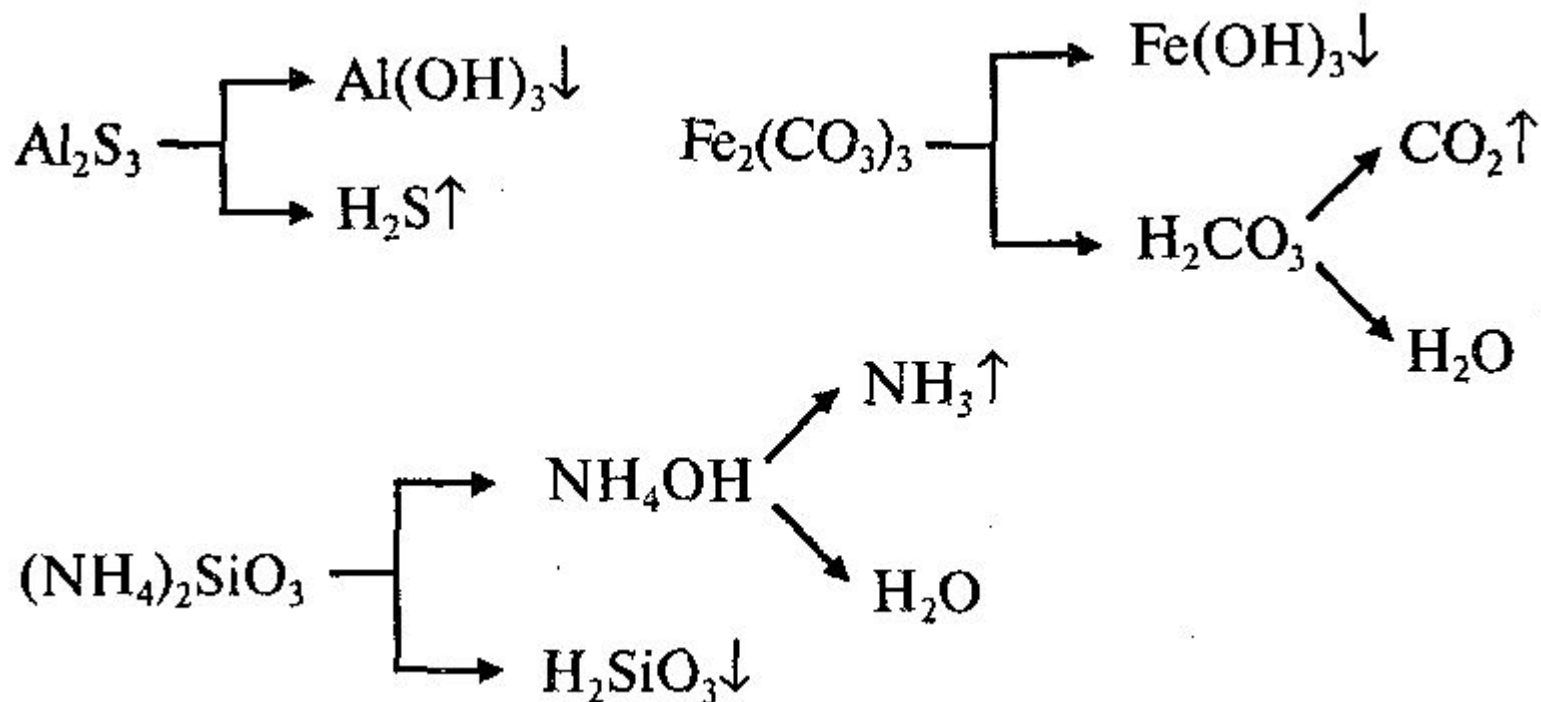
Ионное уравнение:



Реакция раствора соли NH_4CN — слабощелочная ($\text{pH} > 7$), потому что $K_{\text{д}}(\text{NH}_4\text{OH}) > K_{\text{д}}(\text{HCN})$.

Необратимый (полный) гидролиз:

Необратимому (полному) гидролизу подвергаются соли, которые образованы слабым нерастворимым или летучим основанием и слабой летучей или нерастворимой кислотой.



Пример:



Гидролиз сульфида алюминия Al_2S_3 протекает практически полностью до образования гидроксида алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ и сероводорода H_2S .

Соли образованные сильным основанием и сильной кислотой

Гидролиз: **не подвергаются**

Вывод: Соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием, при растворении в воде гидролизу не подвергаются и показывают нейтральную реакцию среды ($\text{pH} = 7,0$).