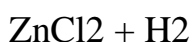


## Задания

1. Ознакомиться с материалами лекции
2. Ответить на вопросы. Решить уравнения:
  1. Кислоты – это...?
  2. По каким признакам классифицируют кислоты?
  3. Какие химические свойства кислот вам известны?
  4. Как получают кислоты?

Решить уравнения реакции:



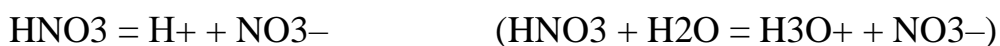
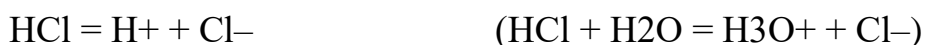
Готовые работы присылать на почту [vitalina2517@mail.ru](mailto:vitalina2517@mail.ru) не позднее 04.04.2023

Если у вас возникли вопросы, обращайтесь по телефону 0721401876

## Лекция 17

Кислоты, основания и их свойства. Кислоты и основания как электролиты и их классификация

Кислоты – это электролиты, в результате диссоциации которых в водных растворах образуется только один вид катионов – катионы водорода  $\text{H}^+$  (точнее – катионы гидроксония  $\text{H}_3\text{O}^+$ ):



Кислоты – вещества молекулярного строения. Атомы в молекулах кислот связаны ковалентными полярными химическими связями. Чем более поляризована связь между атомом водорода, способным отщепляться в виде катиона водорода, и атомом какого-либо другого элемента, тем легче происходит её распад с образованием ионов, тем сильнее кислота.

Классифицировать кислоты можно по разным признакам.

По содержанию кислорода кислоты могут быть бескислородными (например, HCl, HBr, HI, H<sub>2</sub>S, HCN) и кислородсодержащими (например, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>).

По числу атомов водорода в молекуле кислоты, способных замещаться атомами металлов (по основности), кислоты могут быть одноосновными (HCl, HBr, HI, HNO<sub>3</sub>), двухосновными (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S), трёхосновными (H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>AsO<sub>4</sub>) и т. д. Существуют и кислоты большей основности, например пиррофосфорная H<sub>4</sub>P<sub>2</sub>O<sub>7</sub> – четырёхосновная.

По степени диссоциации кислоты могут быть сильными (HCl, HBr, HI, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) и слабыми (H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>COOH).

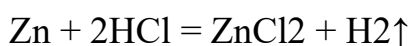
По растворимости кислоты могут быть растворимыми в воде (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>, HCl, CH<sub>3</sub>COOH) и нерастворимыми в воде (H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>, C<sub>17</sub>H<sub>35</sub>COOH).

По стабильности кислоты могут быть стабильными (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HCl, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>) и нестабильными (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, HNO<sub>2</sub>). Нестабильные кислоты, как правило, невозможно выделить в свободном состоянии, они существуют только в растворах.

По летучести кислоты могут быть летучими (HCl, HNO<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>COOH) и нелетучими (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>)

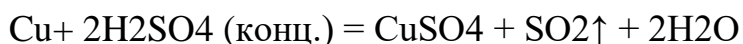
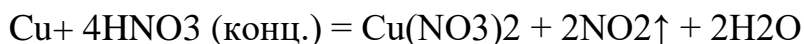
#### Химические свойства кислот

Кислоты реагируют с металлами. Металлы, расположенные в электрохимическом ряду напряжений металлов до водорода H<sub>2</sub>, вытесняют водород из растворов кислот. Происходит реакция замещения, образуется соль и водород:



Металлы, расположенные в ряду напряжений после водорода, с кислотами не реагируют.

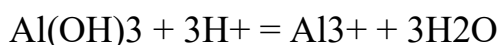
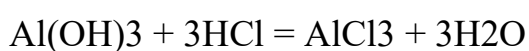
Важное примечание: с серной концентрированной кислотой и с азотной кислотой любой концентрации реакции идут за счёт аниона кислотного остатка, водород в этих случаях не выделяется:



Кислоты реагируют с основными и амфотерными оксидами с образованием соли и воды:

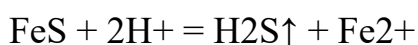
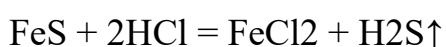
Кислоты реагируют с основаниями и с амфотерными гидроксидами с образованием соли и воды:

(Взаимодействие сильных кислот с сильными основаниями – реакция нейтрализации.)



(Реакция амфотерного гидроксида с сильной кислотой.)

Сильные кислоты реагируют с солями слабых кислот. Слабые кислоты при этом могут быть вытеснены из солей. Например, сильная соляная кислота HCl вытесняет слабую сероводородную кислоту H<sub>2</sub>S:



Нелетучие кислоты могут вытеснить летучую из её соли. Например, нелетучая серная кислота H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> вытесняет более летучую азотную HNO<sub>3</sub>. Обе кислоты – сильные. В растворе такая реакция не происходит. Она осуществима, если соль находится в кристаллическом виде (не в растворе), а серная кислота концентрированная:

Аналогично можно получить газообразный хлороводород, раствор которого – соляная кислота.

Кислоты можно обнаружить индикаторами. Индикаторы реагируют на наличие в растворе ионов  $H^+$  ( $H_3O^+$ ). Лакмус в кислой среде приобретает красный цвет, метиловый оранжевый – красный, фенолфталеин – бесцветный. Для обнаружения кислот удобно использовать лакмус.

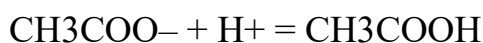
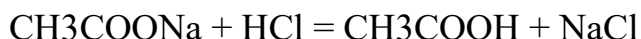
#### Получение кислот

Бескислородные кислоты, состоящие из двух элементов, могут быть получены синтезом простых веществ:

Кислородсодержащие кислоты могут быть получены в результате взаимодействия с водой соответствующих кислотных оксидов:



Слабые или летучие кислоты могут быть вытеснены из солей более сильными или менее летучими кислотами. Например, сильная соляная кислота  $HCl$  вытесняет слабую уксусную кислоту  $CH_3COOH$ :



Летучие кислоты могут быть вытеснены из солей менее летучими кислотами. Например, нелетучая серная кислота  $H_2SO_4$  может вытеснить более летучую соляную  $HCl$ . Но в растворе такая реакция не пойдёт (обе кислоты сильные). Она осуществима, если соль в кристаллическом состоянии (не в растворе) обработать серной концентрированной кислотой:

В результате этой реакции образуется газообразный хлороводород, при растворении которого в воде образуется соляная кислота.

Для получения слабых нелетучих кислот (например, ортофосфорной кислоты или сернистой кислоты) лучше воспользоваться концентрированной серной кислотой, причём образующаяся сернистая кислота  $\text{H}_2\text{SO}_3$  разлагается на сернистый газ  $\text{SO}_2$  и воду:

