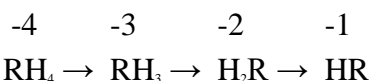


На 3-е мая. Химия. ЛД. 1-й курс, 1-я группа. Лекция (2 часа).

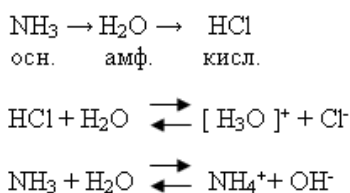
## **Обзор основных классов неорганических соединений. Оксиды и кислоты.**

### ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ НЕМЕТАЛЛОВ

В отличие от металлов неметаллы образуют газообразные водородные соединения. Их состав зависит от степени окисления неметаллов.



Летучие водородные соединения неметаллов можно разделить на группы: хорошо растворимые в воде (HCl, HBr, H<sub>2</sub>S, NH<sub>3</sub>), которые диссоциируют на ионы, проявляя кислотные и основные свойства.



и летучие водородные соединения CH<sub>4</sub>, PH<sub>3</sub>, которые не взаимодействуют с водой.

**По периоду в ПС химических элементов с увеличением порядкового номера элемента – неметалла усиливается кислотный характер водородного соединения:**



Все водородные соединения неметаллов образованы ковалентными связями, имеют молекулярное строение и являются газами при н.у. (за исключением воды).

Кислотные свойства водородных соединений, образованных неметаллами, в одном периоде увеличиваются с возрастанием группы неметалла (HCl более сильная кислота, чем PH<sub>3</sub>). Это обстоятельство объясняется увеличением полярности связи неметалл-водород.

Водородные соединения неметаллов в реакциях с водой:

- Метан и силан плохо растворяются в воде;
- Аммиак и фосфин, взаимодействуя с водой, образуют гидроксид аммония и гидроксид фосфония, являющиеся слабыми основаниями;
- Сероводород, селеноводород, теллуридоводород и все галогеноводороды (от фтороводорода до йодоводорода) - образуют кислоты той же формулы, что и сами водородные соединения.

Водородные соединения неметаллов в ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЯХ всегда являются восстановителями, так как неметаллы имеют низшую степень окисления.

### Солеобразующие и несолеобразующие оксиды

**Солеобразующие оксиды** – это такие оксиды, которые в результате химических реакций образуют соли. Это оксиды металлов и неметаллов, которые при взаимодействии с водой образуют соответствующие кислоты, а при взаимодействии с основаниями – соответствующие кислые и нормальные соли. **Например**, оксид меди (CuO) является оксидом солеобразующим, потому что, например, при взаимодействии её с соляной кислотой (HCl) образуется соль:

**Несолеобразующими оксидами** называются такие оксиды, которые не образуют солей. Примером могут служить CO, N<sub>2</sub>O, NO.

**Солеобразующие оксиды в свою очередь бывают 3-х типов: основными (от слова «основание»), кислотными и амфотерными.**

**Основными оксидами** называются такие оксиды металлов, которым соответствуют гидроксиды, относящиеся к классу оснований. К основным оксидам относятся, например, Na<sub>2</sub>O, K<sub>2</sub>O, MgO, CaO и т.д.

### **Вспомним химические свойства основных оксидов:**

1. Растворимые в воде основные оксиды вступают в реакцию с водой, образуя основания:  
$$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH}.$$
2. Взаимодействуют с кислотными оксидами, образуя соответствующие соли  
$$\text{Na}_2\text{O} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4.$$
3. Реагируют с кислотами, образуя соль и воду:  
$$\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}.$$
4. Реагируют с амфотерными оксидами:  
$$\text{Li}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{LiAlO}_2.$$

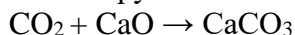
Если в составе оксидов в качестве второго элемента будет неметалл или металл, проявляющий высшую валентность (обычно проявляют от IV до VII), то такие оксиды будут **кислотными**. Кислотными оксидами (ангидридами кислот) называются такие оксиды, которым соответствуют гидроксиды, относящиеся к классу кислот. Это, например, CO<sub>2</sub>, SO<sub>3</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Cl<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub> и т.д. Кислотные оксиды растворяются в воде и щелочах, образуя при этом соль и воду.

### **Вспомним химические свойства кислотных оксидов:**

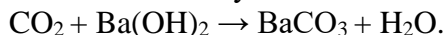
1. Взаимодействуют с водой, образуя кислоту:  
$$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4.$$

Но не все кислотные оксиды непосредственно реагируют с водой ( $\text{SiO}_2$  и др.).

2. Реагируют с основанными оксидами с образованием соли:

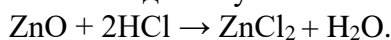


3. Взаимодействуют со щелочами, образуя соль и воду:

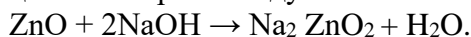


В состав **амфотерного оксида** входит элемент, который обладает амфотерными свойствами. Под амфотерностью понимают способность соединений проявлять в зависимости от условий кислотные и основные свойства. Например, оксид цинка  $\text{ZnO}$  может быть как основанием, так и кислотой ( $\text{Zn}(\text{OH})_2$  и  $\text{H}_2\text{ZnO}_2$ ). Амфотерность выражается в том, что в зависимости от условий амфотерные оксиды проявляют либо основные, либо кислотные свойства.

1. Взаимодействуют с кислотами, образуя соль и воду:



2. Реагируют с твёрдыми щелочами (при сплавлении), образуя в результате реакции соль – цинкат натрия и воду:



Амфотерные оксиды обычно не растворяются в воде и не реагируют с ней.

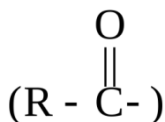
### Зависимость свойств оксидов металлов от степени окисления

Если металл имеет несколько степеней окисления, то низшей степени соответствует основной оксид и основание, высшей степени - кислотный оксид и кислота. Например:  $\text{MnO} \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{HMnO}_4$   
(+1+2- основные оксиды; +3 амфотерные (исключение:  $\text{Zn}^{2+}$   $\text{Be}^{2+}$ )  
+4 и т.д. кислотные

#### Работа с таблицей:



*Ангидридами называют производные карбоновых кислот, у которых атом водорода карбоксильной группы замещен на ацильную группу.*



**Ангидриды карбоновых кислот** — соединения общей формулы  $\text{R}^1\text{CO-O-COR}^2$ , в которых две ацильных группы присоединены к одному и тому же атому кислорода. В зависимости от природы ацильных групп ангидриды могут быть «простыми» ( $\text{R}^1 = \text{R}^2$ , например, уксусный ангидрид  $(\text{CH}_3\text{CO})_2\text{O}$ , смешанными (различные ацильные остатки) или циклическими ( $\text{R}^1$  и  $\text{R}^2$  являются частями одной молекулы).

Муравьиный ангидрид с формулой  $\text{H-CO-O-CO-H}$  ( $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_3$ ) в свободном виде не существует.

Ангидриды формально можно рассматривать как продукт **конденсации** двух групп  $-\text{COOH}$ :

### Кислоты органические и неорганические

**Неорганические кислоты** – это сложные вещества, имеющие в своем составе водород, способный замещаться на металл.

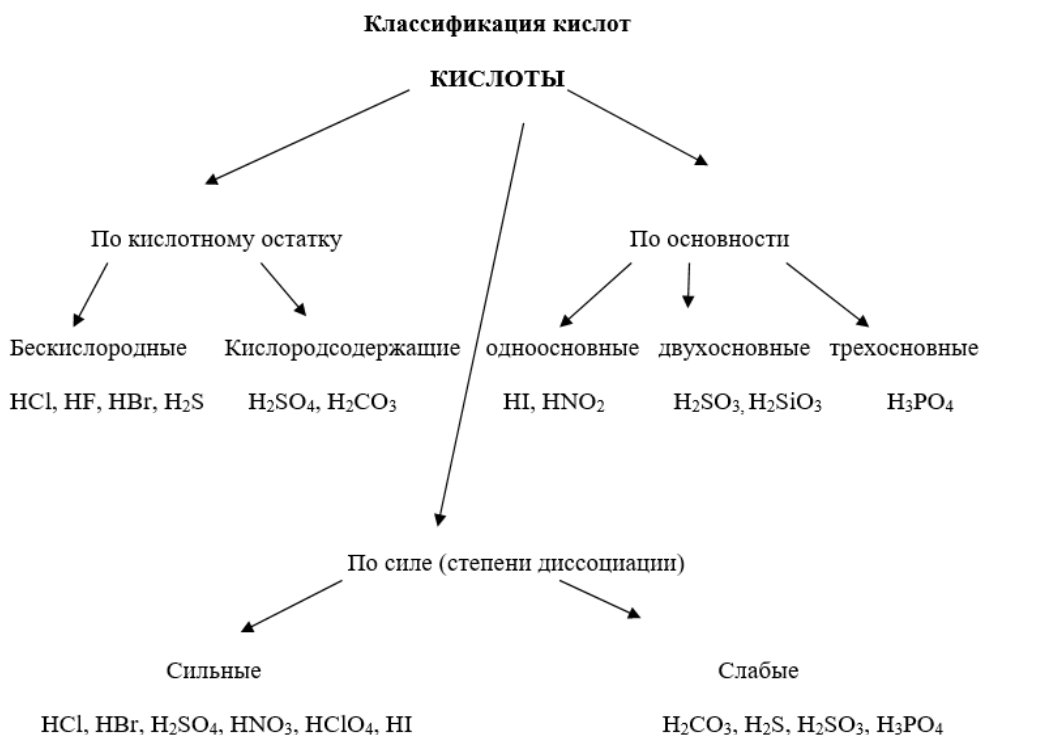
Кислоты – это электролиты, в результате диссоциации которых в водных растворах образуется только один вид катионов – катионы водорода  $\text{H}^+$ .



Кислоты – вещества молекулярного строения. Атомы в молекулах кислот связаны ковалентными полярными химическими связями.

**Повторите: названия и формулы неорганических кислот.**

**Работа по таблице:**



### 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, HNO<sub>3</sub>), *двухосновными* (H<sub>2</sub>SO<sub>4</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, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) и *слабыми* (H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>COOH).

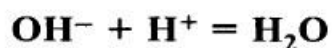
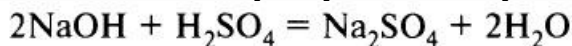
По растворимости кислоты могут быть *растворимыми* в воде (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>COOH) и *нерастворимыми* в воде (H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>, C<sub>17</sub>H<sub>35</sub>COOH).

По 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 неорганических кислот

1. 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:  
$$\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow \quad 2\text{Al} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\uparrow$$
Металлы, расположенные в ряду напряжений после водорода, с кислотами не реагируют.

2. Кислоты реагируют с **основаниями и с амфотерными гидроксидами** с



образованием соли и воды:

Взаимодействие сильных кислот с сильными основаниями –

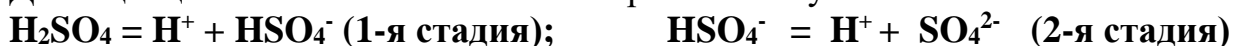
(реакция **нейтрализации**.)

3. Кислоты можно обнаружить **индикаторами**. Индикаторы реагируют на наличие в растворе ионов H<sup>+</sup> (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>). Лакмус в кислой среде приобретает красный цвет, метиловый оранжевый – красный, фенолфталеин – бесцветный. Для обнаружения кислот удобно использовать лакмус.

Кислоты с точки зрения теории электролитической диссоциации (ТЭД) - это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы водорода и анионы кислотного остатка. Например:



Диссоциация многоосновных кислот протекает ступенчато:



Итак:  $\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

Растворы кислот обладают электропроводностью.

Кислоты бывают растворимые и нерастворимые, летучие и нелетучие. По степени электролитической диссоциации: сильные и слабые.

## Специфические свойства азотной кислоты

1. Разложены  $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$

2. Взаимодействие с металлами



азотная кислота	Me до Zn	Sn - Ag	Au, Pt
концентрированная $w > 63\%$	$\text{N}_2\text{O}$	$\text{NO}_2$	не взаимодействуют
	Al, Fe, Co, Ni, Cr без нагревания не взаимодействуют		
разбавленная	$\text{NH}_4\text{NO}_3$	NO	

## Взаимодействие концентрированной серной кислоты с металлами

Металлы	активные	Средней активности	малоактивные	благородные
	Li, Ca, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al(п)	Zn, Cd, Sn, Mn(п), Cr (п), Fe (п), Co (п), Ni (п), Pb(п)	Cu, Ru, Hg, Ag, Rh, Pd, Bi (п)	Au, Pt, Ir
Концентрированная кислота	$\text{H}_2\text{S}, \text{S}$	$\text{S}, \text{SO}_2$	$\text{SO}_2$	-
$\text{Неметалл} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц}) \rightarrow \text{кислота} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$				
<b>Пассивация:</b> с холодной конц. серной кислотой не реагируют: <b>Al, Cr, Fe, Be, Co</b> При нагревании пассивирующие пленки растворяются, и взаимодействие с кислотой протекает интенсивно.				
<b>Не реагируют с серной кислотой ни при какой концентрации: Au, Pt, Pd.</b>				

### Классификация органических кислот.

По числу карбоксильных групп карбоновые кислоты делятся на:

Ø одноосновные (, муравьиная, уксусная кислота)

Ø двухосновные (щавелевая кислота)

В зависимости от строения углеводородного радикала, с которым связана карбоксильная группа, карбоновые кислоты делятся на:

Ø Алифатические (уксусная или акриловая)

Ø ациклические (циклогексанкарбоновая)

Ø Ароматические (бензойная, фталевая)

По своим свойствам кислоты делятся на *летучие и нелетучие*.

К *летучим* относятся уксусная, пропионовая, масляная и некоторые другие кислоты. Они легко испаряются, имеют резкий запах.

Все другие органические кислоты - *нелетучие*.

Самостоятельно: химические свойства органических кислот.

Домашнее задание:

1. Посмотреть по You Tube телефильм « Водородные соединения неметаллов», « Неорганические и органические кислоты»
2. Решить задачу: Сколько литров хлороводорода образуется при реакции 4 молей водорода с хлором?

**205. Практические занятия (2 часа):**

**Оксиды и кислоты. Химические свойства кислот.**

**206. Семинар по теме**