

**МИНОБРНАУКИ РОССИИ**  
**Санкт-Петербургский государственный**  
**электротехнический университет**  
**«ЛЭТИ» им. В.И. Ульянова (Ленина)**

**Кафедра физической химии**

**ОТЧЕТ**  
**по лабораторной работе №1**  
**по дисциплине «Химия»**  
**Тема: Химические свойства кислот, оснований, солей.**

Студент гр. 3207 \_\_\_\_\_ Молокович Д.А.  
Преподаватель \_\_\_\_\_ Карпов О.Н.

Санкт-Петербург  
2023

## **Цель работы**

Ознакомление с методами получения кислот, солей, оснований и с их химическими свойствами.

## **Основные теоретические положения**

### **1. Оксиды**

#### **1.1. Определение и классификация**

Оксиды - химические соединения, состоящие из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления «-2». Оксидами называются соединения элементов с кислородом, в которых атомы кислорода химически не связаны друг с другом.

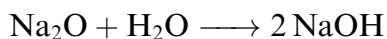
Оксиды делятся на солеобразующие и несолеобразующие. Последних довольно мало (оксид азота (I) -  $N_2O$ , оксид азота (II) -  $NO$ , оксид углерода (II) -  $CO$ , оксид кремния (II) -  $SiO$ ), они не образуют солей ни с кислотами, ни со щелочами. Солеобразующие оксиды делятся на основные, кислотные и амфотерные.

#### **1.2. Основные оксиды**

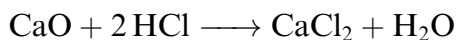
Основными называются оксиды ( $Na_2O$ ,  $MgO$ ,  $CuO$  и др.), которым соответствуют гидроксиды, относящиеся к классу оснований. Основные оксиды образуют металлы, проявляющие в соединениях валентность I, II, III (не выше как правило).

##### **1.2.1. Химические свойства основных оксидов**

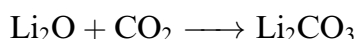
1. Основной оксид + вода = основание



2. Основной оксид + кислота = соль + вода



3. Основной оксид + кислотный оксид = соль

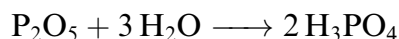


#### **1.3. Кислотные оксиды**

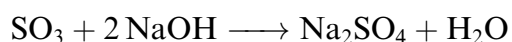
Кислотными называют оксиды ( $SO_2$ ,  $CO_2$  и др.), которым соответствуют гидроксиды, относящиеся к классу кислот. Реагируя с основаниями, эти оксиды образуют соль и воду. Кислотные оксиды - это, главным образом, оксиды неметаллов 2с ковалентной связью. Степень окисления металлов в кислотных оксидах, как правило, больше +4 ( $V_2O_5$ ,  $CrO_3$ ,  $Mn_2O_7$ ).

##### **1.3.1. Химические свойства кислотных оксидов**

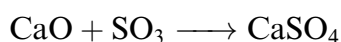
1. Кислотный оксид + вода = кислота



2. Кислотный оксид + основание = соль + вода



3. Кислотный оксид + основной оксид = соль

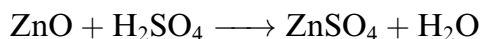


## 1.4. Амфотерные оксиды

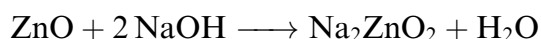
Амфотерными называются оксиды (BeO, ZnO, PbO, SnO, а также оксиды металлов со степенью окисления III и IV, например,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  и др.), которые обладают двойственными свойствами и ведут себя в одних условиях как основные, а в других - как кислотные, т. е. образуют соли при взаимодействии как с кислотами, так и с основаниями.

### 1.4.1. Химические свойства амфотерных оксидов

1. Амфотерный оксид + кислота = соль(1 типа) + вода



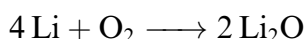
2. Амфотерный оксид + щёлочь = соль(2 типа) + вода



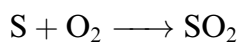
Многие элементы проявляют переменную степень окисления, образуют оксиды различного состава, что учитывается при названии оксида указанием валентности элемента: CrO - оксид хрома (II),  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  - оксид хрома (III),  $\text{CrO}_3$  - оксид хрома (VI).

### 1.4.2. Получение амфотерных оксидов

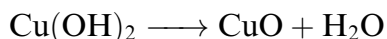
1. Взаимодействие металлов с кислородом:



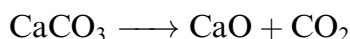
2. Взаимодействие неметаллов с кислородом:



3. Разложение оснований при нагревании:



4. Разложение некоторых солей при нагревании:



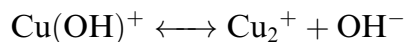
## 2. Основания

### 2.1. Определение и классификация

Основания - это гидроксиды металлов, при диссоциации которых образуются гидроксид-ионы ( $\text{OH}^-$ ) и основные остатки:



Кислотность оснований определяется числом гидроксид-ионов в молекуле основания. Многокислотные основания диссоциируют ступенчато:

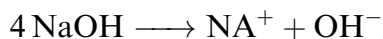


Названия оснований составляют из слова «гидроксид» и названия металла (NaOH - гидроксид натрия) с указанием валентности, если металл образует несколько оснований, например:  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  - гидроксид железа (II),  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  - гидроксид железа (III).

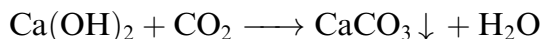
По растворимости в воде различают: основания, растворимые в воде - щелочи (гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов) и основания, нерастворимые в воде, например  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  и др.

## 2.2. Химические свойства оснований

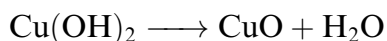
1. Водные растворы щелочей изменяют окраску индикаторов: в их присутствии лакмус синее, бесцветный фенолфталеин становится малиновым, метиловый оранжевый - желтым.
2. Кристаллы щелочей при растворении в воде полностью диссоциируют, то есть распадаются на положительно заряженные ионы металла и отрицательно заряженные гидроксид-ионы.



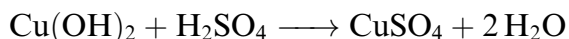
3. Основания реагируют с кислотными оксидами и кислотами с образованием соли и воды и не реагируют с основными оксидами и щелочами.



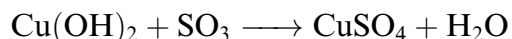
4. Нерастворимые основания разлагаются при нагревании.



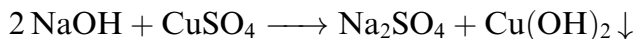
5. Нерастворимые основания взаимодействуют с кислотами, образуя соль и воду.



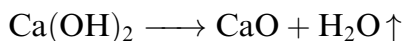
6. Некоторые нерастворимые основания могут взаимодействовать с некоторыми кислотными оксидами, образуя соль и воду.



7. Щёлочи могут взаимодействовать с растворимыми в воде солями.



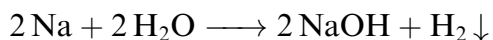
8. Малорастворимые щёлочи при нагревании разлагаются на оксид металла и воду.



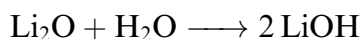
Амфотерные гидроксиды проявляют как основные, так и кислотные свойства. К ним относятся, например,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Be}(\text{OH})_2$  и др.

## 2.3. Получение

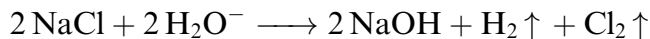
1. Щелочи получают, растворяя в воде оксиды щелочных и щелочноземельных металлов.



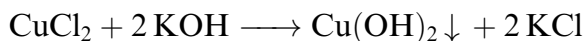
2. Щёлочи образуются при взаимодействии оксидов щелочных и щелочноземельных металлов с водой. При этом протекает реакция соединения.



3. В промышленности гидроксид натрия и калия получают путём электролиза: пропускают постоянный электрический ток через раствор хлорида натрия или калия.



4. Чтобы получить нерастворимое основание, следует к раствору соли соответствующего металла добавить раствор щёлочи.



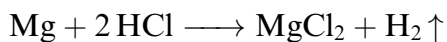
### 3. Кислоты

#### 3.1. Определение и классификация

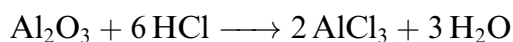
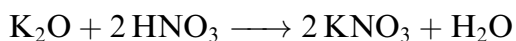
Кислоты - это электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются ионы водорода ( $H^+$ ) и анионы кислотных остатков. По наличию кислорода в своем составе кислоты делятся на бескислородные (например,  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $H_2S$ ) и кислородосодержащие (например,  $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $H_3PO_4$ )

#### 3.2. Химические свойства кислот

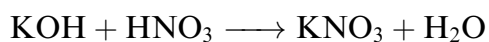
1. В растворах кислот индикаторы меняют свою окраску: лакмус и метилоранж становятся красными.
2. Кислоты взаимодействуют с металлами, стоящими левее водорода в электрохимическом ряду напряжений (ряд активностей металлов), образуют соли и выделяют водород. Водород не выделяется при взаимодействии металлов с азотной и концентрированной серной кислотами.



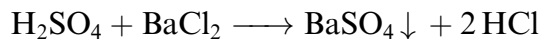
3. Кислоты реагируют с основными и амфотерными оксидами, образуя соль и воду.



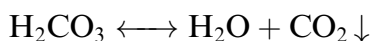
4. Взаимодействуют с основаниями и с амфотерными гидроксидами.



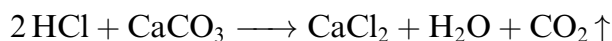
5. Кислоты реагируют с растворами солей, если в результате реакции один из продуктов выпадает в осадок.



6. Разложение кислородсодержащих кислот.

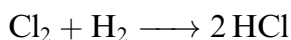


7. Если кислота, которая вступает в реакцию, является сильным электролитом, то кислота, которая образуется — слабым.

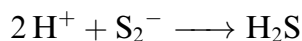
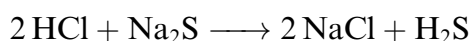


#### 3.3. Получение кислот

1. Из неметаллов и водорода с последующим растворением образовавшегося газа в воде:

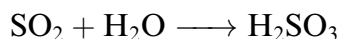


2. При действии сильных кислот на соли более слабых или летучих бескислородных кислот:

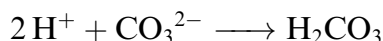
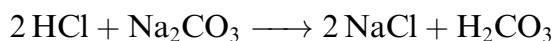


Получение кислородсодержащих кислот

3. Взаимодействием кислотного оксида и воды. Оксид кремния(IV)  $\text{SiO}_2$  с водой не реагирует!



4. При действии сильных кислот на соли более слабых или летучих кислородсодержащих кислот:



## 4. Соли

### 4.1. Определение и классификация

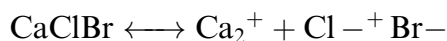
Соли - электролиты, при диссоциации которых образуются катионы основных остатков и анионы кислотных остатков.

По составу соли подразделяют на средние (нормальные), кислые (гидросоли), основные (гидроксосоли), двойные, смешанные и комплексные.

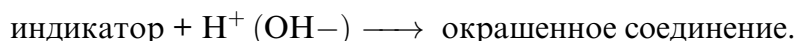
Средние (нормальные) - продукт полного замещения атомов водорода в кислоте на металл $\text{AlCl}_3$	Кислые(гидросоли) - продукт неполного замещения атомов водорода в кислоте на металл $\text{KHSO}_4$	Основные (гидроксосоли) -продукт неполного замещения $\text{OH}$ -групп основания на кислотный остаток $\text{FeOHCl}$
Двойные - содержат два разных металла и один кислотный остаток $\text{KNaSO}_4$	Комплексные $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$	Смешанные - содержат один металл и несколько кислотных остатков $\text{CaClBr}$

### 4.2. Химические свойства солей

1. Диссоциация. Средние, двойные и смешанные соли диссоциируют одноступенчато. У кислых и основных солей диссоциация происходит ступенчато.

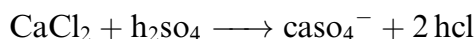
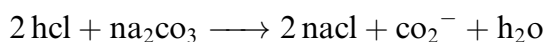


2. Взаимодействие с индикаторами. В результате гидролиза в растворах солей накапливаются ионы  $\text{H}^+$  (кислая среда) или ионы  $\text{OH}^-$  (щелочная среда). Гидролизу подвергаются растворимые соли, образованные хотя бы одним слабым электролитом. Растворы таких солей взаимодействуют с индикаторами:

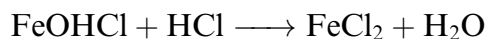


3. Разложение при нагревании. При нагревании некоторых солей они разлагаются на оксид металла и кислотный оксид: соли бескислородных кислот при нагревании могут распадаться на простые вещества: Соли, образованные кислотами-окислителями, разлагаются сложнее:

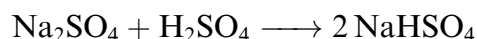
4. Взаимодействие с кислотами: Реакция происходит, если соль образована более слабой или летучей кислотой, или если образуется осадок.



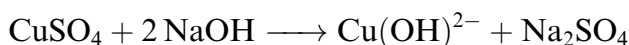
Основные соли при действии кислот переходят в средние:



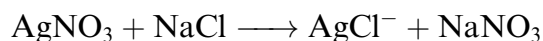
Средние соли, образованные многоосновными кислотами, при взаимодействии с ними образуют кислые соли:



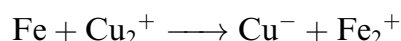
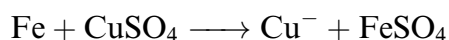
5. Взаимодействие со щелочами. Со щелочами реагируют соли, катионам которых соответствуют нерастворимые основания.



6. Взаимодействие друг с другом. Реакция происходит, если взаимодействуют растворимые соли и при этом образуется осадок.

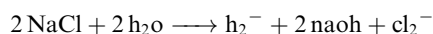


7. Взаимодействие с металлами. Каждый предыдущий металл в ряду напряжений вытесняет последующий за ним из раствора его соли:



Li, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H, Sb, Bi, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au

8. Электролиз (разложение под действием постоянного электрического тока). Соли подвергаются электролизу в растворах и расплавах:



9. Взаимодействие с кислотными оксидами.

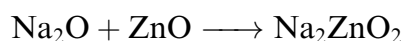


### 4.3. Получение солей

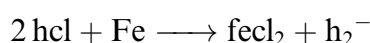
- 1) Взаимодействием металлов с неметаллами:  $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$ .
2. Взаимодействием основных и амфотерных оксидов с кислотными оксидами:



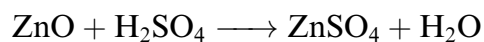
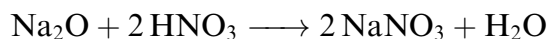
3. Взаимодействием основных оксидов с амфотерными оксидами:



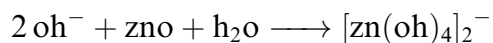
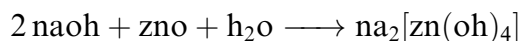
4. Взаимодействием металлов с кислотами:



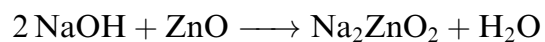
5. Взаимодействием основных и амфотерных оксидов с кислотами:



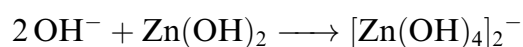
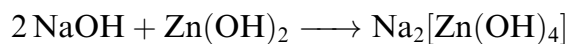
6. Взаимодействием амфотерных оксидов и гидроксидов со щелочами: В растворе:



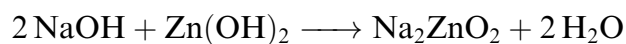
При сплавлении с амфотерным оксидом:



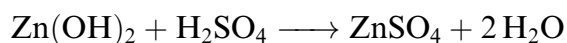
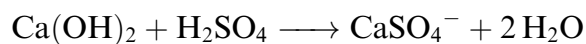
В растворе:



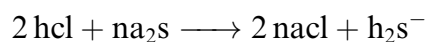
При сплавлении:



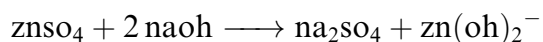
7. Взаимодействием гидроксидов металлов с кислотами:



8. Взаимодействием кислот с солями:



9. Взаимодействием солей со щелочами:



10. Взаимодействием солей друг с другом:

