



Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования  
Санкт-Петербургский горный университет  
Кафедра общей химии

**Отчет по лабораторной работе №3**

По дисциплине: \_\_\_\_\_ Химия \_\_\_\_\_  
(наименование учебной дисциплины, согласно учебному плану)

Тема работы: Исследования реакций в растворах электролитов

Выполнил: студент гр. \_\_\_\_\_  
(шифр группы) (подпись) (Ф.И.О)

Оценка: \_\_\_\_\_

Дата: \_\_\_\_\_

Проверил  
руководитель работы: \_\_\_\_\_  
(должность) (подпись) (Ф.И.О)

**Цель работы:** ознакомиться с практическими выводами теории электролитической диссоциации, с реакциями в растворах электролитов и научиться составлять их уравнения.

Общие сведения:

Электролитической диссоциацией называется процесс распада молекул электролитов на ионы под действием полярных молекул растворителя. Количественно способность электролита распадаться на ионы характеризуется степенью диссоциации.

$$\alpha = \frac{n}{n_0}$$

где  $n$  – число продиссоциированных молей,  $n^0$  - исходное число молей электролита.

Процесс диссоциации обратимый, он приводит к равновесию между недиссоциированными молекулами и ионами и, следовательно, должен подчиняться закону действующих масс. Вещество АВ при растворении в воде диссоциирует по уравнению



При постоянной температуре произведение концентраций конечных и исходных веществ постоянно и называется константой диссоциации

$$K_D = [A^+] \cdot [B^-] / [AB]$$

где множители – концентрации ионов и молекул электролита в растворе, моль/л или моль/кг.

По степени и величине константы диссоциации все электролиты

принято условно делить на сильные и слабые. Сильные электролиты в растворе диссоциируют практически полностью, слабые – частично. Закон действующих масс справедлив лишь для слабых электролитов.

К сильным относятся:

1. Кислоты: азотную  $\text{HNO}_3$ , серную  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , соляную  $\text{HCl}$ , бромистую и йодистоводородную  $\text{HBr}$  и  $\text{HI}$ , хлорную  $\text{HClO}_4$ .
2. Гидроксиды щелочных металлов, стронция и бария.
3. Растворимые соли.

Остальные электролиты являются слабыми. Малодиссоциированными соединениями являются также комплексные ионы в растворе. Константы их диссоциации даны в справочниках.

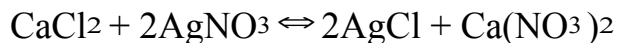
*Правила написания молекулярно-ионных уравнений реакций в растворах электролитов:*

1. Сильные и хорошо растворимые электролиты записывают в диссоциированной форме, виде отдельных составляющих ионов.
2. Слабые электролиты, сложные ионы, в том числе и комплексные, а также малорастворимые соединения и газы записывают в молекулярной, недиссоциированной форме.
3. Одинаковые ионы в левой и правой частях уравнения сокращают, подобно алгебраическим уравнениям.

Отсюда вытекают условия протекания реакций в растворах электролитов:

1. Образование или растворение малорастворимого соединения, выпадающего в осадок. Растворимость соединений определяют по таблицам.
2. Образование или разрушение малодиссоциированного соединения, иона или комплекса.
3. Выделение или растворения газа.

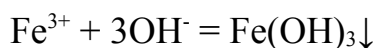
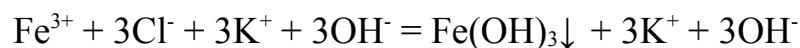
Пример написания уравнения реакции



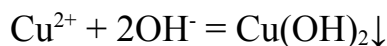
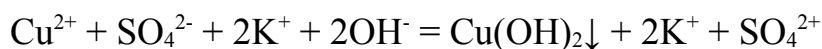
*Ход работы:*

### **Опыт 1. Образование малорастворимых оснований**

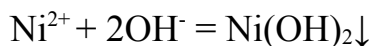
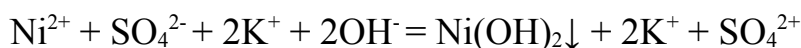
⚡  $\text{FeCl}_3 + 3\text{KOH} = \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{KCl}$  (Выпадает бурый осадок)



⚡  $\text{CuSO}_4 + 2\text{KOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$  (Выпадает голубой осадок)

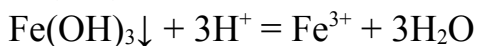
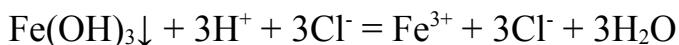


⚡  $\text{NiSO}_4 + 2\text{KOH} = \text{Ni}(\text{OH})_2\downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$  (Выпадает светло-зелёный осадок)

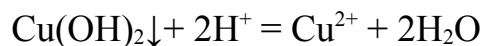
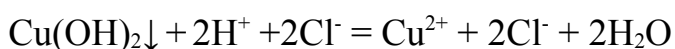


### **Опыт 2. Растворение малорастворимых оснований**

⚡  $\text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{HCl} = \text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$  (получили желтоватый раствор)



⚡  $\text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$  (получили светло-голубой раствор)

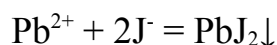
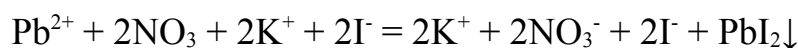


⚡  $\text{Ni}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{HCl} = \text{NiCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$  (получаем прозрачный раствор)

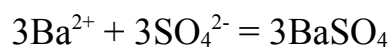
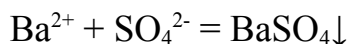
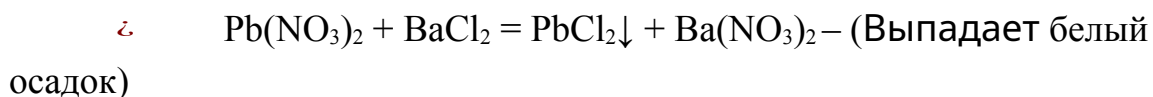


### Опыт 3. Образование малорастворимых солей

А)

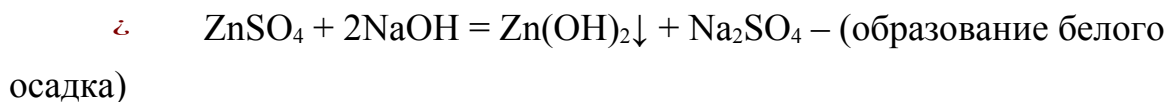


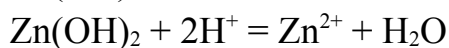
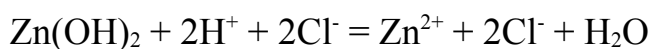
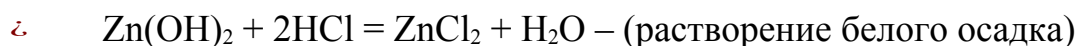
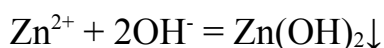
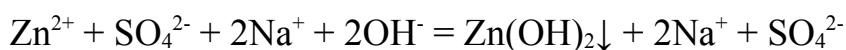
Б)



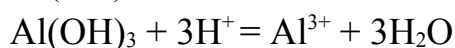
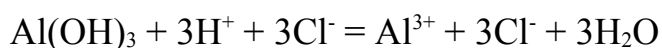
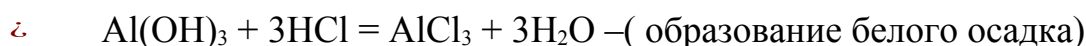
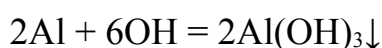
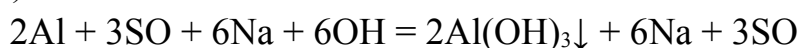
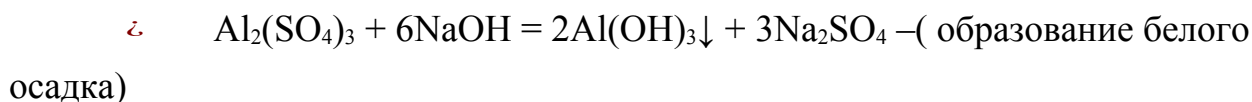
### Опыт 4. Изучение свойств амфотерных гидроксидов

А)

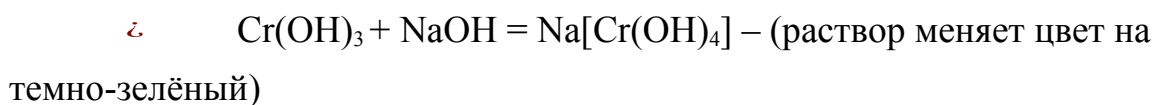
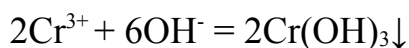
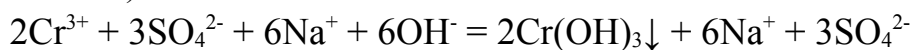
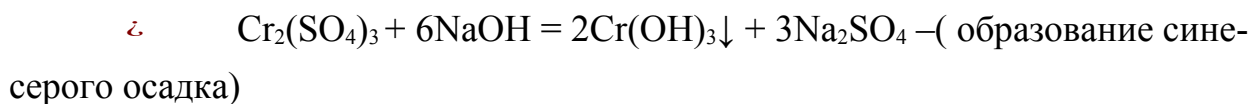




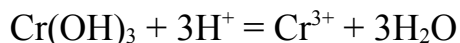
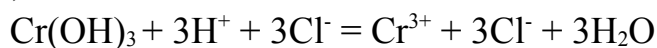
Б)



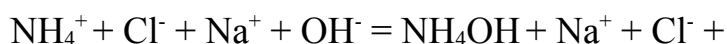
В)



⚡  $\text{Cr(OH)}_3 + 3\text{HCl} = \text{CrCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$  – (растворение сине-серого осадка)



### **Опыт 5. Образование малодиссоциированных соединений**



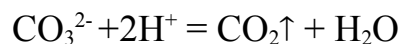
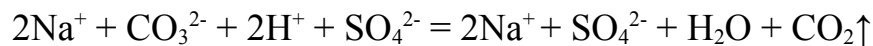
### **Опыт 6. Образование комплексов**

⚡  $\text{CuSO}_4 + 4\text{NH}_4\text{OH} = [\text{Cu(NH}_3)_4]\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$  (Получаем ярко-синий раствор)



### **Опыт 7. Образование газов**

⚡  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$  (происходит активное выделение газа)



**Вывод:** В ходе лабораторной работы ознакомились с практическими выводами теории электролитической диссоциации, с реакциями в растворах малорастворимых оснований, изучили свойства амфотерных гидроксидов, образование малодиссоциированных соединений, комплексных соединений и газов.