

Лабораторная работа № 1

**КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ  
СОЕДИНЕНИЙ**

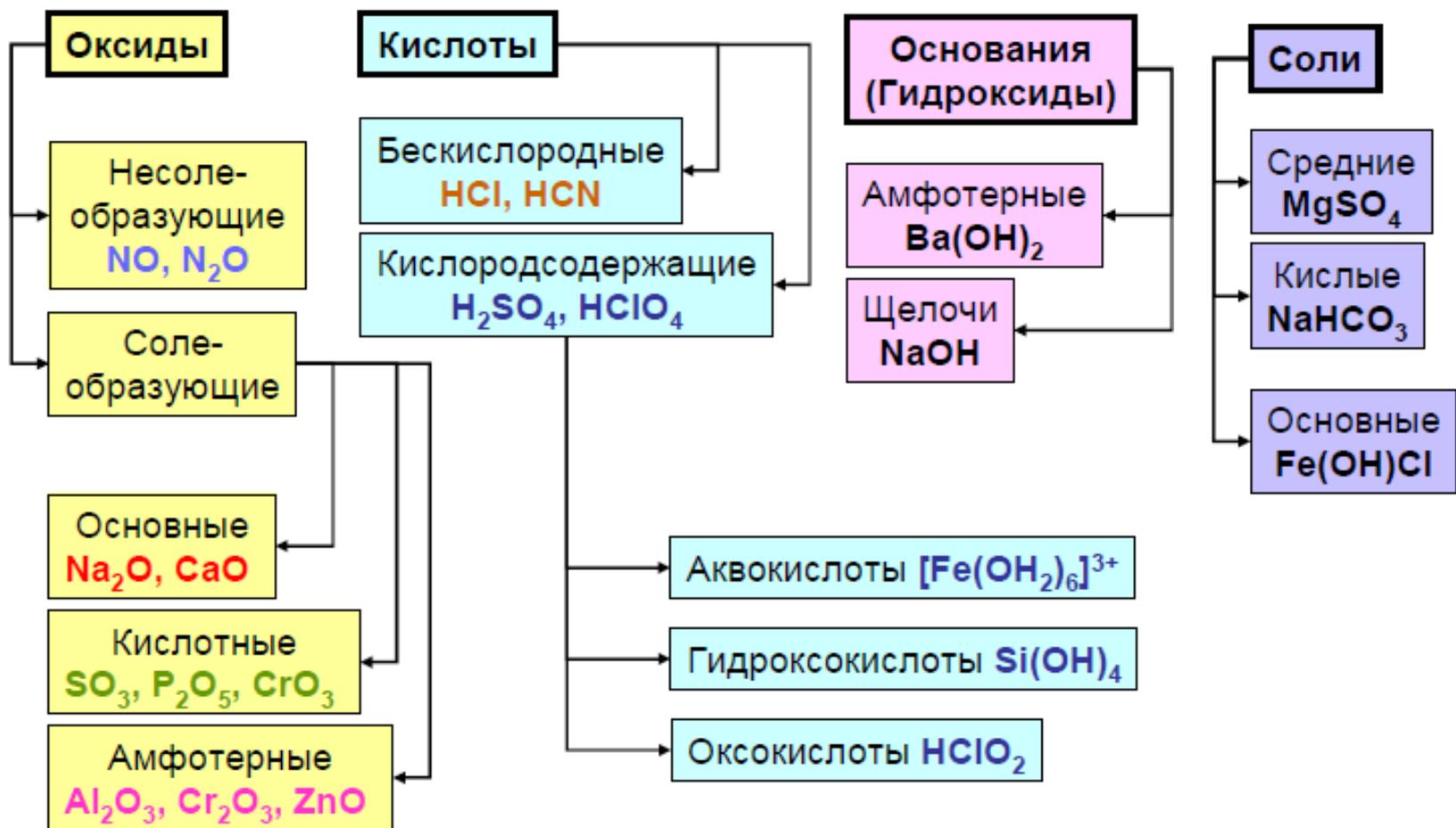
1 академический час

Сейткалиева Нургуль Жарылкагановна  
(ФИО преподавателя)

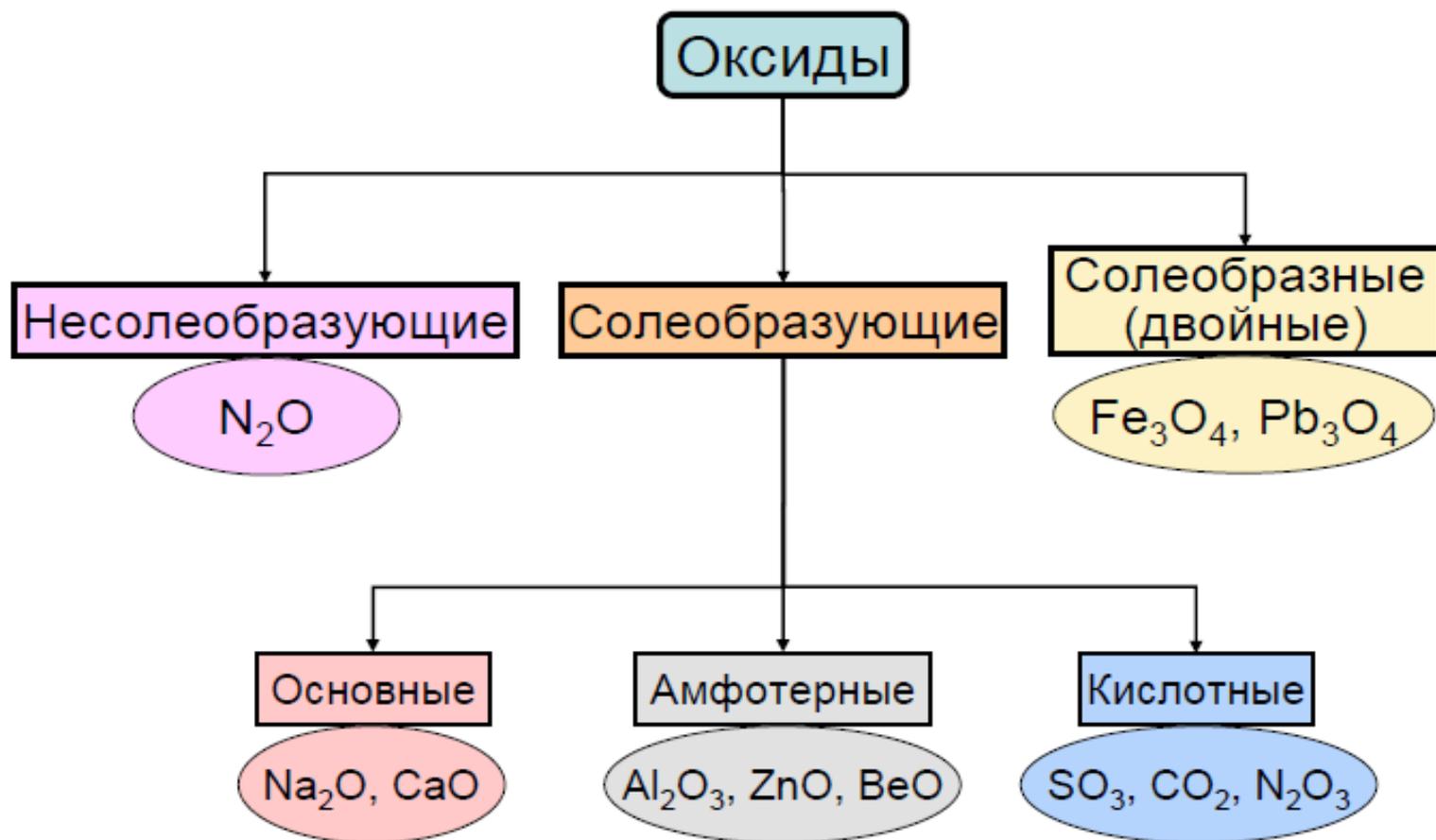
## Цель работы

Изучение химических свойств и способов получения основных классов неорганических соединений (оксидов, гидроксидов, кислот, солей), изучение амфотерности гидроксидов и различных типов солей.

# Главная классификация сложных неорганических соединений



# Оксиды: классификация по химическим свойствам



## **Опыт 1. Взаимодействие оксидов металлов и неметаллов с водой**

а) В две пробирки налить по 2-3 мл дистиллированной воды и растворить оксиды CaO и BaO (на кончике шпателя).



б) В пробирку налить 2-3 мл дистиллированной воды и пропустить через воду диоксид углерода (IV) (из аппарата Киппа).



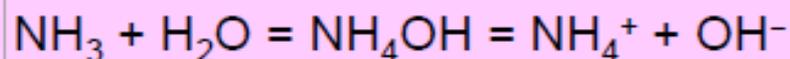
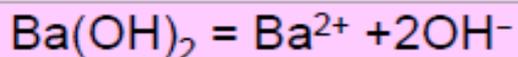
## Гидроксиды

Неорганические гидроксиды - соединения, содержащие **ОН-группы** и атомы металла общей формулы  $M^+(OH)_n^-$ .

(n - степень окисления)

В гидроксиде аммония  $NH_4OH$  роль катиона металла играет ион более сложного строения - аммоний-ион  $NH_4^+$ .

В водных растворах диссоциируют на ионы металла и гидроксид-ионы  $OH^-$

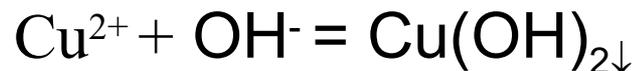
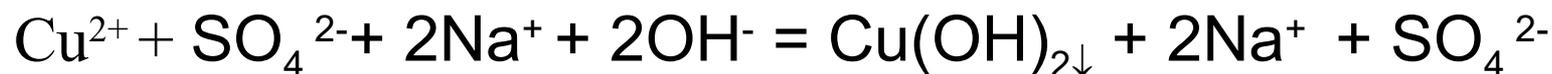
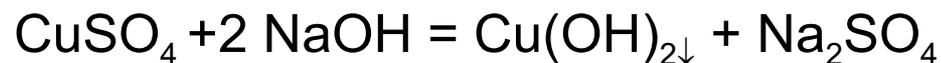


Гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов являются **основаниями**.

Гидроксиды ряда переходных и некоторых непереходных металлов в высших степенях окисления проявляют **кислотные свойства**.

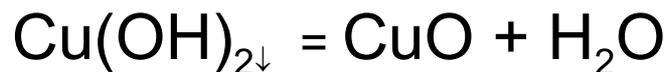
## Опыт 2. Получение нерастворимых гидроксидов меди, никеля и железа

Взять три пробирки. Налить в пробирки по 2-3 мл растворов солей: в 1-ю соли меди, во 2-ю соли никеля, в 3-ю соли железа (III). В каждую пробирку прилить по 2-3 мл раствора гидроксида натрия до выпадения осадков. Отметить цвет выпавших осадков. Осадки сохранить!



### **Опыт 3. Прочность гидроксидов**

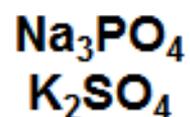
Осадки гидроксидов меди, никеля и железа (III), полученные в опыте 2, осторожно нагреть вместе с жидкостью почти до кипения. Отметить, какой гидроксид меняет цвет, все ли гидроксиды при нагревании разлагаются. Осадки сохранить!



# Классификация солей

**СОЛИ**

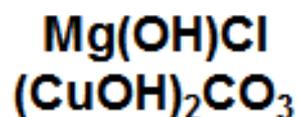
Средние  
или  
нормальные



Кислые



основные



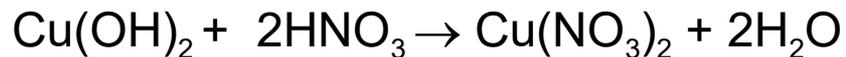
двойные



- Примеры образования солей:
- $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ ,
- $\text{CaSO}_4$  - **нормальная соль** - сульфат кальция;
- $\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ,
- $\text{KHSO}_4$  - **кислая соль** - гидросульфат калия;
- $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{HCl} = \text{MgOHCl} + \text{H}_2\text{O}$ ,
- $\text{MgOHCl}$  - основная соль - хлорид гидроксомагния.
- **Соли, образованные двумя металлами и одной кислотой, называются двойными солями; соли, образованные одним металлом и двумя кислотами - смешанными солями.**  
 Примером двойной соли могут служить алюмокалиевые квасцы, или сульфат калия-алюминия,  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ . Смешанной солью является  $\text{CaClOCl}$  или  $(\text{CaOCl}_2)$  - кальциевая соль соляной ( $\text{HCl}$ ) и хлорноватистой ( $\text{HClO}$ ) кислот.

#### **Опыт 4. Средние (нормальные) соли меди, никеля и железа (III)**

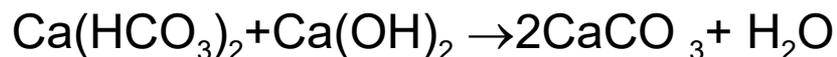
К осадкам, полученным в опыте 3, прилейте раствор азотной кислоты (HNO<sub>3</sub>) до полного растворения осадков.



#### **Опыт 5. Кислые соли кальция**

а) Налейте 1/3 пробирки гидроксида кальция и пропускайте в него диоксид углерода из аппарата Киппа до появления осадка, затем до растворения выпавшего осадка карбоната кальция.

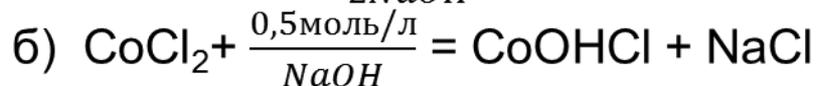
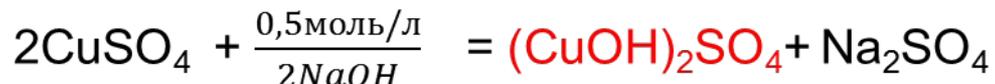
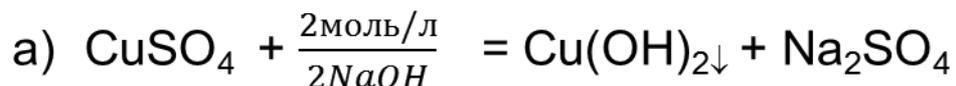
б) Раствор бикарбоната кальция, полученный в опыте 5а, разделите на 3 пробирки поровну. Содержимое 1-ой пробирки нагрейте до кипения, отметьте постепенное появление мути. К содержимому 2-ой пробирки прибавьте раствор гидроксида кальция, к 3-ей пробирке добавьте раствор карбоната натрия. Отметьте постепенное выпадение осадка во всех трех пробирках.

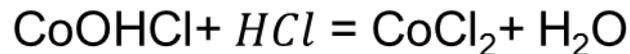
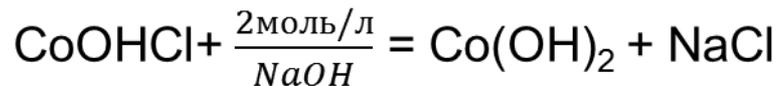


## Опыт 6. Основные соли меди и кобальта

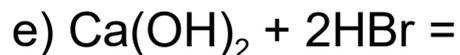
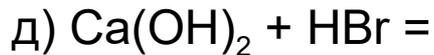
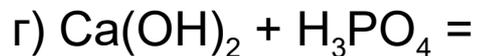
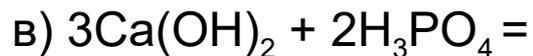
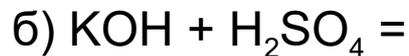
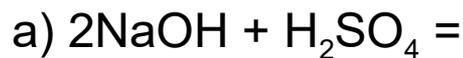
а) В две пробирки налить 2-3 мл раствора сульфата меди. В 1-ю пробирку прибавьте равный объем гидроксида натрия с  $C_{\text{NaOH}} = 2$  моль/л до появления синего осадка. Во 2 пробирку раствор гидроксида натрия с  $C_{\text{NaOH}} = 0,5$  моль/л приливайте по каплям до появления голубого осадка. Осторожно нагрейте оба осадка до кипения. Объясните, почему в 1-ой пробирке осадок почернел, а во второй – нет?

б) К раствору хлорида кобальта по каплям при перемешивании прибавьте раствор гидроксида натрия с  $C_{\text{NaOH}} = 0,5$  моль/л до образования осадка. Какого цвета осадок? Разделите полученный осадок вместе с жидкостью на 2 пробирки. В одну прилейте равный объем гидроксида натрия с  $C_{\text{NaOH}} = 2$  моль/л и нагрейте. В другую - раствор соляной кислоты до полного растворения осадка.





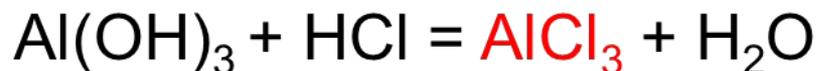
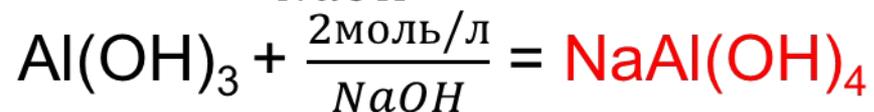
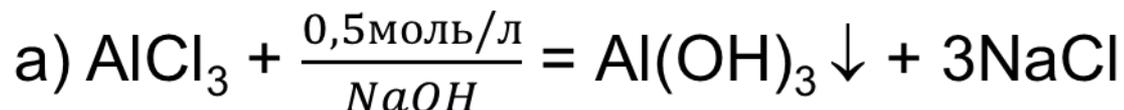
Закончите уравнения реакций. Определите, какие соли (средние, кислые, основные) получаются при данном мольном соотношении реагентов. Назовите эти соли.



## Опыт 7. Амфотерные гидроксиды

а) К 2-3 мл раствора соли алюминия по каплям при перемешивании прибавьте гидроксид натрия ( $C_{\text{NaOH}} = 0,5$  моль/л) до появления осадка. Разделите полученный осадок вместе с жидкостью на 2 пробирки. К одной порции добавьте избыток гидроксида натрия с  $C_{\text{NaOH}} = 2$  моль/л, к другой – соляной кислоты с  $C_{\text{HCl}} = 2$  моль/л, до полного растворения осадка в той и другой пробирках. Напишите уравнения реакций получения гидроксида алюминия ( $\text{Al}(\text{OH})_3$ ), тетрагидроксоалюмината натрия ( $\text{NaAl}(\text{OH})_4$ ) и нормальной соли.

б) Такие же опыты проведите, взяв соли цинка и хрома.



**Кислоты** состоят из водорода, способного замещаться металлом, и кислотного остатка, причем число атомов водорода равно валентности кислотного остатка. Примерами кислот могут служить соляная (хлористоводородная)  $\text{HCl}$ , серная  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , азотная  $\text{HNO}_3$ , уксусная  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

Название кислоты	Формула	Названия соответствующих солей
Азотная	$\text{HNO}_3$	Нитраты
Азотистая	$\text{HNO}_2$	Нитриты
Алюминиевая	$\text{H}_3\text{AlO}_3$	Алюминаты
Борная (ортоборная)	$\text{H}_3\text{BO}_3$	Бораты (ортобораты)
Бромоводород	$\text{HBr}$	Бромиды
Иодоводород	$\text{HI}$	Иодиды
Кремниевая	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	Силикаты
Марганцовая	$\text{HMnO}_4$	Перманганаты
Метафосфорная	$\text{HPO}_3$	Метафосфаты
Мышьяковая	$\text{H}_3\text{AsO}_4$	Арсенаты
Мышьяковистая	$\text{H}_3\text{AsO}_3$	Арсениты
Ортофосфорная	$\text{H}_3\text{PO}_4$	Ортофосфаты (фосфаты)
Двухфосфорная (пирофосфорная)	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	Дифосфаты (пирофосфаты)
Серная	$\text{H}_2\text{SO}_4$	Сульфаты
Сернистая	$\text{H}_2\text{SO}_3$	Сульфиты
Угльная	$\text{H}_2\text{CO}_3$	Карбонаты
Фосфористая	$\text{H}_3\text{PO}_4$	Фосфиты
Фтороводород (плавиковая кислота)	$\text{HF}$	Фториды
Хлороводород (соляная кислота)	$\text{HCl}$	Хлориды
Хлорная	$\text{HClO}_4$	Перхлораты
Хлорноватая	$\text{HClO}_3$	Хлораты
Хлористая	$\text{HClO}_2$	Хлориты
Хлорноватистая	$\text{HClO}$	Гипохлориты
Хромовая	$\text{H}_2\text{CrO}_4$	Хроматы
Циановодородная (синильная кислота)	$\text{HCN}$	Цианиды

### **Контрольное задание**

Напишите 10 способов получения средних (нормальных) солей.

### **Оформление работы**

В лабораторную тетрадь записать результаты проведенных опытов, уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, характерные особенности полученных веществ (осадок, цвет и т.д.).