

## 4. КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ. ЭЛЕКТРОЛИТЫ. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

### 4.1. Классификация неорганических веществ

Атомы всех известных элементов представлены в таблице Д.И. Менделеева. Условно они делятся на две группы: металлы и неметаллы. К неметаллам относят следующие элементы:

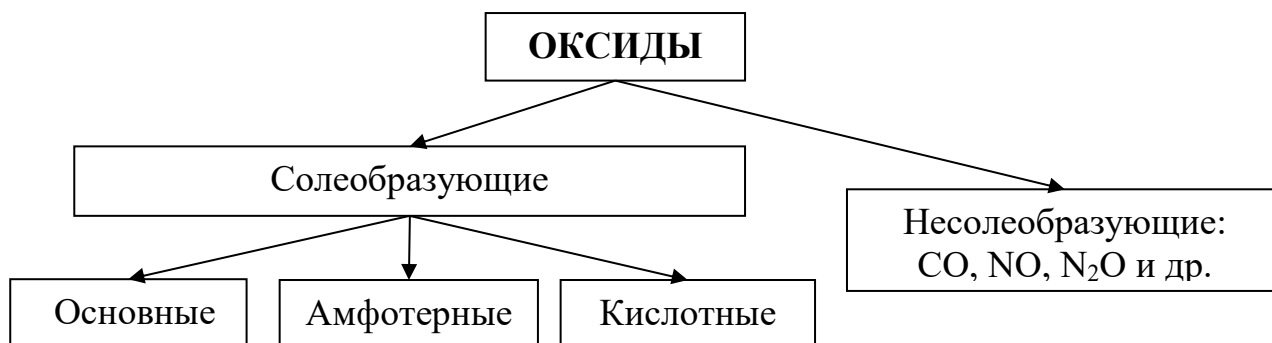
№ группы № периода	Ia	IIa	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa
1	H							He
2			B	C	N	O	F	Ne
3				Si	P	S	Cl	Ar
4					As	Se	Br	Kr
5						Te	I	Xe
6							At	Rn

Металлы Ia подгруппы называются щелочными (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr), а металлы IIa подгруппы – щелочно-земельными (Ca, Sr, Ba). Все d-, f- и некоторые p-элементы (например, Al, Sn, Pb, Sb, Bi и др.) относятся к металлам.

Практически все элементы образуют неорганические соединения, которые классифицируют по составу и химическим свойствам.

#### **Оксиды**

Соединения элементов с кислородом называют оксидами. Кислород в данных соединениях находится в степени окисления –2.



**Основные оксиды** образованы металлами:

Ia подгруппы –  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{Rb}_2\text{O}$ ,  $\text{Cs}_2\text{O}$ ,  $\text{Fr}_2\text{O}$ ;

IIa подгруппы –  $\text{MgO}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{BaO}$ ,  $\text{SrO}$ ;

d-элементами (металлы всех побочных подгрупп) в степени окисления +2 – например,  $\text{MnO}$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{CoO}$ ,  $\text{NiO}$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{CdO}$ ,  $\text{CrO}$ .

К **амфотерным оксидам** относят соединения, образованные металлами в степени окисления:

+2 –  $\text{BeO}$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{SnO}$ ,  $\text{PbO}$ ;

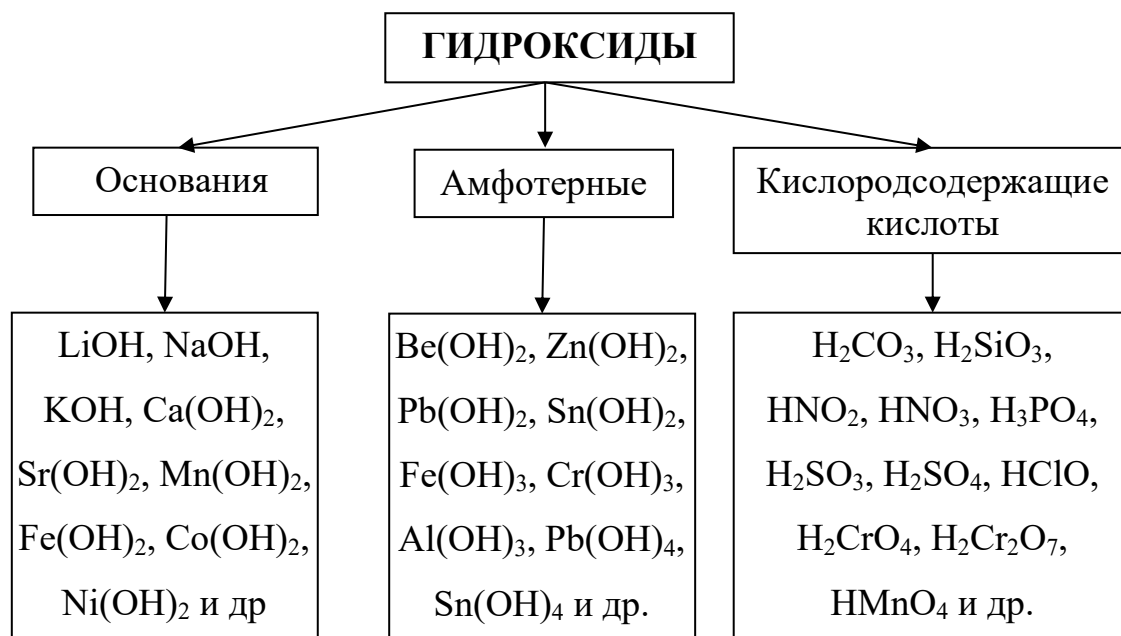
+3 –  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  и др.;

+4 –  $\text{SnO}_2$ ,  $\text{PbO}_2$ ,  $\text{TiO}_2$ ,  $\text{ZrO}_2$ ,  $\text{MnO}_2$  и др.

**Оксиды неметаллов и металлов** в степени окисления +6, +7 проявляют **кислотный характер**:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  и др.

### Гидроксиды

При непосредственном взаимодействии некоторых оксидов с водой и при помощи обменных процессов образуются гидроксиды (т.е. гидратированные оксиды).



**Основание** – соединение, состоящее из катиона металла и гидроксид ионов ( $\text{OH}^-$ ).

**Амфотерные гидроксиды** обладают кислотными и основными свойствами, но их принято записывать в виде основания.

**Кислотами** называют соединения, имеющие в своем составе

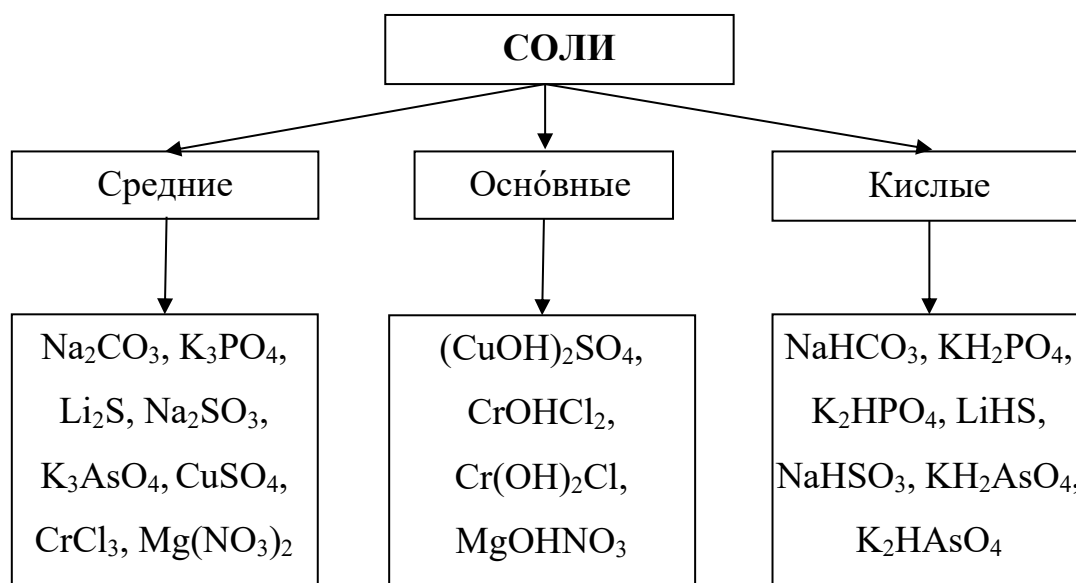
положительно заряженные катионы водорода ( $H^+$ ) и отрицательно заряженные анионы кислот. Существуют кислородсодержащие ( $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$  и т.д.) и безкислородные ( $HF$ ,  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HI$ ,  $H_2S$  и т.д.).

### Соли

При взаимодействии кислотных и основных реагентов образуются соли. По составу различают средние (нормальные), кислые и основные соли.

**Средние соли** – продукты полного замещения ионов  $H^+$  кислоты на катионы металлов или  $NH_4^+$ , т.е. они состоят из положительно заряженного иона (катиона) металла или  $NH_4^+$  и отрицательно заряженного кислотного остатка (аниона).

**Кислые соли** – продукты неполного замещения ионов водорода в многоосновных кислотах, являющихся слабыми электролитами, на катион металла.



**Основные соли** – продукты неполного замещения гидроксид-ионов в многокислотных основаниях, относящихся к слабым электролитам, на анион кислоты.

## 4.2. Электролиты. Реакции в растворах электролитов

Согласно гидратной теории Д.И. Менделеева: растворение является результатом химического взаимодействия вещества с молекулами воды.

Гидратная теория Менделеева, явилась историческим предшественником теории электролитической диссоциации С. Аррениуса, а в дальнейшем – переросла в более общую теорию, в соответствии с которой первоначальная гидратация ионов является непременным условием диссоциации.

Теория процесса электролитической диссоциации разработана С. Аррениусом (1887 г.).



**Сванте Аррениус**  
(1859–1927) [9]

**Электролитическая диссоциация** – процесс самопроизвольного распада растворенного вещества на ионы (положительные – катионы и отрицательные – анионы):



Это является причиной электропроводности растворов электролитов.

**Электролиты** – вещества, растворы или расплавы которых проводят

электрический ток.

К электролитам относятся молекулы с ионной и ковалентной полярной связью. Электролитами являются кислоты, основания, амфотерные гидроксиды и соли.

**Электролитическая диссоциация** – сложный физико-химический процесс. Например, при введении кристаллов поваренной соли в воду происходит взаимодействие полярных молекул растворителя с ионами  $Na^+$  и  $Cl^-$ , находящимися в узлах кристаллической решетки. Результатом их взаимодействия и теплового движения молекул воды является разрушение кристаллической решетки  $NaCl$  и диффузия гидратированных ионов в объем раствора (см. рис. 4).

Для количественной характеристики силы электролита используют понятие степени электролитической диссоциации (ионизации) –  $\alpha$ , которая равна отношению числа молекул, распавшихся на ионы ( $n$ ), к общему числу молекул электролита, введенных в раствор ( $N$ ):  $\alpha = n / N$ .

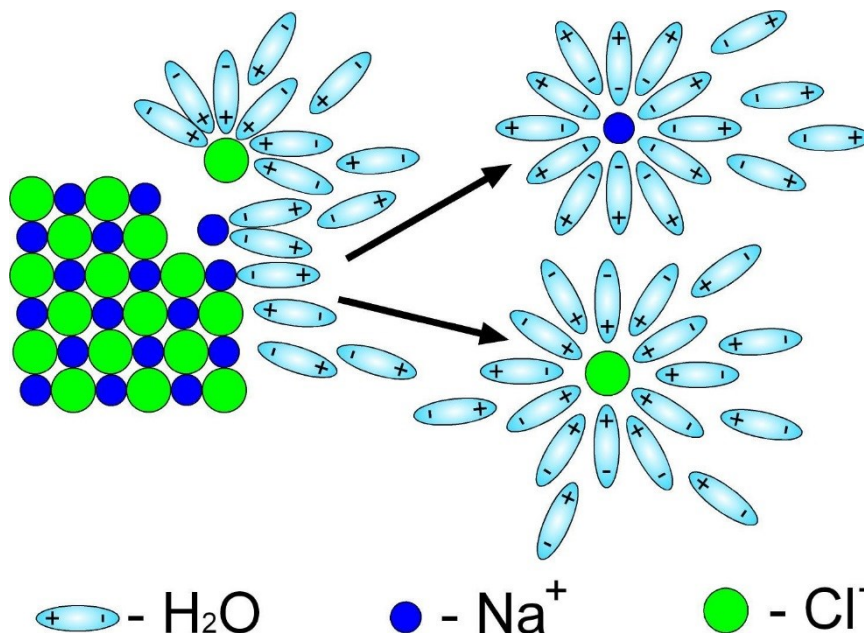


Рис. 4. Растворение и электролитическая диссоциация кристаллов хлорида натрия

По степени диссоциации электролиты условно подразделяют на *сильные* ( $\alpha \approx 1$ ) и *слабые* ( $\alpha < 1$ ).  $\alpha$  выражают в долях единицы.

#### Сильные электролиты:

- 1) соли (средние, кислые, основные):  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{CuOHCl}$ ;
- 2) неорганические кислоты:  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HClO}_4$  и др.;
- 3) гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов:  $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{RbOH}$ ,  $\text{CsOH}$ ,  $\text{FrOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ .

Сильные электролиты диссоциируют в водном растворе практически нацело (в уравнении диссоциации ставится знак «=» или «→»).

Таблица 9

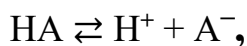
#### Уравнения диссоциации сильных электролитов

Соли	Щелочи	Кислоты
$\text{Li}_2\text{S} = 2\text{Li}^+ + \text{S}^{2-}$ $\text{AlCl}_3 = \text{Al}^{3+} + 3\text{Cl}^-$ $\text{NaHCO}_3 = \text{Na}^+ + \text{HCO}_3^-$ $\text{CuOHCl} = \text{CuOH}^+ + \text{Cl}^-$ <div style="text-align: center;">в растворе</div>	$\text{NaOH} = \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$ $\text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$	$\text{HNO}_3 = \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$ $\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ $\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$

#### Слабые электролиты

Слабые электролиты распадаются на ионы лишь частично (ступенчато). При диссоциации слабых (и средней) силы электролитов используется знак обратимости « $\rightleftharpoons$ ». Характеристикой диссоциации слабых электролитов

является **константа диссоциации (ионизации) – К**. Например,



$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]},$$

где  $[\text{H}^+]$  – равновесная концентрация ионов  $\text{H}^+$ ;

$[\text{A}^-]$  – равновесная концентрация анионов кислоты  $\text{A}^-$ ;

$[\text{HA}]$  – равновесная концентрация молекул кислоты.

Значения констант диссоциации приводятся в справочниках (см. Приложение 5).

Таким образом, к слабым электролитам относятся:

- 1) почти все органические кислоты:  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  и др.;
- 2) некоторые неорганические кислоты:  $\text{HF}$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HClO}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$  и др.;
- 3) гидроксиды металлов основного характера  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ni}(\text{OH})_2$  (кроме щелочных и щелочноземельных) и гидроксид аммония  $\text{NH}_4\text{OH}$ ;
- 4) амфотерные гидроксиды:  $\text{Be}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Sn}(\text{OH})_4$ ,  $\text{Pb}(\text{OH})_4$ ,  $\text{Ti}(\text{OH})_4$ ,  $\text{Mn}(\text{OH})_4$ .

Таблица 10

Примеры математического выражения констант электролитической диссоциации слабых электролитов

Уравнения диссоциации		Константы диссоциации
Основания:		
$\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{MgOH}^+ + \text{OH}^-$	1 степень	$K_1 = \frac{[\text{MgOH}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{Mg}(\text{OH})_2]}$
$\text{MgOH}^+ \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + \text{OH}^-$	2 степень	$K_2 = \frac{[\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{MgOH}^+]}$

Кислоты:		
$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$	1 степень	$K_1 = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$
$\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	2 степень	$K_2 = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]}$
Амфотерные гидроксиды:		
$\text{Zn}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{ZnOH}^+ + \text{OH}^-$	<div style="display: flex; align-items: center; justify-content: center;"> <div style="font-size: 3em; margin-right: 10px;">}</div> <div style="text-align: center;">             по типу основан ия           </div> </div>	$K_1 = \frac{[\text{ZnOH}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{Zn}(\text{OH})_2]}$
$\text{ZnOH}^+ \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + \text{OH}^-$		$K_2 = \frac{[\text{Zn}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{ZnOH}^+]}$
2. $\text{H}_2\text{ZnO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HZnO}_2^-$	<div style="display: flex; align-items: center; justify-content: center;"> <div style="font-size: 3em; margin-right: 10px;">}</div> <div style="text-align: center;">             по типу кислоты           </div> </div>	$K_1 = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{HZnO}_2^-]}{[\text{H}_2\text{ZnO}_2]}$
$\text{HZnO}_2^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{ZnO}_2^{2-}$		$K_2 = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{ZnO}_2^{2-}]}{[\text{HZnO}_2^-]}$

### 4.3. Реакции ионного обмена

Реакции ионного обмена протекают без изменения степени окисления элементов. Реакции протекают необратимо в случае образования труднорастворимых, слабо диссоциирующих или газообразных веществ. Для записи этих реакций применяют ионные уравнения.

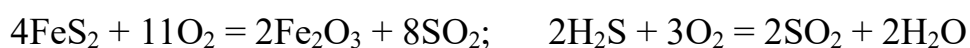
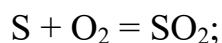
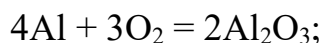
Основные правила составления ионных уравнений реакций:

1. Все слабые электролиты, газы, оксиды и труднорастворимые электролиты записывают в молекулярной форме.
2. Все сильные электролиты (кроме труднорастворимых солей) записывают в ионной форме.

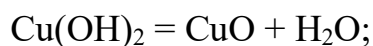
### 4.4. Способы получения и химические свойства оксидов

Основными способами получения оксидов являются:

- Взаимодействие с кислородом простых и сложных веществ:



- Разложение при нагревании сложных веществ (кислот, нерастворимых оснований, солей), содержащих кислород:

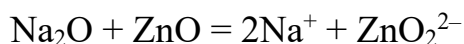
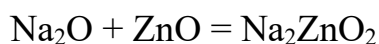
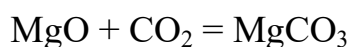


#### 4.5. Химические свойства оксидов

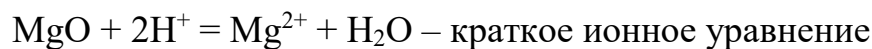
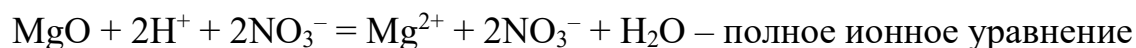
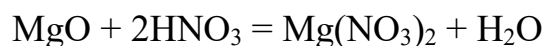
Между собой всегда реагируют вещества с противоположными свойствами.

##### Основные оксиды реагируют:

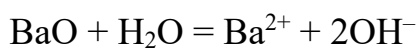
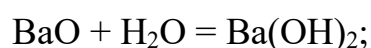
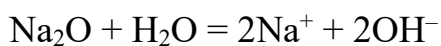
- с кислотными и амфотерными оксидами:



- с кислотами:

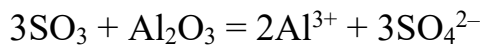
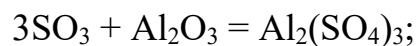
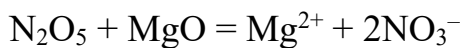
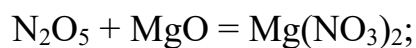


- с водой (только оксиды щелочных и щелочноземельных металлов), образуя щелочи:

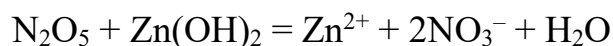
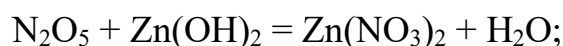


##### Кислотные оксиды реагируют:

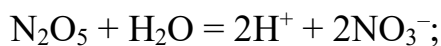
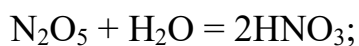
- с основными и амфотерными оксидами:



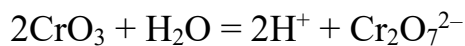
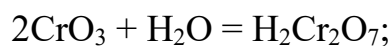
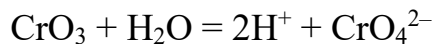
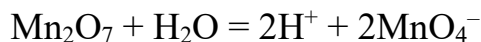
- с основаниями и амфотерными гидроксидами:



- с водой, образуя кислоты (кроме  $\text{SiO}_2$ ):

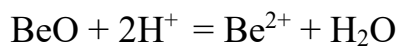
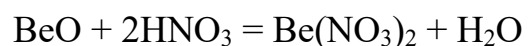
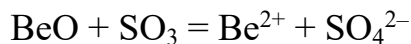
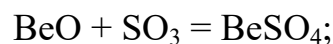




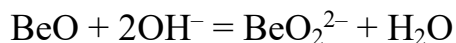
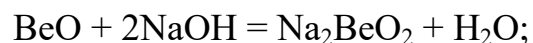
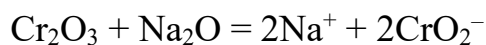


**Амфотерные оксиды** проявляют как основные, так и кислотные свойства:

- *основные свойства* подтверждаются взаимодействием с кислотными оксидами и кислотами:



- *кислотные свойства* подтверждаются взаимодействием с основными оксидами и щелочами:

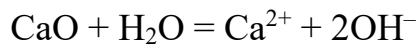
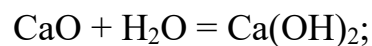
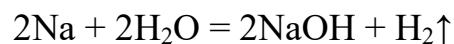


## 4.6. Способы получения и химические свойства гидроксидов

### 4.6.1. Способы получения оснований

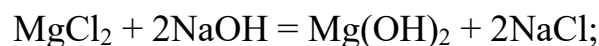
*Щелочи* получают:

- при взаимодействии активных (щелочных и щелочноземельных) металлов и их оксидов с водой:



- в технике NaOH и KOH получают электролизом водных растворов солей NaCl и KCl.

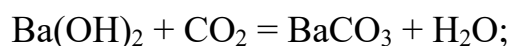
*Нерастворимые основания* получают взаимодействием солей с щелочами:

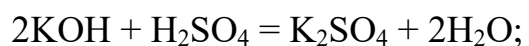
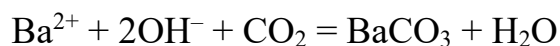


### 4.6.2. Химические свойства оснований

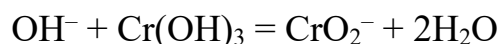
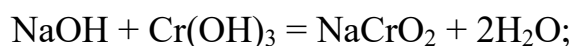
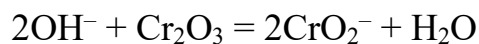
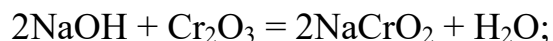
**Основания реагируют:**

- с кислотными оксидами и кислотами:

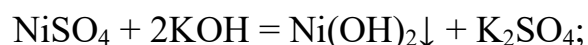




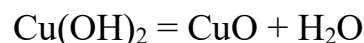
– с амфотерными оксидами и гидроксидами:



– Щелочи реагируют с некоторыми солями с образованием нерастворимых оснований. При взаимодействии с солями аммония получается слабый электролит –  $\text{NH}_4\text{OH}$ ;



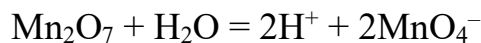
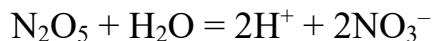
– При нагревании некоторые основания разлагаются на оксид металла и воду:



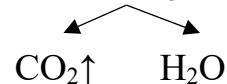
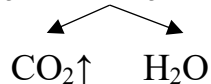
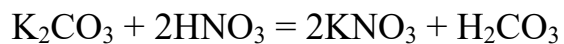
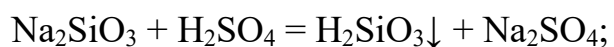
#### 4.6.3. Способы получения кислот

Кислоты получают:

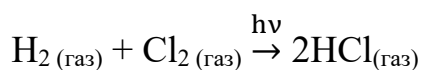
– растворением в воде кислотных оксидов:



– слабые кислоты образуются при взаимодействии их солей с сильными кислотами:



Бескислородные кислоты получают растворением в воде газообразных водородных соединений, которые образуются при непосредственном взаимодействии неметаллов и водорода:



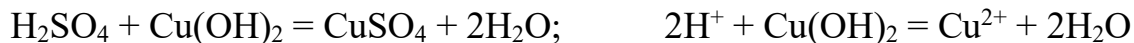
#### 4.6.4. Химические свойства кислот

Кислоты взаимодействуют:

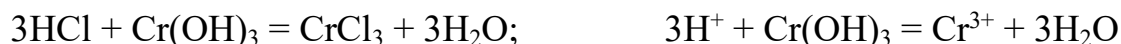
– с металлами:



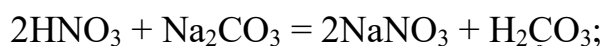
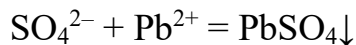
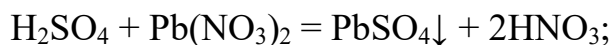
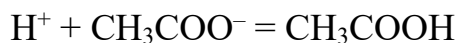
– с основными оксидами и гидроксидами:



– с амфотерными оксидами и гидроксидами:

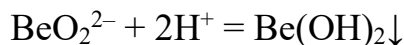
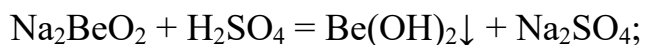
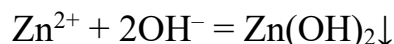
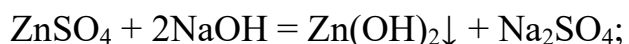


– с солями, если в результате реакции образуется более слабая кислота, малостойчивое или летучее соединение:



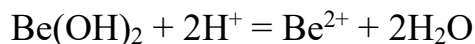
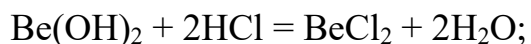
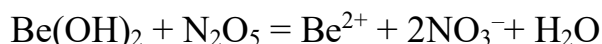
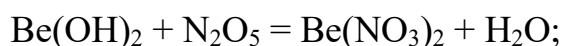
#### 4.6.5. Способы получения амфотерных гидроксидов

Амфотерные оксиды нерастворимы в воде, поэтому их получают реакциями обмена:

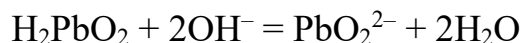
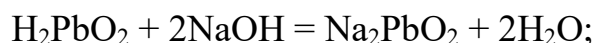
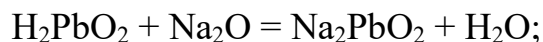


#### 4.6.6. Химические свойства амфотерных гидроксидов

– Основные свойства амфотерных гидроксидов подтверждают реакции с кислотными оксидами и кислотами:



– Кислотные свойства проявляются в реакциях с основными оксидами и щелочами (амфотерные гидроксид удобнее записать в виде кислоты):



Если металл имеет степень окисления +3 или +4, то можно рассматривать две формы написания кислоты. Например,

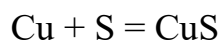
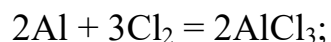


## 4.7. Способы получения и химические свойства солей

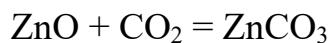
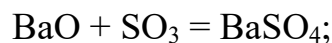
### 4.7.1. Средние соли

Средние получают взаимодействием:

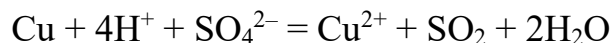
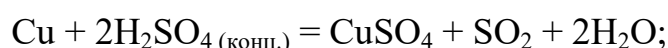
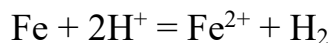
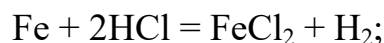
- простых веществ:



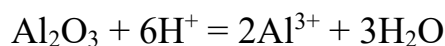
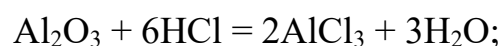
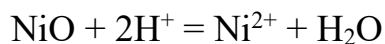
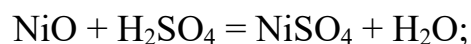
- двух оксидов противоположного характера:



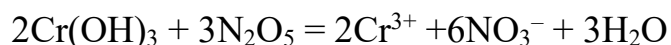
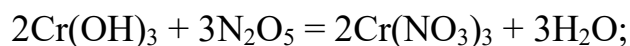
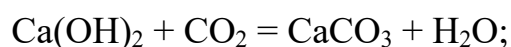
- металла с кислотой:

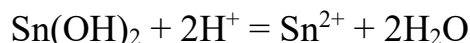
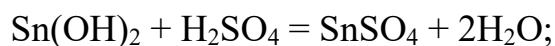
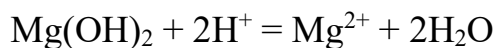
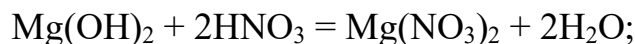


- основного или амфотерного оксида с кислотой:

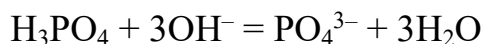
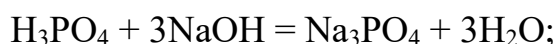
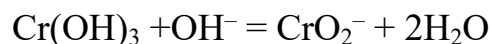
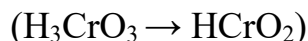
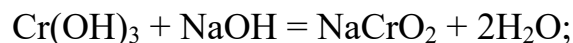


- основания или амфотерного гидроксида с кислотным оксидом или кислотой

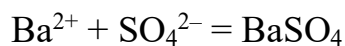




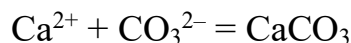
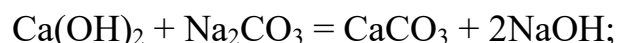
– амфотерного гидроксида и кислоты со щелочью:



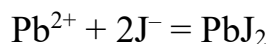
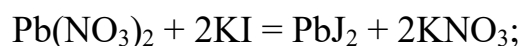
– кислоты с солью:



– щелочи с солью:



– двух солей:



#### 4.7.2. Кислые соли

Кислые соли образуют только слабые многоосновные кислоты ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_4$  и т.д.). Практически все кислые соли растворимы в воде.

При названии кислой соли к аниону добавляют приставку «гидро» с указанием числа атомов водорода в кислотном остатке. Например,  $\text{NaHCO}_3$  – гидрокарбонат натрия;  $\text{KH}_2\text{PO}_4$  – дигидрофосфат калия.

Кислые соли *диссоциируют* в 2 и более ступеней:

**1-я ступень** – по типу сильного электролита, т.е. полностью и необратимо отделяются катионы металлов или аммония;

**2-я и последующие ступени** – по типу слабого электролита, т.е. ионы  $\text{H}^+$  отделяются постепенно и обратимо.

Например, диссоциация дигидрофосфата натрия протекает следующим образом:

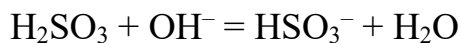
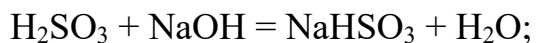
1-я ступень:  $\text{NaH}_2\text{PO}_4 = \text{Na}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ ;

2-я ступень:  $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$ ;

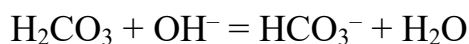
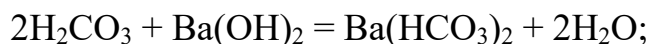
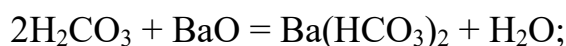
3-я ступень:  $\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ .

Кислые соли получают взаимодействием:

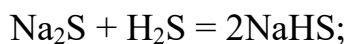
- кислотного оксида или кислоты с недостатком щелочи:



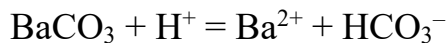
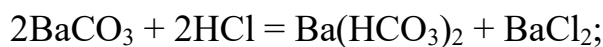
- кислоты и недостатка основного оксида или щелочи:



- средней соли с одноименной кислотой:

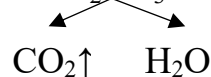
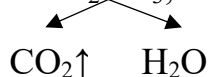
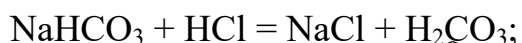


- средней соли с недостатком более сильной кислоты:

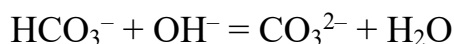
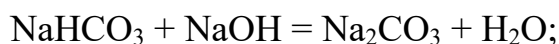


Кислые соли взаимодействуют:

- с кислотами:



- со щелочами (способ перевода кислой соли в среднюю):



Некоторые кислые соли при нагревании разлагаются:



#### 4.7.3. Основные соли

Основные соли образуют многокислотные основания (слабые электролиты). Название основной соли образуется добавлением к названию

аниона приставки «гидроксо» с указанием числа гидроксогрупп. Например,  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$  – дигидроксохлорид алюминия;  $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$  – гидроксосульфат меди (II). Все основные соли нерастворимы в воде.

Основные соли *диссоциируют* в 2 и более ступеней:

**1-я ступень** – по типу **сильного электролита**, т.е. полностью и необратимо отделяются анионы кислотных остатков;

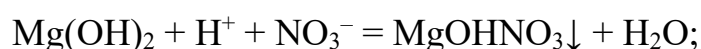
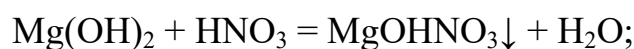
**2-я и последующие ступени** – по типу **слабого электролита**, т.е. ионы  $\text{OH}^-$  отделяются постепенно и обратимо.

Например, диссоциация дигидроксохлорида алюминия протекает следующим образом:

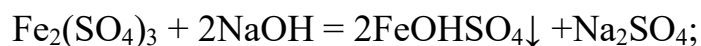


Основные соли получают взаимодействием:

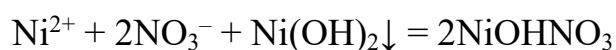
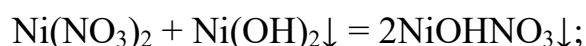
- основания с недостатком кислоты:



- средней соли с недостатком щелочи:

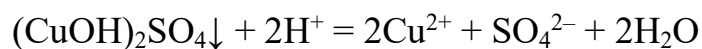


- средней соли и одноименного основания:

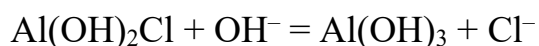
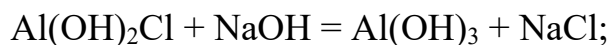


Основные соли реагируют:

- с кислотами (способ перевода оснований соли в среднюю):



- со щелочами:



#### 4.8. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Показатель кислотности pH

Вода является слабым электролитом. Уравнение диссоциации воды упрощенно записывают следующим образом:  $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ . Константа диссоциации воды:

$$K_d = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16}.$$

Произведение  $K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$  называют *ионным произведением воды* и обозначают  $K_w$ :

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

Ионное произведение воды при постоянной температуре постоянно не только для воды, но и для водных растворов. Зная концентрацию ионов  $\text{H}^+$ , можно рассчитать концентрацию  $\text{OH}^-$ , и наоборот.

Понятия кислая, нейтральная и щелочная среда можно оценить количественно по концентрации ионов  $\text{H}^+$  или  $\text{OH}^-$ . Для кислотно-основной характеристики растворов принято использовать понятие *водородного показателя*, равного отрицательному логарифму концентрации ионов  $\text{H}^+$ :

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+].$$

Таблица 11

Значения pH,  $[\text{H}^+]$ ,  $[\text{OH}^-]$  в разных средах

Среда	pH	$[\text{H}^+]$ , моль/л	$[\text{OH}^-]$ , моль/л
Нейтральная	= 7	$10^{-7}$	$10^{-7}$
Кислая	< 7	$>10^{-7}$	$<10^{-7}$
Щелочная	> 7	$<10^{-7}$	$>10^{-7}$

Простейшим способом определения pH растворов (т.е. их «кислотности» или «щелочности») является применение кислотно-основных индикаторов – органических веществ, которые изменяют окраску при взаимодействии с ионами  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ . В учебных лабораториях наибольшее распространение получили:

– фенолфталеин, бесцветный в кислой и нейтральной среде и



приобретающий ярко малиновый цвет в щелочной среде;

- метиловый оранжевый (метилоранж), желто-оранжевый в щелочной и нейтральной среде, но изменяющий цвет на красный в кислой среде.

Для качественного определения рН среды используется также бумага, пропитанная растворами лакмуса или универсального индикатора. Лакмус, красный в кислой и нейтральной средах, изменяет цвет на синий при  $\text{pH} > 5,0-8,0$ . Универсальный индикатор представляет собой смесь нескольких кислотно-основных индикаторов. Он имеет широкую палитру окрасок в зависимости от рН среды и изменяет цвет от темно-красного сильно кислой среде ( $\text{pH} \ll 7$ ) до темно-синего в щелочной ( $\text{pH} \gg 7$ ) с переходом через желто-зеленую окраску в нейтральной. По оттенку можно примерно определить рН раствора.

Другим способом определения рН растворов является применение специальных приборов – рН-метров, имеющих высокую точность в измерении (см. рис. 5).

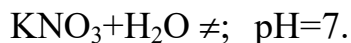


Рис.5. рН-метр

#### 4.9. Гидролиз солей

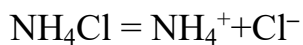
Гидролиз – это процесс взаимодействия соли с водой, в результате которого происходит смещение ионного равновесия воды и изменение значения рН раствора. Возможность и характер протекания гидролиза определяется природой основания и кислоты, образующих соль.

*Соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием, гидролизу не подвергаются. Их водные растворы нейтральны.*

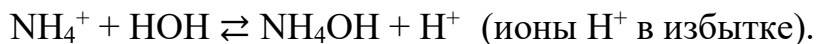


В гидролизе участвуют ионы слабого основания и/или слабой кислоты.

Гидролиз солей, образованных сильной кислотой и слабым основанием, например,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ :



Гидролизу подвергается катион слабого основания  $\text{NH}_4^+$ :



Молекулярное уравнение:



Гидролиз солей, образованных слабой кислотой и сильным основанием, например,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ :



Гидролизу подвергается анион слабой кислоты  $\text{SO}_3^{2-}$ :



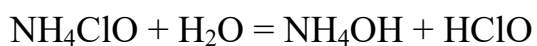
Молекулярное уравнение 1-й ступени:



При обычных условиях гидролиз протекает главным образом по первой ступени.

***Гидролиз солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой.***

Например,  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Al}_2\text{S}_3$  и т. д. Гидролиз соли происходит как по катиону, так и по аниону. В этом случае гидролиз соли протекает до конца: в уравнении происходит замена знака « $\rightleftharpoons$ » на « $=$ », а pH среды определяется силой кислоты и основания:

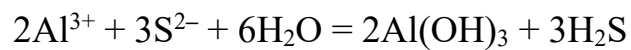
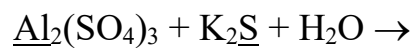


$K(\text{HClO}) = 3 \cdot 10^{-8} < K(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ , так как основание является более сильным электролитом, чем кислота. Среда слабощелочная  $\text{pH} > 7$ .

***Совместный гидролиз двух солей.*** Если в растворе одновременно присутствуют ионы, связывающие  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ , то в соответствии с принципом Ле

Шателье равновесие смещается в сторону усиления процесса гидролиза. Гидролиз может протекать необратимо с образованием малорастворимого и газообразного веществ.

В качестве примера можно рассмотреть совместный гидролиз следующих солей:



$$\text{pH} \approx 7$$