

## Глава 7. Классы неорганических соединений

### 7.1. Основные понятия теории электролитической диссоциации.

Основные положения теории электролитической диссоциации были разработаны А. Аррениусом; они дополнялись и конкретизировались в трудах других ученых (И.А. Каблуков и др.) в связи с развитием химической науки.

Изучение электрохимических явлений показало, что водные растворы некоторых веществ проводят электрический ток, а других – не проводят его, поэтому вещества подразделяют на две группы: электролиты и неэлектролиты.

**Электролитами** называют вещества, водные растворы которых проводят электрический ток.

Водные растворы электролитов называются проводниками второго рода, в отличие от металлов, которые называют проводниками первого рода. Электрический ток проводят и расплавы электролитов. Электролитами являются соли, щелочи, некоторые кислоты и расплавы некоторых оксидов, т.е. вещества с ионной или сильно полярной ковалентной связью. Электролиты, как правило – проводники.

Вещества, водные растворы которых электрический ток не проводят, называют **неэлектролитами**. Неэлектролитами являются вещества с неполярной или слабополярной связью. Как правило, неэлектролиты являются или диэлектриками или полупроводниками

Способность водных растворов проводить электрический ток объясняется тем, что они диссоциируют в водной среде на ионы. Согласно современному представлению соли, щелочи, кислоты способны к электролитической диссоциации под действием **полярных молекул растворителя** (воды и др.).

**Электролитическая диссоциация** – процесс распада растворенного вещества на ионы под действием полярных молекул растворителя.

Такая трактовка понятия «электролитическая диссоциация» стала возможной в результате применения к рассмотрению процесса диссоциации веществ в растворах основ гидратной теории И.А. Каблуковым.

#### Задания для самостоятельной работы

1. Чем электролиты отличаются от неэлектролитов (приведите примеры)?
2. Назовите первого автора теории электролитической диссоциации.
3. Объясните причину электролитической диссоциации.
4. Способно ли вещество с неполярной ковалентной связью к электролитической диссоциации; ответ обоснуйте.
5. Почему соли способны (не способны) к электролитической диссоциации?

## 7.2. Механизм электролитической диссоциации.

Причину распада частиц растворенного вещества на ионы в водных растворах объяснил И.А. Каблуков, опираясь на гидратную теорию растворов, разработанную Д.И. Менделеевым. Механизм диссоциации показан на рис. 7.1 и 7.2.

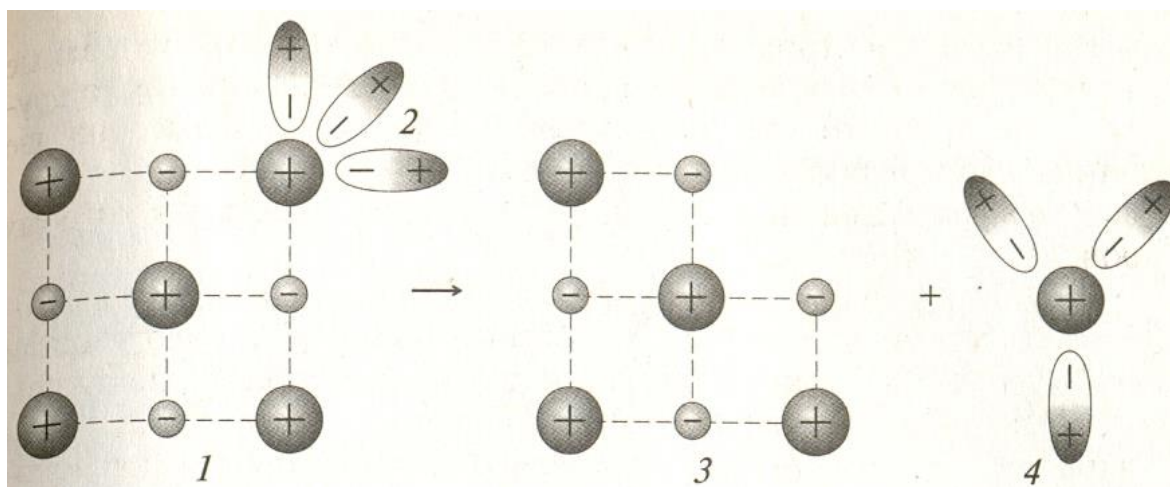


Рис. 7.1 Схема диссоциации ионного кристалла

1 – ионный кристалл в воде в момент его попадания в нее; 2 – «диполи» (полярные молекулы) воды; 3 – частично разрушенный кристалл; 4 – гидратированный ион в растворе.

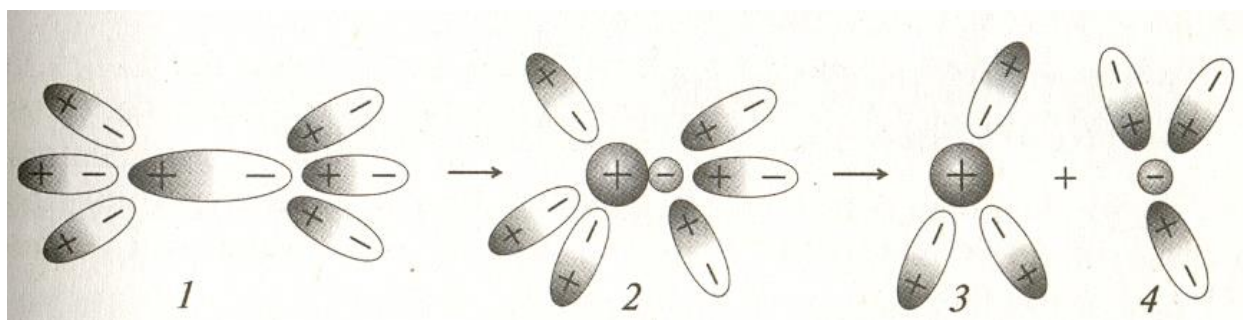


Рис. 7.2. Схема диссоциации полярной молекулы (диполя) растворенного вещества

1 – диполь растворенного вещества, окруженный диполями растворителя (например,  $H_2O$ ); 2 – ионная «условная молекула» растворенного вещества; 3 – гидратированный катион; 4 – гидратированный анион (3 и 4 – находятся в растворе).

При попадании ионного кристалла в воду *диполи* воды координируются своими противоположно заряженными полюсами вокруг ионов и притягивают их к себе. Когда сила притяжения иона к диполю окажется больше сил, удерживающих ион в кристалле, тогда гидратированный ион перейдет в раствор.

Полярные молекулы растворенного вещества под действием диполей растворителя превращаются в ионные «условные молекулы» и далее диссоциация протекает также, как в ионном кристалле.

### **Задания для самостоятельной работы**

1. Назовите фамилию ученого, предложившего характеристику механизма электролитической диссоциации.

2. Почему гидратная теория растворов явилась основой для объяснения электролитической диссоциации.

3. В чем состоят различия механизма диссоциации ионного кристалла и полярной молекулы растворенного вещества?

### 7. 3. Степень электролитической диссоциации. Электролиты сильные и слабые.

#### 7.3.1. Степень электролитической диссоциации

Электролитическая диссоциация имеет определенные количественные характеристики, которыми являются степень электролитической диссоциации (для сильных электролитов – коэффициент активности) и константа диссоциации. Рассмотрим их.

**Степень электролитической диссоциации** ( $\alpha$ ) – отношение числа молекул, распавшихся на ионы ( $N_{\text{расп}}$ ), к общему числу молекул растворенного вещества ( $N_{\text{общ}}$ ):  
$$\alpha = N_{\text{расп}} / N_{\text{общ}}; \quad (7.1)$$

Величину  $\alpha$  можно выразить и через молярную концентрацию растворенного вещества (C):  
$$\alpha = C_{\text{расп}} / C_{\text{общ}} \quad (7.2)$$

Рассчитывая степень диссоциации в процентах, в числитель формул 7.1 и 7.2 необходимо ввести множитель 100 (см. формулы 7.3 и 7.4).

$$\alpha = 100N_{\text{расп}} / N_{\text{общ}} \quad (7.3); \quad \alpha = 100C_{\text{расп.на ионы}} / C_{\text{общ}} \quad (7.4)$$

#### 7.3.2. Электролиты слабые, сильные и средней силы.

По величине степени диссоциации электролиты подразделяют на слабые и сильные.

**Электролиты**, степень диссоциации которых в разбавленных растворах меньше 3% (0,03) называются **слабыми**.

Диссоциация слабых электролитов является *обратимым* процессом, поэтому к нему применимы все законы химической кинетики, в частности, закон действующих масс и принцип Ле-Шателье при смещении равновесия.

Процесс диссоциации слабого электролита можно либо усилить, либо подавить.

Для усиления диссоциации необходимо:

1. Увеличить температуру раствора;
2. Уменьшить концентрацию соли;
3. Удалить один из продуктов диссоциации из сферы реакции, что достигается введением иона, связывающего один из ионов, например,

$\text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 2 \text{OH}^-$ : в результате введения  $\text{H}^+$  диссоциация  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  усиливается, что обнаруживается растворением осадка этого вещества.

Для подавления диссоциации:

1. Вводят в раствор одноименные ионы; так при диссоциации гидроксида аммония такими ионами являются катионы аммония ( $\text{NH}_4^+$ ), вводимые за счет растворения хлорида аммония (или другой соли аммония):

$\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ ;  $\text{NH}_4\text{Cl} = \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$ ; введение катионов аммония усиливает процесс *молизации* и тормозит процесс диссоциации гидроксида аммония; ослабление диссоциации этого основания обнаруживают наблюдая ослабление малиновой окраски фенолфталеина после добавления к раствору аммиака, содержащего фенолфталеин, хлорида аммония (или другой соли аммония);

2. Увеличением концентрации растворенного вещества;
3. Уменьшением температуры раствора.

#### 7.3.3. Электролиты сильные и средней силы.

**Электролиты**, степень электролитической диссоциации которых больше 3, но меньше 30% называются электролитами **средней силы**.

Электролитами средней силы являются гидроксид магния, фосфорная (орто) и сернистая кислоты и т.д. С современных позиций электролит средней силы (как правило, они диссоциируют ступенчато) по первой ступени является сильным электролитом, а по следующим ступеням – слабым электролитам.

Электролиты, степень электролитической диссоциации которых больше 30 %, называются **сильными**.

По современным представлениям сильные электролиты диссоциируют в любом водном растворе на 100%-ов. Так, ионные кристаллы вообще не содержат молекул, а сильнополярные молекулы ( $\text{HCl}$  и т.д.), распадаются на ионы полностью. Растворы

сильных электролитов принципиально отличаются от растворов слабых электролитов тем, что в первых нет молекул растворенного вещества, а в последних они содержатся.

Однако экспериментальное определение степени электролитической диссоциации в разбавленных (0,1н) растворах сильных электролитов показывает, что она меньше 100%-ов.

Степень диссоциации, определяемая для сильных электролитов, называют **коэффициентом активности ( $f$ )** или **кажущейся степенью диссоциации**.

Смысл этой величины виден из формулы:  $f = a/C$ ; (7.10), где  $a$  – активная концентрация ионов, не подвергающихся *мнимой молизации*;  $C$  – общая молярная концентрация растворенного вещества. *Мнимая молизация* (внешний эффект образования молекул, которых на самом деле нет) является результатом электростатического взаимодействия ионов в растворе, при котором возникает впечатление, что часть ионов объединилась в молекулы.

К сильным электролитам законы химической кинетики неприменимы, поэтому записывать выражение для константы диссоциации для характеристики их диссоциации **нельзя**.

Сильными электролитами являются растворы солей, щелочей и сильных кислот (соляной, серной, азотной и т.д.).

#### **Задания для самостоятельной работы**

1. Назовите количественную характеристику электролитической диссоциации.
2. В чем состоит принципиальное отличие сильных электролитов от слабых (а) и от электролитов средней силы (б).
3. Что означает: «степень диссоциации» гидроксида аммония составляет 2%?
4. Можно ли не усилить диссоциацию хлорида кальция (ответ обоснуйте)?
5. Поясните результат опыта: в раствор сернистой кислоты, имеющей красный цвет, добавили сульфит натрия и обнаружили, что он стал фиолетовым.

#### 7.4. Диссоциация веществ, принадлежащих к различным классам неорганических соединений

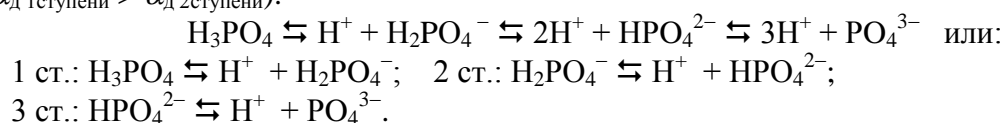
Для понимания сущности рассматриваемого в данном разделе необходимо разобраться в основах классификации неорганических соединений и научиться различать различные группы соединений и по формуле уметь определять, класс веществ, к которому относится данное вещество.

##### 7.4.1. *Диссоциация кислот.*

При диссоциации **кислот** образуются катионы водорода (вернее, катионы гидроксония  $\text{H}_3\text{O}^+$ , но для упрощения записи записывают  $\text{H}^+$ ), и анионы кислотного остатка:

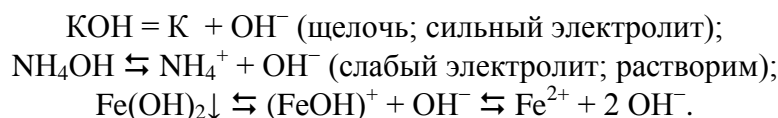


Слабые кислоты и кислоты средней силы диссоциируют ступенчато; уравнения их диссоциации записывают или в одну строчку или в число строк, равное числу ступеней их диссоциации; степень диссоциации тем меньше, чем глубже прошла диссоциация ( $\alpha_{\text{д 1 ступени}} > \alpha_{\text{д 2 ступени}}$ ).



##### 7.4.2. *Диссоциация оснований.*

При диссоциации оснований образуется гидроксид-ион и катион металла (возможны и другие катионы, например, катион аммония); слабые основания диссоциируют ступенчато:



Нерастворимые гидроксиды переходят в раствор в небольших количествах и степень их диссоциации на ионы очень мала, поэтому для них применяют термин «равновесие в системе нерастворимый основной гидроксид – вода». При записи ионных уравнений формулы нерастворимых оснований записывают в **условно-молекулярном** виде.

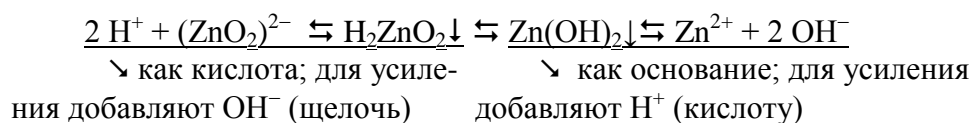
##### 7.4.3. *Схемы диссоциации амфотерных гидроксидов.*

Амфотерные гидроксиды нерастворимы, являются слабыми электролитами. В ионных уравнениях их формулы записывают в условно-молекулярном виде. Для понимания их свойств необходимо знать схемы их диссоциации, точнее, схемы равновесий в системе «амфотерный гидроксид – вода». В данном курсе рассматриваются два типа таких равновесий диссоциации: для гидроксидов двух- и трехвалентного элементов.

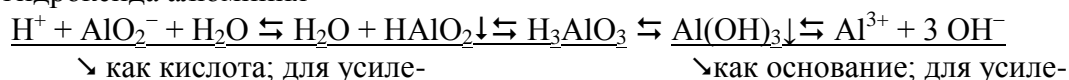
Схемы равновесий в системе «амфотерный гидроксид – вода» можно записать как в традиционной форме, так и с позиций теории комплексных соединений.

1\*. Традиционные схемы равновесия в системе «амфотерный гидроксид – вода»

Рассмотрим эту схему для амфотерного гидроксида двухвалентного химического элемента на примере гидроксида цинка



Традиционную схему для гидроксида трехвалентного элемента рассмотрим на примере гидроксида алюминия

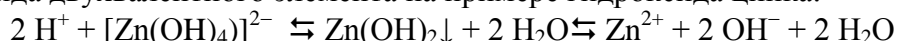


ния добавляют  $\text{OH}^-$  (щелочь)

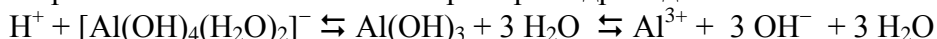
ния добавляют  $\text{H}^+$  (кислоту)

2\*. Схемы равновесия в системе «амфотерный гидроксид – вода» с позиций теории комплексных соединений

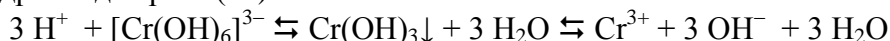
Для гидроксида двухвалентного элемента на примере гидроксида цинка:



Для трехвалентного элемента на примере гидроксида алюминия:

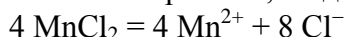


Для гидроксида трехвалентного элемента [кроме  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ; но в очень концентрированных растворах такая схема реализуется и для этого вещества] на примере гидроксида хрома(III).



#### 7.4.4. Диссоциация солей.

1\*. **Средние соли** диссоциируют на катион металла (аммония и т.д.) и анион кислотного остатка, при этом заряды катиона и аниона равны их валентности, а индексы в формулах станут коэффициентами перед символами ионов; если взято несколько условных молекул соли, то индексы умножаются на число условных молекул; практически все соли – сильные электролиты, их диссоциация необратима:  $\text{FeCl}_2 = \text{Fe}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$ ;



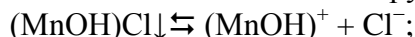
2\*. **Кислые соли** – диссоциируют на катион металла и гидроксидированный анион кислотного остатка (содержит атомы водорода, способные к замещению или обмену на атомов металла); у типичных кислых солей дальнейшая диссоциация практически не протекает; кислые соли – сильные электролиты и растворимы:



Существуют кислые соли, образованные сильными двухосновными кислотами: серной, селеновой, марганцевой ( $\text{H}_2\text{MnO}_4$ ) и т.д., которые в разбавленных растворах диссоциируют на катионы металла, водорода и анионы кислотного остатка, т.е. их растворы являются смесью кислоты и средней соли. Такие соли называют **ложно-кислыми** (в отличие от других кислых солей).  $\text{KHSO}_4 = \text{K}^+ + \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

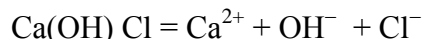
#### 3\*. **Осно'вные соли.**

Эти соли **нерастворимы**, поэтому, когда их получают в больших количествах, то их формулы в ионных уравнениях записывают в условно-молекулярной форме. В процессах гидролиза солей, основных солей образуется так мало, что они не образуют осадка, поэтому их формулы в ионных уравнениях гидролиза записывают в ионной форме. Эти соли диссоциируют на анионы кислотного остатка и гидроксидированный катион (ион металла, химически связанный с одной или несколькими группами  $\text{OH}$ ):

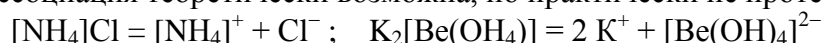


дальнейшая диссоциация теоретически возможна, но практически не протекает.

Существуют **ложно-осно'вные** соли, водные растворы которых являются смесью средней соли и щелочи. Это кальция, стронция, бария и радия. Они диссоциируют на катионы металла, анионы  $\text{OH}^-$  и кислотного остатка:



4\*. **Комплексные соли** диссоциируют на ионы внешней сферы и комплексный ион; дальнейшая диссоциация теоретически возможна, но практически не протекает:



#### Задания для самостоятельной работы

1. Чем диссоциация кислот отличается от таковой для оснований (а) и амфотерных гидроксидов (б) [приведите примеры]?

2. Чем диссоциация кислых солей отличается от таковой для ложно-кислых солей [приведите примеры]?

3. Чем диссоциация осно́вных солей отличается от диссоциации ложно-осно́вных солей; [приведите примеры]?

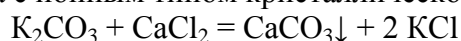
4. Напишите схемы равновесия диссоциации гидроксида железа(III) [по ступеням, два варианта], карбоната кальция, трех условных молекул сульфата алюминия, мышьяковой кислоты (по ступеням, два варианта).



### 7.5. Написание уравнений реакций в ионном виде (запись уравнений реакций в трех формах)

Теория электролитической диссоциации позволяет более точно и конкретно характеризовать химические процессы в водных растворах. На её основе возможна запись уравнений реакций в трех формах. Сначала записывают уравнение реакции в условно-молекулярном виде, потом записывается уравнение в полной, а затем в краткой ионной формах. В некоторых случаях полное и краткое ионные уравнения совпадают.

Использование термина «*условно-молекулярное уравнение*» связано с тем, что многие вещества (соли, щелочи и т.д. характеризуются немолекулярными структурами, поэтому их формулы называют «*условно-молекулярными*»). Применять понятия «уравнение в молекулярной форме» в настоящее время не рекомендуется, так как оно условно из-за существования в природе веществ с немолекулярными структурами. Так, в реакции между карбонатом калия и хлоридом кальция нет ни одного вещества с молекулярной структурой (соли – вещества с ионным типом кристаллической решетки):



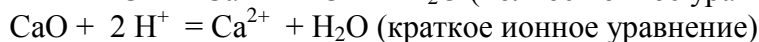
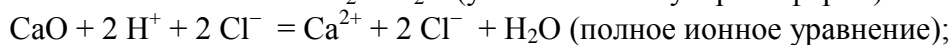
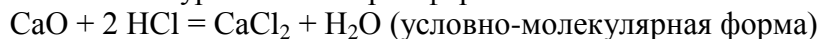
Если термин «молекулярное уравнение» и используют, то нужно помнить, что это «*условное*», «*модельное*» представление, которое просто удобно для лаконичной характеристики данного процесса.

При составлении ионных уравнений применяют правила и сведения:

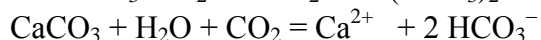
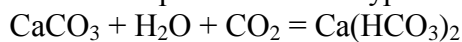
1. Какие электролиты являются *сильными*, а какие – *слабыми*;
2. Как диссоциирует то или иное вещество;
3. Растворимость вещества;

4. **Формулы оксидов, нерастворимых и газообразных веществ, а также слабых электролитов в ионных уравнениях записывают в молекулярной форме.**

Примеры записи ионных уравнений в трех формах:



Для некоторых процессов полное и краткое ионные уравнения совпадают:



Теория электролитической диссоциации позволяет объяснить условия, при которых реакции обмена доходят до конца: **образование осадка, выделение газа** и образование **слабого электролита** выводят определенные ионы из сферы реакции и смещают равновесие в сторону прямой реакции.

#### **Задания для самостоятельной работы**

1. Почему реакции обмена доходят до конца (объясните это на основе теории электролитической диссоциации).
2. Что означает написание уравнений в трех формах?
3. Назовите параметры, позволяющие записать в условно-молекулярной форме формулу реагента в ионном уравнении.
4. Напишите уравнения реакций, иллюстрирующие условия, при которых реакции обмена доходят до конца на примерах взаимодействия соляной кислоты с ацетатом натрия (а) карбонатом калия (б) и нитратом серебра (в) в трех формах.

## 7.6. Диссоциация воды. Водородный и гидроксидный показатели.

Вода – *слабый* электролит. Её диссоциация является обратимым процессом:



(точнее это уравнение имеет вид:  $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$ ; в целях упрощения используют первое уравнение).

Количественно процесс диссоциации воды для стандартных условий характеризуется ионным произведением воды, которое выражают или в алгебраической (7.11), или логарифмической (7.12) формах:

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \quad (7.11); \quad \text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad (7.12),$$

где  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  – равновесные молярные концентрации (активности) ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ ; pH – водородный показатель; pOH – гидроксидный показатель.

Величины pH и pOH можно рассчитать по формулам:

$$\text{pH} = -\lg a(\text{H}^+) \quad (7.13); \quad \text{pOH} = -\lg a(\text{OH}^-) \quad (7.14),$$

где  $\lg a(\text{H}^+)$  и  $\lg a(\text{OH}^-)$  – десятичный логарифм активной концентрации ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  (соответственно). Преобразовав уравнения 7.13 и 7.14, получим уравнения, используя которые рассчитывают активные концентрации ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ :

$$a(\text{H}^+) = 10^{-\text{pH}} \quad (7.15); \quad a(\text{OH}^-) = 10^{-\text{pOH}} \quad (7.16).$$

Активные концентрации этих ионов можно рассчитать и по формулам, полученным из формулы 7.11:

$$[\text{H}^+] = 10^{-14} / [\text{OH}^-] \quad (7.17); \quad [\text{OH}^-] = 10^{-14} / [\text{H}^+] \quad (7.18),$$

считая при этом, что молярные концентрации ионов равны их активностям, т.е.

$$a(\text{H}^+) = [\text{H}^+] \quad (\text{для } \text{OH}^- \text{ аналогично}).$$

Величину общей концентрации ионов  $\text{H}^+$  рассчитывают по формуле:

$$C(\text{H}^+) = a(\text{H}^+) / \alpha_{\text{д. кислоты}} \quad (7.19)$$

Ионное произведение воды показывает, что в любом водном растворе содержатся ионы  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ . В нейтральном растворе их концентрации **одинаковы** и для стандартных условий составляют  $10^{-7}$  моль/л; в кислой среде  $C(\text{H}^+)$  **больше**  $C(\text{OH}^-)$ , например  $10^{-3} - 10^{-5}$  моль/л; в щелочной среде  $C(\text{H}^+)$  **меньше**  $C(\text{OH}^-)$ , например  $10^{-9}, 10^{-12}$  моль/л и т.д. Расчет **pH** показывает, что в нейтральной среде он равен **7**, в кислой – **меньше 7**, а в щелочной – **больше 7**.

Реакция среды имеет большое значение в природных процессах, в т.ч. и экологических. Характер процессов обмена веществ в организмах зависит от pH среды. Так, фермент слюны птйалин расщепляет крахмал в щелочной среде, а белки способны перевариваться в желудке только в кислой среде. Изменение pH на доли единицы делает невозможным реализацию тех или иных процессов. Подкисление почвенной жидкости в почве, на которой выращивают томаты, приводит к их угнетению, а то и к гибели. Кислотные дожди приносят значительный вред растениям и животным и т.д.

### Задания для самостоятельной работы

1. Что такое ионное произведение воды, напишите формулы для разной характеристики ионного произведения воды.
2. Что характеризует ионное произведение воды с точки зрения наличия в водных растворах ионов водорода и гидроксида?
3. Поясните сущность терминов «водородный показатель», «гидроксидный показатель», что они характеризуют и какое практическое значение они имеют.
4. Рассчитайте pH раствора гидроксида натрия, если молярная концентрация щелочи составляет 0,0001 моль/л, а коэффициент активности – 1.

5. Установлено, что при pH 5,5 продукт считается высококачественным. Измерение концентрации ионов  $\text{OH}^-$ , показало, что она составляет 0,0001. Поясните, можно ли употреблять его в пищу (ответ обоснуйте).

### 7.7. Общая характеристика классификации неорганических веществ.

По числу химических элементов, входящих в состав веществ их подразделяют на простые и сложные.

**Простыми** называют вещества, которые состоят из атомов одного химического элемента (водород, железо и т.д.). Их подразделяют на металлы, неметаллы и благородные газы.

К металлам относят железо, медь, кальций, калий и другие простые вещества, образованные металлическими химическими элементами. Различают *типичные* металлы (образованы элементами I и II-ой групп, главных подгрупп, кроме бериллия), *промежуточные* и *переходные* металлы, например медь, цинк (промежуточные), олово, свинец и другие.

Неметаллические химические элементы образуют простые вещества, являющиеся *неметаллами*: кислород, хлор, углерод, кремний и т.д.

*Благородные газы* образованы элементами VIII группы главной подгруппы. Это гелий, неон, аргон, криптон, ксенон, радон. Раньше эти вещества называли «*инертные газы*», так как считалось, что они не способны к химическому взаимодействию с другими веществами. Однако в конце 60-х годов XX века было обнаружено, что они могут вступать в реакции с фтором и некоторыми другими веществами (криптон, ксенон). Молекулы этих газов одноатомны, в большинстве случаев они инертны, поэтому их используют в проведении процессов, где нужна инертная атмосфера, например, в научных исследованиях, при сварке металлов и т.д. Благородные газы способны вызывать цветное окрашивание, что применяется в рекламе, для создания цветного света в маяках. Гелий вместе с водородом применяют для заполнения воздушных шаров и дирижаблей, а смесь аргона с кислородом применяют при погружении в воду на большие глубины, так как эта смесь предотвращает «кессонную болезнь».

Вещества, образованные атомами различных химических элементов, называются **сложными**. Их подразделяют на несколько классов, наиболее важными среди которых являются оксиды, гидроксиды, соли, водородные соединения, галогенангидриды и др.

#### **Задания для самостоятельной работы**

1. Назовите группы неорганических веществ, исходя из числа химических элементов, их образующих, приведите по одному примеру таких веществ.
2. Чем отличается химический элемент от простого вещества?
3. Назовите наиболее важные классы простых веществ, приведите по одному примеру таких веществ.
4. Приведите два обоснованных примера использования человеком благородных газов.
5. Чем отличаются сложные вещества от простых (приведите два примера сложных веществ – названия и формулы).

## 7.8. Водородные соединения.

Среди сложных веществ выделяют группу соединений, которые образованы двумя химическими элементами – **бинарные вещества**. К ним относят **водородные соединения** – сложные вещества, состоящие из двух химических элементов, одним из которых является **водород**. Их подразделяют на водородные соединения типичных металлов (**гидриды**) и водородные соединения **неметаллов**. Рассмотрим эти классы водородных соединений.

**Гидриды** – вещества, состоящие из атомов металла и водорода. Это вещества **немолекулярной** структуры, **солеобразны**; водород в них играет роль типичного **неметалла**.

$C.O.H = -1$  (водород в этом случае подобен **галогенам**). Гидриды – активнейшие **восстановители**; это определяет области их применения. Наибольшее практическое значение имеют гидриды щелочных и щелочноземельных металлов: гидрид натрия (NaH), кальция (CaH<sub>2</sub>) и т.д..

Водородные соединения **неметаллов** интересны тем, что в них водород проявляет  $C.O. = +1$ . В этом случае он подобен **щелочным** металлам. По свойствам водородные соединения неметаллов подразделяют на **галогеноводороды** (соединения галогенов – элементов VII-ой группы, главной подгруппы), **халькогеноводороды** (соединения с элементами VI-ой группы, главной подгруппы, кроме кислорода), **пниктогеноводороды** (соединения элементов V-ой группы, главной подгруппы) и водородные соединения элементов IV группы главной подгруппы.

Водные растворы галогеноводородов (HCl, HF, HBr, HI) и халькогеноводородов (H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>Se, H<sub>2</sub>Te) проявляют **кислотные** свойства (бескислородные кислоты), так как связь в этих веществах сильно полярна и они диссоциируют по кислотному типу.

**Пниктогеноводороды** (соединения водорода с азотом и фосфором) в водных растворах проявляют **основные** свойства, так как за счет донорно-акцепторного механизма атомы этих элементов притягивает к себе катион водорода из молекулы воды.

Соединения водорода с углеродом, кремнием и германием (IV группа, главная подгруппа) плохо растворимы в воде; они **гидрофобны** (выталкиваются из воды, практически не растворяются в ней). Их водные растворы **не проявляют** ни кислотных, ни основных свойств, так как молекулы этих веществ малополярны, поэтому не имеют химического родства к воде.

### Задания для самостоятельной работы

1. Почему водородные соединения считают бинарными?
2. Почему по химическим свойствам различают несколько классов водородных соединений?
3. Что общего у галогеноводородов и халькогеноводородов и почему?
4. Чем отличаются водородные соединения элементов пятой группы главной подгруппы от других водородных соединений?
5. Почему водородные соединения являются активными восстановителями?

## 7. 9. Оксиды.

### 7.9.1. Основные понятия и классификация оксидов.

Сложные вещества, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород, называются **оксидами**.

Их относят к бинарным соединениям и они имеют довольно сложную классификацию. По степени окисления оксиды подразделяют на пероксиды и нормальные оксиды. Пероксиды являются единым классом оксидов, а нормальные оксиды по способности их взаимодействовать с гидроксидами подразделяют на солеобразующие и несолеобразующие. Солеобразующие в свою очередь подразделяют на осно'вные, кислотные и амфотерные.

### 7.9.2. Пероксиды.

В оксидах кислород проявляет различные степени окисления. Она всегда отрицательна и колеблется от долей единицы до «-2» и в пероксидах всегда *меньше* «-2».

**Пероксиды** – оксиды, в которых степень окисления кислорода меньше «-2» (-1; -0,5 и т.д.). Наибольшее значение имеют перекись водорода (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>); в этом веществе С.О.<sub>О</sub> = «-1»; пероксид натрия (Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>), пероксид калия (K<sub>2</sub>O<sub>4</sub>); С.О.<sub>О</sub> = «-0,5» и др.

Пероксиды металлов, в которых С.О.<sub>О</sub> = -1 считают солями пероксида водорода, так как последний в водных растворах обладает слабыми кислотными свойствами. **Пероксиды** – сильные *окислители*, но ввиду того, что С.О. кислорода в них является промежуточной величиной, они могут проявлять и восстановительные свойства:



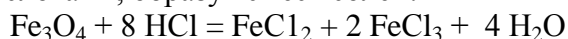
### 7.9.3. Общая характеристика и классификация нормальных оксидов.

#### *Несолеобразующие оксиды.*

В природе широко распространены **нормальные оксиды** – сложные вещества, состоящие из атомов химического элемента и кислорода, в них последний проявляет С.О = «-2».

Нормальные оксиды подразделяют на солеобразующие и несолеобразующие. Некоторые из нормальных оксидов являются солеобразными. К таким оксидам относится Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> [оксид железа(II,III); окись-закись железа]; его можно считать метаферритом железа(II), формула которого – Fe(FeO<sub>2</sub>)<sub>2</sub>, или графически: O = Fe – O – Fe – O – Fe = O

Солеобразные оксиды не являются собственно несолеобразующими, так как они вступают в реакцию с кислотами, образуя смесь солей:



**Несолеобразующими** называют оксиды, не реагирующие ни с кислотами, ни с щелочами с образованием соли и воды. Некоторые из них называют *безразличными*, но это название неудачно, так как они могут реагировать с некоторыми веществами. Наиболее важными несолеобразующими оксидами являются: СО – угарный газ, монооксид углерода, оксид углерода(II) [однако этот оксид в особых условиях может взаимодействовать с однокислотными щелочами, образуя формиаты]; NO – монооксид азота, оксид азота(II); N<sub>2</sub>O – закись азота, веселящий газ, оксид азота(I).

### 7.9.4. Общая характеристика солеобразующих оксидов и их важнейших классов.

Среди всего разнообразия оксидов наибольшее значение имеют солеобразующие оксиды, так как они являются классом соединений, с которых начинается эволюция неорганических веществ и они, как правило, начинают цепи превращений одних неорганических веществ в другие.

**Солеобразующими** называют оксиды, которые могут взаимодействовать либо с кислотами, либо со щелочами, либо и с теми и другими, образуя соль и воду.

В результате взаимодействия солеобразующих оксидов с гидроксидами степень окисления элемента, образующего данный оксид остается *неизменной* и получается одна соль. Эти оксиды могут реагировать с водой, и другими оксидами, а также вступать и в

другие химические реакции. Исходя из понятия «солеобразующий оксид» видно, что эту группу соединений можно разделить на три класса: осно́вные, кислотные и амфотерные оксиды.

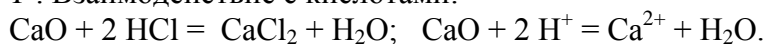
#### 7.9.5. Особенности основных оксидов.

**Осно́вными** называют оксиды, которые взаимодействуют с кислотами, образуя соль и воду. Ими являются оксиды типичных металлов (элементов I и II групп главных подгрупп, кроме бериллия), а также оксиды переходных элементов, образующих в свободном состоянии металлические простые вещества, если эти элементы проявляют низкие положительные степени окисления (+1, +2 и очень редко +3). Необходимо запомнить формулы следующих осно́вных оксидов:

$K_2O$ ,  $CaO$ ,  $BaO$ ,  $MnO$ ,  $Mn_2O_3$ ,  $CrO$ ,  $FeO$ ,  $Na_2O$ ,  $Cs_2O$ ,  $Rb_2O$ ,  $Ag_2O$ ,  $SrO$  и т.д.

Осно́вные оксиды проявляют ряд типичных химических свойств: взаимодействуют с кислотами, кислотными оксидами, иногда с водой; для некоторых из них характерны специфические свойства.

1<sup>0</sup>. Взаимодействие с кислотами:



2<sup>0</sup>. Осно́вные оксиды взаимодействуют с кислотными оксидами (как правило, при нагревании):  $CaO + CO_2 = CaCO_3$

3<sup>0</sup>. Осно́вные оксиды при сплавлении взаимодействуют с амфотерными оксидами (проявляют роль кислотных оксидов):  $CaO + ZnO = CaZnO_2$  (цинкат кальция)

4<sup>0</sup>. Осно́вные оксиды реагируют с водой – только те, которым соответствуют щелочи):

$FeO + H_2O \neq$  [гидроксид железа(II)↓ – нерастворим];



#### 7.9.6. Особенности кислотных оксидов.

**Кислотными** называют оксиды, реагирующие со щелочами с образованием соли и воды, при этом степень окисления элемента, образующего оксид не изменяется. Ими являются солеобразующие оксиды типичных неметаллов, а также оксиды металлических элементов в степенях окисления от «+5» до «+8», например,  $P_2O_5$ ,  $P_2O_3$ ,  $MnO_3$ ,  $Mn_2O_7$ ,  $CrO_3$  и др. Формулы кислотных оксидов легко составить, пользуясь периодической системой и правилом, приведенным выше.

Химические свойства кислотных оксидов многообразны, рассмотрим наиболее типичные из них.

1<sup>0</sup>. Кислотные оксиды взаимодействуют со щелочами.

Записывая уравнение взаимодействия кислотного оксида со щелочами или основными оксидами, применяют формальный прием: для нахождения формулы кислотного остатка к формуле кислотного оксида прибавляют формулу воды, находят формулу соответствующей кислоты, выделяют в ней кислотный остаток, а потом составляют формулу соли, образующейся в результате реакции. Рассмотрим типичные примеры реализации данного приема:

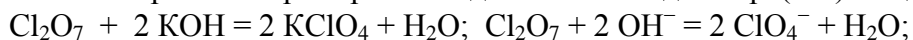
а)  $CO_2 + H_2O = H_2CO_3$ ; кислотный остаток –  $CO_3$ ; он двухвалентен.

б)  $Cl_2O_5 + H_2O = H_2Cl_2O_6 : 2 = H ClO_3$ ; кислотный остаток –  $ClO_3$ , он одновалентен;

в) Применим только для  $P_2O_5$  и  $As_2O_5$ ;  $H_2O + P_2O_5 = H_2P_2O_6 : 2 = HPO_3$ ;

$HPO_3 + H_2O = H_3PO_4$ , кислотный остаток –  $PO_4$ , он трехвалентен.

Рассмотрим как пример взаимодействие оксида хлора(VII) с гидроксидом калия:



2<sup>0</sup>. Кислотные оксиды в своем большинстве реагируют с водой, так как практически все кислоты растворимы (*диоксид кремния с водой не взаимодействует – кремниевые кислоты в воде нерастворимы*):



3<sup>0</sup>. Взаимодействуют с основными и амфотерными (как основными) оксидами (примеры уравнений см. 7.9.5, 2<sup>0</sup> и 7.9.6, 3<sup>0</sup>).

Возможны и другие свойства, специфические для конкретного кислотного оксида.

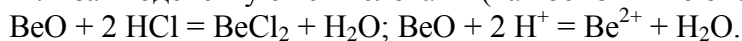
#### 7.9.7. Особенности амфотерных оксидов.

**Амфотерными** называют оксиды, которые могут взаимодействовать и с кислотами, и со щелочами, образуя соль и воду, т.е. они проявляют свойства и кислотных (реагируя со щелочами), и основных оксидов (взаимодействуя с кислотами).

Общего принципа, пользуясь которым можно точно определить амфотерность оксида, нет; однако оксиды элементов IV группы побочной подгруппы в С.О. = +4 являются *амфотерными*. Формулы наиболее важных амфотерных оксидов нужно *запомнить*. Оксидами, проявляющими примерно в одинаковой степени и осно́вные, и кислотные свойства, относятся: BeO, ZnO, SnO, PbO, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Ti<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Sb<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, SnO<sub>2</sub>, PbO<sub>2</sub>, MnO<sub>2</sub>, TiO<sub>2</sub>, ZrO<sub>2</sub>, HfO<sub>2</sub>; к амфотерным оксидам, у которых *преобладают* осно́вные свойства, относят: CuO, Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Co<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Ni<sub>2</sub>O<sub>3</sub>; у GeO<sub>2</sub> преобладают *кислотные* свойства. *Запомните формулы вышеперечисленных амфотерных и основных оксидов.*

Для амфотерных оксидов характерны общие химические свойства:

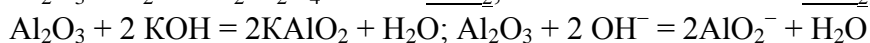
1<sup>0</sup>. Взаимодействуют с кислотами (как **осно́вные** оксиды)



2<sup>0</sup>. Реагируют со щелочами (как **кислотные** оксиды).

Уравнения реакций этих оксидов со щелочами можно записывать как с традиционных позиций, так и на основе теории комплексных соединений.

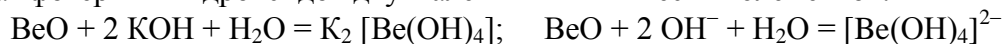
2<sup>0</sup>.1. С традиционных позиций эти уравнения записывают так же как и для кислотных оксидов, применяя тот же формальный прием (см. 7.9.5, 1<sup>0</sup>). Рассмотрим пример на реакции между оксидом алюминия и гидроксидом калия. Формальный прием:



Запись уравнений с традиционных позиций отражает реальные процессы для двухкислотных щелочей, например гидроксида кальция и т.д.

2<sup>0</sup>.2. С позиций теории комплексных соединений; такая запись отражает реально протекающие процессы для водных растворов однокислотных щелочей. Известны несколько разновидностей записи таких уравнений для оксидов элементов в разных степенях окисления.

1. Для амфотерных гидроксидов двухвалентных химических элементов:

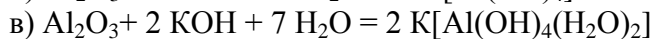
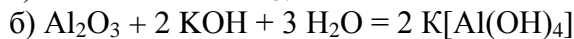


2. Для амфотерных гидроксидов трехвалентных химических элементов (кроме оксида алюминия):



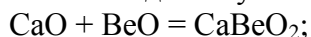
3. Для Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> этот процесс можно охарактеризовать тремя уравнениями:

а) аналогично Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>;

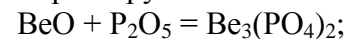


$\text{Al}_2\text{O}_3 + 2 \text{OH}^- + 7 \text{H}_2\text{O} = 2[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{HO})_2]^-$ ; последнее уравнение считается наиболее правильным

3<sup>0</sup>. Взаимодействуют при сплавлении с осно́вными оксидами (как **кислотные**):



4<sup>0</sup>. реагируют с кислотными оксидами (как **осно́вные**):



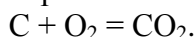
Возможны и другие свойства, характерные для конкретного амфотерного оксида.

#### 7.9.8. Получение оксидов.

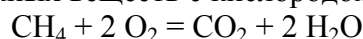
Способы получения оксидов весьма многообразны. Рассмотрим некоторые из них.



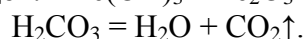
1\*. Оксиды получают при горении простых веществ на воздухе или в кислороде:



2\*. При взаимодействии сложных веществ с кислородом:



3\*. При разложении гидроксидов:  $2 Fe(OH)_3 = Fe_2O_3 + 3 H_2O \uparrow$ ;



4\*. При разложении солей:  $CaCO_3 = CaO + CO_2 \uparrow$  и др.

#### 7.9.9. Номенклатура оксидов.

В современной химической науке существует несколько подходов к номенклатуре (названию) оксидов

1. Международная номенклатура: сначала называют слово «оксид», потом русское название химического элемента в родительном падеже, и для элементов, которые имеют переменную валентность (степень окисления), указывают её в круглых скобках римской цифрой, например, FeO – оксид железа(II), Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – оксид железа(III) и д.

В некоторых случаях греческим числительным указывают число атомов кислорода и элемента, образующего оксид, например, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> – пентаоксид дифосфора; P<sub>4</sub>O<sub>6</sub> – гексаоксид тетрафосфора; Cu<sub>2</sub>O – оксид меди (I), или оксид димеди.

2. Историческая (тривиальная) номенклатура – все кислотные оксиды называют ангидридом соответствующей кислоты, например, Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub> – хлорный ангидрид, SO<sub>3</sub> – серный ангидрид и т.д. Некоторые оксиды имели собственные названия, например: CO – угарный газ; CO<sub>2</sub> – углекислый газ; Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> – железная окалина, магнетит, окись-закись железа; SO<sub>2</sub> – сернистый газ и др.

Если химический элемент образует только один оксид, то его называют словом «окись». Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – окись алюминия, MgO – окись магния. Если элемент образует два оксида, то тот оксид, в котором валентность меньшая, называют закисью, где большая – окисью, например, Cu<sub>2</sub>O – закись меди, а CuO – окись меди; FeO – закись железа, а Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – окись железа. Позднее окисью стали называть тот оксид, в котором на один атом элемента приходится один атом кислорода; если на один атом металла приходится два атома «О», то оксид называют двуокисью (диоксидом), три атома «О» – трехокисью; четыре атома «О» – четырехокисью. Оксиды типа Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> называют полутороксидами, типа N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> – полупятиоксид, Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub> – полусемиоксид и др.

#### Задания для самостоятельной работы

1. Почему оксиды относят к бинарным соединениям?
2. Составьте полную схему классификации оксидов.
3. Назовите известные вам классы оксидов; приведите пример оксида каждого класса.
4. Запишите уравнения реакций, характеризующие типичные свойства оксида бария, цинка и серы(VI).

5. Запишите уравнения реакций взаимодействия оксида алюминия, цинка, хрома(III) с позиций теории комплексных соединений (уравнения в трех формах).

## 7.10. Общая характеристика гидроксидов. Основания.

### 7.10.1. Общая характеристика гидроксидов.

Производными оксидов являются **гидроксиды** – сложные вещества, состоящие из трех элементов, два из которых – водород и кислород.

Большинство химических элементов способны образовывать гидроксиды. Исключение составляют благородные газы, фтор, водород и некоторые другие, поэтому гидроксиды различных элементов характеризуются весьма разнообразными, зачастую противоположными свойствами. По химическим свойствам гидроксиды подразделяют на кислоты, основания и амфотерные гидроксиды. Термин «амфотерное основание» *ненаучен (!!!)* его использование – **грубая ошибка**. Кислоты, содержащие кислород являются **гидроксидами!**

### 7.10.2. Общая характеристика оснований.

Одним из важнейших классов гидроксидов являются основания. Термин «основания» неоднозначен, так как его можно рассматривать с разных позиций. Рассмотрим некоторые из разновидностей этого понятия.

**Основания** – сложные вещества, состоящие из атомов металла и гидроксидных групп (ОН), способные взаимодействовать с кислотами, образуя соль и воду. [с позиций состава]

**Основания** – электролиты, диссоциирующие в водных растворах на катионы металла и анионы гидроксида (ОН<sup>-</sup>), определяющие все их общие свойства [с позиций теории электролитической диссоциации].

**Основания** – сложные вещества, являющиеся **акцепторами** (поглотителями) протонов [с позиций протолитической теории].

### 7.10.3. Номенклатура оснований.

**Международная** номенклатура оснований аналогична таковой для оксидов, только вместо слова «оксид» используют слово «гидроксид», например, Fe(OH)<sub>3</sub> – гидроксид железа(III); Ca(OH)<sub>2</sub> – гидроксид кальция и т.д.

**Историческая** (тривиальная) номенклатура: гидроксиды имеют свои специфические названия, например: гидрат закиси железа – Fe(OH)<sub>2</sub>; NH<sub>4</sub>OH – гидрат окиси аммония, аммиачный спирт (для растворов, в виде которых существует это основание); Ca(OH)<sub>2</sub> – гидроокись кальция, гашеная известь и т.д.

### 7.10.4. Классификация оснований.

Известны несколько классификаций оснований. Рассмотрим некоторые из них.

По **растворимости** основания подразделяют на растворимые и нерастворимые.

Растворимые в воде основания, являющиеся сильными электролитами называют **щелочами**. Щелочами являются гидроксиды элементов, образующих I-ю и II-ю группы главные подгруппы периодической системы, исключая гидроксиды бериллия и магния.

Все щелочи – **сильные** электролиты. Но не все **растворимые** основания – **щелочи**. Так гидроксид аммония (NH<sub>4</sub>OH) **растворимое** основание; являющееся **слабым** электролитом и не относится к **щелочам**.

Необходимо знать формулы наиболее важных щелочей: NaOH, KOH, LiOH, RbOH, CsOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, Sr(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub>, Ra(OH)<sub>2</sub>.

По **кислотности** различают одно-, двух-, трехкислотные основания.

**Кислотность основания** – число групп ОН, связанных с атомом металла в основании. Так, KOH – однокислотно, Ca(OH)<sub>2</sub> – двухкислотно и т.д.

### 7.10.5. Химические свойства оснований.

Основания – вещества, обладающие высокой химической активностью и разнообразными химическими свойствами, как общими для всего класса соединений, так

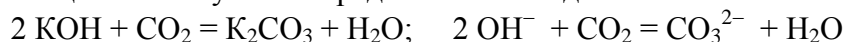
и специфическими свойствами. Общие свойства связаны с наличием в них гидроксогрупп, способных к отщеплению в водных растворах.

1<sup>0</sup>. Основания диссоциируют (см. 7.4.2.)

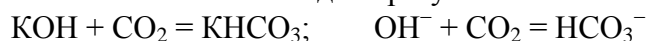
2<sup>0</sup>. Щелочи изменяют окраску индикаторов: лакмус синее, метилоранж становится желтым, а фенолфталеин – малиновым. Эти цвета индикаторов доказывают, что в растворе присутствует избыток гидроксид-ионов по сравнению с катионами катионами гидроксония  $\text{H}_3\text{O}^+$  (упрощено  $\text{H}^+$ ).

3<sup>0</sup>. Щелочи реагируют с кислотными оксидами:

3<sup>0</sup>.1. В избытке щелочи получается средняя соль и вода:



3<sup>0</sup>.2. В большом избытке кислотного оксида образуется кислая соль:



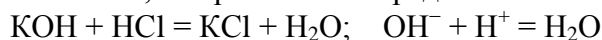
↘кислая соль – гидрокарбонат калия

Эта реакция протекает в две стадии: сначала образуется средняя соль, которая далее реагирует с избытком кислотного оксида и водой, образуя кислую соль.

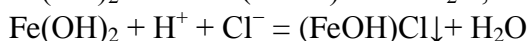
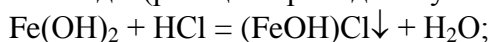
4<sup>0</sup>. Щелочи реагируют с амфотерными оксидами как при сплавлении, так и в растворах (см. 7.9.6, 2<sup>0</sup>).

5<sup>0</sup>. Основания реагируют с кислотами:

5<sup>0</sup>.1. Полный обмен, с образованием средней соли и вода:



5<sup>0</sup>.2. Неполный обмен в избытке многокислотного основания с образованием осно'вной соли и воды (реакция проходит в условиях особого перемешивания):



↘осно'вная соль – гидроксохлорид железа(II)

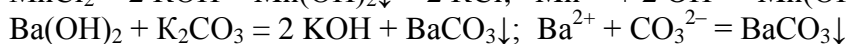
5<sup>0</sup>.3. Неполный обмен в избытке многоосновной кислоты с образованием кислой соли и воды:



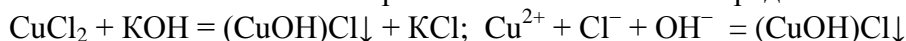
↘дигидрофосфат калия, кислая соль

6<sup>0</sup>. Щелочи взаимодействуют с водными растворами солей (практически нерастворимые соли не могут реагировать со щелочами):

6<sup>0</sup>.1. Полный обмен с образованием средней соли и основания:

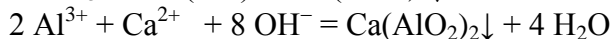
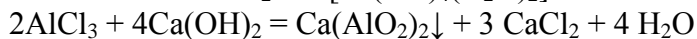
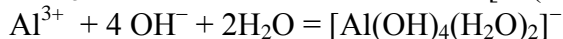
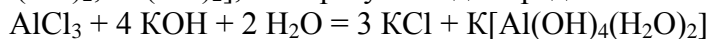


6<sup>0</sup>.2. Частичный обмен с образованием осно'вной и средней соли:

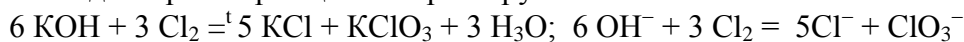


↘осно'вная соль

6<sup>0</sup>.3. Большой избыток щелочи с солями металлов, которым соответствует амфотерный гидроксид; в случае однокислотных оснований ( $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ) получается комплексная и средняя соли; если в реакцию вступают двухкислотные щелочи [ $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ], то образуются две средние соли и вода:



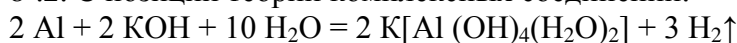
7<sup>0</sup>. Водные растворы щелочей реагируют с неметаллами:



8<sup>0</sup>. Взаимодействие водных растворов щелочей с переходными элементами в свободном состоянии ( $\text{Al}$ ,  $\text{Pb}$ ,  $\text{Sn}$ ,  $\text{Cr}$ ,  $\text{Fe}$ ,  $\text{Zn}$ ); уравнения этих реакций записывают или в традиционной форме или с позиций теории комплексных соединений (последнее – более правильно).

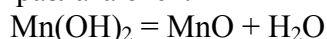
8<sup>0</sup>.1. Традиционно:  $2\text{Al} + 2 \text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O} = 2 \text{KAlO}_2 + 3 \text{H}_2\uparrow$

8<sup>0</sup>.2. С позиций теории комплексных соединений:



9<sup>0</sup>. Щелочи реагируют с амфотерными гидроксидами (последние проявляют роль кислот) [см. 7.12, 2<sup>0</sup>].

10<sup>0</sup>. Нерастворимые основания разлагаются:

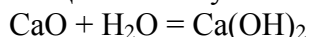


Для конкретных оснований характерны и специфические свойства, зависящие от их природы.

#### 7.10.6. Способы получения оснований.

Основания получают различными способами, Рассмотрим некоторые из них.

1. Щелочи получают при взаимодействии воды и оксида:

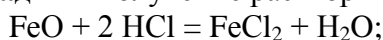


2. Щелочи можно получать при взаимодействии щелочного или щелочноземельного металла с водой:  $2 \text{K} + 2 \text{H}_2\text{O} = 2 \text{KOH} + \text{H}_2\uparrow$

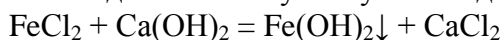
3. Нерастворимые основания получить непосредственно из оксидов действием на них водой нельзя! Их из *оксидов* получают в **две стадии**: в первой стадии на оксид действуют кислотой, получая растворимую соль; во второй стадии на соль действуют щелочью и получают нерастворимое основание! Таким образом, нерастворимые основания получают действием щелочи на растворимую соль.

Пример: гидроксил железа(II) можно получить действием на хлорид железа(II) щелочью:  $\text{FeCl}_2 + 2 \text{KOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + 2 \text{KCl}$ .

Если этот гидроксид нужно получить из оксида, то процесс проводят в две стадии: **1-я стадия** – получение растворимой соли:



**2-я стадия** – на полученную соль действуют щелочью:



#### Задания для самостоятельной работы

1. Назовите классы соединений, являющиеся гидроксидами, приведите примеры таких веществ.
2. Проанализируйте различные формулировки термина «основания», поясните, почему это понятие формулируется разными способами.
3. Назовите известные вам классы оснований, приведите по одному примеру каждого из них.
4. Запишите уравнения взаимодействия серной кислоты с гидроксидом алюминия в зависимости от соотношения взятых в реакцию веществ.
5. Запишите возможные уравнения реакций взаимодействия гидроксида натрия с хлоридом алюминия в трех формах.

## 7.11. Кислоты.

### 7.11.1. Общие сведения о кислотах.

Кислоты – «сборная» группа соединений, так как большая часть этих веществ является гидроксидами (кислоты, содержащие в своем составе кислород), а другая группа кислот – водные растворы галогено- и халькогеноводородов, не относящихся к гидроксидам.

Понятие «кислота» неоднозначно, поэтому существует несколько его определений:

**Кислоты** – сложные вещества, состоящие из кислотного остатка и атомов водорода, способных замещаться или обмениваться на атомы металла (исходя из состава и химических свойств кислот).

**Кислоты** – электролиты, диссоциирующие в водных растворах на анионы кислотного остатка и катионы водорода (точнее, катионы гидроксония  $\text{H}_3\text{O}^+$ ), которые определяют все их характерные свойства (исходя из теории электролитической диссоциации).

**Кислотами** называют вещества, являющиеся донорами (датчиками, источником) протонов (с позиций протолитической теории).

### 7.11.1. Классификация кислот.

Кислоты – многообразная группа соединений, поэтому имеют довольно сложную классификацию. Существует несколько классификаций кислот основанных на разных признаках. Рассмотрим некоторые из них.

**Первая** классификация основана составе кислот и наличии в их молекулах атомов кислорода. По этому признаку различают:

**Кислородные** кислоты их молекулы в кислотных остатках содержат атомы кислорода.

Это гидроксиды кислотных оксидов, например,  $\text{H}_2\text{CO}_3$  – угольная кислота; ее формулу можно записать и так:  $(\text{HO})_2\text{CO}$ , либо  $\text{CO}(\text{OH})_2$  – гидроксид углерода(IV), но традиционно при записи формул неорганических кислот на первом месте записывают символ водорода, потом индексом указывают число его атомов, затем записывают формулу кислотного остатка. Так, для угольной кислоты кислотный остаток имеет формулу  $\text{CO}_3$  и его валентность равна (II), а заряд аниона «–2». Формула аниона, соответствующего угольной кислоте: « $\text{CO}_3^{2-}$ ».

**Бескислородными** называют кислоты, в молекулах которых нет атомов кислорода.

Это водные растворы галогено- и халькогеноводородов:  $\text{HCl}$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  и другие. Итак, **бескислородные** кислоты являются *смесью воды* и галогено- (халькогено) водорода

**Вторая** классификация кислот основана на их основности.

**Основность кислоты** – число атомов водорода в ее молекуле, способных замещаться или обмениваться на атомы металла.

По основности кислоты подразделяют на одно-, двух-, трех- и полиосновные.

Наибольшая известная основность кислоты – 6 (для ортотеллуровой кислоты; см. Приложение 1). Одноосновными кислотам являются  $\text{HCl}$ ,  $\text{HPO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$  и т.д. Из формулы уксусной кислоты ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) видно, она в своем составе содержит 4 атома «Н»; но она одноосновна, так как в ней только один атом «Н» (в группе –  $\text{COOH}$ ) способен замещаться или обмениваться на атомы металла).  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$  – двухосновны;  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_4$  – трехосновны;  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$  – четырехосновна;  $\text{H}_5\text{IO}_6$  – пятиосновна;  $\text{H}_6\text{TeO}_6$  – шестиосновна

**Третья** классификация кислот основана на особенностях их взаимодействия с металлами. Согласно этому кислоты подразделяют на окислительные и неокислительные.

**Неокислительными** называют кислоты, при взаимодействии которых с металлами получают соль и *водород*.

Это большинство кислот, изучаемых в средней школе, например  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$  и т.д. Название «*неокислительные* кислоты» неудачно, так как любые кислоты окисляют металлы, но окислителями в этом случае являются катионы гидроксония.

**Окислительные** кислоты при взаимодействии с металлами образуют соль, воду и продукты восстановления аниона кислотного остатка ( $H_2$ , как продукт реакции при этом не образуется).

Наиболее важными окислительными кислотами являются концентрированная **серная** и **азотная** кислота всех концентраций, а также и концентрированная **селеновая** кислота. Окислительные кислоты *окисляют* металл *анионом кислотного остатка*.

По силе электролита различают сильные и слабые кислоты (**четвертая** классификация).

Азотистая, кремниевая, сернистая, сероводородная, угольная, фтористоводородная, циановодородная (синильная) и некоторые другие являются *слабыми* кислотами; азотная, серная, селеновая, хромовая, двуххромовая, хлорная, хлорноватая, метаиодная, марганцевая – сильные кислоты, а фосфорная(орто) и ортомышьяковая – электролиты средней силы.

Формулы наиболее важных в практическом отношении кислот *необходимо хорошо знать*. Сведения о номенклатуре кислот и кислотных остатков приведены в Приложении 1.

### 7.11.2. Химические свойства кислот.

Химические свойства кислот многообразны; они могут быть общими для всего класса этих веществ, а могут быть специфическими, отражающими природу данной кислоты. Общие химические свойства кислот обусловлены их способностью при диссоциации в водных растворах образовывать катионы гидроксония (условно обозначают  $H^+$ ).

1<sup>0</sup>. Диссоциируют, при этом многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато, а число стадий равно их основности (см. 7.4.1).

2<sup>0</sup>. Взаимодействуют с осно<sup>в</sup>ными и амфотерными гидроксидами; последние в данном случае играют роль осно<sup>в</sup>ных гидроксидов (*оснований*). Реакция может протекать различно (см. 7.10.5, 5<sup>0</sup>).

3<sup>0</sup>. Изменяют окраску индикаторов: лакмус и метилоранж становятся красными. Красный цвет лакмуса и метилоранжа доказывают наличие в водном растворе катионов водорода, точнее продукта взаимодействия  $H^+$  с  $H_2O$ , т.е.  $H_3O^+$  – катиона гидроксония. При написании уравнений диссоциации для упрощения записывают  $H^+$ .

4<sup>0</sup>. Взаимодействуют с основными и амфотерными оксидами (см. 7.9.5 и 6.1<sup>0</sup>)

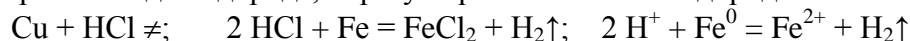
5<sup>0</sup>. Реагируют с солями; состав продуктов реакции зависит от соотношения реагентов; это свойство более подробно рассмотрено при характеристике свойств солей (см. 7.14.7, 2<sup>0</sup>). Помните, что *только* сильная кислота может вытеснить более слабую из ее соли:

$KCl + H_2CO_3 \neq$  так как угольная кислота слабее соляной и не может вытеснить последнюю из хлорида.

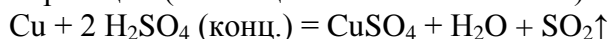
$K_2CO_3 + 2 HBr = 2 KBr + H_2O + CO_2 \uparrow$  (ионное уравнение напишите самостоятельно)

6<sup>0</sup>. Кислоты взаимодействуют с металлами:

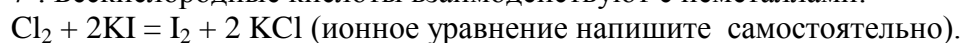
6<sup>0</sup>.1. Неокислительные кислоты взаимодействуют с металлами, находящимися в ряду напряжений до водорода, образуя при этом соль и водород:



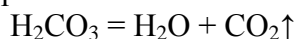
6<sup>0</sup>.2. Окислительные кислоты взаимодействуют с любыми металлами, образуя многообразные продукты реакции (см. общие свойства металлов):



7<sup>0</sup>. Бескислородные кислоты взаимодействуют с неметаллами:



8<sup>0</sup>. Кислородные кислоты разлагаются при нагревании, а иногда и при обычных условиях, например, угольная и сернистая кислоты.



Кислоты имеют свои специфические свойства, связанные с наличием у них различных кислотных остатков.

### 7.11.3. Способы получения кислот.

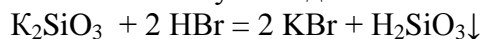
Кислоты получают разнообразными способами:

1. Растворимые кислородсодержащие кислоты получают взаимодействием ангидрида (кислотного оксида) и воды:  $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$

2. Бескислородные кислоты получают взаимодействием неметалла с водородом и последующим растворением полученного вещества в воде:

$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2 \text{HCl} \uparrow$ ; полученный газ (хлористый водород) растворяют в воде и получают соляную кислоту.

3. Слабые и нерастворимые кислоты получают действием на их соли сильных кислот:



Существуют и другие способы получения кислот.

### Задания для самостоятельной работы

1. Докажите, что кислоты являются гидроксидами, указав, какие из них гидроксиды.
2. Назовите классы кислот, которые Вам известны, приведите пример таких кислот.
3. Может ли сернистая кислота взаимодействовать с нитратом бария (обоснуйте)?
4. Можно ли получить  $\text{H}_2$  при взаимодействии цинка с азотной кислотой (обоснуйте)?
5. Напишите возможные уравнения реакций между гидроксидом цинка и фосфорной кислотой.

## 7.12. Амфотерные гидроксиды.

### 7.12.1. Общие сведения об амфотерных гидроксидах.

Рассмотренные в разделах 7.10 и 7.11 гидроксиды проявляли или осно́вные или кислотные свойства. Установлено, что существуют гидроксиды, которые в зависимости от условий могут проявлять как осно́вные, так и кислотные свойства.

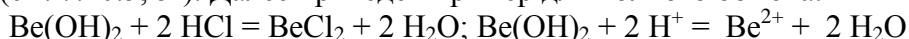
Гидроксиды, способные взаимодействовать и с кислотами, и со щелочами, потому что могут частично диссоциировать и как кислоты, и как основания, называются **амфотерными гидроксидами**.

Все амфотерные гидроксиды нерастворимы в воде и являются слабыми электролитами. Формулы наиболее важных амфотерных гидроксидов приведены в Приложении 2.

### 7.12.2. Обзор химических свойств амфотерных гидроксидов.

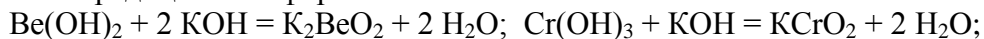
1\*. В водных суспензиях амфотерных гидроксидов реализуется равновесие (см. 7.4.3).

2\*. Взаимодействуют с кислотами, проявляя свойства *оснований*; реакции протекают аналогично (см. 7.10.5, 5<sup>0</sup>). Далее приведен пример для полного обмена:

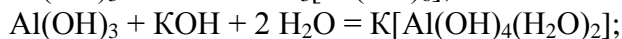


3\*. Реагируют со щелочами, проявляя свойства кислот. Уравнения, характеризующие это свойство, записывают как в традиционной форме, так и с позиций теории комплексных соединений. Рассмотрим примеры.

3\*.1. Традиционная форма:

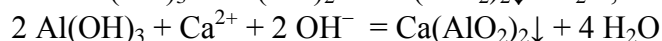
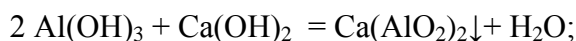


3\*.2. С позиций теории комплексных соединений:



Уравнение реакции взаимодействия гидроксида алюминия со щелочью можно записать еще двумя способами: аналогично таковому для гидроксида хрома(III), а также уравнением, в котором продукт реакции имеет формулу  $\text{Me}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ , где  $\text{Me}^+$  – ион одновалентного металла.

Когда амфотерные гидроксиды взаимодействуют с двухкислотными щелочами, то получаются нерастворимые соли соответствующих метакислот (комплексных соединений в этом случае не образуется), поэтому уравнения реакций записывают только в традиционной форме:



4\*. Разлагаются при нагревании:  $\text{Be}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{BeO} + \text{H}_2\text{O}$

Для амфотерных гидроксидов характерны и другие свойства, зависящие от их природы.

Амфотерные гидроксиды получают как и нерастворимые основания (см. 7.10.6).

### Задания для самостоятельной работы

1. Поясните сущность термина «амфотерность», основываясь на свойствах амфотерных оксидов и гидроксидов.

2. Что общего и чем отличаются амфотерные гидроксиды от кислот и оснований?

3. Напишите возможные уравнения реакций между гидроксидом калия и гидроксидом алюминия с традиционных позиций и позиций теории комплексных соединений.

4. Напишите уравнения реакций между гидроксидом бария и гидроксидом хрома(III) в трех формах.

5. Назовите вещества (из приведенных в задании), с которыми будет взаимодействовать гидроксид цинка, записав соответствующие уравнения реакций: серная кислота (а), гидроксид железа(II) [б], угольная кислота (в), гидроксид кальция (г).



### 7.13. Причины проявления разными гидроксидами осно́вных, кислотных и амфотерных свойств.

Способность отдельных гидроксидов проявлять кислотные, осно́вные или те и другие свойства (быть амфотерными) связана с их способностью диссоциировать в водных растворах по типу кислоты, основания или по тому и другому типам.

Способность к диссоциации по тому или другому типу зависит от полярности связи «Н – О» и «Э – О» в гидроксиде, а полярность связи связана со степенью окисления элемента и радиусом его атома.

Гидроксид «Э – О – Н» будет диссоциировать как **основание**, если полярность связи «Э – О» будет значительно больше, чем таковая для «Н – О», так как молекула (условная молекула) «Э – О – Н», попадая в воду, будет вызывать координацию диполей воды по месту своего диполя, который располагается на месте связи «Э – О». Так диссоциирует «К – О – Н», потому, что степень окисления калия невелика (+1), а радиус его атома достаточно велик.

Гидроксид диссоциирует как **кислота**, если полярность связи «Н – О» будет больше таковой для связи «Э – О» (причина этого явления рассмотрена выше). Так, метафосфорная кислота (Н – О – РО<sub>2</sub>) будет диссоциировать по типу кислоты, за счет того, что полярность связи «Н – О» значительно больше таковой для связи «Р – О», так как атом фосфора имеет степень окисления «+5» и радиус его атома невелик.

Гидроксид диссоциирует и как **кислота**, и как **основание (амфотерен)**, если полярности связей «Н – О» и «Э – О» приблизительно одинаковы или незначительно различаются: в данном случае вероятность ориентации диполей воды около атомов водорода и атомов элемента, образующего гидроксид, примерно одинаковы, поэтому возможность диссоциации, как по типу кислоты, так и по типу основания равновероятна. Это имеет место в «условной молекуле» гидроксида бериллия (Н – О – Ве – О – Н): полярность связи «Н – О» примерно равна таковой для «Ве – О» за счет того, что атом бериллия имеет степень окисления «+2», а радиус его атома относительно мал.

Необходимо отметить, что у гидроксидов с **ростом степени окисления элемента и уменьшением величины радиуса атома, элемента, образующего гидроксид, усиливаются кислотные и ослабевают осно́вные свойства.**

Так, радиус атома кальция значительно больше такового для цинка, поэтому гидроксид цинка амфотерен, а гидроксид кальция является сильным основанием (степени окисления атомов обоих элементов одинаковы).

Влияние величины степени окисления при приблизительно одинаковом радиусе атома легко просматривается на гидроксидах хрома разных степеней окисления: так гидроксид хрома(II) [Cr(OH)<sub>2</sub>] является основанием; гидроксид хрома(III) [Cr(OH)<sub>3</sub>] амфотерен, а гидроксид хрома(VI) [хромовая кислота; H<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>] проявляет сильные кислотные свойства.

#### **Задания для самостоятельной работы**

1. Почему гидроксидная группа в разных химических соединения обуславливает различные химические свойства?
2. К каким гидроксидам относится гидроксид серы(IV); обоснуйте?
3. К каким гидроксидам относится гидроксид цинка, (обоснуйте)?
4. Как зависят свойства гидроксидов от степени окисления (а), от радиуса атома, образующего гидроксид (б)?

## 7.14. Соли.

### 7.14.1. Общие сведения о солях.

Соли являются комплексом классов неорганических соединений; кроме этого есть соли органических кислот. Понятие «соль» неоднозначно, его можно трактовать с разных позиций. С точки зрения состава: **соли** – сложные вещества, состоящие из катионов и анионов; катионами могут быть как ионы металла, так и другие ионы (аммония, фосфония, производные аминов, гидроксидированные катионы и др.); анионы, образованы кислотными остатками.

С позиций теории электролитической диссоциации: **соли** – электролиты, диссоциирующие в водных растворах на катионы металла и анионы кислотного остатка (могут образовываться и другие катионы – аммония, фосфония, гидроксидированные катионы, катионы – производные различных аминов и т.д.).

Соли имеют сложную классификацию. Их подразделяют на средние, кислые, основные, комплексные и двойные, оксосоли и др.

### 7.14.2. Средние и двойные соли.

**Средними** называются соли являющиеся продуктами полного замещения или обмена атомов водорода на атомы металла в молекулах кислот или полного обмена гидроксогрупп на кислотные остатки в условных молекулах оснований.

Номенклатура средних солей достаточно сложна и многообразна. Различают тривиальную (историческую), традиционную и систематическую номенклатуры.

По традиционной номенклатуре вначале называют анион, потом металл в родительном падеже и, если металл имеет переменную степень окисления, то указывают ее.  $K_3PO_4$  – фосфат калия или ортофосфат (синонимы);  $Fe(MnO_4)_3$  – перманганат железа(III) и др. Нужно записывать формулы солей по названиям и по формуле определять название соли.

Тривиальные названия:  $K_2CO_3$  – поташ;  $Na_2CO_3$  – кальцинированная сода и др.

Систематическая номенклатура находится в стадии внедрения. Суть её состоит в том, что сначала греческим числительным называют число атомов кислорода, затем называют кислотообразующий элемент с окончанием «ат», далее в скобках указывают его валентность (если она переменна), потом металл и степень его окисления. Так соль, формула которой  $K_2CO_3$  называется триоксокарбонат калия.

**Двойными** называют соли, которые содержат или два катиона, химически связанные с одним анионом (1-й тип), или с одним катионом связаны два разных аниона (2-й тип).

Более распространен первый тип двойных солей.

$KAl(SO_4)_4$  – сульфат калия-алюминия. Эти соли в природе встречаются в виде кристаллогидратов и называются квасцами. Так, эта соль в форме квасцов имеет формулу:  $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$  – алюмокалиевые квасцы.

Двойные соли можно отнести к комплексным солям, но, в отличие от последних, они в водных растворах практически целиком распадаются на ионы и в этом случае представляют смесь двух растворимых солей, например, алюмокалиевые квасцы в водном растворе представляют смесь растворенных сульфатов калия и алюминия.

### 7.14.3. Общая характеристика кислых солей.

**Кислыми** называют соли, являющиеся продуктами неполного замещения или обмена атомов водорода в молекулах многоосновных кислот на атомы металла; в своем составе они содержат атомы водорода, способные замещаться или обмениваться на атомы металла.

При составлении формул и названий кислых солей применяют правила:

1\*. Водород входит в состав аниона, который называется *гидрогенизированным*; водород, входящий в состав кислых солей, способен замещаться или обмениваться на атомы металла.

2\*. Валентность гидрогенизированного аниона равна разности числа атомов водорода (способного к обмену или замещению) в молекуле кислоты и в одном кислотном остатке;

3\*. Название кислотной соли составляют так: сначала греческим числительным (1 – не называют; 2 – ди; 3 – три; 4 – тетра; 5 – пента; 6 – гекса и т.д.) называют число атомов «Н» в одном кислотном остатке, потом «Н» словом «гидро», затем кислотный остаток, металл и его валентность.

Например:  $\text{Fe}_2(\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7)_3$ ;  $\text{B}(\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7) = 2$ , так как исходная кислота имеет формулу:  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ; от числа 4 отнимаем 2. Соль называется дигидропирофосфат железа(III).

Составление формул кислотных солей: первоначально записывают химический знак металла, над которым указывают его валентность. Потом на незначительном расстоянии записывают знак водорода и индекс, указывающий, сколько атомов водорода в кислотном остатке, после чего записывают формулу кислотного остатка, определяют валентность гидрогенизированного кислотного остатка, суммируя общую степень окисления водорода и остатка кислоты, затем находят наименьшее общее кратное между валентностью металла и гидрогенизированного кислотного остатка; разделив полученное число на валентность металла, находят число его атомов. Аналогично находят число гидрогенизированных кислотных остатков.

Задание 1. Составьте формулу гидроарсената марганца(IV). Записываем:  $\text{Mn HAsO}_4$ . Заряд гидрогенизированного аниона определяют так:  $[+1 \cdot 1 + (-3)] = \ll -2 \gg$  (1 атом водорода, степень его окисления «+1», заряд аниона «-3»). Наименьшее общее кратное – 4. Необходимо взять один атом марганца (4:4=1), с два (4:2=2) гидрогенизированных кислотных остатка. Окончательно записываем:  $\text{Mn}(\text{HAsO}_4)_2$ .

Задание 2. Запишите формулу тригидроортотеллурата марганца(II).

Кислотный остаток, содержащий водород;  $\text{H}_3\text{TeO}_6$ . Его валентность равна III (6 – 3), так как соответствующая кислота:  $\text{H}_6\text{TeO}_6$ . Формула соли:  $\text{Mn}_3(\text{H}_3\text{TeO}_6)_2$ .

Кислые соли по характеру диссоциации подразделяют на *истинно-кислые* и *ложно-кислые* (последние в водных растворах являются смесью средней соли и кислоты) [см. 7.4.4, 2<sup>0</sup>].

#### 7.14.4. Общая характеристика осно́вных солей.

**Осно́вными** называют соли, являющиеся продуктами неполного обмена гидроксидных групп (ОН) в многокислотных основаниях на кислотные остатки.

Составляя формулы и названия осно́вных солей применяют правила:

1\*. Гидроксидная группа входит в состав катиона, который называется «гидроксидированным».

2\*. Валентность гидроксидированного катиона равна разности между валентностью металла и числом групп «ОН» в одном катионе.

3\*. Название осно́вной соли составляют аналогично таковому для кислотных солей, только греческим числительным называют число групп «ОН» в *одном* гидроксидированном катионе, а группу «ОН» называют словом «гидроксо». В систематической номенклатуре называют анион, потом гидроксидированный катион по рассмотренному правилу 3\*.

Так соль, формула которой:  $(\text{FeOH})_3(\text{PO}_4)_2$  содержит гидроксидированный катион « $\text{FeOH}^{2+}$ », его  $\text{B}(\text{FeOH}) = \text{II}$ , так как  $\text{B}_{\text{Fe}} = \text{III}$ , в одном катионе одна группа «ОН», следовательно:  $3 - 1 = 2$ . Соль называется: гидроксофосфат железа(III) или фосфат гидроксожелеза(III) – по систематической номенклатуре.

Формулы осно́вных солей составляют так: Сначала записывают химический знак металла, рядом с ним – формулу гидроксидной группы; далее на небольшом расстоянии записывают формулу кислотного остатка. Определяют валентность гидроксидированного катиона, находят наименьшее общее кратное между валентностью гидроксидированного катиона и валентностью кислотного остатка, делят последнее на валентность

гидроксидированного катиона, находя число катионов. Аналогично определяют число кислотных остатков.

**Задание 1.** Напишите формулу тригидроксоселената титана(IV); [это гипотетическое соединение; оно неустойчиво, превращается в оксосоль, выделяя воду].

Записываем знак титана, рядом с ним – «ОН» и индексом указываем, что этих групп – 3; на небольшом расстоянии записываем формулу остатка селеновой кислоты, определяем заряд гидроксидированного катиона ( $+4 - 3 = +1$ ), т.е. его валентность – I;  $\{\text{Ti}(\text{OH})_3\}^+$  – формула гидроксидированного катиона; валентность остатка селеновой кислоты – II; наименьшее общее кратное – 2; в условной молекуле соли один кислотный остаток ( $2:2 = 1$ ) и два гидроксидированных катиона ( $2 : 1 = 2$ ). Формула соли:  $\{\text{Ti}(\text{OH})_3\}_2\text{SeO}_4$ ;

**Задание 2.** Составьте формулу дигидроксоманганата железа(III). Формула гидроксидированного катиона  $\{\text{Fe}(\text{OH})_2\}^+$ , его валентность – I ( $3 - 2 = 1$ ), так как  $V_{\text{Fe}} = \text{III}$ ; в катионе 2 группы «ОН»; манганат-ион –  $\text{MnO}_4^{2-}$ . Формула соли:  $(\text{Fe}(\text{OH})_2)_2\text{MnO}_4$ .

По характеру диссоциации осно́вные соли подразделяют на *истинно-осно́вные* и *ложно-осно́вные* (см. 7.4.4, 3<sup>0</sup>).

К ложно-осно́вным солям относятся соли кальция, бария, стронция и радия. Они в водных растворах являются смесью щелочи и средней соли.

#### 7.14.5. Общая характеристика комплексных солей.

**Комплексными** называются соли, в которых кроме других видов связи реализуется ковалентная связь по донорно-акцепторному механизму.

Комплексные соли являются классом более обширной группы веществ – комплексных соединений, которые могут быть кислотами  $\{\text{H}_2[\text{SiF}_6]\}$ , основаниями  $\{\text{Cu}(\text{NH}_3)_4(\text{OH})_2\}$ , и солями ( $[\text{NH}_4]\text{Cl}$ ).

Комплексное соединение, в т.ч. и соль состоит из *комплексной* части (катиона или аниона) и ионов *внешней* сферы; иногда они состоят только из комплексной части, например карбонилы  $\{\text{Fe}(\text{CO})_5$  пентакарбонил железа $\}$ .

Так, в хлориде аммония ( $[\text{NH}_4]\text{Cl}$ ) катионы аммония –  $[\text{NH}_4]^+$  являются комплексной частью, а анионы  $\text{Cl}^-$  составляют внешнюю сферу. В красной кровяной соли  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  ион  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$  – комплексный анион, а ионы  $\text{K}^+$  образуют внешнюю сферу.

Заряд комплексного иона определяют по заряду ионов внешней сферы: он равен по величине, но противоположен по знаку суммарному заряду ионов внешней сферы.

Комплексный ион состоит из *атома-комплексообразователя* и связанных с ним *лигандов*. В катионе аммония ( $[\text{NH}_4]^+$  или  $[\text{H}\cdot\text{NH}_3]^+$ )  $\text{H}^{+1}$  – атом комплексообразователь;  $\text{NH}_3$  – лиганд. В ионе  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$   $\text{Fe}^{+3}$  – атом комплексообразователь;  $(\text{CN})^-$  – лиганды.

Атом-комплексообразователь характеризуется степенью окисления; ее определяют из алгебраического уравнение на основе правила: «**суммарная величина всех степеней окисления в комплексном ионе равна заряду этого иона**». У водорода в ионе аммония она равна «+1», а у железа в  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$  – «+3» (ион  $[\text{CN}]^{1-}$  имеет заряд «-1»: составляем уравнение « $x + (-1) \cdot 6 = -3$ ; откуда  $x = +3$ »).

В комплексном ионе имеются связи по обменному механизму (когда С.О. атома комплексообразователя и лигандов имеют противоположные знаки; если лиганды – нейтральные молекулы, то связи возникают только донорно-акцепторному механизму), число которых равно С.О. атома комплексообразователя и связи по донорно-акцепторному механизму, число которых равно разности между числом лигандов, образующих одну связь, и С.О. комплексообразователя. В схемах донорно-акцепторная связь показывают прерывистой чертой, а связь по обменному механизму – непрерывной чертой.

В комплексных ионах донором электронов является лиганд, атом-комплексообразователь – акцептор электронов

Важной характеристикой атома-комплексобразователя является *координационное число* (к.ч.) – число лигандов, образующих одну химическую связь с атомом-комплексобразователем.

В рассмотренных комплексных солях к.ч.(H<sup>+</sup>) = 1; к.ч.(Fe<sup>3+</sup>) = 6.

Приведем значения координационных чисел некоторых атомов комплексобразователей (их рекомендуется запомнить):

H<sup>+</sup> – 1; Cu<sup>2+</sup>, Zn<sup>2+</sup>, Sn<sup>2+</sup>, Fe<sup>2+</sup> → 4; Ag<sup>+</sup> → 2; Al<sup>3+</sup>, Sn<sup>4+</sup>, Pb<sup>4+</sup>, Fe<sup>3+</sup>, Cr<sup>3+</sup> → 6.

Номенклатура комплексных солей сложна и многообразна. Существуют как исторические (тривиальные), так и систематические названия этих солей.

Примеры тривиальных названий: K<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>] – красная кровяная соль; K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>] – желтая кровяная соль и т.д.

В систематической номенклатуре солей, содержащих комплексный анион, сначала греческим числительным называют число лигандов в одном ионе, потом лиганд: «H<sub>2</sub>O» – аква; «NH<sub>3</sub>» – аммино; «Cl» – хлоро; «F» – фторо; «Br» – бромо; «OH» – гидроксо; «CN» – циано; «SCN» – родано и др.; далее называют атом-комплексобразователь с окончанием «ат» и в скобках римской цифрой указывают его С.О. Завершают название комплексной соли названием катионов внешней сферы в родительном падеже: K<sub>3</sub>[AlF<sub>6</sub>] – гексафтороалюминат калия; K<sub>2</sub>[PtCl<sub>6</sub>] – гексахлороплатинат(IV) калия и т.д.

Для солей, содержащих комплексный катион сначала называют кислотный остаток, потом число лигандов в катионе, затем лиганд, атом-комплексобразователь в творительном падеже, и в скобках указывают степень его окисления римской цифрой:

[Fe(H<sub>2</sub>O)<sub>6</sub>]Cl<sub>3</sub> – хлорид гексаакважелеза(III); [Cu(NH<sub>3</sub>)<sub>4</sub>]SO<sub>4</sub> – сульфат тетраамминомеди(II) и т.д.

Примеры наиболее важных комплексных солей: NH<sub>4</sub>Cl – хлорид аммония (нашатырь); K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>] – гексациано-феррат(II) калия; K<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>] – гексацианоферрат(III) калия; K<sub>3</sub>[Cr(OH)<sub>6</sub>] – гексагидроксохромат(III) калия и т.д.

Комплексные соли получают из более простых солей или при взаимодействии аммиака или аминов с кислотами, а также другими способами.

Представления о комплексных соединениях важны для понимания особенностей взаимодействия амфотерных оксидов и гидроксидов со щелочами. Кроме того, эти соединения широко распространены в природе и широко применяются в деятельности человека.

#### 7.14.6. Химические свойства солей.

Химические свойства солей многообразны, они зависят от природы аниона, катиона, от их совместного присутствия. Рассмотрим наиболее типичные их свойства.

1\*. Соли – ионные соединения немалекулярной структуры, поэтому в воде они подвергаются диссоциации (см. 7.4.4).

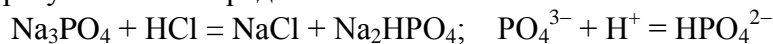
2\*. Взаимодействие солей с кислотами многообразно; состав продуктов реакции зависит от условий проведения реакции. Рассмотрим наиболее типичные случаи.

2\*.1. Полный обмен – взаимодействие соли слабой кислоты с сильной кислотой:  
CaCO<sub>3</sub> + 2 HCl = CaCl<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O + CO<sub>2</sub>↑; CaCO<sub>3</sub> + 2 H<sup>+</sup> = Ca<sup>2+</sup> + H<sub>2</sub>O + CO<sub>2</sub>↑

2\*.2. Полный обмен – взаимодействие соли сильной кислоты с сильной кислотой, если образуется осадок, нерастворимый в разбавленном растворе сильной кислоты:



2\*.3. Неполный обмен соли слабой многоосновной кислоты с более сильной кислотой; образуется смесь средней и кислой солей.

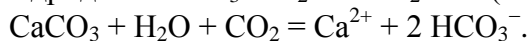


2\*.4. Сухие соли летучих сильных кислот (HCl, HI, HBr) реагируют с концентрированными растворами сильных нелетучих кислот (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SeO<sub>4</sub>), образуя галогеноводород и соль (йодиды и бромиды, реагируя с этими кислотами, не образуют HI и HBr, так как они окисляются концентрированной серной и селеновой кислотами до I<sub>2</sub> и

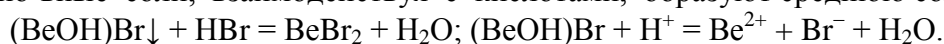
Br<sub>2</sub>; для HBr – при нагревании); в отсутствие нагревания получается кислая соль, а при нагревании – средняя соль.  $KCl_{\text{сух. соль}} + H_2SO_{4(\text{конц})} = KHSO_4 + HCl \uparrow_{\text{без нагревания}}$   
 $2 KCl_{\text{сух. соль}} + H_2SO_{4(\text{конц})} = K_2SO_4 + 2 HCl \uparrow$

**Примечание.** Соли сильных кислот не реагируют с более слабыми кислотами; не взаимодействуют они и с сильными кислотами, если не образуется осадок:  $KBr + HCl \neq$

2\*. 5. Многоосновные кислоты взаимодействуют с собственными солями, образуя кислые соли; в случае легколетучей кислоты реакции протекают между солью, водой и ангидридом:  $CaCO_3 + H_2O + CO_2 = Ca(HCO_3)_2$ ;

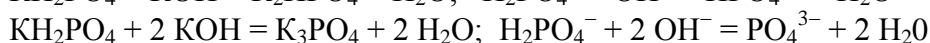
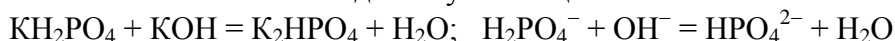


2\*. 6. Основные соли, взаимодействуя с кислотами, образуют среднюю соль и воду:



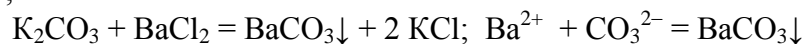
3\*. Соли взаимодействуют с водными растворами щелочей (см. 7.10.5, 6<sup>0</sup> – для средних солей 1 – 3).

3\*. 4. Кислые соли взаимодействуют со щелочами:



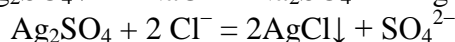
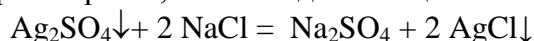
4\*. Соли взаимодействуют друг с другом:

4\*. 1. Взаимодействие растворов солей, если в результате реакции образуется осадок:  $CaCO_3 \downarrow + KCl \neq$ ;



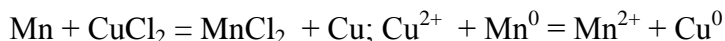
4\*. 2. Состав продуктов реакции зависит от возможности гидролиза получающихся продуктов реакции (см. 7.22).

4\*. 3. Взаимодействие малорастворимых солей с водными растворами солей, если продукты реакции менее растворимы, чем исходные вещества:

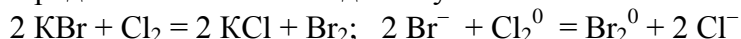


Растворимость сульфата серебра(I) значительно больше таковой для хлорида серебра. Для решения вопроса о возможности протекания подобных реакций необходимо использовать сведения о растворимости из справочников, где эта величина указана количественно.

5\*. Соли взаимодействуют с металлами согласно ряда напряжений (подробнее см. металлы):

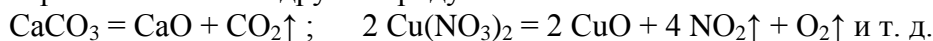


6\*. Соли бескислородных кислот взаимодействуют с галогенами:



7\*. Соли подвергается гидролизу (см. 7.22).

8\*. Соли разлагаются при нагревании в общем случае на оксиды, однако некоторые соли разлагаются и на другие продукты:



### **Задания для самостоятельной работы:**

1. Назовите основные классы солей (не менее пяти), приведите примеры солей каждого класса.

2. Запишите формулу перхлората бария и уравнение его реакции с гидроксидом натрия.

3. Запишите формулу желтой кровяной соли и назовите составные части этого вещества, отражающие строение комплексных солей; приведите её систематическое название.

4. Запишите формулу гидрофосфата алюминия, назовите класс солей.

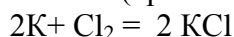
5. Запишите формулу сульфата дигидроксожелеза(III), назовите класс солей.

## 7.15. Получение солей.

### 7.15.1. Получение средних солей.

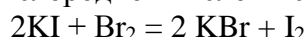
Способы получения средних солей весьма многообразны. Рассмотрим некоторые наиболее важные из них.

1\*. Взаимодействие металла с неметаллом (кроме кислорода)



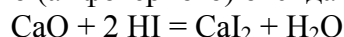
2\*. Реакцией соли с металлом:  $FeCl_3 + Al = AlCl_3 + Fe$

3\*. Взаимодействием соли бескислородной кислоты с неметаллом:

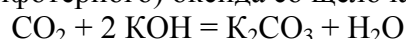


4\*. Реакцией между основным и кислотным оксидами (сюда включаются и амфотерные оксиды, которые при известных условиях проявляют себя то как основные, то как кислотные):  $3BeO + P_2O_5 = Be_3(PO_4)_2$

5\*. Взаимодействием основного (амфотерного) оксида с кислотой:

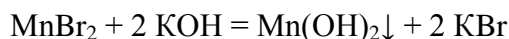


6\*. Реакцией кислотного (амфотерного) оксида со щелочами:



7\*. Взаимодействием основания с кислотой:  $HI + KOH = KI + H_2O$

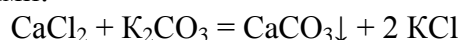
8\*. Реакцией между основанием и солью:



9\*. Взаимодействием кислот и соли:



10\*. Реакцией между солями:



11\*. Взаимодействием кислоты с металлом:  $Be + 2HBr = BeBr_2 + H_2 \uparrow$

12\*. Реакцией между щелочью и неметаллом:

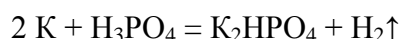


Существуют и другие способы получения средних кислот, например, взаимодействие аммиака и аминов с кислотами и т.д.

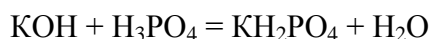
### 7.15.2. Получение кислых солей.

Кислые соли получают разнообразными способами. Рассмотрим некоторые из них.

1\*. Неполное замещение атомов водорода на атомы металла в молекулах многоосновных кислот:



2\*. Неполный обмен атомов водорода на атомы металла в молекулах многоосновных кислот:



3\*. Взаимодействием многоосновных кислот с собственными солями:

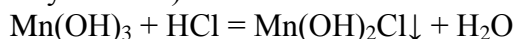


Существуют и другие способы получения кислых солей.

### 7.15.3. Получение осно'вных солей.

Основные соли получают разнообразными способами. Рассмотрим некоторые из них.

1\*. Неполным обменом гидроксидных групп в многокислотных основаниях на кислотные остатки (в особых условиях).



2\*. Взаимодействием избытка средних солей со щелочами:



Существуют и другие способы получения основных солей.

### Задания для самостоятельной работы

1. Получите фосфат натрия пятью способами.
2. Получите гидрофосфат двумя способами.

3. Получите сульфат дигидроксожелеза(III) двумя способами.

### 7.16. Гидролиз солей.

#### 7.16.1. Основные понятия.

Гидролиз – важнейшее химическое свойство воды, играющее большую роль в Природе и жизни человека. В широком смысле – **гидролизом** называют процессы разложения веществ водой, при которых в завершающих стадиях получают соединения, из которых было получено гидролизуемое вещество.

Гидролизу подвергаются органические (нуклеиновые кислоты, белки, жиры, олиго- и полисахара и т.д.) и неорганические (соли и т.д.) вещества. Так, при полном гидролизе белков образуется смесь природных альфа-аминокислот. В данном разделе рассматривается гидролиз солей.

**Гидролиз солей** – это реакции обменного разложения солей водой, при котором ионы, образующие соль, реагируют с ионами, образующими воду ( $H^+$  и  $OH^-$ ) (упрощенно)

Гидролиз – обратимый процесс, он характеризуется степенью и константой гидролиза.

**Степень гидролиза ( $h$ )** – это отношение молярной концентрации соли, подвергшейся гидролизу к общей молярности соли в растворе:

$$h = C_{\text{м,гидр}}/C_{\text{м,общ}} \quad (7.20)$$

Степень гидролиза увеличивается с уменьшением концентрации раствора (увеличением разбавления), увеличением температуры. Гидролиз – эндотермический процесс, поэтому при повышении температуры он усиливается. Для замедления процессов гидролиза необходимо уменьшить температуру увеличить концентрацию раствора. В некоторых условиях гидролиз соли может протекать полностью («до конца»).

Если гидролиз многостадийен, то степень гидролиза каждой ступени уменьшается, т.е.  $h_{1\text{ст}} > h_{2\text{ст}}$ , что нужно указывать при характеристике гидролиза.

#### 7.16.2. Способы описания процессов гидролиза солей.

Гидролиз многих солей многостадийен, вероятность протекания разных стадий различна, поэтому процессы гидролиза описывают разными способами.

Способ первый: записывают краткие ионные уравнения первых ступеней (стадий) гидролиза, указывают характер реакции среды. Этот способ не позволяет выявить глубину понимания обучающимися сущности процессов гидролиза, поэтому **не является рациональным**.

Второй способ состоит в том, что записывают уравнения реакций гидролиза в трех формах только для первой стадии. Этот способ более полный, чем первый, но он имеет те же недостатки.

При характеристике гидролиза третьим способом записывают уравнения процессов гидролиза для тех стадий (в трех формах), которые при стандартных условиях ( $25^{\circ}\text{C}$ ,  $P=1$  атм.) протекают практически. Этот способ рациональнее первых двух, но не позволяет понять причину возможности проведения полного гидролиза любой соли.

Самым оптимальным является четвертый, довольно емкий способ. Он состоит в записывании уравнений всех возможных стадий гидролиза в трех формах с **обязательным** указанием сравнительных степеней гидролиза для каждой ступени, а для последней стадии, если она возможна *только теоретически*, отмечают, что при обычных условиях она **практически** не протекает; после записи уравнений указывают реакцию



среды. Этот способ описания гидролиза более предпочтителен, чем другие, так как позволяет оценить глубину понимания студентом сути процессов. Его недостаток – громоздкость.

### 7.16.3. Характеристика химизма гидролиза солей.

По отношению к гидролизу различают четыре типа солей: соли слабого основания и сильной кислоты; соли сильного основания и слабой кислоты; соли слабого основания и слабой кислоты, соли сильного основания и сильной кислоты; последние гидролизу не подвергаются, так как равновесие процесса смещено в сторону образования воды;

#### 1\*. Химизм гидролиза соли слабого основания и сильной кислоты.

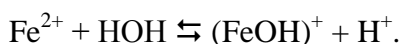
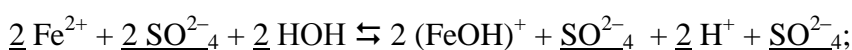
Гидролиз солей сильной кислоты и слабого основания протекает по катиону, т.е. катион, входящий в состав соли реагирует с гидроксид-ионом (ОН<sup>-</sup>) воды, при этом в среду выделяется катион Н<sup>+</sup>, т.е. возникает *кислая* среда с рН<7. Различают два подтипа солей слабого основания и сильной кислоты.

1\*.1. **Подтип 1.** Соль многовалентного катиона (анион одно- или двухвалентен); гидролиз многостадийен, теоретическое число стадий равно валентности катиона, практически – на одну меньше, т.е. последняя стадия практически не протекает (это обязательно указывают при написании уравнений гидролиза); в первых стадиях образуются *основные соли* и *сильная кислота*, в последней стадии – *слабое основание* и *сильная кислота*. Примеры:

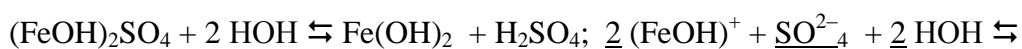
1. Гидролиз сульфата железа(II):  $\text{FeSO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$  – сильная кислота;  
 $\searrow \text{Fe}(\text{OH})_2$  – слабое основание;

Теоретически протекает 2, практически – одна стадия.

1. ст.  $h_{1\text{ст}}$  – наибольшая.  $2 \text{FeSO}_4 + 2 \text{HOH} \rightleftharpoons (\text{FeOH})_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$ ;



2 ст.  $h_{2\text{ст}}$  – наименьшая, при обычных условиях практически не протекает;



2. Гидролиз сульфата алюминия (указаны только продукты гидролиза по стадиям, уравнения напишите самостоятельно, аналогично описанию гидролиза соли железа). Это соль амфотерного гидроксида [Al(OH)<sub>3</sub>] как слабого основания) и сильной кислоты (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>). Теоретически возможны 3 стадии, практически – 2. 1 стадия:  $h_{1\text{ст}}$  – наибольшая; (AlOH)SO<sub>4</sub> и H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>;

2 стадия:  $h_{2\text{ст}} < h_{1\text{ст}}$ ; (Al(OH)<sub>2</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> и H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>;

3 стадия:  $h_{3\text{ст}}$  а – наименьшая, при обычных условиях практически не протекает; Al(OH)<sub>3</sub> и H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; Среда кислая, рН<7.

1\*.2. **Подтип 2.** Соль двухвалентного аниона и одновалентного катиона (сульфаты, селенаты, хроматы, манганаты аммония, фосфония и солей разных аминов); гидролиз

теоретически протекает в две стадии, в первой стадии образуются ложно-кислые соли и слабое основание, во второй – слабое основание и сильная кислота.

Гидролиз селената аммония:  $(\text{NH}_4)_2\text{SeO}_4$ ; соль образована слабым основанием ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ) и сильной кислотой ( $\text{H}_2\text{SeO}_4$ ); теоретически – 2 стадии, практически – одна.

1 стадия:  $h_{1\text{ст}}$  – наибольшая;  $(\text{NH}_4)_2\text{SeO}_4 + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{HSeO}_4 + \text{NH}_4\text{OH}$ ;

$\underline{2} \text{NH}_4^+ + \text{SeO}_4^{2-} + \text{HOH} \rightleftharpoons \underline{\text{NH}_4^+} + \text{H}^+ + \text{SeO}_4^{2-} + \text{NH}_4\text{OH}$ ;

$\text{NH}_4^+ + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NH}_4\text{OH}$ ;

2 стадия:  $h_{2\text{ст}}$  – наименьшая, при обычных условиях практически не протекает;  $\text{NH}_4\text{HSeO}_4 + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SeO}_4 + \text{NH}_4\text{OH}$ ;  $\text{NH}_4^+ + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NH}_4\text{OH}$ ; полное ионное уравнение запишите самостоятельно; среда кислая,  $\text{pH} < 7$ .

*Примечание:* соль одновалентного катиона и одновалентного аниона гидролизуется в 1 стадию с образованием слабого основания и сильной кислоты, например,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  – хлорид аммония.

## 2\*. Химизм гидролиза соли сильного основания и слабой кислоты.

Гидролиз солей слабой кислоты и сильного основания протекает по аниону, т.е. анион, входящий в состав соли взаимодействует катионом водорода воды и в среду выделяется гидроксид-ион, т.е. она становится щелочной,  $\text{pH} > 7$ . Различают два подтипа этих солей.

2\*.1. **Подтип 1.** Соль одновалентного катиона многовалентного аниона (соли многовалентных катионов и многовалентных анионов в большинстве своем нерастворимы и гидролизу не подвергаются); гидролиз многостадийен и число стадий гидролиза равно валентности аниона; теоретическое число стадий равно валентности аниона, практически – на одну меньше; в первых стадиях образуются кислые соли и щелочь, в последней – слабая кислота и щелочь.

Гидролиз фосфата калия –  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ; это соль сильного основания ( $\text{KOH}$ ) и кислоты средней силы ( $\text{H}_3\text{PO}_4$  – как слабая); теоретически – 3 стадии, практически – 2. Далее рассмотрены особенности протекания стадий гидролиза и их продукты, уравнения реакций запишите самостоятельно. 1 стадия:  $h_{1\text{ст}}$  – наибольшая;  $\text{K}_2\text{HPO}_4$  и  $\text{KOH}$ ; 2 стадия:  $h_{2\text{ст}} < h_{1\text{ст}}$ ;  $\text{KH}_2\text{PO}_4$  и  $\text{KOH}$ ;

3 стадия:  $h_{3\text{ст}}$  – наименьшая, при обычных условиях практически не протекает;  $\text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{KOH}$ ;  $\text{K}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{K}^+ + \text{OH}^-$ ;  $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{OH}^-$ ; среда щелочная,  $\text{pH} > 7$ .

2\*.2. **Подтип 2.** Соль двухвалентного катиона одновалентного аниона (это соли кальция, стронция, бария, радия и одноосновных слабых кислот); теоретически гидролиз протекает в две стадии, практически – в одну; в первой стадии образуются ложно-основные соли и слабая кислота, в последней – слабая кислота и щелочь.

Гидролиз нитрита бария  $[\text{Ba}(\text{NO}_2)_2]$ ; это соль щелочи  $[\text{Ba}(\text{OH})_2]$  и слабой кислоты ( $\text{HNO}_2$ ); теоретически – 2 стадии, практически – 1.

1 стадия:  $h_{1\text{ст}}$  – наибольшая;  $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2 + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{Ba}(\text{OH})\text{NO}_2$ ;

$\underline{\text{Ba}^{2+}} + \underline{2} \text{NO}_2^- + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \underline{\text{Ba}^{2+}} + \text{OH}^- + \underline{\text{NO}_2^-}$ ;

$\text{NO}_2^- + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{OH}^-$ .

2 стадия:  $h_{2\text{ст}}$  – наименьшая, при обычных условиях практически не протекает;  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{HNO}_2$ ); среда щелочная,  $\text{pH} > 7$  (уравнения, характеризующие вторую стадию, напишите самостоятельно).

*Примечание:* соль одновалентного катиона и одновалентного аниона гидролизуеться в 1 стадию с образованием сильного основания и слабой кислоты, например,  $\text{KNO}_2$  – нитрит калия.

### 3\* . Химизм гидролиза соли слабого основания и слабой кислоты.

Гидролиз солей слабого основания и слабой кислоты протекает и по катиону, и по аниону, т.е. анион, входящий в состав соли, взаимодействует катионом водорода воды, а катион, входящий в состав соли реагирует с гидроксид-ионом ( $\text{OH}^-$ ) воды. Для этих солей практически протекают все стадии (первые – сильнее, последняя – в меньшей степени; есть соли полностью гидролизующиеся). Различают несколько подтипов таких солей.

3\*1. **Подтип 1.** Соль многовалентного катиона и одновалентного аниона: гидролиз *многостадийен*, в первых стадиях образуются основные соли и слабая кислота, в последней – слабое основание и слабая кислота; среда слабокислая, так как кислота сильнее основания.

Гидролиз нитрита меди(II):  $[\text{Cu}(\text{NO}_2)_2]$ ; это соль слабой кислоты ( $\text{HNO}_2$ ) и слабого основания  $[\text{Cu}(\text{OH})_2]$  амфотерный гидроксид, как слабое основание]; теоретически и практически – две стадии.

1 стадия:  $h_{1\text{ст}}$  – наибольшая; образуются  $\text{HNO}_2$  и  $(\text{CuOH})\text{NO}_2$ ;

2 стадия:  $h_{2\text{ст}} < h_{1\text{ст}}$ ; образуются  $\text{HNO}_2$  и  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ; краткое ионное уравнение:  $(\text{CuOH})^+ + \text{NO}_2^- + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{Cu}(\text{OH})_2$  (остальные уравнения напишите самостоятельно).

3\*2. **Подтип 2.** Соль многовалентного аниона и одновалентного катиона: гидролиз *многостадийен*; в первых стадиях образуются кислые соли и слабое основание, в последней – слабое основание и слабая кислота; среда зависит от соотношения силы основания и кислоты.

Гидролиз сульфита аммония  $[(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3]$ ; образован слабым основанием ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ) и слабой кислотой ( $\text{H}_2\text{SO}_3$ ); теоретически и практически – две стадии;

1 стадия:  $h_{1\text{ст}}$  – наибольшая; образуются  $\text{NH}_4\text{OH}$  и  $\text{NH}_4\text{HSO}_3$ ;

2 стадия:  $h_{2\text{ст}} < h_{1\text{ст}}$ ; образуются  $\text{H}_2\text{SO}_3$  и  $\text{NH}_4\text{OH}$ ; краткое ионное уравнение:

$\text{NH}_4^+ + \text{HSO}_3^- + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_3$  (остальные уравнения напишите самостоятельно).

*Примечание:* соль одновалентного катиона и одновалентного аниона гидролизуеться в 1 стадию с образованием слабого основания и сильной кислоты, например,  $\text{NH}_4\text{NO}_2$  – нитрит аммония.

3\*3. Полный гидролиз солей. *Полному* гидролизу подвергаются соли образованные слабыми нерастворимыми основаниями и слабыми легколетучими кислотами, либо слабыми нерастворимыми кислотами и слабыми легколетучими основаниями. По характеру образующихся продуктов гидролиза выделяют следующие группы таких солей:

1<sup>0</sup>. Карбонаты, сульфиты, сульфиды, селениты, селениды трехвалентных катионов ( $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Co}^{3+}$ ,  $\text{Ni}^{3+}$ ,  $\text{Ti}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Mn}^{3+}$ ) – при гидролизе (в т.ч. и не в растворах) получают *нерастворимые основания (амфотерные гидроксиды) и газы*  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{SeO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$  соответственно.  $\text{Al}_2\text{S}_3 + 6 \text{H}_2\text{O} = 2 \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3 \text{H}_2\text{S}\uparrow$  (такие уравнения в ионном виде не записывают; почему?).

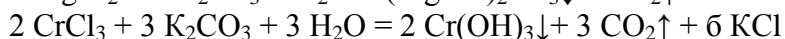
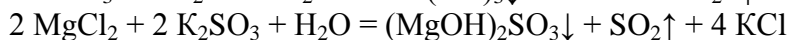
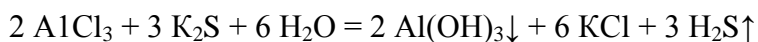
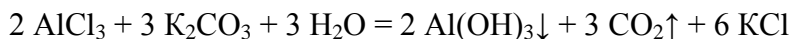
2<sup>0</sup>. Карбонаты, сульфиты, селениты двухвалентных катионов металлов, которым соответствуют слабые нерастворимые основания или амфотерные гидроксиды ( $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Be}^{2+}$ ,  $\text{Sn}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$  и др.) гидролизуются *только в случае возможного их образования водных растворов* с образованием основной соли и газа  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{SeO}_2$  соответственно.  $\text{CoCO}_3 + \text{HON} \neq$  (в воздухе), так как  $\text{CoCO}_3$  практически нерастворим, но при *возможном* его образовании в водных растворах протекает реакция:

$2\text{CoCO}_3\downarrow + \text{HON} = (\text{CoOH})_2\text{CO}_3\downarrow + \text{CO}_2\uparrow$  (нужно ли для этой реакции записывать ионные уравнения, почему?).

3<sup>0</sup>. Силикаты аммония и фосфония, ортофосфаты и ортоарсенаты аммония и фосфония подвергаются полному гидролизу, при этом образуется газ ( $\text{PH}_3$  или  $\text{NH}_3$ ); в случае силикатов образуется кислота, а для фосфатов и арсенатов – гидрофосфат или гидроарсенат (соответственно); гидролиз этих солей протекает как при контакте соли с водой, так и при их возможном образовании в водных растворах.  $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 = \text{NH}_3\uparrow + (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ .

*Примечание.* Соли 1<sup>0</sup> и 3<sup>0</sup> групп не существуют из-за полного гидролиза, что отмечено в таблице растворимости знаком «—».

Полный гидролиз солей необходимо учитывать при написании уравнений реакций обмена между солями в водных растворах.



$2 \text{NH}_4\text{Cl} + \text{K}_2\text{SiO}_3 = 2 \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow + 2 \text{KCl}$  (ионные уравнения запишите самостоятельно).

#### 7.16.4. Гидролиз в природе и деятельности человека.

Гидролиз широко распространен в Природе. В любых организмах сложные соединения разрушаются водой для получения более простых соединений, из которых затем синтезируются новые, нужные организму вещества. Процесс усвоения пищи животными невозможен без гидролиза белков, жиров, углеводов и нуклеиновых кислот. При гидролизе солей возникает необходимая для протекания тех или иных реакций среда. В тканях животных осуществляется автоматическое регулирование внутренней среды с определенным значением её водородного показателя. В почве за счет гидролиза солей поддерживается определенная реакция среды.

Гидролиз широко используется и в практической деятельности. Гидролиз моющих средств способствует реализации личной гигиены. Гидролиз гидрокарбоната натрия способствует оптимизации приготовления пищи. Гидролиз различных веществ является основой для проведения научных исследований. Все это свидетельствует о том, что, осваивая различные профессии, обучающиеся должны понимать особенности гидролиза разных веществ, в т.ч. и гидролиза солей.

### Задания для самостоятельной работы

1. К какому типу реакций с позиций числа веществ, в них участвующих относится гидролиз.
2. Назовите тип реакций по способности их продуктов превращаться в исходные вещества; ответ обоснуйте.
3. Назовите условия смещения равновесия при гидролизе, способствующие усилению (а) торможению (б).
4. Поясните суть термина «сравнительная степень гидролиза», а также укажите, где его используют и для чего.
5. Назовите основные типы солей по их отношению к гидролизу.
6. Возможен ли гидролиз соли сильного основания и сильной кислоты (обоснуйте)?
7. Какой тип солей в наибольшей степени подвержен гидролизу (обоснуйте)?
8. Определите реакцию среды в растворах названных ниже солей; объясните причину возникновения такой среды, используя уравнения реакций в условно-молекулярной и краткой ионной формах: а) хлорид натрия; б) нитрит железа(II); в) нитрат хрома(III); г) сульфат железа(III); д) нитрит кальция; е) силикат натрия; ж) сульфат аммония.
9. Напишите уравнения реакций, протекающих в водных растворах солей:  
а) карбонат калия, нитрат хрома(III); б) сульфит натрия и хлорид магния;  
в) сульфид натрия и нитрат железа(III); г) силикат натрия и хлорид аммония.
10. Рассчитайте объем газа и массу осадка, получившихся при смешивании водных растворов, содержащих 3 моль нитрата железа(III) и 4 моль карбоната натрия (89,6 л газа, 142,7 г осадка).
11. Приведите два обоснованных примера, иллюстрирующих роль гидролиза, в т.ч. и солей на природные экологические процессы.
12. Приведите два обоснованных примера, иллюстрирующих роль гидролиза, в т.ч. и солей в быту и в вашей будущей профессиональной деятельности.

### 7.17. Взаимосвязь классов неорганических веществ.

Классы неорганических соединений не существуют вне зависимости друг от друга. Между ними реализуется взаимосвязь через их химические свойства и из веществ одного класса можно получить вещества других классов соединений. В общем виде эта взаимосвязь показана в виде схемы 7.1

### Схема 7.1. Генетическая связь классов неорганических веществ

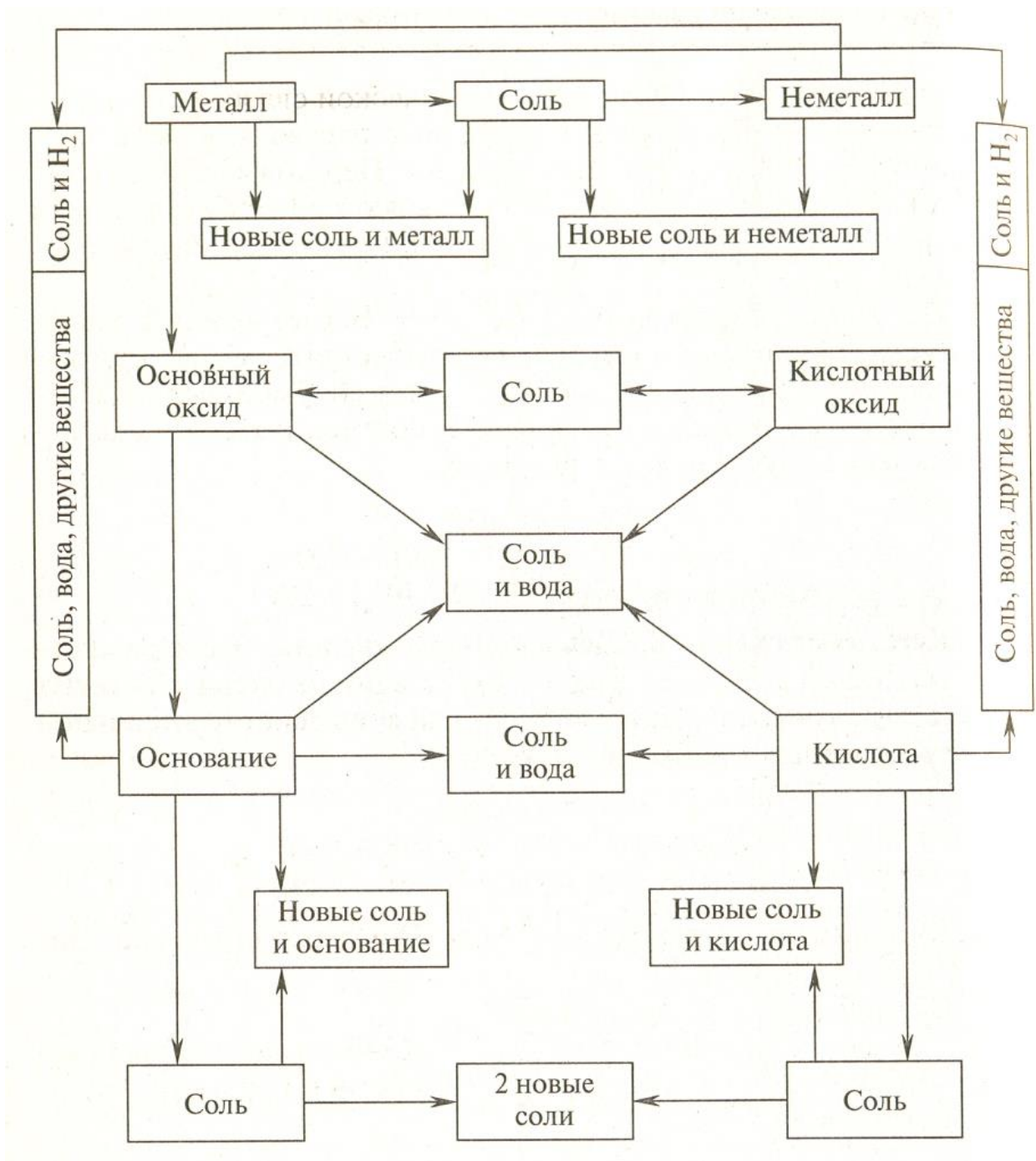


Схема 7.1 позволяет выявить свойства отдельного класса соединений, а также иллюстрирует химическую эволюцию. Так, атомы химических элементов являются исходными веществами для получения оксидов, а из последних образовались гидроксиды и т.д. Здесь четко прослеживается принцип «от более простого к более сложному» а также «многообразия явлений на одном уровне сложности». Оксиды более просты, чем гидроксиды, но они многообразны как по свойствам, так и по номенклатуре.

Эта схема основана на многообразии свойств, но она помогает выявить отдельные свойства разных классов химических соединений. Кроме этого, в данной схеме содержатся сведения о способах получения веществ, принадлежащих к разным классам неорганических соединений. Эта схема не является универсальной, так как не охватывает всего многообразия классов неорганических веществ и их свойств, но и в таком виде она в сжатой форме является носителем большого количества информации о неорганических веществах.

### Задания для самостоятельной работы

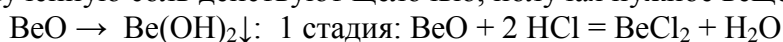
1. Проанализируйте схему 7.1, и на этом основании перечислите химические свойства солей (не менее четырех).
2. Запишите в общем виде цепь превращений от металла к соли, указав не менее четырех звеньев цепи, а также проиллюстрируйте её на примере кальция.
3. Запишите в общем виде цепь превращений от неметалла к соли, указав не менее четырех звеньев цепи; проиллюстрируйте её на примере серы
4. Сколько максимально возможно способов получения солей (см. схему, 7.1.)?

### 7.18. Схемы наиболее важных превращений на основе взаимосвязи классов неорганических соединений.

Генетическая связь классов неорганических соединений позволяет осуществлять различные переходы от одного класса веществ к другому и реализовывать цепи превращений. Они многообразны. Переходы от одного вещества к другому, как правило, осуществляется в *одну* стадию и в очень редких случаях – в *две*. Рассмотрим некоторые наиболее важные превращения.

#### 1. Основной (амфотерный) оксид → нерастворимый гидроксид.

В *одну* стадию это превращение осуществить *нельзя*, поэтому его реализуют в две стадии: в *первой* стадии получают соль, действуя на оксид кислотой, а во *второй* – на полученную соль действуют щелочью, получая нужное вещество:



#### 2. Кислотный оксид → нерастворимая кислота.

Это превращение реализуется в две стадии: в *первой* стадии на оксид действуют щелочью, получая соль, а во *второй* – на соль действуют сильной кислотой, получая нужную кислоту:

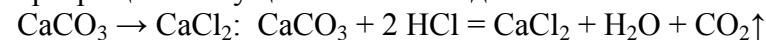


3. Растворимый гидроксид из оксида получают в *одну* стадию, воздействуя на него водой (получают или кислоту из кислотного оксида или щелочь – из осно'вного).

#### 4. Средняя соль → средняя соль.

4.1. Средняя соль слабой кислоты → средняя соль сильной кислоты.

Превращение осуществляется воздействием сильной кислоты на исходную соль:



4.2. Средняя соль сильной кислоты → средняя соль сильной кислоты. Подобное превращение можно осуществить далеко не всегда (даже в 2 стадии); обязательным условием такого превращения в *одну* стадию является образование осадка, не растворимого в разбавленном растворе сильной кислоты. Рассмотрим наиболее часто встречающиеся превращения, которые *можно* осуществить в *одну* стадию:

1\*. Сульфат (растворимый) → хлорид (к сульфату добавляют хлорид бария);

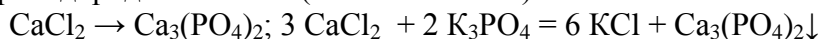
2\*. Сульфат (растворимый) → нитрат (к сульфату добавляют нитрат бария);

3\*. Хлорид (растворимый) → нитрат (к хлориду добавляют нитрат серебра).

4.3. Средняя соль сильной кислоты → средняя соль слабой кислоты.

Это превращение реализуют, добавляя к раствору исходной соли растворимую соль более слабой кислоты; такую реакцию можно осуществить тогда, когда один из продуктов реакции *выпадает в осадок* и полностью исключен полный гидролиз солей. Такие превращения возможны при получении из растворимых **сульфатов, нитратов, хлоридов** нерастворимых **фосфатов, карбонатов, сульфитов, сульфидов** при добавлении к

раствору исходной соли натриевые (калиевые) соли фосфорной, угольной, сернистой и сероводородной кислот (соответственно):

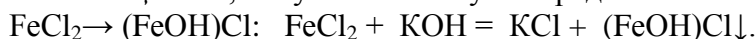


5. Основание  $\rightarrow$  осно'вная соль.

Для осуществления этой реакции к основанию добавляют кислоту; основание берут в избытке:  $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCl} = \text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} \downarrow + \text{H}_2\text{O}$

6. Средняя соль  $\xrightarrow{2} \xleftarrow{1}$  осно'вная соль.

6.1. Для получения *осно'вной* соли из *средней* (1) к первой, взятой в избытке, добавляют *щелочь*, получая осно'вную и среднюю соли:

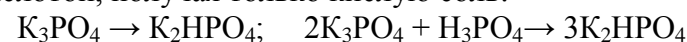


6.2. Получая *среднюю* соль из *осно'вной* (2) к последней добавляют *собственную* кислоту, получая соль и воду:



7. Средняя соль  $\xrightarrow{2} \xleftarrow{1}$  кислая соль.

7.1. Для получения *кислой* соли из *средней* (1) на первую действуют *собственной* кислотой, получая только кислую соль:

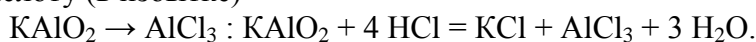


7.2. Получая *среднюю* соль из *кислой*, необходимо на первую подействовать *собственным основанием*: (образуется соль и вода):



8. Получение двух средних солей и воды из солей одной кислоты,  
анионы которых содержат металлический элемент и обратный переход ( $\text{Me}^I\text{Me}^{III}\text{O}_2 \xrightarrow{2} \xleftarrow{1} \text{Me}^I\text{Cl} + \text{Me}^{III}\text{Cl}_3$ ).

8.1. Для получения двух средних солей из соли, анион которой содержит атомы металлического элемента (1) к раствору исходной соли добавляют соответствующую кислоту (в избытке)



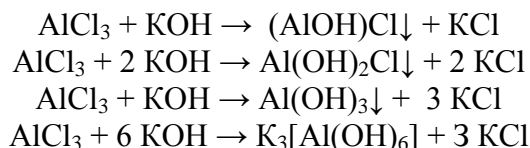
8.2. Для получения средней (комплексной) соли, анион которой содержит атом металлического элемента (2), к раствору исходной соли, прибавляют большой избыток щелочи, получая при этом две соли и воду:



9. Кислота  $\xrightarrow{(2)+\text{сильная кислота}} \xleftarrow{(1)+\text{основание в определенных пропорциях}}$  кислая соль.

Возможны и другие превращения.

*Примечание.* При составлении уравнений реакций обмена нужно учитывать, что состав продуктов таких реакции в ряде случаев зависит от соотношения исходных веществ. Так, при взаимодействии хлорида алюминия и гидроксида калия возможны четыре реакции, уравнения которых:



### Задания для самостоятельной работы

1. Из сульфата натрия получите хлорид натрия.
2. Из нитрата хрома(III) получите амфотерный гидроксид, две осно'вные и одну комплексную соль (примените однокислотную щелочь).
3. Запишите уравнения реакций для цепей превращений:
  - 3.1. Оксид бария  $\rightarrow$  гидроксид бария  $\rightarrow$  метаалюминат бария  $\rightarrow$  хлорид бария  $\rightarrow$  нитрат бария  $\rightarrow$  нитрит бария  $\rightarrow$  оксид бария;
  - 3.2.  $\text{KCl} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KHSO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_2$
4. Из сульфата алюминия получите две осно'вные и одну кислую соль.



5. Рассчитайте массу соли, которую можно получить при действии на 2 моль фосфорной кислоты 4 моль гидроксида натрия (348 г).

7.21. Составление графических формул неорганических веществ.

При составлении графических формул неорганических веществ химические связи изображают при помощи черточек, число которых около символа элемента равно его валентности. В солях и гидроксидах знак водорода и знак элемента, образующего соль (гидроксид) соединяются через знак кислорода. Примеры графических формул некоторых веществ приведены ниже:

1. Углекислый газ ( $\text{CO}_2$ ):  $\text{O}=\text{C}=\text{O}$ ;

2. Гидроксид бария [ $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ]:  $\text{H}-\text{O}-\text{Ba}-\text{O}-\text{H}$ ;

3. Угольная кислота ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ):  $\text{H}-\text{O}-\text{C}-\text{O}-\text{H}$ ;

||

O

4. Гидрокарбонат кальция [ $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ];

$\text{H}-\text{O}-\text{C}-\text{O}-\text{Ca}-\text{O}-\text{C}-\text{O}-\text{H}$

||

||

O

O

5. Гидрокарбонат железа (II) [ $(\text{FeOH})_2\text{CO}_3$ ];

$\text{H}-\text{O}-\text{Fe}-\text{O}-\text{C}-\text{O}-\text{Fe}-\text{O}-\text{H}$

||

O

6. Фосфат(орто) алюминия ( $\text{AlPO}_4$ ). O

||

$\text{Al}-\text{O}-\text{P}=\text{O}$

||

O

**Задания для самостоятельной работы.**

1. Составьте структурные формулы для оксидов серы и углерода; найдите в них отличия, объясните их; приведите по одному примеру, иллюстрирующему экологическую роль каждого оксида.

2. Составьте графические формулы гидроксидов кальция, серы(VI), алюминия, приведите примеры использования этих гидроксидов в практической деятельности человека (по возможности из Вашей будущей профессиональной деятельности).

3. Напишите графическую формулу соли, получающейся во второй стадии гидролиза арсената калия.

4. Напишите графическую формулу соли, получающейся во второй стадии гидролиза сульфата алюминия.

5. Назовите пары веществ, названия которых приведены ниже, могут вступать в реакцию; напишите уравнения возможных реакций и графические формулы получающихся веществ: а) хлорид кальция и карбонат натрия;

б) гидроксид натрия + хлорид алюминия в соотношении 2:1;

в) 6 моль KOH и 0,5 моль CrCl<sub>3</sub>, г) карбонат кальция и гидроксид натрия.