

# 5. Бинарные соединения.

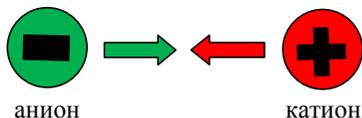
## Ионная связь

### Ионная связь

Ионная связь присутствует в оксидах, гидридах и гидроксидах металлов, а также во всех солях.

#### Чем ионная связь отличается от ковалентной?

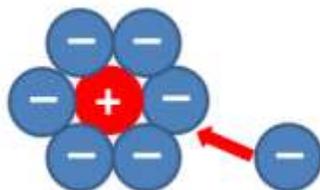
1) Когда связь ковалентная, электронная пара принадлежит (хоть и не всегда равноправно) обоим атомам, образующим связь. В случае ионной связи электрон полностью переходит от одного атома к другому, образуются разноименно заряженные частицы – ионы, которые притягиваются друг к другу. Именно это притяжение и обуславливает ионную связь.



#### 2) Ионная связь **ненаправлена** и **ненасыщаема**.

Что означает «ненаправленность»? Поскольку электрическое поле иона имеет сферическую симметрию, понятие о валентном угле некорректно, у этого типа связи нет выделенного направления.

Что означает «ненасыщаемость»? Из-за сферической симметрии ион притягивает все соседние ионы противоположного знака. А поскольку напряженность электрического поля убывает по мере удаления от заряда постепенно, он притягивает также все более далекие ионы противоположного знака, но с меньшей силой. Поэтому понятие о валентности для ионной связи тоже некорректно.



#### Чем ионный кристалл похож на атомный?

Ионная связь – это не отдельная связь, а совокупность электростатических взаимодействий, пронизывающих весь кристалл. В атомных кристаллах ковалентные связи между атомами также пронизывают весь кристалл. Поэтому ионные кристаллические решетки, как и атомные, очень трудно разрушить за счет тепловых колебаний.

Вещества с ионным строением расплавить непросто. При обычных условиях это – твердые вещества, температуры плавления могут достигать 1000 °С и выше.

#### Чем ионный кристалл отличается от атомного?

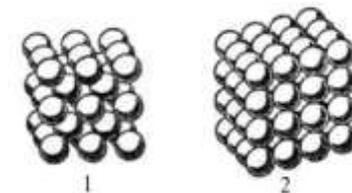
Его можно разрушить растворением!

Полярный растворитель способен разрушить ионную решетку, попросту «растачив» ионы за счет электростатического взаимодействия ионов с противоположно заряженными концами диполей растворителя. Поэтому многие ионные вещества хорошо растворимы в воде – например, поваренная соль NaCl, гидроксид калия KOH.

Но есть и нерастворимые (правильнее говорить, трудно растворимые или плохо растворимые) ионные кристаллы – это вещества с **очень** прочной решеткой, например, сульфат бария BaSO<sub>4</sub>. Молекулам воды просто не хватает сил, чтобы растащить их на ионы.

#### Почему одни ионные решетки прочнее других?

1) Ионы могут быть упакованы в кристалле по-разному, например:



2) Ионы могут иметь разный заряд.

Чем больше заряды ионов, тем больше притяжение между ними, а значит, тем больше прочность кристаллической решетки. Вы можете убедиться в этом, бросив взгляд на таблицу растворимости. Соединения многозарядных ионов (PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>, Al<sup>3+</sup>) растворимы хуже, чем соединения однозарядных ионов (Cl<sup>-</sup>, K<sup>+</sup>).

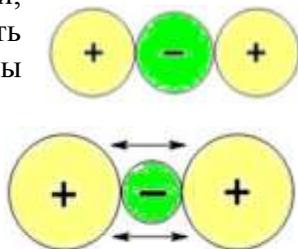
Разделение зарядов даже в таких ионных соединениях, как NaCl, неполное (Na<sup>+0.8</sup>Cl<sup>-0.8</sup>). Поэтому величины реальных зарядов ионов зависят от степени ионности связи: чем больше разница в электроотрицательности, тем они выше, и тем сильнее будет притяжение между ними при одинаковых формальных зарядах.

3) Ионы имеют разный радиус.

Чем больше радиусы ионов, тем меньше притяжение между ними, а значит, тем меньше прочность кристаллической решетки.

Отсюда следует, что наиболее прочны должны быть кристаллы, состоящие из маленьких ионов, такие как LiH. Но в решетке взаимодействуют не только разноименные ионы, но и одноименные. Одноименные ионы отталкиваются и дестабилизируют решетку, поэтому невыгодно, когда они находятся близко друг к другу.

Приходится выбирать «золотую середину». Чтобы кристаллическая решетка была устойчивой, радиусы ионов прежде всего должны подходить друг другу. Для соединений типа АВ они должны быть близки:



Если, например, анион сильно меньше катиона, то он не экранирует отталкивание катионов друг от друга. Это дестабилизирующие взаимодействия:

## Гидриды металлов

Гидриды металлов щелочных и щелочноземельных металлов белого цвета, они похожи на соли. При нагревании они разлагаются на металл и водород.

Ион  $H^-$  плохо удерживает лишний электрон, ведь водород – не такой уж типичный неметалл. Поэтому гидрид-ион будет охотно этот электрон терять, т.е. проявлять восстановительные свойства. При попытке растворить гидрид типичного металла в воде ион  $H^-$  тут же вступает во взаимодействие с положительно заряженной частью молекулы воды, образуя водород:



## Оксиды металлов

Как правило, оксиды металлов – твердые вещества. Исключения редки (можно отметить  $Mn_2O_7$  – зеленовато-бурую маслянистую жидкость; она разлагается со взрывом уже при  $0^\circ C$ ).

Оксиды типичных металлов белого цвета. Связь в них ионная. Менее типичные металлы (бериллий, алюминий и другие) образуют с кислородом скорее полярную ковалентную связь.

Оксиды переходных металлов балуют нас разнообразными окрасками.

$Fe_3O_4$  – магнетит (магнитный железняк). Магнетит называется так не случайно: он имеет магнитные свойства, может изменять показания компаса. Посмотрите на игольчатые кристаллы магнетита на фотографии: они выросли в направлении магнитных линий Земли.



$Fe_2O_3$  – красный железняк, или гематит. Его цвет может быть от красного до черного. Чем более кристаллический образец, тем цвет ближе к черному. Порошок – красный, похожий на ржавчину ( $Fe_2O_3$  действительно является основным компонентом ржавчины).



$MnO_2$  – пиролюзит, минерал черного цвета. Известен как катализатор разложения.

$Cr_2O_3$  – темно-зеленый порошок, применяющийся для изготовления катализаторов и красок («хромовая зеленая», которой успешно красят вагоны):



Оксиды свинца (слева направо – массicot  $PbO$  и глет  $PbO$ , сурик  $Pb_3O_4$ ) ярко окрашены, хотя свинец – элемент главной подгруппы. Эти вещества – компоненты разных свинцовых красок:



## Окислительно-восстановительные свойства оксидов металлов

Чем больше СтОк металла в оксиде, тем больше его окислительные и тем меньше восстановительные свойства. Высшие оксиды обладают только окислительными свойствами.

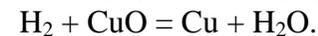
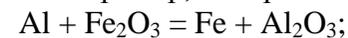
Оксиды металлов в СтОк от +4 и выше – как правило, сильные окислители.  $MnO_2$  и  $PbO_2$  окисляют даже такой слабый восстановитель, как  $HCl$  – это используют для получения хлора:



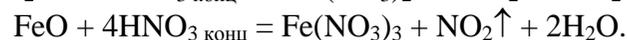
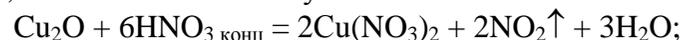
$Mn_2O_7$  (СтОк +7) разлагается со взрывом даже при низких температурах:



Оксиды в низких СтОк могут проявлять окислительные свойства и восстанавливаться до металла. Но для этого необходимы сильные восстановители. Например, водород или алюминий:



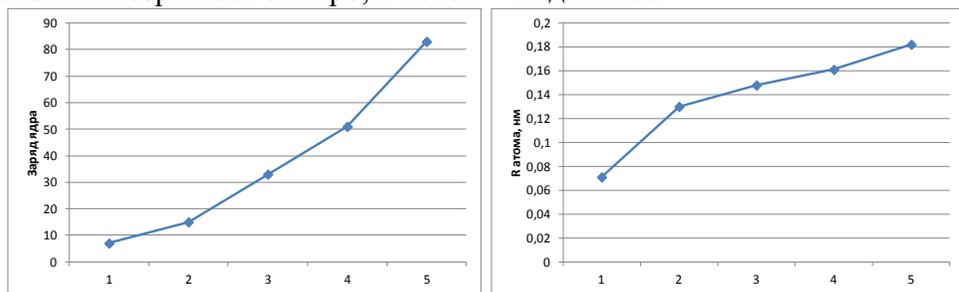
Восстановительные свойства оксидов металлов в низких стОк выражены слабо. Так,  $\text{Cu}_2\text{O}$  и  $\text{FeO}$  можно при желании окислить до  $\text{Cu}^{+2}$  и  $\text{Fe}^{+3}$ , но сами по себе они устойчивы:



**Как меняется окислительная способность оксидов элементов-аналогов в группе таблицы Менделеева?**

Сверху вниз по группе растет заряд ядра, а значит, и сила притяжения электронов. С другой стороны, растет радиус атома, а с расстоянием сила притяжения электронов уменьшается. Эти две противоположные тенденции приводят к интересной зависимости, т.к. радиус атома и заряд ядра в группе меняются не линейно.

Рассмотрим главную подгруппу V группы. Заряд ядра вначале возрастает медленно, а потом – быстрее. Радиус атома, напротив, сначала возрастает быстро, а потом – медленнее:



Это связано с тем, что между P и As, As и Sb вклиниваются дополнительные 10 d-элементов, а между Sb и Bi – еще 14 f-элементов, у которых заполняются внутренние электронные слои.

В результате вначале преобладает быстрый рост радиуса атома и уменьшение окислительных свойств, а затем решающую роль начинает играть рост заряда ядра, вследствие чего – увеличение окислительных свойств.

В чем это выражается на практике?  $\text{N}_2\text{O}_5$  – сильный окислитель, неустойчивое взрывчатое вещество.  $\text{P}_2\text{O}_5$  практически не проявляет окислительных свойств. Оксиды мышьяка и сурьмы (V) проявляют их достаточно явно: при нагревании отщепляют молекулу кислорода, превращаясь в  $\text{As}_2\text{O}_3$  и  $\text{Sb}_2\text{O}_3$ . А  $\text{Bi}_2\text{O}_5$  вообще не существует! Немногие известные соединения Bi(V) – сильнейшие окислители.

## Кислотно-основные свойства оксидов металлов

**Кислотные оксиды** – это оксиды, элемент которых при образовании соли или кислоты входит в состав аниона. Атом металла в кислотном оксиде имеет высокую стОк (как правило, от +5 до +7, иногда +4). Примеры:  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{V}_2\text{O}_5$ .

**Основные оксиды** – это оксиды, элемент которых при образовании соли или основания становится катионом. Атом металла в основном оксиде имеет низкую стОк (+1 или +2):  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{BaO}$ .

**Амфотерные оксиды** – это оксиды, которые в зависимости от условий реакции могут проявлять как свойства кислотных, так и основных оксидов. Обычно амфотерность характерна для оксидов металлов в стОк +3 (иногда +2 и +4). Примеры:  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SnO}$ . Из амфотерных оксидов металлов в стОк +2 стоит запомнить  $\text{ZnO}$ ,  $\text{BeO}$ .

С ростом стОк металла растут кислотные свойства и уменьшаются основные свойства оксидов.

**В чем проявляются кислотно-основные свойства оксидов металлов?**

1) В реакции с водой: растворимые кислотные оксиды дают кислоты, а растворимые основные оксиды – основания:

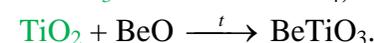


Не все кислотные и основные оксиды растворимы! Например, нерастворимы в воде  $\text{TiO}_2$  (которому соответствует титановая кислота  $\text{H}_2\text{TiO}_3$ ) и  $\text{FeO}$  (соответствует основание  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ).

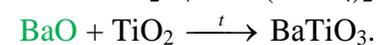
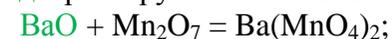
Кислотно-основные свойства оксидов проявляются также при взаимодействии с другими кислотными или основными реагентами. При этом образуются соли (и иногда вода).

2) Взаимодействие с оксидами

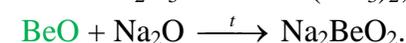
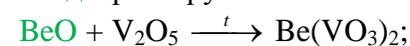
**Кислотные оксиды** реагируют с основными и амфотерными:



**Основные оксиды** реагируют с кислотными и амфотерными:

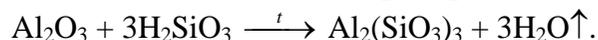
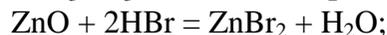
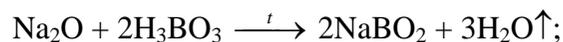
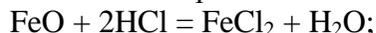


**Амфотерные оксиды** реагируют с кислотными и основными:



### 3) Взаимодействие с кислотами

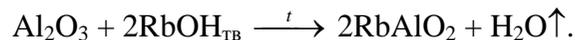
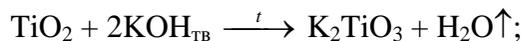
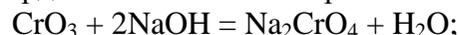
Основные и амфотерные оксиды реагируют с растворами кислот или с твердыми кислотами при сплавлении:



Кристаллические решетки некоторых амфотерных оксидов настолько прочны, что реакции с кислотами в растворе невозможны. Таковы, например, оксид алюминия и оксид хрома (III). В расплаве, когда кристаллическая решетка разрушена нагреванием,  $\text{Al}_2\text{O}_3$  действительно взаимодействует как с кислотными, так и с основными реагентами. Однако  $T_{\text{пл}} \text{Al}_2\text{O}_3$  составляет целых  $2050^\circ\text{C}$ . То есть, это вещество крайне малоактивно.

### 4) Взаимодействие с основаниями

Кислотные и амфотерные оксиды реагируют с растворами оснований или с твердыми основаниями при сплавлении:



Бывает так, что в состав оксида входят атомы одного металла в разных ст.ок. Например: магнетит  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , сурик  $\text{Pb}_3\text{O}_4$ . Такие оксиды называют **солеобразными**. Их можно рассматривать, как соли. Например,  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  формально представляет собой продукт взаимодействия основного оксида  $\text{FeO}$  и амфотерного оксида  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , который в данном случае проявил кислотные свойства.

Солеобразные оксиды не проявляют ни кислотных, ни основных свойств. Ведь данные свойства сводятся к образованию солей, а солеобразные оксиды – это уже соли.

## Другие бинарные соединения

Вещества, состоящие из атомов двух элементов, называются **бинарными соединениями**.

В названиях бинарных соединений к латинскому корню более электроотрицательного элемента присоединяется суффикс «-ид»:

Вторая часть названия бинарного соединения – **родительный падеж русского названия менее электроотрицательного элемента**.

Если этот элемент может проявлять различную валентность, то она указывается римскими цифрами в скобках. Например:

$\text{LiCl}$  хлорид лития

$\text{CuCl}$  хлорид меди (I)

$\text{CuCl}_2$  хлорид меди (II)

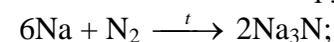
Бинарные соединения неметаллов имеют полярную ковалентную связь.

Бинарные соединения типичных металлов с неметаллами (например,  $\text{CaC}_2$ ,  $\text{Na}_3\text{N}$ ) и металлов

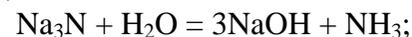
с самым электроотрицательным неметаллом – фтором ( $\text{AlF}_3$ ,  $\text{CuF}_2$ ) – являются ионными кристаллами. Остальные бинарные соединения металлов с неметаллами имеют полярную ковалентную связь.

Бинарные соединения типичных металлов с галогенами и серой ( $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{BaBr}_2$ ) представляют собой соли соответствующих кислот. Их можно получить не только взаимодействием металла с неметаллом, но и взаимодействием кислоты с основанием (или основным оксидом).

Бинарные соединения типичных металлов с другими неметаллами **формально** можно рассматривать как соли водородных соединений. Но получить их из этих «кислот» нельзя, ведь подобные «кислоты» не проявляют кислотных свойств. Их получают взаимодействием металла с неметаллом или другими способами:

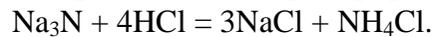
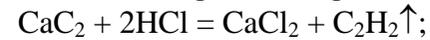


При попытке растворить такие соединения в воде анионы неметаллов отрывают от воды  $\text{H}^+$  и образуют водородное соединение. Остаток – гидроксид-ион  $\text{OH}^-$  – достается катиону металла, т.е. второй продукт – гидроксид металла:



ЭF	фторид
ЭCl	хлорид
ЭBr	бромид
ЭI	йодид
ЭH	гидрид
Э <sub>2</sub> O	оксид
Э <sub>2</sub> S	сульфид
Э <sub>2</sub> Se	селенид
Э <sub>2</sub> Te	теллурид
Э <sub>3</sub> N	нитрид
Э <sub>3</sub> P	фосфид
Э <sub>3</sub> As	арсенид
Э <sub>4</sub> C, Э <sub>2</sub> C <sub>2</sub>	карбид
Э <sub>4</sub> Si	силицид
Э <sub>3</sub> B	борид

Еще энергичнее подобные реакции протекают с кислотами:



## Закон сохранения массы в химических процессах

Масса всех веществ, вступивших в реакцию, равна массе всех продуктов реакции.

С точки зрения атомно-молекулярного учения этот закон объясняется так: в результате реакций атомы не исчезают и не возникают, а происходит их перегруппировка. Т.к. число атомов до реакции и после остается неизменным, то их общая масса также не меняется.

На основании этого закона проводятся все расчеты по уравнениям химических реакций.

Советы:

- Расчеты по химическим уравнениям делаются через переход к молям, а не через пропорции.

- Когда в задаче даны количества (массы, объемы) не одного участника реакции, а хотя бы двух, стоит задуматься и первым делом проверить, как соотносятся друг с другом количества (моль) этих участников реакции. Как правило, это указывает на то, что один из участников взят в избытке.

**Выход** – отношение реально полученного в реакции количества продукта к количеству, которое должно было бы получиться согласно расчету по уравнению реакции (к теоретическому количеству продукта):

$$\eta = \frac{V_{\text{реальное}}}{V_{\text{теоретическое}}} (\cdot 100\%).$$

Выход может выражаться не только отношением количеств веществ (в молях), но и отношением масс веществ или объемов газов. Очень удобно, что численное значение выхода одно и то же, независимо от способа его выражения:

$$\eta = \frac{V_{\text{реальное}}}{V_{\text{теоретическое}}} = \frac{m_{\text{реальная}}}{m_{\text{теоретическая}}} = \frac{V_{\text{реальный}}}{V_{\text{теоретический}}}.$$

В современных задачах чаще всего встречается такой термин, как массовая доля выхода продукта:

$$\eta = \frac{m_{\text{реальная}}}{m_{\text{теоретическая}}} (\cdot 100\%).$$

## Закон сохранения энергии в химических процессах

Энергия не возникает из ничего и не исчезает бесследно, но отдельные ее виды могут переходить друг в друга по строго определенным эквивалентным соотношениям.

Так, если энергия химических связей в продуктах реакции больше, чем в реагентах, то освобожденная энергия выделяется в виде тепла, света, либо за счет нее производится работа (например, взрыв или движение поршня). Химические реакции сопровождаются выделением или поглощением энергии, которое называется тепловым эффектом и обозначается Q.

**Экзотермические реакции** – реакции, в результате которых энергия выделяется. При горении бытового газа в плите

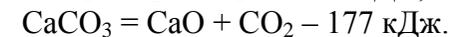


энергия выделяется в виде тепла и света (пламя), давая возможность использовать ее для нагревания кастрюль и сковородок.

**Эндотермические реакции** – реакции, в результате которых энергия поглощается. Фотосинтез – эндотермическая реакция, использующая энергию солнечного света:



**Термохимическое уравнение** – это химическое уравнение, которое в явном виде содержит тепловой эффект. Например:



Как понять 1-е уравнение? "При взаимодействии двух молей водорода и одного моля кислорода образуется два моля воды и выделяется 484 килоджоуля энергии".

Как понять 2-е уравнение? "При разложении одного моля карбоната кальция образуется по одному молю оксида кальция и углекислого газа, на это затрачивается 177 килоджоулей энергии".