

Оглавление

ВВЕДЕНИЕ	5
1. НЕОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ И ПРОЦЕССЫ В РЕСТАВРАЦИИ	6
Оксиды	6
Гидроксиды	7
Соли	8
Электролитическая диссоциация	9
Гидролиз солей	11
Окислительно-восстановительные процессы	13
Восстановители	14
Окислители	14
Окислители — восстановители	15
Составление уравнений реакций окисления — восстановления	15
Метод электронного баланса	15
Ионно-электронный метод	16
Коррозия металлов	17
Защита металлов от коррозии	18
ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОПРОВЕРКИ	19
2. ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ И ПРОЦЕССЫ В РЕСТАВРАЦИИ	20
Номенклатура полимеров	21
Общая классификация полимеров	24
Классификация полимеров по их отношению к изменению температуры	25
Релаксационные свойства полимеров	26
Термореактивные полимеры	26
Получение синтетических полимеров из низкомолекулярных соединений	26
Радикальная полимеризация	28
Ионная полимеризация	30
Ступенчатая полимеризация	32
Ступенчатые процессы образования макромолекул	32
Мономеры для поликонденсации	33
Применение ВМС в реставрации	34
Синтетические полимеры, применяемые в реставрации	35
Природные полимеры, применяемые в реставрации	37
Кремнийорганические соединения как реставрационные материалы	41
Полиорганосилоксаны	44
Характеристика свойств некоторых полиорганосилоксанов	45
Полиорганосилазаны	47
ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОПРОВЕРКИ	48
3. РЕСТАВРАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ И ОРГАНИЧЕСКИХ МАТЕРИАЛОВ СТРОИТЕЛЬНЫХ КОНСТРУКЦИЙ ПУТЕМ ХИМИЧЕСКОЙ МОДИФИКАЦИИ	48
Дисперсные системы	48
Классификация по дисперсности для свободнодисперсных систем	49
Методы получения коллоидных растворов золь и строение мицеллы лиофобного золя	50
Химические модификации древесины	51
Современные средства защиты древесины	51
Химическая модификация бетонных и железобетонных конструкций	54
ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОПРОВЕРКИ	59
Список рекомендованной литературы	59
ПРИЛОЖЕНИЯ	61
Приложение 1	61
Приложение 2	62

ВВЕДЕНИЕ

Химические соединения и технологии их применения в реставрации и консервации памятников истории и архитектуры разнообразны и охватывают, по сути, все классы неорганических и органических веществ. В разделе 1 учебного пособия рассмотрены химические свойства основных классов неорганических соединений и окислительно-восстановительные реакции, сопровождающие процессы коррозии; описаны закономерности процессов, которые зачастую осуществляются либо в составе модификатора, либо на поверхности реставрируемого объекта. Знание особенностей протекания этих процессов позволяет осуществлять защиту объектов архитектурного наследия наиболее эффективно.

Значение органических, кремнийорганических полимеров и олигомеров в реставрационной практике переоценить невозможно. Они входят в состав клеев, защитных лаков; являются связующими композиций, используемых для изготовления мастик и формовки утраченных фрагментов памятников истории и архитектуры. В учебном пособии приводятся классификация, номенклатура и описание методов получения этой группы соединений; дается обширная характеристика их свойств и областей применения при реставрации.

В разделе 3 рассматриваются основные закономерности химического модифицирования неорганических и органических материалов памятников истории и архитектуры.

Учебное пособие является частью учебно-методического комплекса по дисциплине «Химия в реставрации», в состав которого кроме него входят методические указания к выполнению лабораторных работ и журнал лабораторных работ. Успешное усвоение этой дисциплины послужит основой высокого профессионализма будущих реставраторов, понимающих самую суть реставрационных процессов. Химия — это основа реставрации, ее «фундамент».

1. НЕОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ И ПРОЦЕССЫ В РЕСТАВРАЦИИ

Оксиды

Соединения химических элементов с кислородом называют *оксидами*. Оксиды делят на *основные, кислотные, амфотерные*. В основе деления оксидов на указанные группы лежит их способность реагировать с кислотами и щелочами.

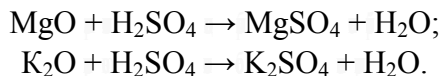
Основные оксиды — это оксиды, которые взаимодействуют с кислотами, образуя соль и воду. Основные оксиды образуют только металлы и при этом, как правило, проявляют валентность I, II и реже III. Оксиды называют основными потому, что каждому из них соответствует основание.

Формула и название оксида:	Соответствующее ему основание:
Na ₂ O — оксид натрия;	NaOH — гидроксид натрия;
MgO — оксид магния;	Mg(OH) ₂ — гидроксид магния.

Если металл проявляет переменную степень окисления, то при названии оксида в скобках указывают его валентность:

⁺¹ Cu ₂ O — оксид меди (I);	⁺² CuO — оксид меди (II);
⁺² FeO — оксид железа (II);	⁺³ Fe ₂ O ₃ — оксид железа (III) и т.д.

Главным свойством основных оксидов является их способность взаимодействовать с кислотами, образуя соль и воду:



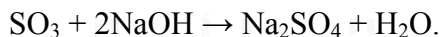
Кислотные оксиды (или ангидриды) — это оксиды, взаимодействующие с основаниями, образуя соль и воду. Кислотные оксиды образованы кислородом и неметаллами, а также некоторыми металлами, которые в кислотных оксидах проявляют высокую положительную степень окисления (+5, +6, +7).

Каждому кислотному оксиду соответствует кислота.

Формула и название оксида: Соответствующая ему кислота:

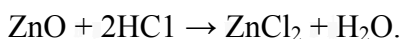
SO ₂ — оксид серы (IV);	H ₂ SO ₃ — сернистая кислота;
SO ₃ — оксид серы (VI);	H ₂ SO ₄ — серная кислота;
N ₂ O ₃ — оксид азота (III);	HNO ₂ — азотистая кислота;
N ₂ O ₅ — оксид азота (V);	HNO ₃ — азотная кислота.

Главное свойство кислотных оксидов — их способность взаимодействовать с основаниями, образуя соль и воду:

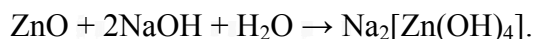


Амфотерные оксиды — это оксиды, взаимодействующие как с кислотами, так и со щелочами. Амфотерный характер носят оксиды некоторых металлов II, III и IV групп периодической системы элементов: ZnO — оксид цинка, Al₂O₃ — оксид алюминия, SnO — оксид олова (II), PbO — оксид свинца (II), Cr₂O₃ — оксид хрома (III) и некоторые другие. Слово «амфотерный» означает «двойственный»: амфотерные оксиды обладают свойствами и основных, и кислотных оксидов.

Взаимодействие амфотерного оксида с кислотой:



Взаимодействие амфотерного оксида с основанием:



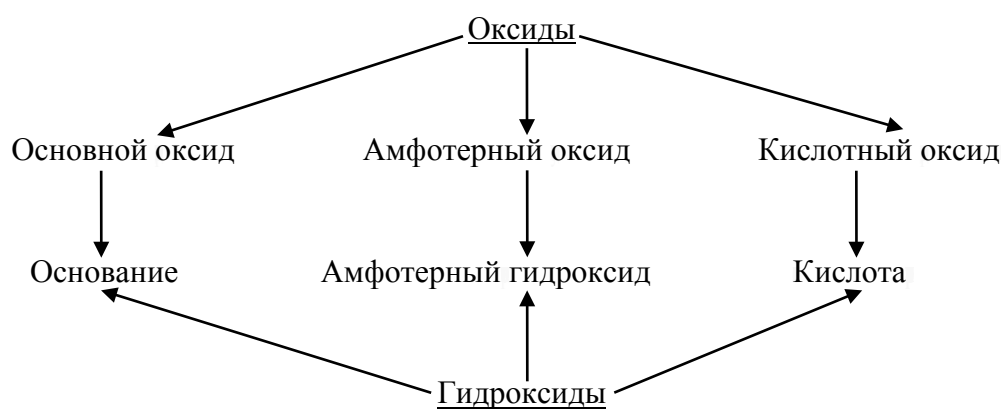
тетрагидроксицинкат натрия

Поскольку основные, кислотные и амфотерные оксиды образуют соли, все они являются *солеобразующими оксидами*.

Существует еще небольшая группа безразличных оксидов. *Безразличные оксиды* — это оксиды, для которых неизвестны соответствующие им кислоты или основания. К безразличным оксидам относятся: оксид азота (II) — NO, оксид углерода (II) — CO, оксид кремния (II) — SiO.

Гидроксиды

Гидроксиды можно рассматривать как соединения оксидов с водой, полученные прямым или косвенным способом. К гидроксидам относятся основания, амфотерные гидроксиды, кислоты:



Основания — это вещества, молекулы которых состоят из ионов металла и гидроксильных групп:



По числу гидроксильных групп, которые могут быть замещены в основании на кислотный остаток, различают *кислотность основания*.

Однокислотные основания

NaOH — гидроксид натрия;

NH₄OH — гидроксид аммония.

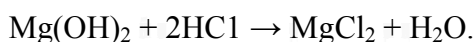
Двухкислотные основания

Ca(OH)₂ — гидроксид кальция;

Ba(OH)₂ — гидроксид бария.

Основания, растворимые в воде, называются *щелочами*: NaOH — гидроксид натрия (едкий натр), KOH — гидроксид калия (едкое кали), Ba(OH)₂ — гидроксид бария, LiOH — гидроксид лития. Металлы, образующие растворимые в воде гидроксиды (K, Na, Ba), расположены в главных подгруппах I и II групп периодической системы. К растворимым в воде основаниям относится и гидроксид аммония NH₄OH, но щелочью он не является, это слабое основание. Если металл, образующий основание, проявляет переменную валентность, то при названии гидроксидов указывают его валентность: Fe(OH)₂ — гидроксид железа (II); Fe(OH)₃ — гидроксид железа (III); Cr(OH)₂ — гидроксид хрома (II).

Главным свойством оснований является их способность взаимодействовать с кислотами, образуя соль и воду (*реакция нейтрализации*):



Кислоты — это вещества, состоящие из ионов водорода, способных замещаться на металл, и кислотных остатков: HCl, H₂SO₄, HNO₃. По числу атомов водорода, которые могут быть замещены в кислоте на металл, различают *основность кислоты*.

Одноосновные кислоты

HCl — соляная кислота;

HNO₃ — азотная кислота;

CH₃COOH — уксусная кислота.

Двухосновные кислоты

H₂SO₄ — серная кислота;

H₂S — сероводородная кислота;

H₂SiO₃ — кремниевая кислота.

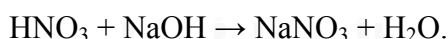
Трехосновные кислоты

H₃PO₄ — фосфорная (ортофосфорная) кислота;

H₃BO₃ — борная кислота.

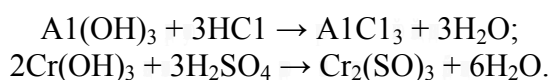
По химическому составу кислоты делятся на *кислородсодержащие* и *бескислородные*. Из вышеназванных *бескислородными* являются кислоты: HCl; H₂S. Эти кислоты не имеют соответствующих им кислотных оксидов (ангидридов), а получаются в результате растворения в воде газообразных водородных соединений хлористого водорода, сероводорода соответственно.

Главное химическое свойство кислот — их способность взаимодействовать с основаниями, образуя соль и воду (*реакция нейтрализации*):

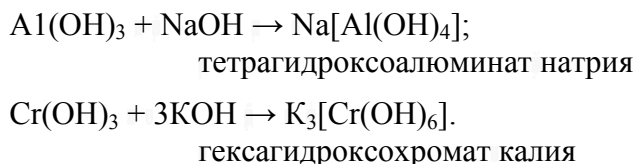


Амфотерные гидроксиды — это гидроксиды, которые взаимодействуют как с кислотами, так и со щелочами, образуя соли. Амфотерные гидроксиды соответствуют амфотерным оксидам: Al(OH)₃ — гидроксид алюминия; Zn(OH)₂ — гидроксид цинка; Sn(OH)₂ — гидроксид олова (II); Cr(OH)₃ — гидроксид хрома (III) и др.

При растворении в кислотах амфотерные гидроксиды ведут себя как основания:



При растворении в щелочах амфотерные гидроксиды ведут себя как кислоты:

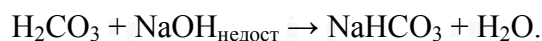


Соли

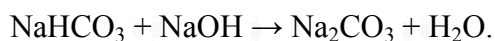
Различают *пять типов солей*: *средние* (или *нормальные*); *кислые*; *основные*; *двойные* и *комплексные*.

Средние (или *нормальные*) *соли* — это продукты полного замещения катионов водорода кислоты на катионы металла: Na₂SO₄ — сульфат натрия; CuCl₂ — хлорид меди (II); K₂CO₃ — карбонат калия.

Кислые соли — это продукт неполного замещения катионов водорода кислоты на катионы металла. Кислые соли образуются в том случае, если для реакции нейтрализации взято недостаточное количество гидроксида:



NaHCO_3 — гидрокарбонат натрия. Кислая соль содержит в своем составе атом водорода, для обозначения которого в название соли вводят приставку *гидро-*. Водород в кислой соли может быть замещен на катион металла, а соль при этом превращается в среднюю:

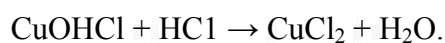


Кислые соли могут быть образованы только многоосновными кислотами. Так, двухосновная серная кислота может образовать только одну кислую соль NaHSO_4 — гидросульфат натрия; трехосновная фосфорная (ортофосфорная) кислота может образовать уже две кислые соли: Na_2HPO_4 — гидрофосфат натрия и NaH_2PO_4 — дигидрофосфат натрия (приставка *ди-* означает два).

Основные соли — это продукты неполного замещения гидроксид-ионов в основаниях кислотными остатками. Основные соли образуются в том случае, если для нейтрализации основания взято недостаточное количество кислоты:



CuOHCl — хлорид гидроксомеди (II). Основные соли содержат в своем составе гидроксид-ион (OH^-), для обозначения которого в название соли вводят приставку *гидроксо-*. Гидроксильная группа в составе основной соли может быть замещена на кислотный остаток, а основная соль при этом превращается в среднюю:



Основные соли могут быть образованы только многокислотными основаниями. Так, двухкислотное основание $\text{Cu}(\text{OH})_2$ может образовать только одну основную соль CuOHCl — хлорид гидроксомеди (II); трехкислотное основание $\text{K}(\text{OH})_3$ может образовать уже две основные соли: FeOHCl_2 — хлорид гидроксожелеза (III) и $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$ — хлорид дигидроксожелеза (III).

Двойные соли — это соли, у которых знакоположительную часть молекулы занимают сразу два катиона металлов: $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ — сульфат калия-алюминия, KMgCl_3 — хлорид калия-магния.

Комплексные соли — это соли, в состав которых входит комплексный ион. Примером комплексных солей могут быть продукты растворения амфотерных гидроксидов в щелочах: $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ — тетрагидроксоалюминат натрия; $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ — тетрагидроксоцинкат натрия.

Электролитическая диссоциация

Электролитической диссоциацией называется процесс распада молекул электролита в растворителе на ионы. Процесс диссоциации — результат физико-химического взаимодействия молекул диссоциирующего вещества с молекулами растворителя. Это взаимодействие объясняется полярностью молекул растворителя, поэтому диссоциация происходит только в тех растворителях, молекулы которых полярны, например в воде, жидком аммиаке. Поскольку в процессе электролитической диссоциации образуются положительно и отрицательно заряженные ионы, создаются условия для прохождения электрического тока через раствор электролита.

Вещества, водные растворы которых проводят электрический ток, называются *электролитами*. К электролитам относятся кислоты, основания и соли.

Растворы электролитов характеризуются *степенью электролитической диссоциации* — α . Если $\alpha = 1$ или $\alpha = 100\%$, имеем полную диссоциацию электролита. Условно считают, если в 0,1N растворе $\alpha > 30\%$, то электролит сильный, если $\alpha = 3-30\%$, то электролит средний, если $\alpha < 3\%$, то электролит слабый.

Сильные электролиты диссоциируют на ионы полностью. К сильным электролитам относятся:

а) кислоты: соляная HCl; азотная HNO₃; серная H₂SO₄; иодистоводородная HI; бромистоводородная HBr и др.;

б) щелочи: KOH; NaOH; Ba(OH)₂; Ca(OH)₂;

в) почти все соли, кроме HgCl₂; Hg(CN)₂; Fe(CNS)₃.

Слабые электролиты диссоциируют на ионы частично. Процесс диссоциации слабых электролитов обратим, поэтому при написании уравнения диссоциации слабого электролита ставят знак обратимости « \rightleftharpoons »:



К слабым электролитам относятся:

а) кислоты: уксусная CH₃COOH; сероводородная H₂S; угольная H₂CO₃; цианистоводородная HCN; кремниевая H₂SiO₃ и др.;

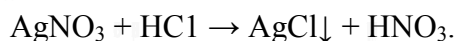
б) гидроксид аммония NH₄OH и все труднорастворимые в воде основания;

в) H₂O.

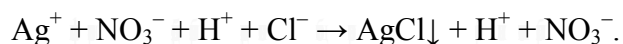
Реакции в растворах электролитов происходят не между молекулами, а между ионами, на которые диссоциируют молекулы электролита. Эти реакции, как правило, относятся к *реакциям обменного разложения*. Реакции идут до конца, если в растворе образуются: осадок, газ, слабодиссоциирующее вещество, комплексный ион. Записывают уравнения этих реакций в трех видах: молекулярной, полной ионной и сокращенной ионной. При написании ионных уравнений необходимо строго соблюдать условия: формулы осадков, газов и слабодиссоциирующих веществ записывают в виде молекул. Поэтому при составлении ионных уравнений рекомендуется пользоваться таблицей растворимости солей и оснований в воде.

Разберем несколько примеров. Реакция идет с образованием осадка:

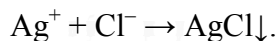
Молекулярное уравнение:



Полное ионное уравнение:

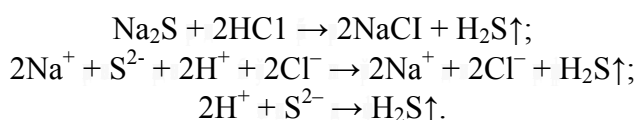


Сокращенное ионное уравнение:

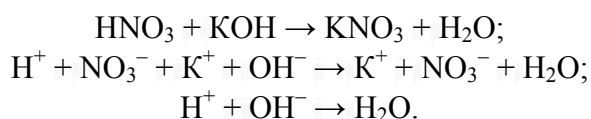


Чтобы написать сокращенную форму уравнения, мысленно сократите те ионы в левой и правой частях равенства, которые не участвуют в реакции, т.е. остаются без изменения. В приведенном выше примере ими будут NO₃⁻ и H⁺-ионы.

Реакция идет с образованием газа:



Реакция идет с образованием слабодиссоциирующего вещества. К этому типу относятся реакции нейтрализации (между кислотой и щелочью с образованием воды):



Гидролиз солей

Гидролизом солей называется взаимодействие ионов соли с ионами воды, приводящее к образованию слабого электролита (слабой кислоты, слабого основания, кислого или основного иона). В результате гидролиза в растворе накапливаются H^+ и OH^- -ионы, поэтому растворы многих солей имеют кислую или щелочную реакцию среды.

Соли можно рассматривать как продукты взаимодействия кислоты с основанием. В зависимости от силы кислоты и основания, которыми образованы соли, их можно отнести к четырем типам. Внимательно изучите табл. 1.

Таблица 1

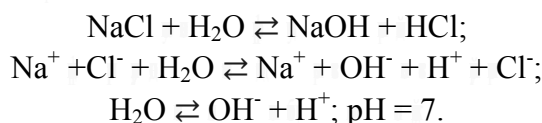
Типы солей

Основание	Кислота	
	Сильная	Слабая
Сильное	1-й тип: NaCl, K ₂ SO ₄	2-й тип: Na ₂ CO ₃ , KCN
Слабое	3-й тип: NH ₄ Cl, Zn(NO ₃) ₂	4-й тип: CH ₃ COONH ₄ , Al ₂ S ₃

Гидролизу подвергаются только те соли, в состав которых входят или ионы слабой кислоты, или ионы слабого основания, т.е. 2-й, 3-й и 4-й типы солей.

1-й тип: соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу практически не подвергаются.

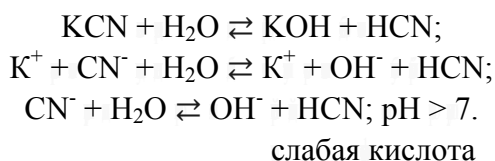
Попытаемся написать уравнения реакций гидролиза NaCl в молекулярной, полной и сокращенной ионной формах:



Сокращенное ионное уравнение показывает, что взаимодействие ионов соли с ионами воды не произошло, слабый электролит не образовался, следовательно, и гидролиз отсутствует. Концентрации H^+ и OH^- -ионов не изменились, $\text{pH} = 7$.

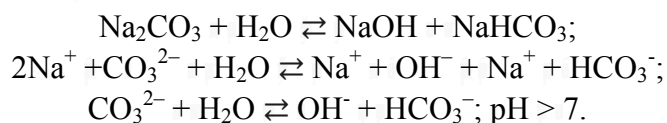
2-й тип: соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой, гидролизуются с образованием слабой кислоты или кислого иона, $\text{pH} > 7$.

Гидролиз цианида калия KCN — соль слабой одноосновной кислоты и сильного однокислотного основания:



В результате гидролиза накапливаются гидроксид-ионы OH^- , обуславливающие щелочную реакцию среды.

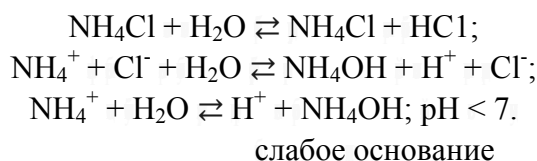
Гидролиз карбоната натрия Na₂CO₃ — соль слабой двухосновной кислоты и сильного однокислотного основания:



В результате гидролиза накапливаются гидроксид-ионы OH^- , обуславливающие щелочную реакцию среды.

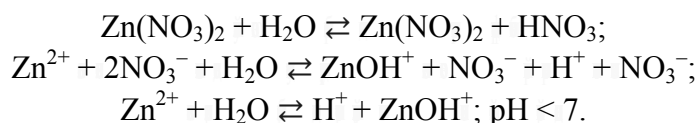
3-й тип: соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой, гидролизуются с образованием слабого основания или основного иона, $\text{pH} < 7$.

Гидролиз хлорида аммония NH_4Cl — соль слабого однокислотного основания и сильной одноосновной кислоты:



В результате гидролиза накапливаются ионы водорода, обуславливающие кислую реакцию среды.

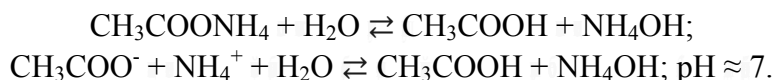
Гидролиз нитрата цинка $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ — соль слабого многокислотного основания и сильной одноосновной кислоты:



В результате гидролиза накапливаются ионы водорода H^+ , обуславливающие кислую реакцию среды.

4-й тип: соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой, гидролизуются с образованием двух слабодиссоциирующих электролитов, $\text{pH} \approx 7$.

Гидролиз ацетата аммония $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ — соль слабой одноосновной кислоты и слабого однокислотного основания:



В результате гидролиза образуется слабое основание и слабая кислота; ионы водорода H^+ и гидроксид-ионы OH^- взаимодействуют с ионами соли, а реакция среды нейтральная или близкая к нейтральной (это зависит от силы образующихся кислоты и основания). В данном случае гидролиз идет более полно, чем в выше разобранных случаях.

Гидролиз сульфида алюминия Al_2S_3 — соль образована очень слабым основанием и очень слабой кислотой:



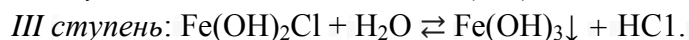
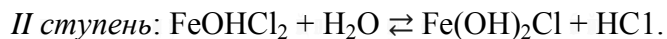
В результате гидролиза образуется осадок и газ. Здесь процесс гидролиза необратим, так как оба продукта удаляются из сферы реакции; такой гидролиз называется *полным* или *необратимым*.

Соли, образованные многоосновными кислотами или многокислотными основаниями, гидролизуются ступенчато, переходя по первой ступени в кислые или основные соли.

Например, гидролиз хлорида железа (III) на холоде идет по первой ступени с образованием основной соли.



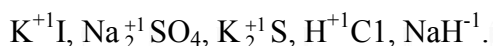
Однако при нагревании гидролиз проходит по II и III ступеням и образующийся гидроксид железа (III) выпадает в осадок.



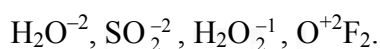
Окислительно-восстановительные процессы

Под *степенью окисления* атомов в соединении следует понимать условный заряд атома, вычисленный исходя из допущения, что молекула — это электронейтральная частица, состоящая только из ионов. При определении степени окисления атомов в соединении необходимо учитывать следующее: степень окисления атомов в простом веществе равна нулю: H_2^0 , O_2^0 , Fe^0 , Zn^0 и т.д.

Положительную степень окисления определяют числом электронов, оттянутых от данного атома. Положительную степень окисления в соединениях проявляют, например металлы, водород (кроме гидридов):



Отрицательная степень окисления определяется числом притянутых атомов электронов. Отрицательную степень окисления в соединениях проявляет почти всегда кислород, исключение составляет фторид кислорода:

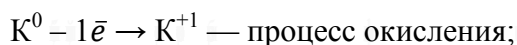


При подсчете степеней окисления атомов необходимо учитывать, что алгебраическая сумма всех степеней окисления в электронейтральной молекуле равна нулю. Например, подсчитаем степень окисления хлора в хлорноватой кислоте — HClO_3 . Сначала проставим известные нам степени окисления водорода и кислорода: $\text{H}^{+1}\text{ClO}_3^{-2}$. Составим уравнение, обозначив степень окисления хлора через X :

$$+1 + X + 3(-2) = 0, \text{ отсюда } X = -1 + 6 = +5;$$

степень окисления хлора в хлорноватой кислоте HClO_3 равна +5.

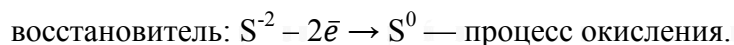
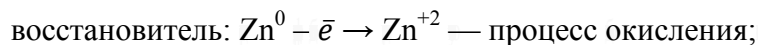
Окислительно-восстановительные реакции — это реакции, которые сопровождаются изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ. Например, $2\text{K}^0 + \text{I}_2^0 \rightarrow 2\text{K}^{+1}\text{I}^{-1}$. В данной реакции степень окисления калия повышается от 0 до +1, что может быть записано в виде электронной схемы:



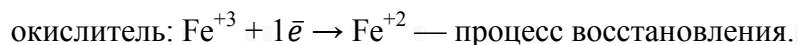
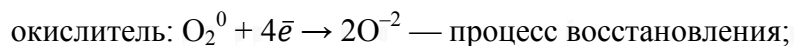
степень окисления иода понижается от 0 до -1:



Окислением называется процесс отдачи электронов атомом или ионом, при этом степень его окисления повышается. Вещество, атомы или ионы которого в процессе реакции отдают электроны, называется *восстановителем*. Примеры:



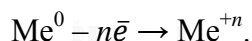
Восстановителем называется процесс присоединения электронов атомом или ионом, при этом степень его окисления понижается. Вещество, атомы или ионы которого в процессе реакции принимают электроны, называется *окислителем*. Примеры:



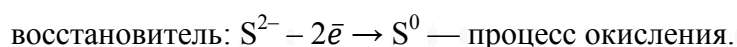
Восстановители

Все простые и сложные вещества, участвующие в реакциях окисления — восстановления, можно отнести к трем группам: типичные восстановители, типичные окислители и вещества, которые могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства в зависимости от условий реакции. *Восстановители* — это вещества, атомы или ионы которых в процессе отдают электроны. Выясним, какие вещества являются типичными восстановителями.

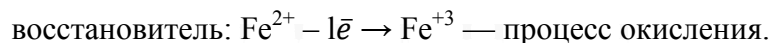
Все металлы относятся к восстановителям. Вступая в реакции, они отдают свои электроны, превращаются в положительно заряженные ионы и сами при этом окисляются:



Отрицательно заряженные элементарные ионы неметаллов также являются типичными восстановителями: I^- (KI), Br^- (KBr), S^{2-} (H_2S). Вступая в реакции, отрицательно заряженные ионы отдают свои избыточные (по сравнению с нулевой степенью окисления) электроны:



Положительно заряженные ионы металлов, которые еще могут окисляться и повышать свою степень окисления, также являются типичными восстановителями: Fe^{2+} (FeCl_2), Sn^{2+} (SnCl_2), Mn^{2+} (MnSO_4) и др. Например,

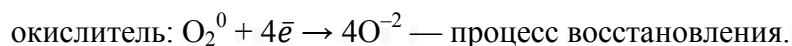
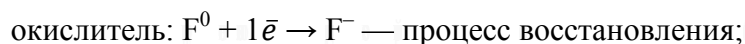


Однако в реакциях с очень сильными восстановителями указанные ионы металлов могут быть окислителями, сами ионы при этом восстанавливаются до свободного состояния.

Окислители

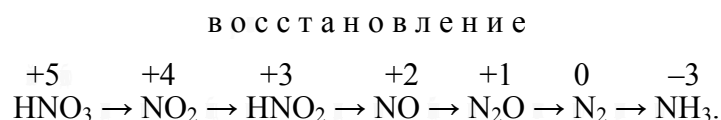
Окислители — это вещества, атомы или ионы которых в процессе реакции принимают электроны и сами при этом восстанавливаются. Выясним, какие вещества являются типичными окислителями.

Неметаллы, атомы которых имеют в наружной электронной оболочке 7, 6, 5, 4 электрона. Вступая в реакцию, они принимают недостающие до октета электроны и соответственно понижают свою степень окисления. Однако среди неметаллов типичными окислителями являются только фтор F_2 и кислород O_2 , все остальные в соединении с кислородом проявляют восстановительные свойства, хотя с подавляющим большинством простых и сложных веществ ведут себя как окислители:

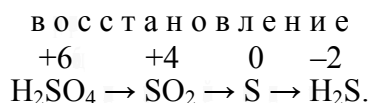


Вещества, в состав которых входят атомы элементов в своей высшей степени окисления, проявляют способность только принимать электроны. При этом их положительная степень окисления понижается. Ниже даны примеры часто встречающихся типичных окислителей.

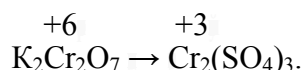
Азотная кислота HNO_3 содержит атом азота в высшей степени окисления +5, благодаря чему является типичным окислителем. В зависимости от условий реакции азотная кислота восстанавливается до следующих продуктов:



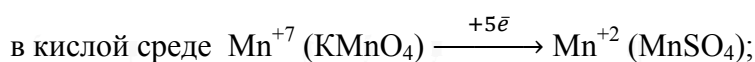
Серная кислота H_2SO_4 (концентрированная) содержит атом серы в высшей степени окисления +6 и является типичным окислителем. В зависимости от условий реакции концентрированная серная кислота восстанавливается до следующих продуктов:



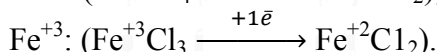
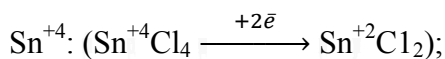
Дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ содержит атом хрома в высшей степени окисления +6, благодаря чему является типичным окислителем. В сернокислой среде дихромат калия восстанавливается до сульфата хрома (+3):



Перманганат калия KMnO_4 содержит атом марганца в высшей степени окисления +7, благодаря чему является сильнейшим окислителем. Восстановление перманганата калия зависит от характера среды, в которой протекает реакция:



Ионы металлов в высшей степени окисления являются сильными окислителями:



Окислители — восстановители

Как говорилось ранее, значительное количество веществ может проявлять в реакциях и окислительные, и восстановительные свойства, в зависимости от условий.

Разберем это на примере серы и ее соединений:

$\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_{4\text{конц}}$	Серная кислота концентрированная является типичным окислителем, так как содержит атом серы в высшей степени окисления S^{+6}
S^0 $\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$	Сера, а также сернистая кислота и ее соли могут быть как окислителями, так и восстановителями, в зависимости от реакционной способности вещества, с которым они реагируют
H_2S^{-2}	Сероводород является только восстановителем, так как содержит атом серы в низшей степени окисления S

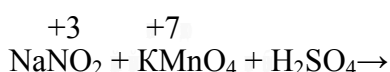
Таким образом, когда атомы элемента имеют промежуточную степень окисления, они могут проявлять, в зависимости от условий, как окислительные, так и восстановительные свойства.

Составление уравнений реакций окисления — восстановления

Метод электронного баланса

Пример. Составить уравнение реакции между нитритом натрия и перманганатом калия в кислой среде.

1. Записываем формулы исходных веществ и определяем степень окисления элементов:



Конец ознакомительного фрагмента.

Приобрести книгу можно

в интернет-магазине

«Электронный универс»

e-Univers.ru