

ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

Учебное ПРО©собие

Федеральное агентство по образованию
Уральский государственный технический университет - УПИ
имени первого Президента России Б.Н. Ельцина»

ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

Учебное пособие

Учебное пособие предназначено для самостоятельного изучения раздела химии: «Химия элементов». Содержит теоретический материал, примеры и образцы решения заданий, задания для самоконтроля в тестовой форме, контрольные задания по основным разделам пособия. Приведены необходимые справочные материалы. Рекомендуются студентам первого курса химических специальностей заочной формы обучения, а также студентам очной формы обучения.

Библиогр.: _6_ назв. Рис. _2_. Прил. 5.

ОГЛАВЛЕНИЕ

1. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ	6
ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ	10
Тема 1: «Комплексные соединения»	
2-а. НЕМЕТАЛЛЫ	13
Подгруппа бора. IIIA-группа	14
Подгруппа IV-A	17
Углерод	
Кремний	21
Подгруппа V-A	24
Азот	25
Фосфор и его соединения	30
Общая характеристика элементов главной подгруппы VI группы	33
Кислород	34
Сера	35
Элементы VII –A группы. общая характеристика	42
Фтор и его соединения	43
Хлор и его соединения	44
Бром и его соединения	48
Иод и его соединения	49
2-б. МЕТАЛЛЫ. ОБЩИЕ СВОЙСТВА	51
Подгруппа железа	54
Подгруппа марганца	59
Подгруппа хрома	62
Подгруппа ванадия	65
Подгруппа титана	73
Подгруппа цинка	74
Подгруппа меди	78
Подгруппа германия	81
Подгруппа алюминия	86

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

Тема 2: «Химия элементов»

Тема 2а: «Металлы»

91

Тема 2б: «Неметаллы»

95

Приложение

98

1. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

В конце 19 века А. Вернер (швейцарский ученый) создал координационную теорию, согласно которой любой элемент помимо основной валентности обладает побочной (скрытой) валентностью. В молекуле комплексного соединения один из атомов, занимающий центральное место, называется *комплексобразователем*, или центральным атомом. Вокруг него расположены (координированы) противоположно заряженные ионы, нейтральные полярные или легко поляризуемые молекулы, называемые *лигандами (аддендами)*. В комплексном соединении различают внешнюю и внутреннюю координационную сферу. Комплексобразователь и лиганды составляют *внутреннюю сферу* комплексного соединения. В формуле комплексного соединения внутренняя сфера заключена в квадратные скобки. Например: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$. За пределами внутренней сферы находится внешняя сфера.

Комплексные соединения образуются за счет координативных (донорно-акцепторных) связей. Лиганды являются донорами электронных пар, комплексобразователь – акцептором. Например, образование комплексного иона $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ можно представить следующим образом. Гидроксид-ион с зарядом (-1) выполняет функцию донора электронной пары. В молекуле гидроксида алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ связи алюминия с тремя гидроксид-группами – ионно-ковалентные, алюминий окружен шестью электронами, занимающими одну *s*- и две *p*-орбитали. Одна *p*-орбиталь у Al свободна, поэтому он выполняет функцию акцептора электронов.

Центральным атомом, или ионом-комплексобразователем, могут быть:

- Положительно заряженные ионы металлов, обладающие большим поляризующим действием (Cu^{2+} , Co^{2+} , Co^{3+} , Pt^{4+} , Cr^{3+} и др.). Это, как правило, *d*- и *f*-элементы; у *s*-элементов

комплексные соединения немногочисленны и отличаются не высокой устойчивостью (кроме иона Be^{2+});

- Нейтральные атомы *d*-металлов (Mn, Fe, Co, Ni, Cr и др. и инертные газы). Например: $[\text{Fe}(\text{CO})_5]^0$; $[\text{Xe}(\text{H}_2\text{O})_6]^0$.

В качестве *лигандов* могут выступать:

- Отрицательно заряженные ионы (Cl^- , CN^- , OH^- , NO_3^- , CNS^- , Br^- , I^- и др.);
- полярные молекулы (H_2O , CO , NH_3 , NO , N_2H_4 и др.), имеющие одну или несколько неподеленных пар;
- неполярные, но легко поляризующиеся молекулы (например, этилендиамин $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{H}_2\text{N}$ и др.).

Координационное число (к.ч.) показывает количество лигандов, связанных с центральным атомом во внутренней координационной сфере. Как правило, координационное число больше числового значения заряда иона-комплексобразователя. Координационное число может принимать значения от 2 до 12, но чаще всего **к.ч.** равно 6, 4 или 2, что соответствует наиболее симметричной конфигурации комплексного иона.

Значение **к.ч.** зависит:

- от химической природы центрального атома. В комплексных ионах, несмотря на одинаковую степень окисления центрального атома, координационные числа различны.

Например: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ **к.ч.** = 4 и $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ **к.ч.** = 6

- степени окисления комплексобразователя. Чем выше степень окисления, тем больше **к.ч.**

Например: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ и $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]^{4+}$

- химической природы лиганда.

Например: алюминий координирует четыре иодид иона $[\text{AlI}_4]^-$, но шесть ионов фтора $[\text{AlF}_6]^{3-}$;

- соотношения радиусов комплексобразователя и лиганда.

В простейшем случае если *к.ч.* не задано, то его рассчитывают как удвоенную степень окисления иона-комплексобразователя. Например: для Ag^+ *к.ч.* = 2.

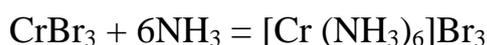
Классификация комплексных соединений

Первый тип – комплексы, образованные по типу присоединения одной молекулы к другой (ацидокомплексы, если лиганды являются остатками кислот):



Для таких комплексов характерно то, что присоединяющиеся дополнительные лиганды укрепляют связь центрального атома с другими отрицательными ионами.

Второй тип комплексов – соединения, являющиеся результатом внедрения группы молекул внутрь другой молекулы:



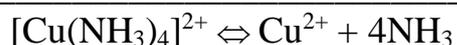
Классы комплексных соединений:

- кислоты – $\text{H}_2[\text{PtCl}_6]$;
- основания – $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$;
- соли – $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_2$

Комплексные соединения, имеющие внешнюю сферу, - сильные электролиты. В водных растворах они диссоциируют нацело (на внутреннюю и внешнюю сферу) и полностью (т.е. необратимо):



Внутренняя сфера (комплексный ион) диссоциирует по типу слабого электролита – ничтожно мало, т.е. ступенчато и обратимо:



Прочность комплексного иона оценивается значением его константы диссоциации, которая называется **константой нестойкости (K_n)**. Чем меньше K_n , тем прочнее комплекс. В некоторой справочной литературе приводится обратная величина **константы нестойкости**, которая называется **константой устойчивости** комплекса.

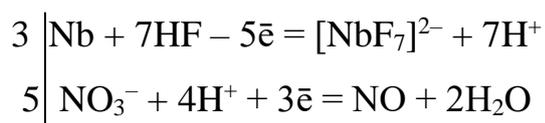


$$K_n = \frac{[Fe^{2+}] \cdot [CN^-]^6}{[[Fe(CN)_6]^{4-}]} = 1,3 \cdot 10^{-37}$$

Правила написания уравнений химических реакций с участием комплексных соединений

При составлении окислительно-восстановительных реакций с участием комплексных соединений в электронно-ионных схемах записываются полные формулы комплексных ионов.

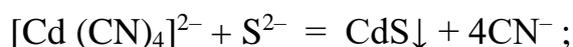
Например:



Для того чтобы разрушить комплексный ион, нужно добавить вещество, которое свяжет либо лиганд, либо ион-комплексообразователь в более прочное соединение (осадок или другое комплексное соединение).

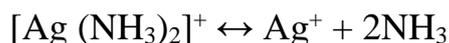
Например:

- Связывание центрального иона-комплексообразователя:



$$K_n([Cd(CN)_4]^{2-}) = 7,8 \cdot 10^{-18} ; \quad \text{Пр}_{CdS} = 8 \cdot 10^{-27}$$

- Связывание лиганда:



Если добавить H^+ , то можно связать лиганд в более прочный ион NH_4^+



ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

Тема 1: «Комплексные соединения»

Задание 1: Составьте формулы комплексных соединений из заданных ионов. Напишите уравнения их диссоциации и выражение для константы нестойкости K_n .

№ варианта	Ионы	к.ч.	№ варианта	Ионы	к.ч.
1	$\text{Cu}^{2+}, \text{H}_2\text{O}, \text{Cl}^-$	4	16	$\text{Cl}^-, \text{Fe}^{2+}, \text{H}_2\text{O}$	6
2	$\text{Fe}^{2+}, \text{K}^+, \text{CN}^-$	6	17	$\text{Pt}^{4+}, \text{Cl}^-, \text{H}^+$	6
3	$\text{Fe}^{3+}, \text{K}^+, \text{CN}^-$	6	18	$\text{Al}^{3+}, \text{OH}^-, \text{K}^+$	4
4	$\text{ZrO}^{2+}, \text{H}_2\text{O}, \text{NO}_3^-$	4	19	$\text{TiO}^{2+}, \text{Cl}^-, \text{H}_2\text{O}$	6
5	$\text{Sn}^{2+}, \text{OH}^-, \text{K}^+$	4	20	$\text{Be}^{2+}, \text{OH}^-, \text{Na}^+$	4
6	$\text{H}^+, \text{F}^-, \text{WO}_2^{2+}$	6	21	$\text{K}^+, \text{Ag}^+, \text{I}^-$	2
7	$\text{NH}_3, \text{OH}^-, \text{Co}^{2+}$	6	22	$\text{H}_2\text{O}, \text{Ni}^{2+}, \text{Cl}^-$	6
8	$\text{SO}_4^{2-}, \text{VO}^{2+}, \text{H}_2\text{O}$	5	23	$\text{Hg}^{2+}, \text{CN}^-, \text{Mg}^{2+}$	6
9	$\text{K}^+, \text{Au}^{3+}, \text{CN}^-$	6	24	$\text{CNS}^-, \text{K}^+, \text{Au}^{3+}$	6
10	$\text{Br}^-, \text{SO}_4^{2-}, \text{Cd}^{2+}$	4	25	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}, \text{Ag}^+, \text{Na}^+$	2
11	$\text{Na}^+, \text{CN}^-, \text{Co}^{3+}$	6	26	$\text{CN}^-, \text{K}^+, \text{Ag}^+$	2
12	$\text{SbO}^+, \text{H}_2\text{O}, \text{Cl}^-$	5	27	$\text{K}^+, \text{Sn}^{4+}, \text{Cl}^-$	6
13	$\text{NO}_3^-, \text{Co}^{3+}, \text{NH}_3$	6	28	$\text{I}^-, \text{Hg}^{2+}, \text{K}^+$	4
14	$\text{OH}^-, \text{Na}^+, \text{Zn}^{2+}$	4	29	$\text{Sr}^{2+}, \text{Zn}^{2+}, \text{OH}^-$	4
15	$\text{Co}^{2+}, \text{NO}_3^-, \text{H}_2\text{O}$	6	30	$\text{F}^-, \text{Ni}^{3+}, \text{Na}^+$	6

Задание 2: Определите степень окисления иона комплексообразователя и класс комплексно соединения. Напишите реакцию получения комплекса из приведенных комплексных соединений (по одному из трех предложенных).

№ варианта	Комплекс	№ варианта	Комплекс
1	[TiO(H ₂ O) ₆]SO ₄ K ₂ [Co(CNS) ₄] H[AuCl ₄]	16	K ₄ [Fe(CN) ₆] H[Ag(CN) ₂] [Cu(NH ₃) ₄](OH) ₂
2	H ₂ [PtCl ₄] K[CuI ₂] [SbO(H ₂ O) ₆]OH	17	K ₂ [Cu(CN) ₄] [Cu(NH ₃) ₂]OH H ₂ [AuOCl ₃]
3	K ₂ [Ir(OH) ₄] H ₃ [Co(CNS) ₆] H ₂ [SiF ₆]	18	[Cu(NH ₃) ₄]SO ₄ [VO(H ₂ O) ₅](OH) ₂ K ₂ [Sn(OH) ₆]
4	K[Co(NH ₃) ₂ (NO ₂) ₄] [Al(OH) ₂ (H ₂ O) ₂]SO ₄ [ZrO(H ₂ O) ₃](OH) ₂	19	[Co(NH ₃) ₄ Cl ₂]Cl K ₃ [CoF ₆] [TiO(H ₂ O) ₅]SO ₄
5	[Co(NH ₃) ₆](OH) ₂ [Pd(H ₂ O) ₃ Cl]Cl H[Al(SO ₄) ₂]	20	H ₂ [NbF ₇] [Pt(H ₂ O) ₄ (CN) ₂](OH) ₂ Na ₂ [BeF ₄]
6	H ₂ [NbCl ₇] [Co(H ₂ O) ₆]Cl ₃ Na ₂ [MoO ₂ F ₄]	21	[TiO(H ₂ O) ₃]SO ₄ [Zn(NH ₃) ₄](OH) ₂ [Co(NH ₃) ₆](OH) ₃
7	[Sn(H ₂ O) ₆](OH) ₂ H ₂ [VF ₇] K ₂ [Zn(OH) ₄]	22	K[AgCl ₂] H[CuCl ₂] [Fe(H ₂ O) ₆](OH) ₂

№ варианта	Комплекс	№ варианта	Комплекс
8	[Co(H ₂ O) ₆]SO ₄ [Al(OH)(H ₂ O) ₃]Cl ₂ [Hg(NH ₃) ₄]Cl ₂	23	[Cr(OH)(H ₂ O) ₃]SO ₄ K ₂ [BeF ₄] [Co(NH ₃) ₆](OH) ₃
9	H ₂ [AuOCl ₃] K ₄ [CoF ₆] H ₂ [WO ₂ F ₄]	24	Na ₂ [TaF ₇] [VO(H ₂ O) ₆]Cl ₂ K ₂ [Zn(S ₂ O ₃) ₂]
10	K ₂ [Zn(OH) ₄] [VO(H ₂ O) ₃](OH) ₂ [Zn(OH)(H ₂ O) ₃]Cl	25	[V(OH) ₂]Cl [Ni(N ₂ H ₄) ₆](OH) ₂ H ₂ [Ni(CN) ₄]
11	[Pt(NH ₃) ₃ Cl ₃]Cl [Ni(NH ₃) ₆](OH) ₂ H ₂ [HgOCl] ₂	26	H ₂ [RhCl ₄] K ₂ [PbI ₄] Na ₃ [Ga(OH) ₃]
12	K ₄ [Fe(CN) ₆] H ₂ [HgOCl] ₂ [Cu(NH ₃) ₂]OH	27	H ₂ [HgBr ₄] [Ni(H ₂ O) ₆]SO ₄ Na ₂ [SnCl ₄]
13	[Fe(H ₂ O) ₆]SO ₄ Na ₃ [Cr(OH) ₆] H ₂ [Cu(CN) ₄]	28	K ₂ [PdF ₄] Na ₂ [Pt(OH) ₆] H ₂ [MoO ₂ Cl ₄]
14	[Ag(CNS) ₂]NO ₃ H ₂ [MoO ₂ F ₄] [SbO(H ₂ O) ₅]OH	29	H ₂ [RuBr ₄] [ZrO(H ₂ O) ₅]Cl ₂ K ₃ [Ga(OH) ₆]
15	K ₂ [HgI ₄]Cl H ₂ [HgO(NO ₃) ₂] [HfO(H ₂ O) ₅]SO ₄	30	H ₂ [Pt(CN) ₄] K ₃ [InCl ₆] [V(N ₂ H ₄) ₆](OH) ₃

2-а. НЕМЕТАЛЛЫ

Неметаллы — химические элементы, которые занимают правый верхний угол Периодической системы. Расположение их в главных подгруппах соответствующих периодов следующее:

Группа	III	IV	V	VI	VII	VIII
2-й период	<u>B</u>	<u>C</u>	<u>N</u>	<u>O</u>	<u>F</u>	<u>Ne</u>
3-й период		<u>Si</u>	<u>P</u>	<u>S</u>	<u>Cl</u>	<u>Ar</u>
4-й период			<u>As</u>	<u>Se</u>	<u>Br</u>	<u>Kr</u>
5-й период				<u>Te</u>	<u>I</u>	<u>Xe</u>
6-й период					<u>At</u>	<u>Rn</u>

Кроме того, к неметаллам относят также водород и гелий.

Характерной особенностью неметаллов является большее (по сравнению с металлами) число электронов на внешнем энергетическом уровне их атомов. Это определяет их большую способность к присоединению дополнительных электронов, и проявлению более высокой окислительной активности, чем у металлов.

Неметаллы имеют высокие значения сродства к электрону, большую электроотрицательность и высокий окислительно-восстановительный потенциал. Благодаря высоким значениям энергии ионизации неметаллов, их атомы могут образовывать ковалентные химические связи с атомами других неметаллов и амфотерных элементов. В отличие от преимущественно ионной природы строения соединений типичных металлов, простые неметаллические вещества, а также соединения неметаллов имеют ковалентную природу строения.

В свободном виде могут быть газообразные неметаллические простые вещества — фтор, хлор, кислород, азот, водород, инертные газы, твёрдые —

иод, астат, сера, селен, теллур, фосфор, мышьяк, углерод, кремний, бор, при комнатной температуре в жидком состоянии существует бром.

ПОДГРУППА БОРА. IIIA-ГРУППА

Элементы IIIA-группы имеют валентные электроны ns^2np^1 . Они являются значительно менее активными восстановителями, чем щелочноземельные металлы. Для них характерна степень окисления +3 и валентность III. В группе сверху вниз возрастают металлические свойства элементов, увеличиваются восстановительные свойства их атомов. Увеличиваются основные свойства гидроксидов и уменьшаются их кислотные свойства.

Элементы	Оксиды	Гидроксиды
B — неметалл	B_2O_3 — кислотный	H_3BO_3 — кислота
Al — металл	Al_2O_3 — амфотерный	$Al(OH)_3$ — амфотерный
Ga — металл	Ga_2O_3 — амфотерный	$Ga(OH)_3$ — амфотерный
In — металл	In_2O_3 — амфотерный	$In(OH)_3$ — амфотерный
Tl — металл	Tl_2O_3 — основной	$Tl(OH)_3$ — основание

Соединения Tl^{3+} являются сильными окислителями и восстанавливаются до соединений Tl^+ .

Физические свойства. Цвет бора зависит от степени его чистоты: чистый бор — бесцветен; бор загрязненный примесями имеет цвет от коричневого до черного.

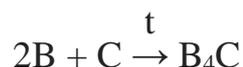
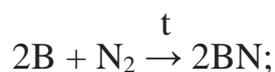
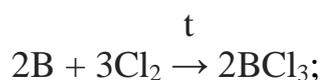
Кристаллический бор имеет 4 модификации: самая устойчивая — тетрагональная B_{12} (икосаэдр). Кристаллическая решетка бора очень

прочная. Бор – полупроводник. Это достаточно твердое и тугоплавкое вещество (см. табл.).

Химические свойства. В обычных условиях бор инертен, но при нагревании проявляет достаточно высокую активность, поэтому получить его в чистом состоянии достаточно трудно.

Бор реагирует при нагревании:

- с неметаллами: $B + O_2 \rightarrow B_2O_3$;



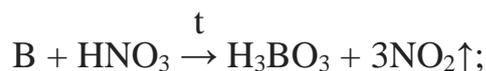
$B + H_2 \xrightarrow{t}$ реакция не идет, но известно много боранов состава B_nH_m , которые получают косвенно. Они являются сильными восстановителями;

- с металлами:

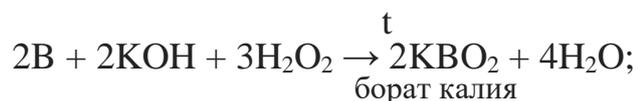


- это химически активные вещества. Бориды тяжелых металлов (Zn, Ti, Zr) не всегда стехиометричны по составу и являются тугоплавкими химически инертными веществами, что позволяет использовать их как полезные добавки в сплавах,

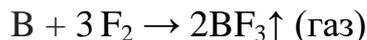
- с концентрированными кислотами (окислителями):



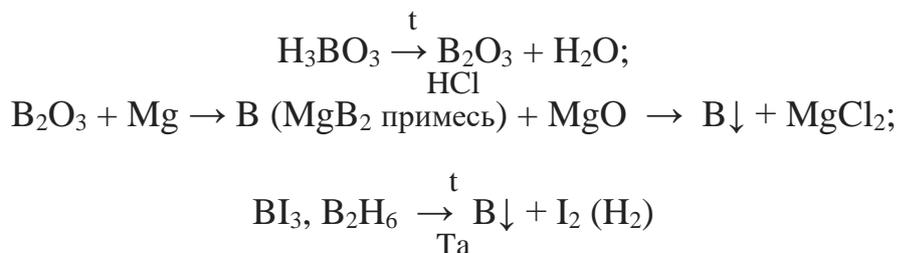
- со щелочами бор реагирует только в присутствии окислителя:



Только реакция с фтором протекает в обычных условиях:



Получение бора. В природе бор встречается только в виде оксоборатов: $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – тинкал, бура; MgHBO_3 – ашарит; H_3BO_3 – борная кислота, сассолин.



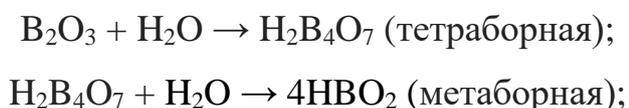
Другой способ получения бора – электролиз расплава BF_3 .

Применение. Бор способен поглощать нейтроны, его карбиды вводят в стали и используют в атомной энергетике. Бор – придает жаропрочность, износостойкость как добавка к стали.

Галогениды бора. $\text{BCl}_3 \cdot n\text{R}$ – используются в органическом синтезе (кислоты Льюиса).

Соединение HBF_4 существует только в растворе. NaBF_4 – по характеру поведения в химических реакциях похож на соль NaClO_4 .

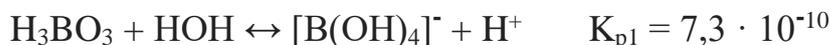
Соединения бора с кислородом. Бор относительно легко взаимодействует с кислородом при температурах ниже 700°C . При этом образуется оксид бора B_2O_3 . Это бесцветные кристаллы. При понижении температуры образуется полимер $(\text{B}_2\text{O}_3)_n$, представляющий собой стеклообразную массу. Оксид бора B_2O_3 обладает кислотным характером, химически активен.



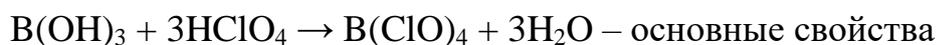
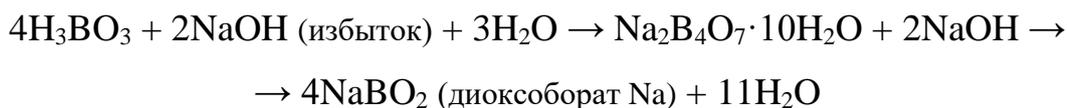
время



Ортоборная кислота. Ортоборная – слабая кислота, ее соли легко гидролизуются. Она обладает некоторой амфотерностью:



- бора, но могут образовываться и другие полиборные соли.



Тетраборат натрия. Это соль сильной тетраборной кислоты:



Используется для получения стекол, эмалей, как протрава при окрашивании тканей, в медицине при лечении эпилепсии и как дезинфицирующее средство, в сельском хозяйстве как удобрение и т. д.

$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + \overset{\text{t}}{\text{CoO}} \rightarrow \text{Na}_2 [\text{Co}(\text{BO}_2)_4]$ – перлы буры, оксоболаты, синее стекло; если использовать Cr или Cu, то получим, соответственно, зеленое и голубое стекло.

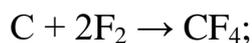
ПОДГРУППА IV-A

В IV A подгруппе к неметаллам относятся углерод и кремний.

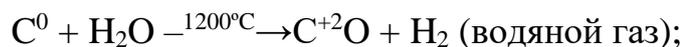
УГЛЕРОД

C – имеет $2s^2 2p^2$ валентные электроны, высшая степень окисления углерода +4, низшая – 4. Формулы высшего оксида CO_2 . Имеет кислотный характер. Ему соответствует угольная кислота H_2CO_3 , которая является слабым электролитом.

Углерод имеет несколько аллотропных модификаций. Аллотропия – способность атомов одного и того же элемента образовывать несколько соединений, имеющих одинаковый состав, но различное строение и свойства.



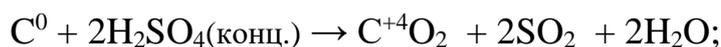
- взаимодействие с водяным паром:



- взаимодействие с оксидами металлов:



- взаимодействие с кислотами – окислителями:



Окислительные свойства:

- с некоторыми металлами образует карбиды:



- взаимодействие с водородом: $\text{C}^0 + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_4$

Оксид углерода (II) CO

Угарный газ; бесцветный, без запаха, малорастворим в воде, растворим в органических растворителях, ядовит, $t_{\text{кип}} = -192^\circ\text{C}$;
 $t_{\text{пл.}} = -205^\circ\text{C}$.

Получение

- в промышленности (в газогенераторах):



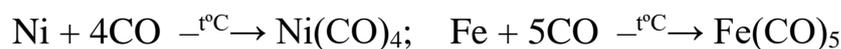
- в лаборатории - термическим разложением муравьиной или щавелевой кислоты в присутствии $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$:



Химические свойства

При обычных условиях CO инертен; при нагревании – восстановитель; несолеобразующий оксид.

- с кислородом: $2\text{C}^{+2}\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{C}^{+4}\text{O}_2$;
- с оксидами металлов: $\text{C}^{+2}\text{O} + \text{CuO} \rightarrow \text{Cu} + \text{C}^{+4}\text{O}_2$;
- с хлором (на свету): $\text{CO} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{-h\nu} \text{COCl}_2$ (фосген);
- с переходными металлами образует карбонилы:



Оксид углерода (IV) CO_2

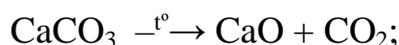
Углекислый газ, бесцветный, без запаха, растворимость в воде - в 1V H_2O растворяется 0,9V CO_2 (при нормальных условиях); тяжелее воздуха; $t_{\text{пл.}} = -78,5^{\circ}\text{C}$ (твёрдый CO_2 называется "сухой лёд"); не поддерживает горение.

Структурная формула: $\text{O}=\text{C}=\text{O}$

Получение CO_2 :

- термическим разложением солей угольной кислоты (карбонатов).

Обжиг известняка:

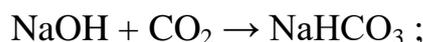


- действием сильных кислот на карбонаты и гидрокарбонаты:

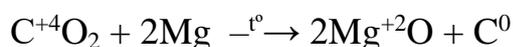


Химические свойства

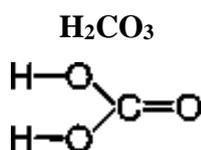
- CO_2 - кислотный оксид: реагирует с основными оксидами и основаниями, образуя соли угольной кислоты:



- при повышенной температуре может проявлять окислительные свойства:



Угольная кислота и её соли



- кислота слабая, существует только в водном растворе:



Угольная кислота – двухосновная:

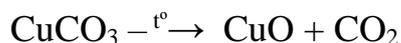


Для нее характерны все свойства кислот. Образует средние соли карбонаты (CO_3^{2-}) и кислые соли - гидрокарбонаты (HCO_3^-).

Карбонаты и гидрокарбонаты могут превращаться друг в друга:



Карбонаты металлов (кроме щелочных металлов) при нагревании разлагаются с образованием оксида:



Качественная реакция - "вскипание" при действии сильной кислоты:



КРЕМНИЙ

Открыт Ж. Гей-Люссаком и Л.Тенаром в 1811г. Второй по распространённости элемент в земной коре (27,6% по массе). Электронная формула: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$. Степени окисления: + 4, - 4.

Аллотропия

Кристаллический – тёмно-серое вещество с металлическим блеском, большая твёрдость, хрупок, полупроводник; $\rho = 2,33 \text{ г/см}^3$, $t^\circ_{\text{пл.}} = 1415^\circ\text{C}$; $t^\circ_{\text{кип.}} = 2680^\circ\text{C}$.

Имеет алмазоподобную структуру (sp^3 - гибридизация атомов кремния) и образует прочные ковалентные s- связи. Инертен.

Аморфный - бурый порошок, гигроскопичен, алмазоподобная структура, $\rho = 2 \text{ г/см}^3$, более реакционноспособен.

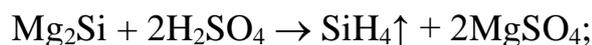
Получение:

- карботермическим способом: $2\text{C} + \text{Si}^{+4}\text{O}_2 \xrightarrow{-t^\circ} \text{Si}^0 + 2\text{CO}$;
- магниитермическим способом: $2\text{Mg} + \text{Si}^{+4}\text{O}_2 \xrightarrow{-t^\circ} 2\text{MgO} + \text{Si}^0$

Химические свойства

- Типичный неметалл, инертен.

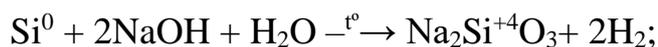
- Как **восстановитель** реагирует:
 - а) с кислородом: $\text{Si}^0 + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{Si}^{+4}\text{O}_2$;
 - б) с фтором (без нагревания): $\text{Si}^0 + 2\text{F}_2 \rightarrow \text{SiF}_4\uparrow$;
 - в) с углеродом: $\text{Si}^0 + \text{C} \xrightarrow{t^\circ} \text{Si}^{+4}\text{C}$
 (SiC - карборунд – твёрдый; используется для точки и шлифовки);
 с водородом не взаимодействует. Силан (SiH_4) получают разложением силицидов металлов кислотой:



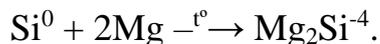
- с кислотами не реагирует. Растворяется только в смеси азотной и плавиковой кислот:



- со щелочами (при нагревании):



- **как окислитель**: с металлами (образуются силициды):

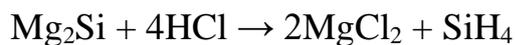


Силан SiH_4

Бесцветный газ, ядовит, $t_{\text{пл.}} = -185^\circ\text{C}$, $t_{\text{кип.}} = -112^\circ\text{C}$.

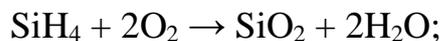
Получение

Получают силан действием соляной кислоты на силицид манеия:



Химические свойства

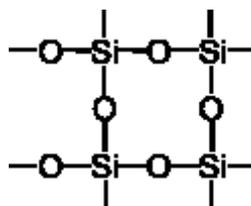
- силан окисляется кислородом:



- разлагается: $\text{SiH}_4 \rightarrow \text{Si} + 2\text{H}_2$

Оксид кремния (IV) (SiO_2)_n

SiO_2 - кварц, горный хрусталь, аметист, агат, яшма, опал, кремнезём
(основная часть песка)



$\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ - каолинит (основная часть глины)

$\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ - ортоклаз (полевой шпат)

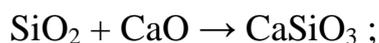
Физические свойства

Твёрдое, тугоплавкое вещество, $t_{\text{пл.}} = 1728^\circ\text{C}$, $t_{\text{кип.}} = 2590^\circ\text{C}$

SiO₂ – Кислотный оксид

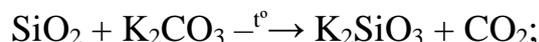
При сплавлении взаимодействует с основными оксидами, щелочами, а также с карбонатами щелочных и щелочноземельных металлов:

- с основными оксидами:

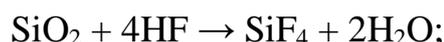


- со щелочами: $\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;

- с солями: $\text{SiO}_2 + \text{CaCO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2$;



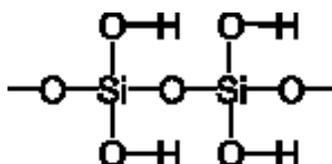
- с плавиковой кислотой:



(реакции лежат в основе процесса травления стекла).

Оксид кремния не растворяется в воде.

Кремниевые кислоты



$x \text{ SiO}_2 * y \text{ H}_2\text{O}$

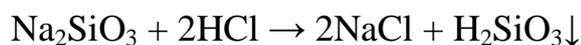
$x = 1, y = 1 \text{ H}_2\text{SiO}_3$ - мета кремниевая кислота ;

$x = 1, y = 2 \text{ H}_4\text{SiO}_4$ - орто кремниевая кислота и т.д.

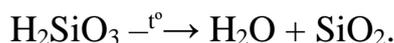
H_2SiO_3 - очень слабая (слабее угольной), непрочная, в воде малорастворима (образует коллоидный раствор), не имеет кислого вкуса.

Получение

Так как оксид кремния нерастворим в воде, то кремниевую кислоту получают реакцией обмена:



При нагревании она разлагается:



Отмытый и высушенный гель кремниевой кислоты называется силикагелем. Соли кремниевой кислоты - *силикаты*.

ПОДГРУППА V-A

Общая характеристика элементов главной подгруппы V группы (подгруппы азота)

Таблица. Электронное строение и физические свойства

Порядковый №	Элемент	Электронная конфигурация	Атомный радиус, нм	ЭО	Степени окисления
7	Азот (N)	[He] $2s^2 2p^3$	0,075	3,0	-3, -2, -1, +1, +2, +3, +4, +5
15	Фосфор (P)	[Ne] $3s^2 3p^3$	0,110	2,1	-3, +1, +3, +5
33	Мышьяк (As)	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^3$	0,121	2,0	-3, +3, +5
51	Сурьма (Sb)	[Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^3$	0,141	1,9	-3, +3, +4, +5
83	Висмут (Bi)	[Xe] $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^3$	0,152	1,9	+3, +5

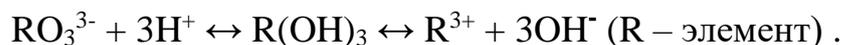
В ряду $-\text{N} - \text{P} - \text{As} - \text{Sb} - \text{Bi}$ увеличиваются размеры атомов, ослабляется притяжение валентных электронов к ядру, ослабляются неметаллические свойства, возрастают металлические свойства, ЭО уменьшается.

N, P - типичные неметаллы; As, Sb - проявляют неметаллические и металлические свойства ; Bi - типичный металл.

P, As и Bi существуют в твердом состоянии в нескольких модификациях.

Химические свойства

- Основной характер оксидов R_2O_5 увеличивается, а кислотный – ослабевает с увеличением порядкового номера;
- Гидроксиды всех элементов в пятивалентном состоянии имеют кислотный характер;
- Основной характер гидроксидов $R(OH)_3$ увеличивается, а кислотный – ослабевает с увеличением порядкового номера:



- As, Sb, и Bi плохо растворимы в воде.
- Восстановительные свойства водородных соединений RH_3 усиливаются, а устойчивость уменьшается с увеличением порядкового номера.

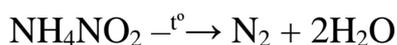
АЗОТ



Открыт Д.Резерфордом в 1772 г. Основной компонент воздуха (78% по объему, 75,6% по массе). В молекуле имеются одна σ - и две π - связи.

Получение

- Промышленный способ. Перегонка жидкого воздуха.
- Лабораторный способ. Разложение нитрита аммония:

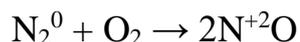


Химические свойства

Молекула N_2 очень устойчива (три ковалентные связи), поэтому обладает низкой реакционной способностью, тем не менее азот при особых условиях может проявлять как восстановительные, так и окислительные свойства, так как находится в промежуточной степени окисления.

- Восстановитель:

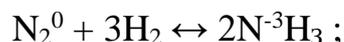
Высокая температура (электрическая дуга, 3000°C)



(в природе - во время грозы);

- Окислитель:

а) с водородом (500° С, катализатор, P):



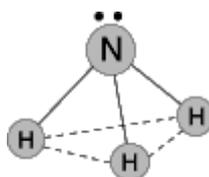
б) с активными металлами (с щелочными и щелочно-земельными металлами):



АММИАК (NH₃)

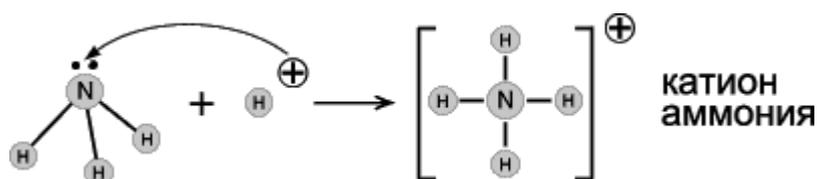
Строение

Молекула полярная, имеет форму треугольной пирамиды с атомом азота в вершине, $\angle \text{HNN} = 107,3^\circ$. Атом азота находится в sp^3 - гибридном состоянии; из четырех гибридных орбиталей азота три участвуют в образовании одинарных связей N–H, а четвертая связь занята неподеленной электронной парой.



Химические свойства

Образование ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму представлено на схеме:



- Аммиак - основание Льюиса. Его раствор в воде (аммиачная вода, нашатырный спирт) имеет щелочную реакцию (лакмус – синий; фенолфталеин – малиновый) из-за образования гидроксида аммония:

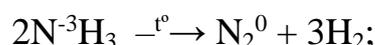


- Аммиак реагирует с кислотами с образованием солей аммония:



- Аммиак - восстановитель (окисляется до N_2^{+1}O или N^{+2}O);

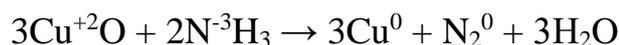
- При нагревании разлагается:



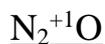
- Горит в кислороде: а) без катализатора $4\text{N}^{-3}\text{H}_3 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2^0 + 6\text{H}_2\text{O}$;



- Восстанавливает оксиды некоторых металлов:



ОКСИДЫ АЗОТА



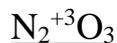
оксид азота (I)

закись азота, "веселящий газ"



оксид азота (II)

окись азота



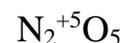
оксид азота (III)

азотистый ангидрид



оксид азота (IV)

двуокись азота, диоксид азота



оксид азота (V)

азотный ангидрид

АЗОТИСТАЯ КИСЛОТА

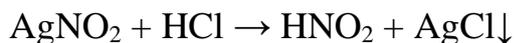
HNO_2 – Азотистая кислота $\text{H}-\text{O}-\text{N}=\text{O}$

Физические свойства

Существует только в разбавленных водных растворах.

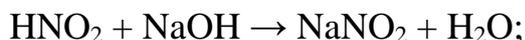
Получение

Получают действием соляной кислоты на нитриты металлов:



Химические свойства

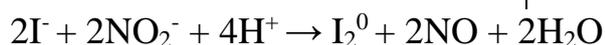
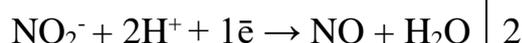
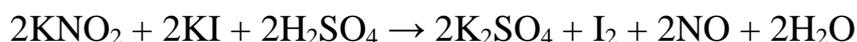
- Слабая кислота; ее соли (нитриты) – устойчивы:



- Разлагается при нагревании:



- Слабый окислитель (окислительные свойства проявляет только в реакциях с сильными восстановителями):

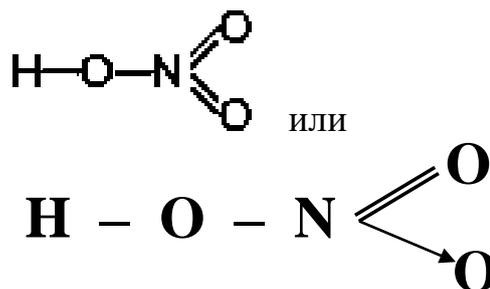


- Сильный восстановитель:



АЗОТНАЯ КИСЛОТА

HNO_3 – Азотная кислота



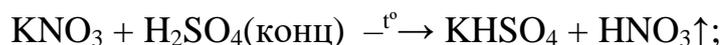
Физические свойства

Бесцветная жидкость, неограниченно растворимая в воде; $t_{\text{пл.}} = -41^\circ\text{C}$;

$t_{\text{кип}} = 82,6^\circ\text{C}$, $\rho = 1,52 \text{ г/см}^3$

Получение

- Лабораторный способ:



- Промышленный способ. Осуществляется в три этапа:

а) Окисление аммиака на платиновом катализаторе до NO:



б) Окисление кислородом воздуха NO до NO₂:



с) Поглощение NO₂ водой в присутствии избытка кислорода:



Химические свойства

Азотная кислота является очень сильным электролитом.

Диссоциирует в водном растворе практически нацело: $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$.

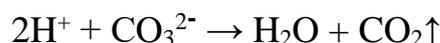
Реагирует:

- с основными оксидами:



- с основаниями: $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$;

- вытесняет слабые кислоты из их солей:



Азотная кислота - сильный окислитель

- Разлагается на свету и при нагревании:



- Окрашивает белки в оранжево-желтый цвет (при попадании на кожу рук - "ксантопротеиновая реакция");
- При взаимодействии с металлами никогда не выделяется водород (см. метод. разработку часть I):

металл + HNO₃ → соль азотной кислоты + вода + газ (N₂, N₂O, NO, NO₂ или NH₄⁺);

- С неметаллами:

Азотная кислота превращается в NO (или в NO₂); неметаллы окисляются до соответствующих кислот:



ФОСФОР И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

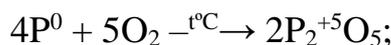
Фосфор (P) - открыт алхимиком Х. Брандом в 1669 году. В свободном состоянии в природе не встречается.

Электронная конфигурация $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^3$

Химические свойства.

Фосфор реагирует:

- С кислородом:

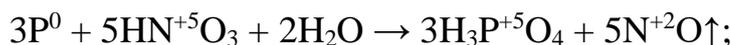


(при недостатке кислорода: $4P^0 + 3O_2 \xrightarrow{t^{\circ}C} 2P_2^{+3}O_3$);

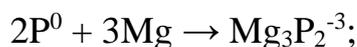
- С галогенами и серой: $2P + 3Cl_2 \rightarrow 2PCl_3$;



- С азотной кислотой:



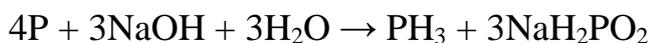
- С металлами образует фосфиды, в которых фосфор проявляет степень окисления - 3:



(фосфид магния легко разлагается водой):



- Со щелочью:

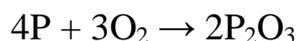


Реакция *диспропорционирования*.

$P_2^{+3}O_3$ - фосфористый ангидрид (оксид фосфора (III)).

Белые кристаллы, $t^{\circ}\text{пл.} = 24^{\circ} \text{C}$; $t^{\circ}\text{кип.} = 175^{\circ}\text{C}$. Существует в виде нескольких модификаций. В парах состоит из молекул P_4O_6 . P_2O_3 соответствует фосфористая кислота H_3PO_3 .

Получение: Окисление фосфора при недостатке кислорода:



Химические свойства

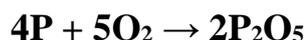
Для P_2O_3 характерны все свойства кислотных оксидов. Оксид фосфора (III) растворяется в воде с образованием фосфористой кислоты, являющейся слабым электролитом: $P_2O_3 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_3$.

Является сильным восстановителем и при взаимодействии с кислородом образует оксид фосфора (V): $O_2 + P_2^{+3}O_3 \rightarrow P_2^{+5}O_5$

$P_2^{+5}O_5$ - фосфорный ангидрид (оксид фосфора (V)).

Белые кристаллы, $t_{\text{пл.}} = 570^{\circ} \text{C}$, $t_{\text{кип.}} = 600^{\circ}\text{C}$, $\rho = 2,7 \text{ г/см}^3$. Имеет несколько модификаций. В парах состоит из молекул P_4O_{10} , очень гигроскопичен (используется как осушитель газов и жидкостей).

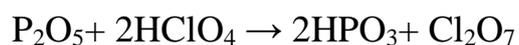
Получение:



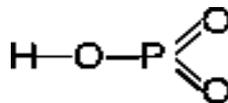
Химические свойства

Оксид фосфора (V), проявляя кислотные свойства: реагирует с водой, основными оксидами и щелочами:

- $P_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HPO_3$ (метафосфорная кислота);
 $P_2O_5 + 2H_2O \rightarrow H_4P_2O_7$ (пирофосфорная кислота);
 $P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$ (ортофосфорная кислота);
- $P_2O_5 + 3BaO \rightarrow Ba_3(PO_4)_2$;
 $P_2O_5 + 6KOH \rightarrow 2K_3PO_4 + 3H_2O$
- P_2O_5 - сильное водоотнимающее средство:
 $P_2O_5 + 2HNO_3 \rightarrow 2HPO_3 + N_2O_5$;



HP⁺⁵O₃ - Метафосфорная кислота



Получение

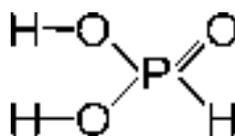


Соли метафосфорной кислоты - метафосфаты (KPO₃ – метафосфат калия)

Химические свойства

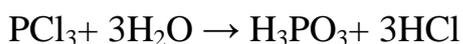
Характерны все свойства кислот.

H₃P⁺⁵O₃ Фосфористая кислота



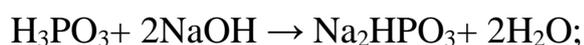
Бесцветное кристаллическое вещество; t_{пл.} = 74°C, хорошо растворимое в воде.

Получение



Химические свойства

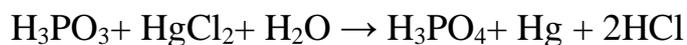
- Водный раствор H₃PO₃ - двухосновная кислота средней силы (соли – фосфиты):



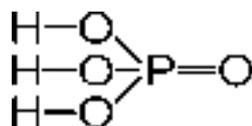
- При нагревании превращается в ортофосфорную кислоту и фосфин:



- Проявляет восстановительные свойства:

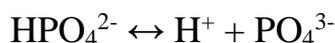


H₃P⁺⁵O₄ Ортофосфорная кислота



Белое твердое вещество, гигроскопичное, хорошо растворимое в воде;
 $t_{пл.} = 42^{\circ}\text{C}$, $\rho_{пл.} = 1,88 \text{ г/см}^3$.

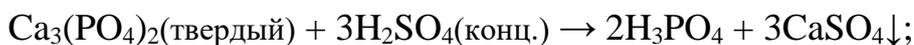
Диссоциация:



Ортофосфорная кислота – кислота трехосновная средней силы. Она образует средние соли - ортофосфаты (Na_3PO_4) и два типа кислых солей - дигидрофосфаты (NaH_2PO_4) и гидрофосфаты (Na_2HPO_4).

Получение

- Растворением фосфорного ангидрида в воде: $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4$;
 - Промышленный способ:
- а) Взаимодействием ортофосфатат кальция с серной кислотой:

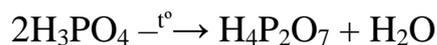


- б) Растворением фосфора в азотной кислоте:



Химические свойства

Для ортофосфорной кислоты характерны все свойства кислот – неокислителей. При нагревании она превращается в пиррофосфорную кислоту.



Качественная реакция на обнаружение в растворе анионов PO_4^{3-} :



ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТОВ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ VI ГРУППЫ

Электронное строение и физические свойства.

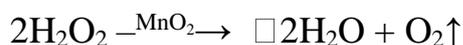
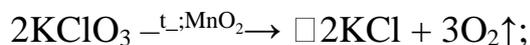
Порядковый №	Элемент	Относительная атомная масса	Электронная конфигурация	Атомный радиус, нм	ПИ эВ	Э.О	Степени окисления
8	Кислород (O)	15,9994	[He] 2s ² 2p ⁴	0,066	14,5	3,5	-2, -1, +1, +2
16	Сера (S)	32,06	[Ne] 3s ² 3p ⁴	0,105	10,5	2,6	-2, +2, +3, +4, +5, +6
34	Селен (Se)	78,96	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴	0,116	9,8	2,01	-2, +4, +6
52	Теллур (Te)	127,60	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴	0,143	8,6	1,9	-3, +3, +4, +5
84	Полоний (Po)	208,98	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁴	0,176	7,8	1,76	+2, +4

КИСЛОРОД

Самый распространенный элемент на Земле; в воздухе - 21% по объему; в земной коре - 49% по массе; в гидросфере - 89% по массе; в составе живых организмов-- до 65% по массе.

Способы получения

- Промышленный способ (перегонка жидкого воздуха).
- Лабораторный способ (разложение некоторых кислородосодержащих веществ):



Химические свойства

Взаимодействие веществ с кислородом называется окислением.

С кислородом реагируют все элементы, кроме Au, Pt, He, Ne и Ar, во всех реакциях (кроме взаимодействия с фтором) кислород является окислителем.

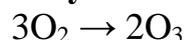
Кислород взаимодействует:

- с неметаллами: $C + O_2 \rightarrow CO_2$; $S + O_2 \rightarrow SO_2$;
 $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$
- с металлами: $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$;
 $2Cu + O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2CuO$
- со сложными веществами: $4FeS_2 + 11O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2$;
 $2H_2S + 3O_2 \rightarrow 2SO_2 + 2H_2O$; $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$

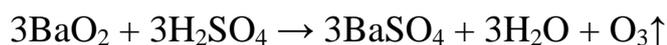
ОЗОН O_3

Озон - аллотропная модификация кислорода.

Получение:

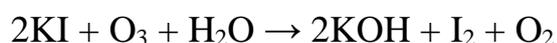


- Во время грозы (в природе), (в лаборатории) в озонаторе;
- Действием серной кислоты на пероксид бария:



Химические свойства

- Неустойчив: $O_3 \rightarrow O_2 + O$;
- Сильный окислитель:



Обесцвечивает красящие вещества, отражает УФ - лучи, уничтожает микроорганизмы.

СЕРА

Физические свойства

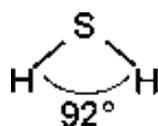
Твердое кристаллическое вещество желтого цвета, нерастворима в воде, водой не смачивается (плавает на поверхности), $t_{кип} = 445^\circ C$.

Получение

- Промышленный метод - выплавление из руды с помощью водяного пара.
- Неполное окисление сероводорода (при недостатке кислорода):

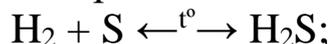


СЕРОВОДОРОД

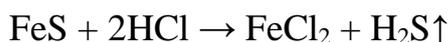


Получение:

- взаимодействием с водородом:



- действием соляной кислоты на сульфид железа (II):



Химические свойства

- Раствор H_2S в воде – слабая двухосновная кислота:

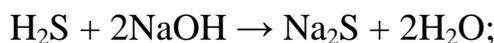


$$K_1 = ([\text{H}^+] \cdot [\text{HS}^-]) / [\text{H}_2\text{S}] = 1 \cdot 10^{-7};$$

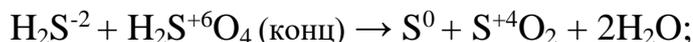
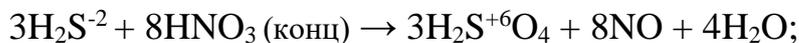
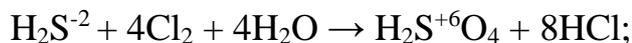
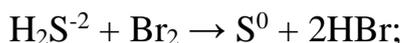
$$K_2 = ([\text{H}^+] \cdot [\text{S}^{2-}]) / [\text{HS}^-] = 1,3 \cdot 10^{-14}$$

Сероводородная кислота образует два ряда солей - средние (сульфиды) и кислые (гидросульфиды).

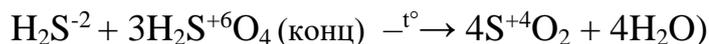
- Взаимодействует с основаниями:



- H_2S проявляет очень сильные восстановительные свойства:



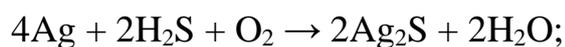
(при нагревании реакция идет по - иному:



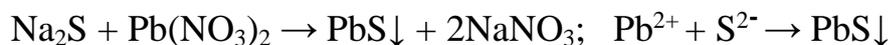
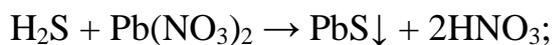
- Сероводород окисляется:



- Серебро при контакте с сероводородом чернеет:



- Качественная реакция на сероводород и растворимые сульфиды - образование темно-коричневого (почти черного) осадка PbS:



Одной из основных причин потемнения художественных картин старых мастеров было использование свинцовых белил, которые за несколько веков, взаимодействуя со следами сероводорода в воздухе (образуются в небольших количествах при гниении белков; в атмосфере промышленных регионов и др.) превращаются в PbS.

- Реставрация: $\text{PbS} + 4\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{PbSO}_4(\text{белый}) + 4\text{H}_2\text{O}$

Сульфиды

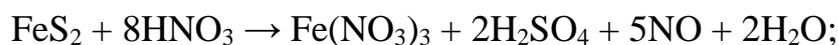
- Растворимые сульфиды сильно гидролизрованы, вследствие чего их водные растворы имеют щелочную реакцию:



- Сульфиды металлов, стоящих в ряду напряжений левее железа(включительно), растворимы в сильных кислотах:



Нерастворимые сульфиды можно перевести в растворимое состояние действием концентрированной HNO₃:



- Водорастворимые сульфиды растворяют серу с образованием полисульфидов: $\text{Na}_2\text{S} + n\text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_{n+1}$ ($1 < n < 5$).

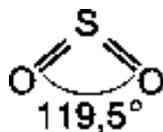
Полисульфиды при окислении превращаются в тиосульфаты, например: $2\text{Na}_2\text{S}_2 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

На различной растворимости сульфидов и различной окраске многих из них основан качественный анализ катионов.

ОКСИДЫ СЕРЫ

Оксид серы IV

SO₂ (сернистый ангидрид; сернистый газ)



Физические свойства

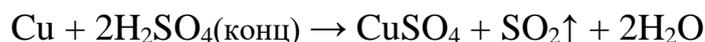
Бесцветный газ с резким запахом; хорошо растворим в воде (в 1V H₂O растворяется 40V SO₂ при н.у.); t_{пл.} = -75,5°C; t_{кип.} = -10°C. Обесцвечивает многие красители, убивает микроорганизмы.

Получение

- При сжигании серы в кислороде: $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$;
- 2) Окислением сульфидов: $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2\uparrow$;
- Обработкой солей сернистой кислоты минеральными кислотами:



- При окислении металлов концентрированной серной кислотой:



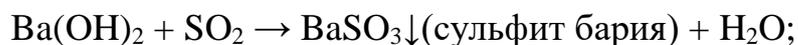
Химические свойства

- Сернистый ангидрид - кислотный оксид. При растворении в воде образуется слабая и неустойчивая сернистая кислота H₂SO₃ (существует только в водном растворе):

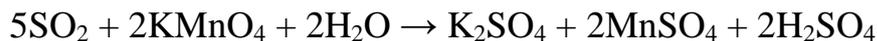
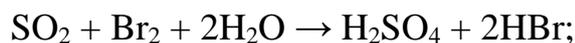


$$K_1 = ([\text{H}^+] \cdot [\text{HSO}_3^-]) / [\text{H}_2\text{SO}_3] = 1,6 \cdot 10^{-2}$$

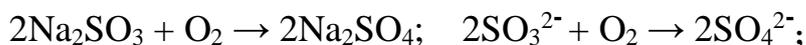
H₂SO₃ образует два ряда солей - средние (сульфиты) и кислые (бисульфиты, гидросульфиты):



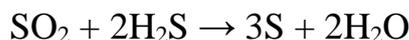
- Реакции окисления ($\text{S}^{+4} - 2\bar{e} \rightarrow \text{S}^{+6}$);



Водные растворы сульфитов щелочных металлов окисляются на воздухе:

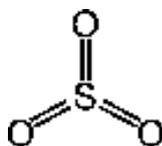


- Реакции восстановления ($\text{S}^{+4} + 4\text{e}^- \rightarrow \text{S}^0$): $\text{SO}_2 + \text{C} \xrightarrow{-t^\circ} \text{S} + \text{CO}_2$;



Оксид серы VI

SO₃ (серный ангидрид)



Физические свойства

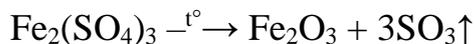
Бесцветная летучая жидкость, $t_{\text{пл.}} = 17^\circ\text{C}$; $t_{\text{кип.}} = 66^\circ\text{C}$; на воздухе "дымит", сильно поглощает влагу (хранят в запаянных сосудах):



Твердый SO_3 существует в трех модификациях. SO_3 хорошо растворяется в 100%-ной серной кислоте, этот раствор называется олеумом.

Получение

- Окисление SO_2 : $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{кат.}; 450^\circ\text{C}} 2\text{SO}_3$;
- Термическое разложение сульфата железа (III):



Химические свойства

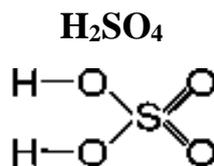
- Серный ангидрид - кислотный оксид. При растворении в воде дает сильную двухосновную серную кислоту:



H_2SO_4 образует два ряда солей - средние (сульфаты) и кислые (гидросульфаты): $2\text{NaOH} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{NaOH} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{NaHSO}_4$;

- SO_3 - сильный окислитель.

СЕРНАЯ КИСЛОТА



Физические свойства

Тяжелая маслянистая жидкость ("купоросное масло"); $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$; нелетучая, хорошо растворима в воде – с сильным нагревом; $t_{\text{пл.}} = 10,3^\circ\text{C}$, $t_{\text{кип.}} = 296^\circ\text{C}$, очень гигроскопична, обладает водоотнимающими свойствами (обугливание бумаги, дерева, сахара).

Помните!

Кислоту вливать малыми порциями в воду, а не наоборот!

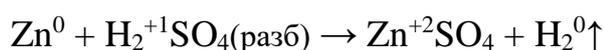
Химические свойства

H_2SO_4 - сильная двухосновная кислота.

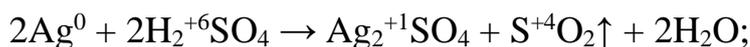
Взаимодействует:

- с металлами:

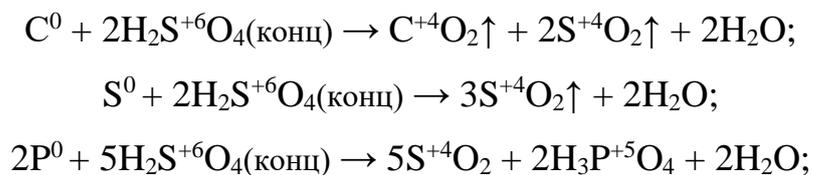
а) разбавленная серная кислота растворяет только металлы, стоящие в ряду напряжений левее водорода:



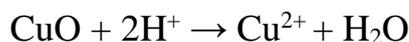
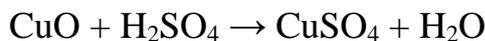
б) концентрированная $\text{H}_2^{+6}\text{SO}_4$ – сильный окислитель; при взаимодействии с металлами (кроме Au, Pt) может восстанавливаться до S^{+4}O_2 , S^0 или H_2S^{-2} (без нагревания не реагируют также Fe, Al, Cr - пассивируются):



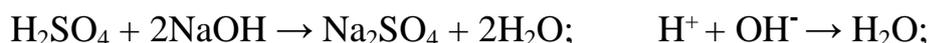
- концентрированная $\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ реагирует при нагревании с некоторыми неметаллами за счет своих сильных окислительных свойств, превращаясь в соединения серы более низкой степени окисления, (например, S^{+4}O_2):



- с основными оксидами:



- с гидроксидами:



- вступает в обменные реакции с солями:



Образование белого осадка BaSO_4 (нерастворимого в кислотах) используется для идентификации серной кислоты и растворимых сульфатов.

ЭЛЕМЕНТЫ VII –А ГРУППЫ.

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА

Галогены (от греч. halos - соль и genes - образующий) - элементы главной подгруппы VII группы периодической системы: фтор, хлор, бром, йод, астат.

Таблица. Электронное строение и некоторые свойства атомов и молекул галогенов

Символ элемента	F	Cl	Br	I	At
Порядковый номер	9	17	35	53	85
Строение внешнего электронного слоя	$2s^2 2p^5$	$3s^2 3p^5$	$4s^2 4p^5$	$5s^2 5p^5$	$6s^2 6p^5$
Относительная электроотрицательность (ЭО)	4,0	3,0	2,8	2,5	~2,2
Радиус атома, нм	0,064	0,099	0,114	0,133	–

Степени окисления	-1	-1, +1, +3, +4, +5, +7	-1, +1, +4, +5, +7	-1, +1, +3, +5, +7	-
Агрегатное состояние	Бледно-зел. газ	Зел-желт. газ	Бурая жидкость	Темн-фиол. кристаллы	Черные кристаллы
t°пл.(°C)	-219	-101	-8	114	227
t°кип.(°C)	-183	-34	58	185	317

- Общая электронная конфигурация внешнего энергетического уровня - nS^2nP^5 .
- С возрастанием порядкового номера элементов увеличиваются радиусы атомов, уменьшается электроотрицательность, ослабевают неметаллические свойства (увеличиваются металлические свойства); галогены - сильные окислители, окислительная способность элементов уменьшается с увеличением атомной массы.
- Молекулы галогенов состоят из двух атомов: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 ;
- С увеличением атомной массы окраска становится более темной, возрастают температуры плавления и кипения, а также плотность.
- Сила галогеноводородных кислот возрастает с увеличением атомного радиуса галогена в ряду: HF , HCl , HBr , HI .
- б) Галогены могут образовывать соединения друг с другом (например, $BrCl$)

ФТОР И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Получение

Получают электролизом расплава гидрофторида калия KHF_2 :



Химические свойства

F_2 - самый сильный окислитель из всех веществ:

- $2F_2 + 2H_2O \rightarrow 4HF + O_2$;
- $H_2 + F_2 \rightarrow 2HF$ (со взрывом);



Фтористый водород

Физические свойства

Бесцветный газ, хорошо растворим в воде $t^{\circ}\text{пл.} = -83,5^{\circ}\text{C}$; $t^{\circ}\text{кип.} = 19,5^{\circ}\text{C}$;

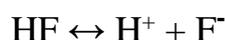
Получение:

Действием серной кислоты на фторид кальция:



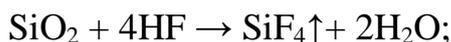
Химические свойства

- Раствор HF в воде - слабая электролит (плавиковая):



Соли плавиковой кислоты – фториды;

- Плавиковая кислота растворяет стекло:



ХЛОР И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Физические свойства

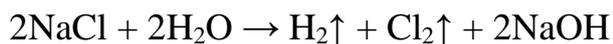
Газ желто-зеленого цвета, $t_{\text{пл.}} = -101^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{кип.}} = -34^{\circ}\text{C}$.

Получение

- Окислением ионов Cl^- сильными окислителями:



- электролизом раствора NaCl (промышленный способ):



Химические свойства

Хлор - сильный окислитель. Взаимодействует:

- с металлами: $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$; $\text{Ni} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NiCl}_2$; $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$;

- с неметаллами: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{-h\nu} 2\text{HCl}$; $2\text{P} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{PCl}_3$;

- с водой: $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$;
- со щелочами: $\text{Cl}_2 + 2\text{KOH} \xrightarrow{-5^\circ\text{C}} \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$;
 $3\text{Cl}_2 + 6\text{KOH} \xrightarrow{-40^\circ\text{C}} 5\text{KCl} + \text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$;
 $\text{Cl}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaOCl}_2 \text{ (хлорная известь)} + \text{H}_2\text{O}$;
- Вытесняет бром и йод из галогеноводородных кислот и их солей:
 $\text{Cl}_2 + 2\text{KI} \rightarrow 2\text{KCl} + \text{I}_2$; $\text{Cl}_2 + 2\text{HBr} \rightarrow 2\text{HCl} + \text{Br}_2$

Соединения хлора

Хлористый водород

Физические свойства

Бесцветный газ с резким запахом, ядовитый, тяжелее воздуха, хорошо растворим в воде (1: 400). $t_{\text{пл.}} = -114^\circ\text{C}$, $t_{\text{кип.}} = -85^\circ\text{C}$.

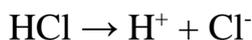
Получение

- Синтетический способ (промышленный): $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$;
- Гидросульфатный способ (лабораторный):



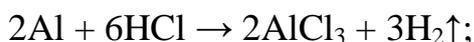
Химические свойства

- Раствор HCl в воде - соляная кислота - сильная кислота:



Реагирует:

- с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода:

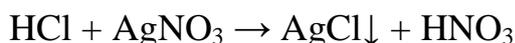


- с оксидами металлов: $\text{MgO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;

- с основаниями и аммиаком: $\text{HCl} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;

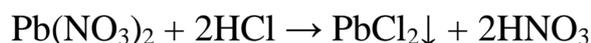
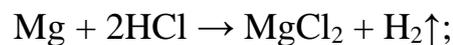
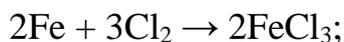


- с солями: $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$;



Образование белого осадка хлорида серебра, нерастворимого в минеральных кислотах используется в качестве качественной реакции для обнаружения анионов Cl^- в растворе.

Хлориды металлов - соли соляной кислоты, их получают взаимодействием металлов с хлором или реакциями соляной кислоты с металлами, их оксидами и гидроксидами; путем обмена с некоторыми солями:



Большинство хлоридов растворимы в воде (за исключением хлоридов серебра, свинца и одновалентной ртути).

КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ КИСЛОТЫ ХЛОРА

Хлорноватистая кислота HCl^{+1}O



Физические свойства

Существует только в виде разбавленных водных растворов.

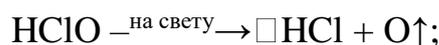
Получение

Получают растворением хлора в воде: $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$

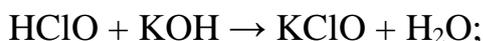
Химические свойства

HClO - слабая кислота и сильный окислитель:

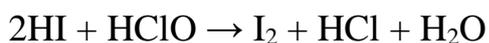
- Разлагается, выделяя атомарный кислород:



- Со щелочами образует соли – гипохлориты:



- HClO - сильный окислитель:



Хлористая кислота $\text{HCl}^{+3}\text{O}_2$

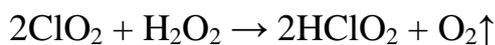


Физические свойства: существует только в водных растворах.

Получение

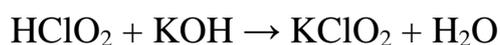
Образуется при взаимодействии пероксида водорода с оксидом хлора (IV), который получают из бертоллетовой соли и щавелевой кислоты в

среде H_2SO_4 : $2\text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{CO}_2\uparrow + 2\text{ClO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$;



Химические свойства

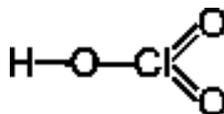
HClO_2 - слабая кислота и сильный окислитель; соли хлористой кислоты – хлориты получают взаимодействием кислоты со щелочью:



Кислота диспропорционирует согласно уравнению:



Хлорноватая кислота $\text{HCl}^{+5}\text{O}_3$

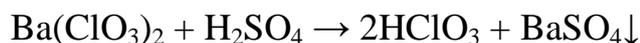


Физические свойства:

Устойчива только в водных растворах.

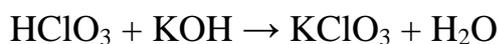
Получение

Получают действием на соли хлористой кислоты серной кислотой:



Химические свойства

HClO_3 - Сильная кислота и сильный окислитель; соли хлорноватой кислоты - хлораты: $6\text{P} + 5\text{HClO}_3 \rightarrow 3\text{P}_2\text{O}_5 + 5\text{HCl}$;

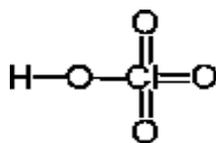


KClO_3 - *Бертолле́това соль*; ее получают при пропускании хлора через подогретый (40°C) раствор KOH :



Бертолле́тову соль используют в качестве окислителя; при нагревании она разлагается: $4\text{KClO}_3 \xrightarrow{\text{без кат}} \square \text{KCl} + 3\text{KClO}_4$; $2\text{KClO}_3 \xrightarrow{\text{MnO}_2 \text{ кат}} \square 2\text{KCl} + 3\text{O}_2\uparrow$

Хлорная кислота $\text{HCl}^{+7}\text{O}_4$

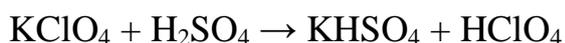


Физические свойства:

Бесцветная жидкость, $t^{\circ}\text{кип.} = 25^{\circ}\text{C}$, $t^{\circ}\text{пл.} = -101^{\circ}\text{C}$.

Получение

Взаимодействием перхлоратов щелочных металлов с серной кислотой:

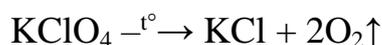


Химические свойства

HClO_4 - очень сильная кислота и очень сильный окислитель; соли хлорной кислоты - перхлораты.

Хлорная кислота:

- Реагирует со щелочами: $\text{HClO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{KClO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- При нагревании хлорная кислота и ее соли разлагаются:



БРОМ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Бром Br_2 - открыт Ж. Баларом в 1826 г.

Физические свойства

Бурая жидкость с тяжелыми ядовитыми парами; имеет неприятный запах; $\rho = 3,14 \text{ г/см}^3$; $t^{\circ}\text{пл.} = -8^{\circ}\text{C}$; $t^{\circ}\text{кип.} = 58^{\circ}\text{C}$.

Получение

Окислением ионов Br^- сильными окислителями:



Химические свойства

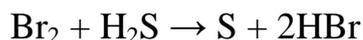
В свободном состоянии бром - сильный окислитель; а его водный раствор - "бромная вода" (содержащий 3,58% брома) обычно используется в качестве слабого окислителя.

Бром реагирует:

- с металлами: $2Al + 3Br_2 \rightarrow 2AlBr_3$;
- с неметаллами: $H_2 + Br_2 \leftrightarrow 2HBr$; $2P + 5Br_2 \rightarrow 2PBr_5$;
- с водой и щелочами: $Br_2 + H_2O \leftrightarrow HBr + HBrO$;



- с сильными восстановителями: $Br_2 + 2HI \rightarrow I_2 + 2HBr$;



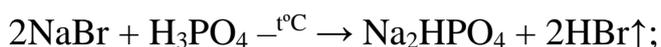
Бромистый водород HBr

Физические свойства

Бесцветный газ, хорошо растворим в воде; $t_{кип.} = -67^\circ C$; $t_{пл.} = -87^\circ C$.

Получение

- действием на бромиды раствором ортофосфорной кислоты:

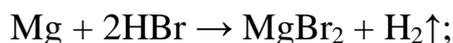


- Гидролизом бромида фосфора: $PBr_3 + 3H_2O \rightarrow H_3PO_3 + 3HBr\uparrow$

Химические свойства

Водный раствор бромистого водорода - бромистоводородная кислота еще более сильная, чем соляная. Она вступает в те же реакции, что и HCl:

- С металлами, стоящими в ряду напряжения до водорода:

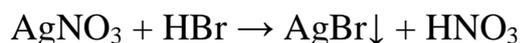


- с оксидами металлов: $CaO + 2HBr \rightarrow CaBr_2 + H_2O$;

- с основаниями и аммиаком: $NaOH + HBr \rightarrow NaBr + H_2O$;

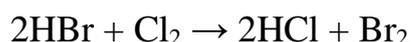
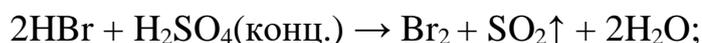


- 5) с солями: $MgCO_3 + 2HBr \rightarrow MgBr_2 + H_2O + CO_2\uparrow$;



Соли бромистоводородной кислоты называются бромидами. Последняя реакция - образование желтого, нерастворимого в кислотах осадка бромида серебра служит для обнаружения аниона Br^- в растворе.

- HBr - сильный восстановитель:



Из кислородных кислот брома известны слабая бромноватистая HBr^{+1}O и сильная бромноватая $\text{HBr}^{+5}\text{O}_3$.

ИОД И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Йод I_2 - открыт Б. Куртуа в 1811 г.

Физические свойства

Кристаллическое вещество темно-фиолетового цвета с металлическим блеском. $\rho = 4,9 \text{ г/см}^3$; $t_{\text{пл.}} = 114^\circ\text{C}$; $t_{\text{кип.}} = 185^\circ\text{C}$. Хорошо растворим в органических растворителях (спирте, CCl_4).

Получение

Окислением ионов I^- сильными окислителями:



Химические свойства

Йод взаимодействует:

- с металлами: $2\text{Al} + 3\text{I}_2 \rightarrow 2\text{AlI}_3$;
- с водородом: $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$;
- с сильными восстановителями: $\text{I}_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HI}$;
 $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + 2\text{HI}$;
- со щелочами: $3\text{I}_2 + 6\text{NaOH} \rightarrow 5\text{NaI} + \text{NaIO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

Йодистый водород

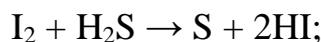
Физические свойства

Бесцветный газ с резким запахом, хорошо растворим в воде, $t_{\text{кип.}} = -35^\circ\text{C}$; $t_{\text{пл.}} = -51^\circ\text{C}$.

Получение

Получают взаимодействием:

- иода с сероводородной кислотой:



- фосфора с иодом: $2\text{P} + 3\text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_3 + 6\text{HI}\uparrow$

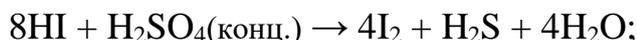
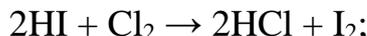
Химические свойства

Раствор HI в воде - сильная йодистоводородная кислота:

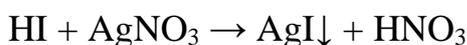
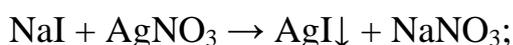


Соли йодистоводородной кислоты - йодиды (др. реакции HI см. св-ва HCl и HBr)

- HI - очень сильный восстановитель:



- Идентификация анионов I⁻ в растворе производят с помощью реакций:



Образуется темно-желтый осадок йодида серебра, нерастворимый в кислотах.

Кислородные кислоты йода

Йодноватая кислота HI⁺⁵O₃

Бесцветное кристаллическое вещество, тпл.= 110° С, хорошо растворимое в воде.

Получение

Получают взаимодействием йода с азотной кислотой:



HIO₃ - сильная кислота (соли - йодаты) и сильный окислитель.

Йодная кислота H₅I⁺⁷O₆

Кристаллическое гигроскопичное вещество, хорошо растворимое в воде, тпл.= 130°С. Слабая кислота (соли - перйодаты); сильный окислитель.

2-6. МЕТАЛЛЫ. ОБЩИЕ СВОЙСТВА

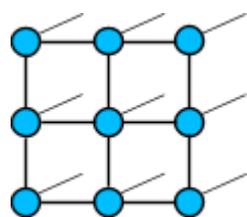
Положение металлов в периодической таблице

Если в периодической таблице элементов Д.И.Менделеева провести диагональ от бериллия к астату, то слева внизу по диагонали будут находиться элементы-металлы (к ним же относятся элементы побочных

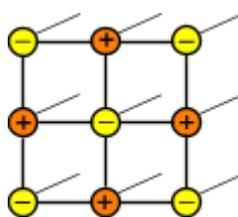
подгрупп), а справа сверху – элементы-неметаллы. Элементы, расположенные вблизи диагонали (Be, Al, Ti, Ge, Nb, Sb и др.), образуют оксиды и гидроксиды амфотерного характера.

К элементам - металлам относятся s - элементы I и II групп, все d- и f - элементы, а также p- элементы главных подгрупп: III (кроме бора), IV (Ge, Sn, Pb), V (Sb, Bi) и VI (Po). Наиболее типичные элементы – металлы расположены в начале периодов (начиная со второго).

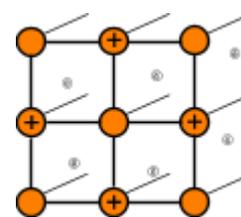
Общие свойства металлов. Виды кристаллических решеток



атомная



ионная



металлическая

Кристаллические решетки металлического типа содержат в узлах положительно заряженные ионы и нейтральные атомы; между ними перемещаются относительно свободные электроны.

Общие физические свойства

Объясняются особым строением кристаллической решетки - наличием свободных электронов ("электронного газа").

- Пластичность - способность изменять форму при ударе, вытягиваться в проволоку, прокатываться в тонкие листы. В ряду — Au, Ag, Cu, Sn, Pb, Zn, Fe уменьшается;
- Блеск, обычно серый цвет и непрозрачность. Это связано с взаимодействием свободных электронов с падающими на металл квантами света;
- Электропроводность. Объясняется направленным движением свободных электронов от отрицательного полюса к положительному под влиянием небольшой разности потенциалов. В ряду — Ag, Cu, Al, Fe уменьшается. При нагревании электропроводность

уменьшается, т.к. с повышением температуры усиливаются колебания атомов и ионов в узлах кристаллической решетки, что затрудняет направленное движение "электронного газа".

- Теплопроводность. Закономерность та же. Обусловлена высокой подвижностью свободных электронов и колебательным движением атомов, благодаря чему происходит быстрое выравнивание температуры по массе металла. Наибольшая теплопроводность - у висмута и ртути.
- Твердость. Самый твердый – хром (режет стекло); самые мягкие – щелочные металлы – калий, натрий; рубидий и цезий – режутся ножом.
- Плотность. Она тем меньше, чем меньше атомная масса металла и чем больше радиус его атома (самый легкий - литий ($\rho=0,53 \text{ г/см}^3$); самый тяжелый – осмий ($\rho = 22,6 \text{ г/см}^3$). Металлы, имеющие $\rho < 5 \text{ г/см}^3$, считаются "легкими металлами".
- Температуры плавления и кипения. Самый легкоплавкий металл – ртуть (т.пл. = -39°C), самый тугоплавкий металл – вольфрам (т[°]пл. = 3390°C). Металлы с т[°]пл. выше 1000°C считаются тугоплавкими, ниже – низкоплавкими.

Общие химические свойства металлов

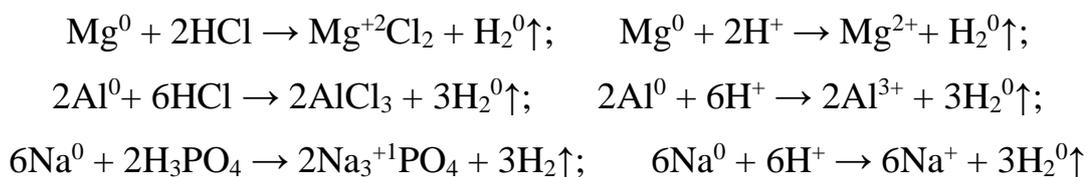
Металлы восстановители: $\text{Me}^0 - n\bar{e} \rightarrow \text{Me}^{n+}$

I. Реакции с неметаллами:

- с кислородом: $2\text{Mg}^0 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Mg}^{+2}\text{O}$;
- с серой: $\text{Hg}^0 + \text{S} \rightarrow \text{Hg}^{+2}\text{S}$;
- с галогенами: $\text{Ni} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t^\circ\text{C}} \text{Ni}^{+2}\text{Cl}_2$;
- с азотом: $3\text{Ca}^0 + \text{N}_2 \xrightarrow{t^\circ\text{C}} \text{Ca}_3^{+2}\text{N}_2$;
- с фосфором: $3\text{Ca}^0 + 2\text{P} \xrightarrow{t^\circ\text{C}} \text{Ca}_3\text{P}_2$;
- с водородом (реагируют только щелочные и щелочноземельные металлы): $2\text{Li}^0 + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{Li}^{+1}\text{H}$; $\text{Ca}^0 + \text{H}_2 \rightarrow \text{Ca}^{+2}\text{H}_2$

II. Реакции с кислотами:

- Металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений до H восстанавливают кислоты-неокислители до водорода:



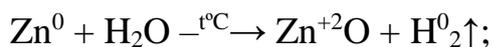
Восстановление металлами кислот-окислителей смотри в разделах: "окислительно-восстановительные реакции", "серная кислота", "азотная кислота".

III. Взаимодействие с водой:

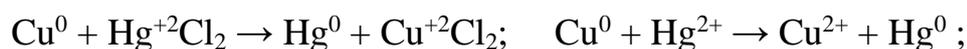
- Активные (щелочные и щелочноземельные металлы) образуют растворимое основание и водород:



- Металлы средней активности окисляются водой при нагревании до оксида:



- Неактивные (Au, Ag, Pt) - не реагируют;
- Вытеснение более активными металлами менее активных металлов из растворов их солей:



ПОДГРУППА ЖЕЛЕЗА

Свойства элементов подгруппы железа

Атомный номер	Название	Электронная конфигурация	тпл. °С	ЭО	Атомный радиус, нм	Степень окисления
26	Железо Fe	[Ar] 3d ⁶ 4s ²	1535	1,64	0,128	0, +2, +3, +6
27	Кобальт Co	[Ar] 3d ⁷ 4s ²	1495	1,7	0,125	0, +2,+3
28	Никель Ni	[Ar] 3d ⁸ 4s ²	1453	1,75	0,124	0, +1,+2,+3

Получение металлов подгруппы железа

Восстановлением из оксидов углём или оксидом углерода (II)



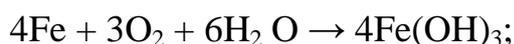
Железо

d- элемент VIII группы; порядковый номер – 26; атомная масса – 56; ($26p_1^1$; $30p_0^1$), 26ē. Электронная формула : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$. Металл средней активности, восстановитель. Основные степени окисления - +2, +3.

Железо и его соединения

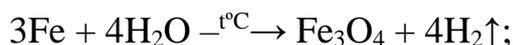
Химические свойства

- На воздухе железо легко окисляется в присутствии влаги (ржавление):



Накалённая железная проволока горит в кислороде, образуя окалину - оксид железа (II, III): $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4$;

- При высокой температуре (700–900°C) железо реагирует с парами воды:



- Железо реагирует с неметаллами при нагревании:

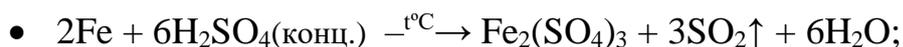


- Железо легко растворяется в соляной и разбавленной серной кислотах:



- В концентрированных кислотах–окислителях железо растворяется

только при нагревании:



(на холоде концентрированные азотная и серная кислоты пассивируют железо);

- Железо вытесняет металлы, стоящие правее его в ряду напряжений из растворов их солей: $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}\downarrow$

Соединения железа(II)

Гидроксид железа (II)- $Fe(OH)_2$

Образуется при действии растворов щелочей на соли железа (II) без доступа воздуха: $FeCl + 2KOH \rightarrow 2KCl + Fe(OH)_2 \downarrow$. $Fe(OH)_2$ - слабое основание, растворимо в сильных кислотах:

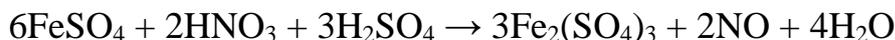


При прокаливании $Fe(OH)_2$ без доступа воздуха образуется оксид железа (II) FeO : $Fe(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ C} FeO + H_2O$

В присутствии кислорода воздуха белый осадок $Fe(OH)_2$, окисляясь, бурет – образуя гидроксид железа (III) $Fe(OH)_3$:



Соединения железа (II) обладают восстановительными свойствами, они легко превращаются в соединения железа (III) под действием окислителей:

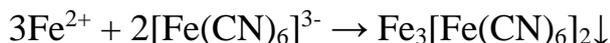
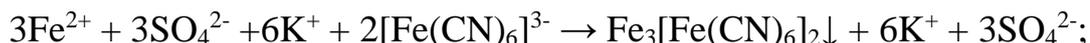
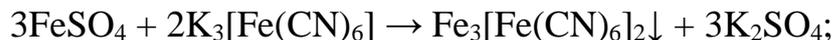


Соединения железа склонны к комплексообразованию (координационное число=6): $FeCl_2 + 6NH_3 \rightarrow [Fe(NH_3)_6]Cl_2$;



Качественная реакция на Fe^{2+}

При действии гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$ (красной кровяной соли) на растворы солей двухвалентного железа образуется синий осадок (турнбулева синь):



Соединения железа(III)

Оксид железа (III)

Образуется при сжигании сульфидов железа, например, при обжиге пирита: $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2\uparrow$ или при прокаливании солей железа:

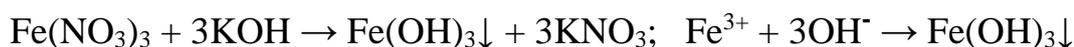


Fe_2O_3 - оксид, проявляющий амфотерные свойства:



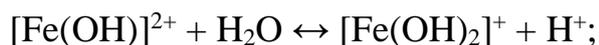
Гидроксид железа (III)

Образуется при действии растворов щелочей на соли железа (III): выпадает в виде красно-бурого осадка:

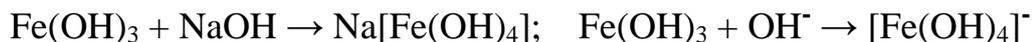


$\text{Fe}(\text{OH})_3$ – более слабый электролит, чем гидроксид железа (II).

Это объясняется тем, что у Fe^{2+} меньше заряд иона и больше его радиус, чем у Fe^{3+} , а поэтому, Fe^{2+} слабее удерживает гидроксид-ионы, т.е. $\text{Fe}(\text{OH})_2$ более легко диссоциирует. В связи с этим соли железа (II) гидролизуются незначительно, а соли железа (III) - очень сильно. Гидролизом объясняется и цвет растворов солей Fe(III): несмотря на то, что ион Fe^{3+} почти бесцветен, содержащие его растворы окрашены в жёлто-бурый цвет, что объясняется присутствием гидроксоионов железа или молекул $\text{Fe}(\text{OH})_3$, которые образуются благодаря гидролизу:



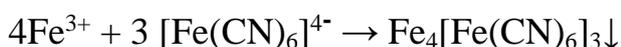
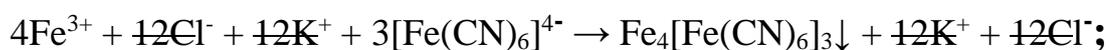
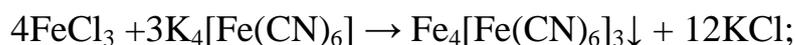
При нагревании окраска темнеет, а при прибавлении кислот становится более светлой вследствие подавления гидролиза. $\text{Fe}(\text{OH})_3$ обладает амфотерностью: он растворяется в разбавленных кислотах и в концентрированных растворах щелочей:



Соединения железа (III) - слабые окислители, реагируют с сильными восстановителями: $2\text{Fe}^{+3}\text{Cl}_3 + \text{H}_2\text{S}^{-2} \rightarrow \text{S}^0 + 2\text{Fe}^{+2}\text{Cl}_2 + 2\text{HCl}$

Качественные реакции на Fe^{3+}

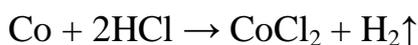
- При действии гексацианоферрата (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (жёлтой кровяной соли) на растворы солей трёхвалентного железа образуется синий осадок (берлинская лазурь):



- При добавлении к раствору, содержащему ионы Fe^{3+} роданистого калия или аммония появляется интенсивная кроваво-красная окраска тиоцианата железа(III): $\text{FeCl}_3 + 3\text{NH}_4\text{CNS} \rightarrow 3\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Fe}(\text{CNS})_3$ (при взаимодействии же тиоцианат ионов с Fe^{2+} раствор остаётся практически бесцветным).

Кобальт и его соединения

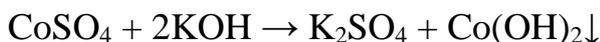
По химической активности кобальт уступает железу. Он легко растворяется в кислотах - окислителях и медленно в обычных кислотах:



В простых соединениях у кобальта наиболее устойчива степень окисления +2, в комплексных – +3. Водные растворы солей кобальта (II) обычно окрашены в розовый цвет.

Гидроксид кобальта (II)

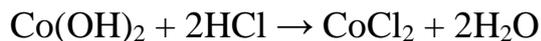
Образуется при действии щелочей на соли кобальта (II):



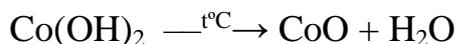
На воздухе розовый осадок $\text{Co}(\text{OH})_2$ постепенно бурет, превращаясь в гидроксид кобальта (III):



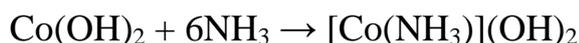
Co(OH)₂ - слабое основание, растворимое в сильных кислотах:



При прокаливании Co(OH)₂ образует оксид кобальта (II) CoO:

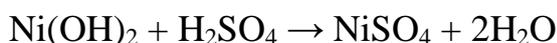
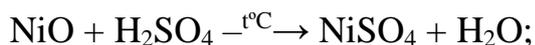


Соединения кобальта склонны к комплексообразованию (координационное число=6):

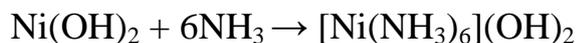


Никель и его соединения

Никель легко растворяется в разбавленной азотной кислоте и медленно в соляной и серной кислотах: $\text{Ni} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{NiCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$. Ион Ni²⁺ в водных растворах имеет зелёную окраску. Для никеля наиболее характерна степень окисления +2. Оксид и гидроксид никеля проявляют основной характер:



Гидроксид никеля (II) может давать комплексы с аммиаком:



ПОДГРУППА МАРГАНЦА

Побочная подгруппа VII группы

Свойства элементов подгруппы марганца

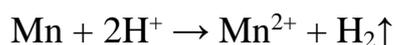
Атомный номер	Название	Электронная конфигурация	ρ, г/см ³	ЭО	Атомный радиус, нм	Степень окисления
25	Марганец Mn	[Ar] 3d ⁵ 4s ²	7,45	1,6	0,131	+2,+3,+4, +5,+6,+7
43	Технеций Tc	[Kr] 4d ⁵ 5s ²	11,5	1,36	0,136	+2,+3,+4, +5,+6,+7
75	Рений Re	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ²	20,53	1,46	0,137	+3,+4,+5, +6,+7

Физические свойства:

Серебристо-белые, тугоплавкие металлы.

Химические свойства

- В ряду Mn – Tc – Re химическая активность понижается. Mn – металл средней активности, в ряду напряжений стоит до водорода и растворяется в соляной и серной кислотах:



Re и Tc стоят в ряду напряжений после водорода. Они реагируют только с азотной кислотой:



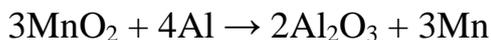
- С увеличением степени окисления металлов усиливается кислотный характер оксидов и гидроксидов. (RO – основные; R₂O₇ – кислотные, им соответствуют кислоты HRO₄).

Марганец и его соединения

Марганец

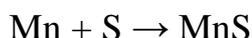
Получение

Марганец получают алюмотермическим способом из природного соединения MnO₂:



Химические свойства

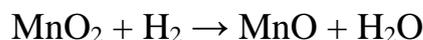
Mn – металл средней активности. На воздухе покрывается тонкой оксидной плёнкой. Реагирует с неметаллами, например, с серой:



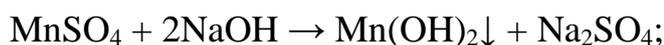
Растворяется в кислотах: $\text{Mn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$. При этом образуются соединения двухвалентного марганца.

Соединения Mn(II)

Оксид марганца (II). MnO получается восстановлением природного пиролюзита MnO₂ водородом:



Гидроксид марганца (II). Mn(OH)₂ – светло-розовое нерастворимое в воде основание:



Легко растворимо в кислотах:



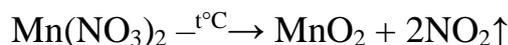
На воздухе Mn(OH)_2 быстро темнеет в результате окисления:



При действии сильных окислителей наблюдается переход Mn^{2+} в MnO_4^- :



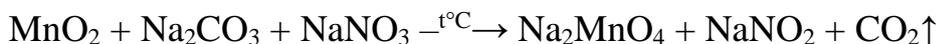
Оксид марганца (IV). MnO_2 - тёмно-коричневый порошок, нерастворимый в воде. Образуется при термическом разложении нитрата марганца (II):



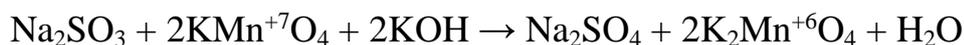
При сильном нагревании теряет кислород, превращаясь в Mn_2O_3 (при 600°C) или Mn_3O_4 (при 1000°C). Сильный окислитель:



При сплавлении с содой и селитрой образует манганат натрия тёмно - зелёного цвета:



Манганаты могут быть получены также восстановлением перманганатов в щелочной среде:



Гидролиз манганатов (реакция диспропорционирования) протекает по схеме:

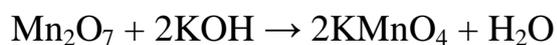


За способность обратимо менять окраску манганат калия называют "минеральным хамелеоном".

Оксид марганца (VII) Mn_2O_7 - тёмно-зелёная жидкость, кислотный оксид. Получают действием концентрированной серной кислоты на кристаллический $KMnO_4$ (марганцовая кислота $HMnO_4$ нестабильна):



При растворении **Mn_2O_7** в щелочах образует перманганаты:



Перманганат калия $KMn^{+7}O_4$ - тёмно-фиолетовое кристаллическое вещество, растворимое в воде. При нагревании разлагается с выделением кислорода:



MnO_4^{2-} - сильный окислитель, в кислой среде восстанавливается до Mn^{2+} , в нейтральной – до $Mn^{+4}O_2$, а в щелочной – до $Mn^{+6}O_4^{2-}$.

ПОДГРУППА ХРОМА

Подгруппа хрома - побочная подгруппа VI группы

Свойства элементов подгруппы хрома

Атомный номер	Название	Электронная конфигурация	ρ г/см ³	ЭО	Атомный радиус, нм	Степень окисления
24	Хром Cr	[Ar] 3d ⁵ 4s ¹	7,2	1,56	0,125	+1,+2,+3, +4,+5,+6
42	Молибден Mo	[Kr] 4d ⁵ 5s ¹	10,2	1,3	0,135	+1,+2,+3, +4,+5,+6
74	Вольфрам W	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ²	19,3	1,4	0,141	+1,+2,+3, +4,+5,+6

Физические свойства

Блестящие, сероватого цвета металлы. С увеличением атомного номера растут температуры плавления и кипения. Вольфрам - самый тугоплавкий из известных металлов.

Химические свойства

В ряду Cr – Mo – W химическая активность падает. С увеличением степени окисления элементов у их оксидов и гидроксидов закономерно происходит ослабление основных свойств и усиление кислотных. Высшим оксидам RO_3 соответствуют кислоты H_2RO_4 . В том же направлении происходит усиление окислительных свойств соединений.

Хром и его соединения

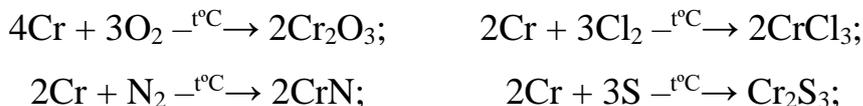
Получение

- Хром можно получить алюмотермическим способом:

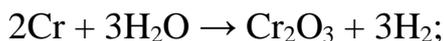


- Восстановлением оксидов оксидом углерода (II);
- Электролизом водных растворов соединений хрома.

При обычных условиях хром реагирует только с фтором. При высоких температурах (выше $600^\circ C$) взаимодействует с кислородом, галогенами, азотом, кремнием, бором, серой, фосфором:

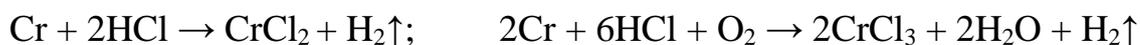


- В раскалённом состоянии реагирует с парами воды:



- Хром растворяется в разбавленных сильных кислотах (HCl , H_2SO_4).

В отсутствие воздуха образуются соли Cr^{2+} , а на воздухе – соли Cr^{3+} :

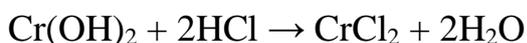


Наличие защитной окисной плёнки на поверхности металла объясняет его пассивность по отношению к концентрированным растворам кислот – окислителей.

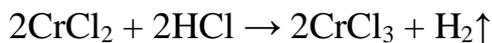
Соединения хрома

Соединения хрома (II)

Оксид хрома (II) и гидроксид хрома (II) имеют основной характер.

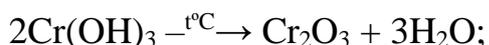


Соединения хрома (II) - сильные восстановители; переходят в соединения хрома (III) под действием кислорода воздуха.

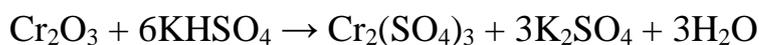
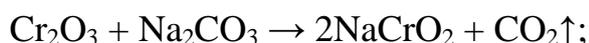
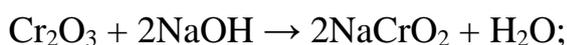


Соединения хрома(III)

Оксид хрома (III) Cr_2O_3 – зелёный, нерастворимый в воде порошок. Может быть получен при прокаливании гидроксида хрома (III) или дихроматов калия и аммония:



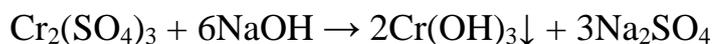
Амфотерный оксид. При сплавлении Cr_2O_3 со щелочами, содой и кислотными солями получают соединения хрома со степенью окисления (+3):



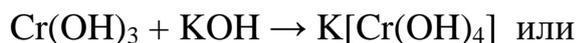
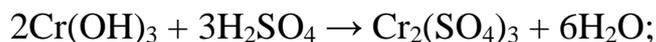
При сплавлении со смесью щёлочи и окислителя получают соединения хрома в степени окисления (+6):



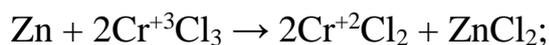
Гидроксид хрома (III) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ - нерастворимое в воде вещество зелёного цвета.



Обладает амфотерными свойствами - растворяется как в кислотах, так и в щелочах:



Соли хрома (III) имеют фиолетовую или тёмно-зелёную окраску. По химическим свойствам напоминают бесцветные соли алюминия. Соединения Cr (III) могут проявлять и окислительные, и восстановительные свойства:



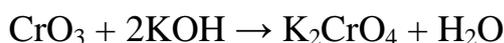
Соединения хрома (VI)

Оксид хрома (VI) CrO₃ - ярко-красные кристаллы, растворимые в воде.

Получают из хромата (или дихромата) калия действием H₂SO₄ (конц.):



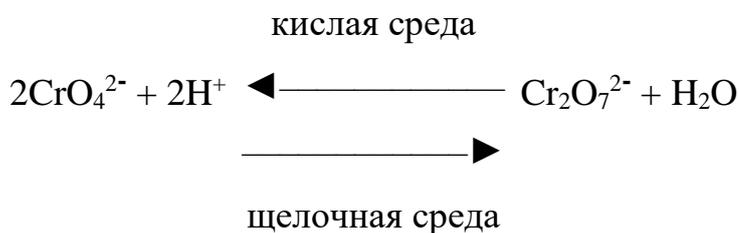
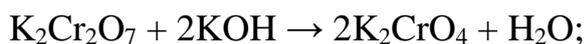
CrO₃ - кислотный оксид, со щелочами образует жёлтые хроматы CrO₄²⁻:



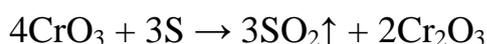
В кислой среде хроматы превращаются в оранжевые дихроматы Cr₂O₇²⁻:



В щелочной среде эта реакция протекает в обратном направлении:



Все соединения хрома (VI) - сильные окислители. Например,



ПОДГРУППА ВАНАДИЯ

Подгруппа ванадия - побочная подгруппа V группы

Свойства элементов подгруппы ванадия

Атомный номер	Название	Электронная конфигурация	ρ г/см ³	ЭО	Атомный радиус, нм	Степень окисления
23	Ванадий V	[Ar] 3d ³ 4s ²	6,11	1,45	0,134	+2,+3,+4,+5
41	Ниобий Nb	[Kr] 4d ³ 5s ²	8,6	1,23	0,145	+2,+3,+4,+5
73	Тантал Ta	[Xe]4f ¹⁴ 5d ³ 6s ²	16,6	1,33	0,146	+2,+3,+4,+5

Физические свойства

Блестящие, сероватого цвета металлы. С увеличением атомного номера растут температуры плавления и кипения.

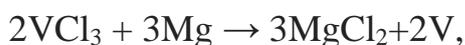
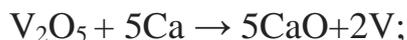
Химические свойства

В ряду V – Nb – Ta химическая активность падает. С увеличением степени окисления элементов у их оксидов и гидроксидов происходит ослабление основных свойств и усиление кислотных. Высшим оксидам RO₃ соответствуют кислоты HRO₃.

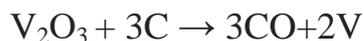
Ванадий и его соединения

Получение

Процесс получения чистого ванадия довольно сложный. Сначала получают его оксид (V₂O₅ или V₂O₃) или галогенид (VCl₃ или VI₃), а затем применяют либо металлотермический метод:



либо восстановление углем в вакууме:



Химические свойства

На воздухе ванадий не изменяется, устойчив он к воде, к растворам минеральных солей и щелочей. Растворяется ванадий только в кислотах окислителях. На холоде на него не действуют разбавленные азотная и серная кислоты. Для того чтобы пассивированный ванадий интенсивно реагировал, его нужно нагреть. При 600—700°C происходит интенсивное окисление металла, а в мелкораздробленном состоянии он вступает в реакции при более низкой температуре: $2V + 5O_2 \rightarrow 2V_2O_5$; $2V + 5F_2 \rightarrow 2VF_5$;



Прямым взаимодействием элементов при нагревании могут быть получены сульфиды, карбиды, нитриды, арсениды, силициды.

Металл исключительно устойчив как в органических, так и в большинстве неорганических агрессивных средах. По стойкости к действию HCl, HBr и холодной серной кислоты он значительно превосходит титан и нержавеющую сталь. Действуют на него лишь расплавленные щелочи:



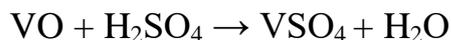
Из кислот на него действуют концентрированная серная и азотная кислоты, плавиковая и их смеси:



Комплексообразующие свойства ванадия проявляются в образовании соединений сложного состава типа фосфорно-ванадиевой кислоты $H_7PV_{12}O_{36}$ или $H_7[P(V_2O_6)_6]$.

Оксиды ванадия

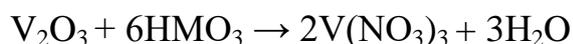
Оксид VO нерастворим в воде, но растворяется в разбавленных кислотах с образованием двухзарядного катиона V^{2+} .



Водные растворы ванадия в степени окисления (II) окрашены в фиолетовый, или в бледно-голубой цвет. Растворы солей иона V^{2+} неустойчивы и являются настолько сильными восстановителями, что при стоянии выделяют водород прямо из воды, а ион ванадия переходит в более устойчивые высшие степени окисления. При добавлении к растворам любого даже слабого основания образуется бурый аморфный осадок $V(OH)_2$. В чистом виде, однако, выделить его не удастся, так как на воздухе он быстро превращается в серо-зеленый гидроксид $V(OH)_3$.

Оксид ванадия – V_2O_3 , имеет амфотерный характер с преобладанием основных свойств. Кислотные свойства можно рассматривать при образовании с оксидами MgO, MnO, CaO двойных соединений. С оксидами же щелочных металлов Li_2O и Na_2O получаются соли $LiVO_2$, $NaVO_2$, которые можно считать ванадиевыми солями.

Внешне V_2O_3 - блестящие черные кристаллы, по структуре подобны корунду, в воде, растворах щелочей и кислотах не растворяются, кроме плавиковой и азотной (быстрее всего в кипящей):

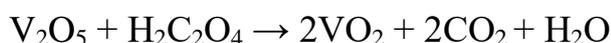


Водные растворы таких солей окрашены в зеленый цвет. Из них добавлением аммиака можно осадить рыхлый серо-зеленый осадок, который считается гидроксидом ванадия в степени окисления +3. Отметим, что такое состояние менее устойчиво и менее характерно для ванадия, чем +4 и +5. Поэтому соединения ванадия со степенью окисления +3 стремятся перейти в более стабильное состояние и проявляют, следовательно, свойства восстановителей.

Оксид ванадия – VO_2 - сине-голубые кристаллы. Это наиболее устойчивый оксид ванадия, поэтому его можно получить либо окислением низших оксидов:



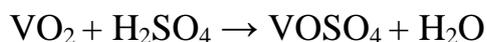
либо восстановлением высшего оксида ванадия (V):



Оксид VO_2 амфотерен и одинаково легко растворяется как в основаниях:



так и в кислотах: $VO_2 + 2HCl \rightarrow VOCl_2 + H_2O$;



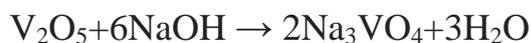
Водные растворы солей содержат ванадий не в виде простого катиона, а в виде иона ванадила, имеющего две формы существования: VO^{2+} - и $V_2O_2^{4+}$ - и придающие синий цвет растворам.

В щелочах образуются соли поливанадиевых кислот $H_4V_4O_9$ или $H_2V_2O_5$, соли которых называют соответственно ванадитами или поливанадатами. При сплавлении этого оксида ванадия с оксидами щелочноземельных металлов получают ванадаты:



Высший оксид ванадия V_2O_5 может существовать в виде красных или красножелтых кристаллов, либо оранжевого порошка. Получается взаимодействием ванадия с кислородом. Высший оксид ванадия имеет ярко выраженный кислотный характер и при растворении в воде образует ванадиевую кислоту: $V_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HVO_3$.

Форма существования ванадия в растворе кислоты - в виде катиона VO^{2+} , который придает раствору желтовато-оранжевый цвет. При растворении оксида ванадия (V) в основаниях получают соли изомерных ванадиевых кислот, напоминающих фосфаты:



Они соответствуют *мета* - $[HVO_3]$, *орто* - $[H_3VO_4]$ и $H_2V_2O_7$ пированадиевым кислотам. В этом отношении ванадий обнаруживает сходство уже не с азотом, а с фосфором.

Ванадиевые кислоты, основания и соли

Ванадиевая кислота, подобно фосфорной и мышьяковой имеет три формы: HVO_3 (*мета*-), H_3VO_4 (*орто*-), $H_4V_2O_7$ (*пиро*-). Сами кислоты в чистом виде не получают, но соли их можно осадить из раствора. Наиболее устойчивой в водных растворах является метаванадиевая кислота, которая все время именуется как просто ванадиевая.

Ниобий и его соединения

Получение

Получение ниобия в сверхчистом и компактном виде стало возможным с привлечением техники последних лет. Весь технологический процесс сложен и трудоемок. В принципе он делится на 4 этапа:

- получение концентрата: феррониобия или ферротанталониобия;
- вскрытие концентрата — перевод ниобия (и тантала) в какие-либо нерастворимые соединения, чтобы отделить от основной массы концентрата;

- разделение ниобия и тантала и получение их индивидуальных соединений;
- получение и рафинирование металлов.

Первые два этапа довольно просты и обычны, хотя и трудоемки. Степень разделения ниобия и тантала определяется третьим этапом. На последнем этапе применяют восстановление углем (сажей) в токе водорода при 1800° С, затем температуру повышают до 1900°С и понижают давление. Получившийся при взаимодействии с углем карбид вступает в реакцию с Nb₂O₅:

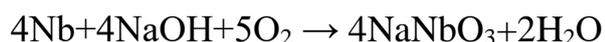


Химические свойства

Ниобий особенно ценится за его устойчивость к действию неорганических и органических веществ. С ним ничего не могут поделать даже такие сильные окислители, как хлорная кислота, «царская водка», не говоря об азотной, серной, соляной кислотах. Растворы щелочей на ниобий тоже не действуют.

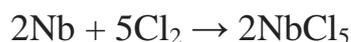
При соприкосновении с окислителями на поверхности металла возникает тончайший, но очень плотный слой оксидов. Этот слой встает неодолимой преградой на пути окислителя к чистой металлической поверхности. Проникнуть сквозь него могут только некоторые химические реагенты, в частности анион фтора.

Существует, однако, три реагента, которые могут переводить металлический ниобий в химические соединения. Одним из них является расплав гидроксида щелочного металла:



Двумя другими являются плавиковая кислота (HF) или ее смесь с азотной (HF+HNO₃). При этом образуются фторидные комплексы, состав которых в значительной степени зависит от условий проведения реакции. Элемент в любом случае входит в состав аниона типа [NbOF₅]²⁻ или [Nb(OH)₂F₅]²⁻.

В виде опилок при нагревании выше 900°C он полностью сгорает до Nb₂O₅. Энергично сгорает также в токе хлора:



Оксиды ниобия, кислоты и их соли

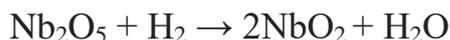
Число соединений с кислородом у ниобия невелико, значительно меньше, чем у ванадия. Объясняется это тем, что в соединениях, соответствующих степеням окисления +4, +3 и +2, ниобий крайне неустойчив.

Кислотный характер *оксида Nb₂O₅* заметно слабее, чем у оксида ванадия (V). Кислоту при растворении он не образует. Лишь при сплавлении со щелочами или карбонатами проявляются его кислотные свойства: $\text{Nb}_2\text{O}_5 + 3\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{Na}_3\text{NbO}_4 + 3\text{CO}_2$

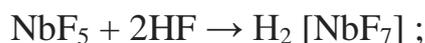
Оксид Nb₂O₅ довольно легко растворяется в водной фтористоводородной кислоте. Из таких растворов можно выделить комплексную соль K₂[NbOF₆]·H₂O.

Можно сделать вывод, что ниобий в своей высшей степени окисления может входить как в состав анионов, так и в состав катиона. Это значит, что пятивалентный ниобий амфотерен, но все же со значительным преобладанием кислотных свойств.

Более низким степеням окисления ниобия соответствуют оксиды *NbO₂ и NbO*. Первый из этих двух представляет собой черный с голубым отливом порошок. Получают NbO₂ из Nb₂O₅, отбирая кислород магнием или водородом при температуре около тысячи градусов:



При взаимодействии NbF₅ с фтористоводородной кислотой HF образуются различные комплексные ионы:



Калиевая соль K₂[NbOF₅]·H₂O важна для отделения ниобия от тантала, так как в отличие от соли тантала она хорошо растворима.

Тантал и его соединения

Тантал тугоплавок, но при небольшом нагревании легко вступает в реакцию окисления. Тантал более редкий и дорогой металл, чем ниобий: применение этого элемента отчасти сдерживается высокой его ценой.

Различие свойств тантала в виде кусков и порошкообразного так велико, что кажется, будто это два разных металла. Порошок при нагревании довольно энергично взаимодействует:

- с кислородом (280°C): $4\text{Ta} + 5\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Ta}_2\text{O}_5$;
- с галогенами (250 — 300°C): $2\text{Ta} + 5\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{TaCl}_5$;
- с серой: $\text{Ta} + 2\text{S} \rightarrow \text{TaS}_2$

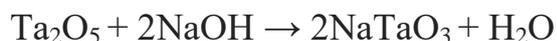
Металлический тантал устойчив в подавляющем большинстве агрессивных сред. На него не действуют никакие кислоты и даже «царская водка». Исключение составляет лишь плавиковая кислота HF. Очень слабо действуют на него расплавы щелочей.

Устойчивость металлического тантала обусловлена тем, что на его поверхности всегда имеется тонкая, но прочнейшая пленка оксида Ta_2O_5 .

Соединения тантала повторяют довольно близко свойства таких же образований ниобия. В основном известны соединения, где тантал имеет степень окисления +5. Однако при действии восстановителей могут образовываться вещества с более низкими степенями окисления этого элемента. Наиболее хорошо изучены *оксид Ta_2O_5* и *пентагалогениды TaF_5 и TaCl_5* , из них получают металл в свободном состоянии:

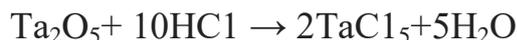


Оксид тантала Ta_2O_5 — белый порошок, нерастворимый ни в воде, ни в кислотах (кроме HF). Кислотный характер оксида выражен довольно слабо и в основном проявляется при реакции с расплавами щелочей:



или карбонатов: $\text{Ta}_2\text{O}_5 + 3\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{Na}_3\text{TaO}_4 + 3\text{CO}_2$

При 1000°С Ta₂O₅ взаимодействует с хлором и хлороводородом:



Следовательно, можно утверждать, что для оксида тантала (V) характерна амфотерность с преобладанием кислотных свойств.

ПОДГРУППА ТИТАНА

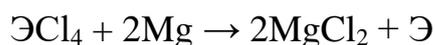
Подгруппа титана - побочная подгруппа I V группы

Свойства элементов подгруппы титана

Атомный номер	Название	Электронная конфигурация	ρ г/см ³	ЭО	Атомный радиус, нм	Степень окисления
22	Титан Ti	[Ar] 3d ² 4s ²	4,51	1,32	0,149	+2,+3,+4
40	Цирконий Zr	[Kr] 4d ² 5s ²	6,45	1,22	0,158	+2,+3,+4
72	Гафний Hf	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ² 6s ²	13,2	1,23	0,157	+2,+3,+4

Получение

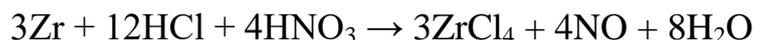
В свободном состоянии элементы подгруппы титана обычно получают путем восстановления их хлоридов магнием по схеме:



Реакция проводится при нагревании исходных веществ до 900° С в атмосфере инертного газа (под давлением). По физическим свойствам элементы подгруппы титана являются типичными металлами, имеющими вид стали. Чистые металлы хорошо поддаются механической обработке. Однако даже следы поглощенных газов сообщают им хрупкость.

Химические свойства титана, циркония гафния

В обычных условиях элементы подгруппы титана вполне устойчивы по отношению к воздуху и воде. С соляной, серной и азотной кислотами взаимодействует только титан, тогда как HF и царская водка растворяют все три металла, например:



При высоких температурах Ti, Zr и Hf химически активны. В этих условиях они энергично соединяются не только с галоидами, кислородом и серой, но и с углеродом и азотом. Практическое значение Ti и Zr особенно велико для металлургии. Присадка титана придает стали твердость и эластичность, а присадка циркония значительно повышает ее твердость и вязкость.

Соединения подгруппы титана.

Химические свойства.

Во всех своих важнейших и наиболее характерных производных элементы подгруппы титана четырехвалентны. Сам титан сравнительно легко образует малоустойчивые соединения, в которых он трехвалентен. Производные двухвалентного титана немногочисленны и весьма неустойчивы. То же относится к производным трех- и двухвалентного циркония, а также гафния, соединения которого по химическим свойствам очень близки к соответствующим соединениям циркония. Таким образом, в ряду Ti– Zr – Hf идет понижение устойчивости соединений с металлами в низших степенях окисления. При накаливании элементов подгруппы титана в атмосфере кислорода они сгорают, с образованием белых диоксидов (ЭO_2). Последние очень тугоплавки и практически нерастворимы в воде, в разбавленных растворах кислот и щелочей.

ПОДГРУППА ЦИНКА

Свойства элементов II группы побочной подгруппы (подгруппы цинка)

Атомный номер	Название	Электронная конфигурация	Атомный радиус, нм	ρ г/см ³	ЭО	Степени окисления
30	Цинк Zn	[Ar]3d ¹⁰ 4s ²	0,132	7,13	1,6	+2
48	Кадмий Cd	[Kr]4d ¹⁰ 5s ²	0,148	8,64	1,7	+2
80	Ртуть Hg	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ²	0,15	13,59	1,9	+1,+2

Физические свойства

Сходство элементов главной и побочной подгрупп во II группе значительно больше, чем в I группе.

Химические свойства

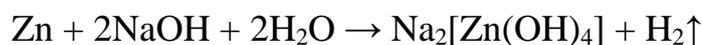
- Химическая активность уменьшается с увеличением атомной массы (в главной подгруппе – наоборот).
- Хорошие комплексообразователи (в отличие от элементов главной подгруппы).

Цинк и его соединения

Цинк - металл серебристо-белого цвета. В соединениях проявляет только одну степень окисления +2; соединения цинка неокрашены.

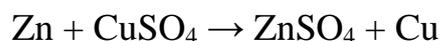
Стандартный окислительно-восстановительный потенциал в кислой среде $E^0_{\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}}$ равен - 0,76 в, а в щелочной среде $E(\text{ZnO}_2^{2-} / \text{Zn}) = - 1,22 \text{ В}$.

Поэтому цинк растворяется в разбавленных растворах кислот и щелочей:



Цинк не разлагает воду, т.к. в водном растворе он быстро покрывается защитной пленкой оксида, которая предохраняет его от коррозии.

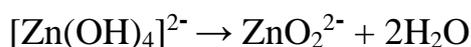
Цинк - сильный восстановитель и вытесняет менее активные металлы (стоящие справа в ряду напряжений) из растворов их солей:



Оксид цинка проявляет амфотерный характер, растворяясь как в кислотах, так и в растворах щелочей:



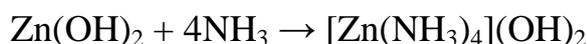
При нагревании комплексный тетрагидроксицинкат-анион дегидратирует:



Гидроксид цинка проявляет амфотерные свойства. Он нерастворим в воде, но растворяется в кислотах и щелочах:



Ион Zn^{2+} является энергичным комплексообразователем с координационным числом 4. В отличие от гидроксида алюминия гидроксид цинка растворяется в водном растворе аммиака:



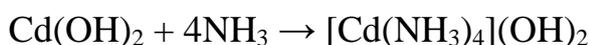
Кадмий и его соединения

Кадмий - белый, блестящий, мягкий, ковкий металл; очень мало растворяется в неокисляющих кислотах, хорошо растворяется в разбавленной HNO_3 (стандартный потенциал $E(Cd / Cd^{2+}) = -0,40$ В).

Кадмий образует только один ряд соединений, в которых он проявляет степень окислений +2. Ион Cd^{2+} - бесцветен. Оксид кадмия CdO (коричневого цвета) и гидроксид кадмия $Cd(OH)_2$ (белого цвета) проявляют основной характер, растворяясь только в кислотах:

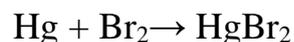


Кадмий является хорошим комплексообразователем (координационное число 4). Гидроксид кадмия растворяется в водном растворе аммиака:



Ртуть и ее соединения

Ртуть - серебристо-белый, блестящий, единственный жидкий при комнатной температуре металл; обладает низкой электропроводностью (она составляет 1,7% от электропроводности серебра) и большим коэффициентом термического расширения. На воздухе проявляет устойчивость. Реагирует с серой и галогенами:



Со многими металлами дает сплавы (амальгамы) (экзотермическое образование). Пары и соединения чрезвычайно ядовиты (накапливаются в организме).

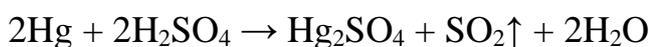
Ртуть не растворяется в соляной и разбавленной серной кислотах (в ряду напряжений металлов ртуть находится после водорода; стандартный

электродный потенциал $E_{\text{Hg}^0 / \text{Hg}^{2+}}^0 = + 0,85 \text{ В}$. Ртуть легко растворяется в концентрированной азотной кислоте:

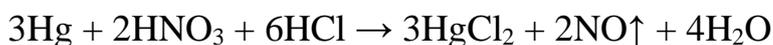


При растворении ртути в разбавленной азотной кислоте образуется нитрат ртути (I): $6\text{Hg} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$

При растворении ртути в горячей концентрированной серной кислоте в зависимости от избытка ртути или кислоты образуются соли одновалентной или двухвалентной ртути:



Ртуть растворяется в царской водке:



Оксид ртути (II) HgO ; красный кристаллический или желтый аморфный порошок; плохо растворим в воде; раствор имеет слабо щелочную реакцию.

Химические свойства HgO

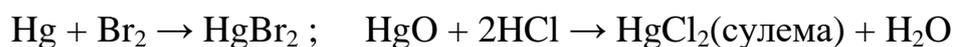
Легко восстанавливается; при нагревании разлагается на ртуть и кислород. Реагирует с кислотами с образованием солей и воды.

Сульфид ртути (II) HgS (киноварь) – ярко-красный нерастворимый в воде порошок.



Галогениды ртути (II)

Получение:



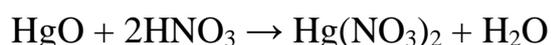
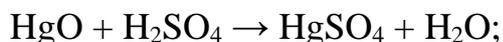
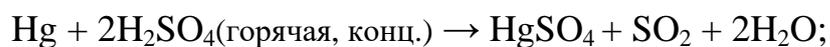
Сулему также получают растворением ртути в царской водке.

Химические свойства галогенидов:

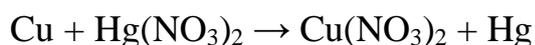


Реактив Несслера используется в качестве очень чувствительного аналитического реагента для обнаружения иона NH_4^+ :

Сульфат ртути (II) и нитрат ртути (II). Получают растворением ртути или оксида ртути (II) в концентрированных серной или азотной кислотах соответственно:



Более активные металлы легко вытесняют ртуть из ее солей:



ПОДГРУППА МЕДИ

Подгруппа меди – побочная подгруппа I группы

Свойства элементов подгруппы меди

Атомный номер	Название	Электронная конфигурация	ρ , г/см ³	ЭО	Атомный радиус, нм	Степень окисления
29	Медь Cu	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ¹	8,96	1,9	0,127	+1,+2
47	Серебро Ag	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ¹	10,5	1,9	0,144	+1
79	Золото Au	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹	19,3	2,4	0,144	+1,+3

Физические свойства

- Высокие значения плотности, температур плавления и кипения.
- Высокая тепло- и электропроводность.

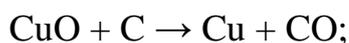
Химические свойства

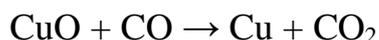
Химическая активность небольшая, убывает с увеличением атомного номера.

Медь и её соединения

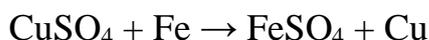
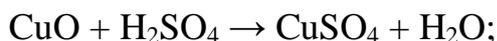
Получение

- Пирометаллургическим методом:

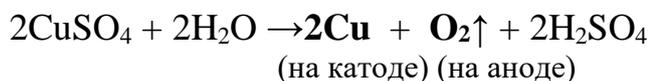




- Гидрометаллургическим:

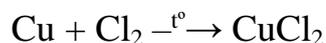
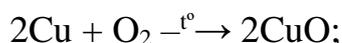


- Электролизом растворов солей:

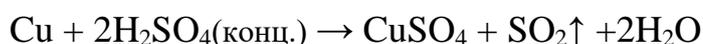
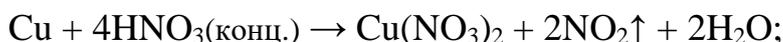


Химические свойства

- Взаимодействует с неметаллами при высоких температурах:



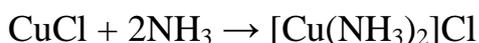
- Медь стоит в ряду напряжений правее водорода, поэтому не реагирует с разбавленными соляной и серной кислотами, но растворяется в кислотах – окислителях:



Сплавы меди с оловом - бронзы, с цинком - латуни.

Соединения одновалентной меди

Встречаются либо в нерастворимых соединениях (Cu_2O , Cu_2S , CuCl), либо в виде растворимых комплексов (координационное число меди – 2):

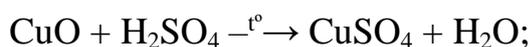


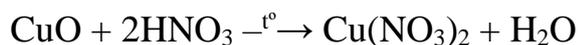
Оксид меди (I) - красного цвета, получают восстановлением соединений меди (II), например, глюкозой в щелочной среде:



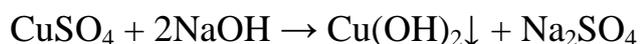
Соединения меди (II)

Оксид меди (II) имеет чёрный цвет. Восстанавливается под действием сильных восстановителей (например, CO) до меди. Обладает основным характером, при нагревании растворяется в кислотах:

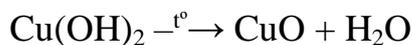




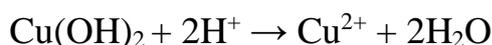
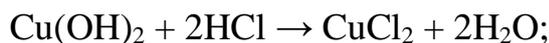
Гидроксид меди (II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ - нерастворимое в воде вещество светло-голубого цвета. Образуется при действии щелочей на соли меди (II):



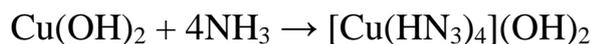
При нагревании чернеет, разлагаясь до оксида:



Типичное основание. Растворяется в кислотах.



Растворяется в растворе аммиака с образованием комплексного соединения (координационное число меди – 4) василькового цвета (реактив Швейцера, растворяет целлюлозу):



Малахит $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$. Искусственно можно получить по реакции:

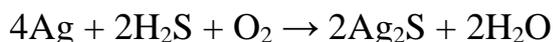


Разложение малахита:

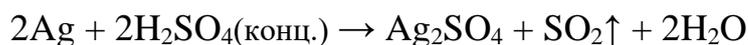
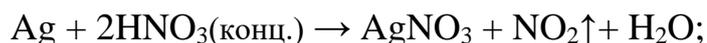


Серебро и его соединения

Благородный металл, устойчивый на воздухе. При потускнении серебра происходит реакция Гепара:



В ряду напряжений находится правее водорода, поэтому растворяется только в кислотах - окислителях:



В соединениях серебро обычно проявляет степень окисления +1.

Растворимый нитрат серебра AgNO_3 используется как реактив для качественного определения Cl^- , Br^- , I^- :



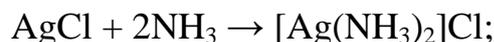


(Способность этих осадков образовывать растворимые комплексные соединения уменьшаются в ряду $\text{AgCl} - \text{AgBr} - \text{AgI}$). На свету галогениды серебра постепенно разлагаются с выделением серебра.

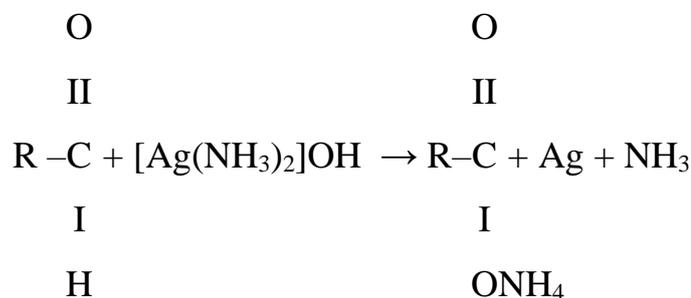
При добавлении растворов щелочей к раствору AgNO_3 образуется тёмно-коричневый осадок оксида серебра Ag_2O :



Осадки AgCl и Ag_2O растворяются в растворах аммиака с образованием комплексных соединений (координационное число к.ч. серебра = 2):



Аммиачные комплексы серебра взаимодействуют с альдегидами (реакция серебряного зеркала):

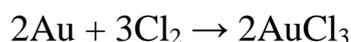


Золото и его соединения

Золото – мягче Cu и Ag , ковкий металл; легко образует тончайшую фольгу; благородный металл, устойчив как в сухом, так и во влажном воздухе. Растворяется в смеси концентрированных соляной и азотной кислот ("царской водке"):



Реагирует с галогенами при нагревании:



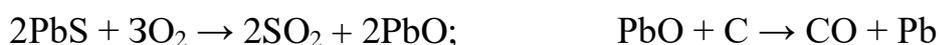
Соединения термически не очень устойчивы, разлагаются при нагревании с выделением металла. Комплексообразователь (комплексы золота (III) обладают координационными числами 4, 5 и 6).

ПОДГРУППА ГЕРМАНИЯ

Содержание элементов этой подгруппы в земной коре в ряду германий ($2 \cdot 10^{-4} \%$) – олово ($6 \cdot 10^{-4} \%$) – свинец ($1 \cdot 10^{-4} \%$) изменяется лишь незначительно. Германий принадлежит к рассеянным элементам. Основной формой природного нахождения олова является минерал касситерит (SnO_2), а свинца – галенит (PbS).

Получение

Выплавка олова ведется путем восстановления касситерита углем. Обычным способом переработки галенита является перевод его путем накаливания на воздухе в PbO , после чего полученный оксид свинца (II) восстанавливается до металла углем:



По физическим свойствам Ge, Sn и Pb являются металлами. Некоторые физические константы представлены ниже:

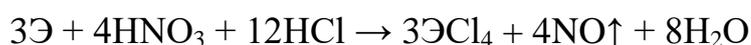
Свойства элементов подгруппы германия

Атомный номер	Название	Электронная конфигурация	ρ , г/см ³	ЭО	Атомный радиус, нм	Степень окисления
32	Германий Ge	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ²	5,4	2,02	0,137	+2,+4
50	Олово Sn	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ²	7,3	1,72	0,158	+2,+4
82	Свинец Pb	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ²	11,3	1,55	0,175	+2,+4

Все элементы подгруппы германия дают сплавы между собой и со многими другими металлами. В некоторых случаях при сплавлении образуются химические соединения (например, типа $\text{Mg}_2\text{Э}$).

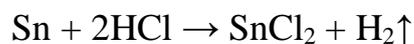
Под действием кислорода воздуха германий и олово не изменяются, а свинец окисляется. Поэтому свинцовые предметы не имеют блестящего металлического вида. Пленка оксида в обычных условиях предохраняет металл от дальнейшего окисления, но при нагревании процесс усиливается и свинец постепенно окисляется полностью. При нагревании на воздухе начинает окисляться и олово. Германий взаимодействует с кислородом лишь выше 700°C. Все три элемента способны соединяться с галоидами и серой.

Вода не действует на германий и олово. Со свинца она постепенно снимает окисную пленку и тем способствует его дальнейшему окислению. В ряду напряжений Ge располагается между медью и серебром, а Sn и Pb перед водородом. Лучшим растворителем свинца является разбавленная азотная кислота, германия и олова – царская водка. Взаимодействие с ней обоих элементов идет по схеме:



Все производные свинца сильно ядовиты.

Отношение элементов подгруппы германия к отдельным кислотам существенно различается. Соляная кислота не действует на германий, так как он стоит после водорода. Олово лишь очень медленно растворяется в разбавленной HCl, тогда как с концентрированной (особенно при нагревании) реакция идет легко согласно уравнению:



Свинец при взаимодействии с HCl покрывается слоем труднорастворимого PbCl₂, препятствующим дальнейшему растворению металла. Аналогично протекает взаимодействие свинца и с серной кислотой, но лишь до тех пор, пока концентрация ее не превысит 80%. При высоких концентрациях H₂SO₄ образуется растворимая кислая соль Pb(HSO₄)₂ не защищающая свинец от дальнейшего действия кислоты. На германий разбавленная серная кислота не действует, на Sn – почти не

действует. В горячей концентрированной H_2SO_4 оба элемента растворяются по схеме:



При действии на Ge азотной кислоты образуется осадок гидрата диоксида – $x\text{GeO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Аналогично, действует концентрированная азотная кислота и на олово:



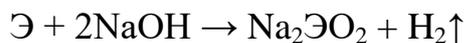
Напротив, в сильно разбавленной холодной HNO_3 олово медленно растворяется с образованием $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$. Водород при этом не выделяется.

При действии HNO_3 на свинец, по реакции, образуется $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$:



Эта соль нерастворима в концентрированной HNO_3 и предохраняет металл от дальнейшего действия кислоты. Напротив, в воде она хорошо растворима, и поэтому в разбавленной азотной кислоте свинец легко растворяется.

Растворы щелочей на германий почти не действуют. Олово и свинец медленно растворяются в сильных щелочах:



Растворимость олова в щелочах используют для снятия его со старых консервных банок, после чего металл выделяют из раствора.

Соединения германия, олова, свинца

Характерные для германия и его аналогов положительные степени окисления +4 и +2. Поэтому известны два ряда производных рассматриваемых элементов. Для германия более типичны соединения, в которых он проявляет степень окисления + 4. У олова различие появляется менее резко, хотя при обычных условиях производные Sn(IV) более устойчивы. Напротив, для свинца значительно более типичны соединения, в которых он находится в степени окисления +2. В связи с этим производные Ge(II) и Sn(II) являются восстановителями, а соединения Pb(IV) – окислителями (очень сильными). Переход от более низкой к более высокой

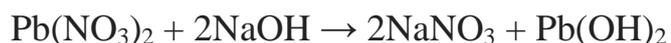
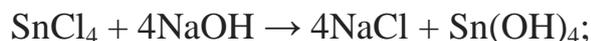
положительной степени окисления, как правило, легче идёт в щелочной среде, а обратный переход – в кислой. Поэтому восстановительные свойства Ge(II) и Sn(II) в щелочной среде проявляются сильнее, чем в кислой.. Свинец (IV), будучи очень сильным окислителем в кислой среде, в щелочной таковым не является.

Для элементов подгруппы германия известны *оксиды состава ЭО* и *ЭО₂*. При накаливании на воздухе Ge и Sn образуют высшие оксиды, а при Pb – низший. Остальные могут быть получены лишь косвенным путем. Например, PbO₂ обычно получают взаимодействием уксуснокислого свинца с хлорной известью по уравнению:



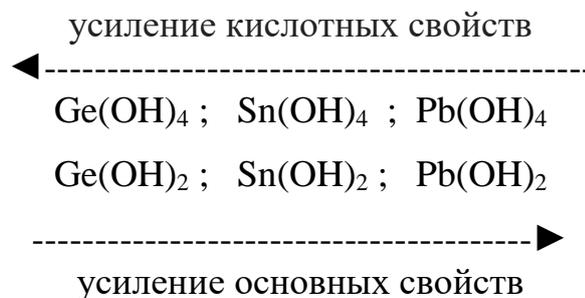
Все рассматриваемые оксиды представляют собой твердые вещества, GeO и SnO имеют черный цвет, PbO – желтовато–красной, GeO₂ и SnO₂ – белый, PbO₂ –темно–коричневый.

Так как с водой эти оксиды практически не взаимодействуют, отвечающие им гидроокиси получают действием сильных щелочей на растворы соответствующих солей, например:



Они выделяются в виде осадков белого – Sn(OH)₄, коричневого – Ge(OH)₂ и бурого – Pb(OH)₂ цветов.

По химическим свойствам все рассматриваемые гидроксиды представляют собой амфотерные соединения:



Наиболее отчетливо кислотные свойства выражены у гидроксида германия (IV), который является очень слабой кислотой. Основные

свойства наиболее отчетливо выражены у $\text{Pb}(\text{OH})_2$, который в растворе образует заметную щелочную реакцию.

Ввиду своего амфотерного характера рассматриваемые гидроксиды растворяются и в сильных щелочах и в кислотах. При действии на них щелочей образуются соли кислот $\text{H}_2\text{ЭO}_3$ или $\text{H}_2\text{ЭO}_2$, содержащие Ge, Sn или Pb в составе аниона, а при действии кислот – соли этих элементов с катионами Э^{2+} или Э^{4+} .

ПОДГРУППА АЛЮМИНИЯ

Свойства элементов подгруппы алюминия

Атомный номер	Название	Электронная конфигурация	ρ , г/см ³	ЭО	Атомный радиус, нм	Степень окисления
5	Бор В	$[\text{He}] 2s^2 2p^1$	2,35	2,0	0,095	+3
13	Алюминий Al	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$	2,70	1,47	0,143	+3
31	Галлий Ga	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^1$	5,91	1,6	0,122	+3
49	Индий In	$[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^1$	7,30	1,7	0,162	+1,+2,+3
81	Таллий Tl	$[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^1$	11,85	1,8	0,167	+1,+3

Физические свойства

- С увеличением атомной массы усиливается металлический характер элементов (В – неметалл; остальные – металлы).
- Бор значительно отличается по свойствам от других элементов. В имеет высокие температуры плавления, температуры плавления; значительную твердость; инертность). Остальные элементы – легкоплавкие металлы, In и Tl - очень мягкие.

Химические свойства

- Все элементы в соединениях проявляют степень окисления +3, но с повышением атомной массы появляются соединения со степенью окисления +1 (в основном это касается Tl).

- Основность гидроксидов $R(OH)_3$ возрастает с увеличением атомной массы (H_3BO_3 - слабая кислота, $Al(OH)_3$ и $Ga(OH)_3$ - амфотерные основания, $In(OH)_3$ и $Tl(OH)_3$ - типичные основания, $TiOH$ - сильное основание).
- Металлы подгруппы алюминия (Al, Ga, In, Tl) химически достаточно активны (реагируют с кислотами, щелочами (Al, Ga), галогенами).
- Соли элементов подгруппы алюминия подвергаются гидролизу по катиону. Устойчивы лишь соли одновалентного таллия.
- Al и Ga защищены тонкой оксидной пленкой; Tl разрушается при действии влажного воздуха (хранят в керосине).

Алюминий

Открыт Х.К.Эрстедом в 1825 г. Четвертый по распространённости элемент в земной коре.

Физические свойства

Серебристо-белый, пластичный, имеющий высокую тепло- и электропроводность, легкий металл с $t_{пл.} = 660^\circ C$.

Нахождение в природе

В природе находится в виде бокситов – $Al_2O_3 \cdot H_2O$ (с примесями SiO_2 , Fe_2O_3 , $CaCO_3$), нефелинов – $KNa_3[AlSiO_4]_4$, алунитов - $KAl(SO_4)_2 \cdot 2Al(OH)_3$ и глинозема (смеси каолинов с песком SiO_2 , известняком $CaCO_3$, агнезитом $MgCO_3$).

Получение

Получают электролизом расплава Al_2O_3 (в присутствии криолита $Na_3[AlF_6]$): $2Al_2O_3 \rightarrow 4Al + 3O_2 \uparrow$

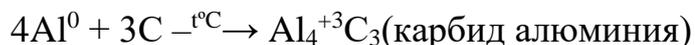
Химические свойства

Al – покрыт тонкой и прочной оксидной пленкой (не реагирует с простыми веществами: с H_2O ($t^\circ C$); O_2 , HNO_3 (без нагревания)). Al – активный металл, восстановитель.

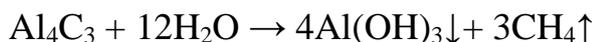
Легко реагирует с простыми веществами:

- с кислородом: $4Al^0 + 3O_2 \rightarrow 2Al^{+3}_2O_3$;

- с галогенами: $2Al^0 + 3Br_2^0 \rightarrow 2Al^{+3}Br_3$;
- с другими неметаллами (азотом, серой, углеродом) реагирует при нагревании:



Сульфид и карбид алюминия полностью гидролизуются:

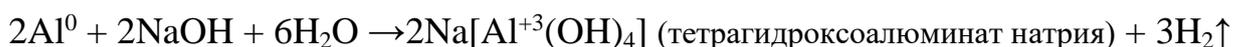


Со сложными веществами:

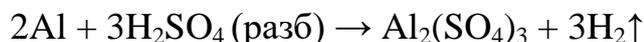
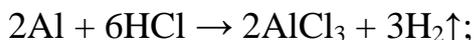
- с водой (после удаления защитной оксидной пленки):



- с растворами щелочей:



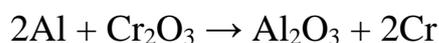
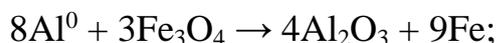
- Легко растворяется в соляной и разбавленной серной кислотах:



При нагревании растворяется в кислотах - окислителях:



- Восстанавливает металлы из их оксидов (алюминотермический метод):



Применение

Al - основа легких и прочных сплавов. Раскислитель стали. Используется для получения ряда металлов алюминотермическим методом.

Оксид алюминия Al_2O_3



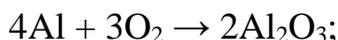
Глинозем, корунд, окрашенный – рубин (красный), сапфир (синий).

Твердое тугоплавкое ($t^{\circ}\text{пл.}=2050^{\circ}\text{C}$) вещество; существует в нескольких кристаллических модификациях.

Получение

Получают:

- Окислением металла:



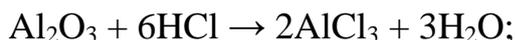
- Термическим разложением гидроксида:



Амфотерный оксид с преобладанием основных свойств; не растворяется в воде.

- Реагирует с кислотами и растворами щелочей:

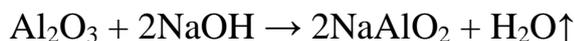
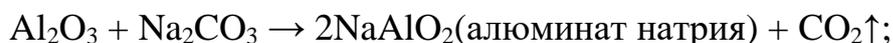
Как основной оксид:



Как кислотный оксид:



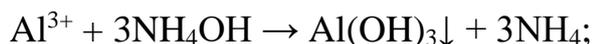
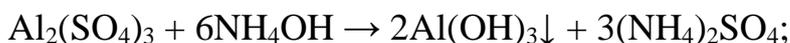
- Сплавляется со щелочами или карбонатами щелочных металлов:



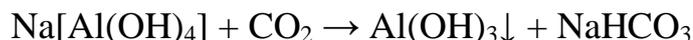
Гидроксид алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$

Получение

- Осаждением из растворов солей щелочами или гидроксидом аммония:



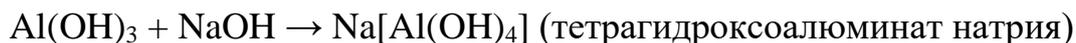
- Слабым подкислением растворов алюминатов:



Амфотерный гидроксид:

- Как основание реагирует с кислотами: $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O};$

- Как кислота взаимодействует с растворами щелочей:



Алюминотермия (от алюминий и греч. *thérme* — теплота), алюминотермический процесс, получение металлов и сплавов восстановлением оксидов металлов алюминием. Шихта (из порошкообразных материалов) засыпается в плавильную шахту или тигель и поджигается с помощью запальной смеси. Если при восстановлении выделяется много теплоты, осуществляется внепечная алюминотермия, без подвода тепла извне, развивается высокая температура (1900 – 2400°C), процесс протекает с большой скоростью, образующиеся металл и шлак хорошо разделяются. Если теплоты выделяется недостаточно, в шихту вводят подогревающую добавку или проводят плавку в дуговых печах (электропечная алюминотермия). В России электропечная алюминотермия широко распространена. Алюминотермию применяют для получения низкоуглеродистых легирующих сплавов трудновосстановимых металлов — титана, ниобия, циркония, бора, хрома и др., для сварки рельсов и деталей стального литья; для получения огнеупора – термиткорунда. Алюминотермический метод открыт русским учёным Н. Н. Бекетовым (1859), в промышленности внепечной процесс освоен немецким химиком Г. Гольдшмидтом (1898).

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

Тема 2: «Химия элементов»

Тема 2а: «Металлы»

Задание 1: Составьте электронную формулу для указанного атома элемента. Укажите низшую и высшую его степень окисления. Приведите формулы оксидов и гидроксидов в характерных для данного элемента степенях окисления и укажите их характер.

№ варианта	Элемент
1/16	Fe
2/17	Co
3/18	Ni
4/19	Cr
5/20	V
6/21	Zn
7/22	Cu
8/23	Al
9/24	Sn
10/25	Pb
11/26	Ti
12/27	Zr
13/28	Cd
14/29	Mn
15/30	W

Задание 2: Осуществите превращения. Составьте молекулярные и ионные уравнения.

- $\text{Ni}(\text{OH})_2 \rightarrow (\text{NiOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NiSO}_4 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2$
- $\text{CuSO}_4 \rightarrow (\text{CuOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuOHNO}_3$

3. $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{BiOH}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Bi}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Bi}_2\text{O}_3$
4. $\text{Co}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CoOHCl} \rightarrow \text{CoCl}_2 \rightarrow \text{Co}(\text{NO}_3)_2$
5. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbOHNO}_3 \rightarrow \text{Pb}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{K}_2\text{PbO}_2$
6. $\text{NiCl}_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{NiOHCl} \rightarrow \text{NiCl}_2$
7. $\text{CrOHCl}_2 \rightarrow \text{CrCl}_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{CrOHSO}_4$
8. $(\text{SnOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SnSO}_4 \rightarrow \text{Sn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SnO}_2$
9. $\text{NiBr}_2 \rightarrow \text{NiOHBr} \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{NiSO}_4$
10. $\text{CoSO}_4 \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_2 \rightarrow (\text{CoOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Co}(\text{NO}_3)_2$
11. $[\text{Cr}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CrOHSO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{CrCl}_3$
12. $\text{NiSO}_4 \rightarrow (\text{NiOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{NiBr}_2$
13. $\text{FeOHSO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{FeCl}_3$
14. $\text{NiBr}_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{NiOHCl} \rightarrow \text{NiCl}_2$
15. $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3$
16. $\text{Sn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{SnOHCl} \rightarrow \text{K}_2\text{SnO}_2 \rightarrow \text{Sn}(\text{OH})_2$
17. $\text{CoCl}_2 \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_2 \rightarrow (\text{CuOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CoSO}_4$
18. $\text{Bi}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Bi}_2\text{O}_3$
19. $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuOHCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
20. $\text{CoSO}_4 \rightarrow (\text{CoOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Co}(\text{NO}_3)_2$
21. $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{NiOHNO}_3 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 \rightarrow (\text{NiOH})_2\text{SO}_4$
22. $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{NO}_3)_3$
23. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{CrOHSO}_4 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{K}_3\text{CrO}_3$
24. $\text{SnCl}_2 \rightarrow \text{SnOHCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{SnO}_2 \rightarrow \text{Sn}(\text{OH})_2$
25. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Pb}(\text{OH})\text{NO}_3 \rightarrow \text{Pb}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{K}_2\text{PbO}_2$
26. $\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3$
27. $\text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3$
28. $\text{MgO} \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgCl}_2$
29. $\text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{NaHS} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$
30. $\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{KHSO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$

Задание 3: Напишите уравнения реакций (по две для каждого варианта) и составьте к ним электронно-ионные схемы. Для реакций металлов с H_2SO_4 концентрированной и HNO_3 значение потенциала окислителя примите равным более 1 В. Оцените практическую устойчивость металлов в данной среде.

<p>1. $\text{Al} + \text{HCl}$ H_2SO_4конц. + Cu</p> <p>2. $\text{Al} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ H_2SO_4конц. + Sn</p> <p>3. $\text{Al} + \text{H}_2\text{O}$ H_2SO_4конц. + Zn</p> <p>4. $\text{Al} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}$ HNO_3разб. + Be</p> <p>5. $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$ HNO_3разб. + Cd</p> <p>6. $\text{Cu} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ HNO_3разб. + Mg</p> <p>7. $\text{Cu} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ HNO_3конц. + Ba</p> <p>8. $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ HNO_3конц. + Pb</p> <p>9. $\text{Cr} + \text{H}_2\text{O}$ HNO_3разб. + $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$</p> <p>10. $\text{Zn} + \text{H}_2\text{O}$ H_2SO_4конц., t° + Al \rightarrow</p> <p>11. $\text{Zn} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$ H_2SO_4конц., t° + Ni \rightarrow</p> <p>12. $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4$разб. + O_2 HNO_3конц., t° + Fe $\rightarrow \text{Fe}^{3+}$</p> <p>13. $\text{Cr} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ HNO_3разб. + Cu</p> <p>14. $\text{Zn} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ H_2SO_4конц., t° + Fe $\rightarrow \text{Fe}^{3+}$</p> <p>15. $\text{Cr} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$ HNO_3разб. + Sn</p>	<p>16. $\text{Sn} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ H_2SO_4конц. + Bi</p> <p>17. $\text{Co} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ H_2SO_4конц. + Co</p> <p>18. $\text{Sn} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ H_2SO_4конц. + Be</p> <p>19. $\text{Ni} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ HNO_3разб. + Pb</p> <p>20. $\text{Pb} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ HNO_3разб. + Cr</p> <p>21. $\text{Cr} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ H_2SO_4конц., t° + Al</p> <p>22. $\text{Pb} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ HNO_3разб. + Bi</p> <p>23. $\text{Bi} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ HNO_3конц., t° + Ni</p> <p>24. $\text{Cr} + \text{HCl}$ H_2SO_4конц. + Mg</p> <p>25. $\text{Al} + \text{HCl}$ Zn + NaOH + H_2O</p> <p>26. $\text{Ti} + \text{H}_2\text{SO}_4$конц., t° Cd + KOH + $\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$</p> <p>27. $\text{Ti} + \text{HNO}_3$разб. Cd + KOH + H_2O</p> <p>28. $\text{Cd} + \text{HCl} + \text{O}_2$ Be + H_2SO_4конц.</p> <p>29. $\text{Fe} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ Ag + HNO_3 конц.</p> <p>30. $\text{Ni} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ Mn + H_2SO_4конц.</p>
---	--

Задание 4. Составьте электронную схему и молекулярное уравнение окислительно-восстановительной реакции (см. таблицу электродных потенциалов).

1. $\text{KMnO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \dots$
2. $\text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
3. $\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
4. $\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
5. $\text{Co}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow$
6. $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
7. $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
8. $\text{TiOSO}_4 + \text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
9. $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{Zn} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} + \dots$
10. $\text{CrCl}_3 + \text{HCl} + \text{Zn} \rightarrow \text{CrCl}_2 + \dots$
11. $\text{KBr} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
12. $\text{Na}_2\text{MoO}_4 + \text{HCl} + \text{Al} \rightarrow \text{MoCl}_2 + \dots$
13. $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + \dots$
14. $\text{FeS}_2 + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{NO} + \dots$
15. $\text{MnSO}_4 + \text{NaBiO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
16. $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{NaOH} \rightarrow$
17. $\text{PbS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \dots$
18. $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + \dots$
19. $\text{KI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \dots$
20. $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
21. $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
22. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
23. $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow$
24. $\text{MnO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \dots$
25. $\text{PbS} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
26. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Hg} + \dots$
27. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{NO}_2^- + \dots$
28. $\text{FeCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{FeO}_4^{2-} + \dots$
29. $\text{NaCrO}_2 + \text{NaClO} + \text{NaOH} \rightarrow$



Тема 2б: «Неметаллы»

Задание 1: Составьте электронную формулу для указанного атома элемента. Укажите низшую и высшую его степень окисления. Приведите формулы оксидов и гидроксидов в характерных для данного элемента степенях окисления и укажите их характер.

№ варианта	Элемент
1/16	B
2/17	C
3/18	N
4/19	S
5/20	Cl
6/21	Br
7/22	Se
8/23	As
9/24	Sb
10/25	I
11/26	Si
12/27	P
13/28	At
14/29	F
15/30	H

Задание 2. Составьте электронную схему и молекулярное уравнение окислительно-восстановительной реакции (см. таблицу электродных потенциалов).



3. $\text{Na}_2\text{SeO}_3 + \text{KBrO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
4. $\text{NaNO}_2 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NO} + \dots$
5. $\text{Na}_2\text{SeO}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
6. $\text{HClO} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}_2 + \dots$
7. $\text{Cl}_2 + \text{J}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{JO}_3^- + \dots$
8. $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{NaClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
9. $\text{J}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
10. $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S}$
11. $\text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
12. $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
13. $\text{Sb}_2\text{O}_3 + \text{HBrO}_3 \rightarrow$
14. $\text{KIO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
15. $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
16. $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
17. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HIO}_3 + \dots$
18. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{As}_2\text{S}_3 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow (\text{NH}_4)_3\text{AsO}_4 + \text{S} + \dots$
19. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
20. $\text{Na}_2\text{O} + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
21. $\text{KIO}_4 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{BrO}_3^- + \dots$
22. $\text{Cl}_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO}_3^- + \dots$
23. $\text{H}_2\text{S} + \text{HClO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
24. $\text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
25. $\text{KI} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO} + \dots$
26. $\text{SO}_2 + \text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}^- + \dots$
27. $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \dots$
28. $\text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
29. $\text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
30. $\text{NH}_2\text{OH} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{N}_2 + \dots$

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Коровин Н.В. Общая химия: учебник для вузов /Н. В. Коровин. – 10-е изд., испр. – М.: Высшая школа, 2008. – 557 с.
2. Угай А.Я. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов /А.Я.Угай. – 5-е изд., испр. – М.: Высшая школа, 2007. – 527 с.
3. Гельфман М.И. Химия: учебник для студентов, обучающихся по техническим специальностям и направлениям / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. – 3-е изд., стер. – СПб.; М.; Краснодар: Лань, 2003. – 480 с.
4. Глинка Н.Л. Общая химия: учебное пособие для вузов /Н.Л.Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – 30-е изд. испр. – М.: Интеграл-ПРЕСС, 2009. – 728 с.
5. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие для студентов нехим. специальностей /Н.Л.Глинка; под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубинной. – Изд. стер. – М.: Интеграл–ПРЕСС, 2006. – 204 с.
6. Краткий справочник физико-химических величин /Под ред. А. Равделя, А.М. Пономаревой. – Л.: Химия, 1986. – 232 с.

ПРИЛОЖЕНИЕ

СПРАВОЧНЫЙ МАТЕРИАЛ
Таблица П.1

Периодическая система элементов Д.И. Менделеева

ПЕРИОДЫ	ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА											VII	VIII				
	I	II		III		IV		V		VI		(H)	He	обозначение элемента		порядковый номер элемента	
1	H ¹ Hydrogenium ВОДОРОД 1,00794												He ² Helium ГЕЛИЙ 4,002602	He Helium ГЕЛИЙ 4,002602		2 относительная атомная масса	
2	Li ³ Lithium ЛИТИЙ 6,941	Be ⁴ Beryllium БЕРИЛЛИЙ 9,01218	B ⁵ Borium БОР 10,811	C ⁶ Carbonum УГЛЕРОД 12,011	N ⁷ Nitrogenium АЗОТ 14,0067	O ⁸ Oxygenium КИСЛОРОД 15,9994	F ⁹ Florum ФТОР 18,998403	Ne ¹⁰ Neon НЕОН 20,179									
3	Na ¹¹ Natrium НАТРИЙ 22,98977	Mg ¹² Magnesium МАГНИЙ 24,305	Al ¹³ Aluminium АЛЮМИНИЙ 26,98154	Si ¹⁴ Silicium КРЕМНИЙ 28,0855	P ¹⁵ Phosphorum ФОСФОР 30,97376	S ¹⁶ Sulfur СЕРА 32,066	Cl ¹⁷ Chlorum ХЛОР 35,453	Ar ¹⁸ Argon АРГОН 39,948									
4	K ¹⁹ Kalium КАЛИЙ 39,0983	Ca ²⁰ Calcium КАЛЬЦИЙ 40,078	Sc ²¹ Scandium СКАНДИЙ 44,95591	Ti ²² Titanium ТИТАН 47,88	V ²³ Vanadium ВАНАДИЙ 50,9415	Cr ²⁴ Chromium ХРОМ 51,9961	Mn ²⁵ Manganum МАРГАНЕЦ 54,9380	Fe ²⁶ Ferrum ЖЕЛЕЗО 55,847	Co ²⁷ Cobaltum КОБАЛЬТ 58,9332	Ni ²⁸ Niccolum НИКЕЛЬ 58,69							
5	Rb ³⁷ Rubidium РУБИДИЙ 85,4678	Sr ³⁸ Strontium СТРОНЦИЙ 87,62	Y ³⁹ Yttrium ИТРИЙ 88,9059	Zr ⁴⁰ Zirconium ЦИРКОН 91,224	Nb ⁴¹ Niobium НИОБИЙ 92,9064	Mo ⁴² Molybdaenum МОЛИБДЕН 95,94	Tc ⁴³ Technetium ТЕХНЕЦИЙ [98]	Ru ⁴⁴ Ruthenium РУТЕНИЙ 101,07	Rh ⁴⁵ Rhodium РОДИЙ 102,9055	Pd ⁴⁶ Palladium ПАЛЛАДИЙ 106,42							
6	Cs ⁵⁵ Cesium ЦЕЗИЙ 132,9054	Ba ⁵⁶ Barium БАРИЙ 137,33	La* Lanthanum ЛАНТАН 138,9055	Hf ⁷² Hafnium ГАФНИЙ 178,49	Ta ⁷³ Tantalum ТАНТАЛ 180,9479	W ⁷⁴ Wolframium ВОЛЬФРАМ 183,85	Re ⁷⁵ Rhenium РЕНИЙ 186,207	Os ⁷⁶ Osmium ОСМИЙ 190,2	Ir ⁷⁷ Iridium ИРИДИЙ 192,22	Pt ⁷⁸ Platinum ПЛАТИНА 195,08							
7	Fr ⁸⁷ Francium ФРАНЦИЙ [223]	Ra ⁸⁸ Radium РАДИЙ [226]	Ac** Actinium АКТИНИЙ [227]	Pb ⁸² Plumbum СВИНЕЦ 207,2	Bi ⁸³ Bismuthum ВИСМУТ 208,9804	Po ⁸⁴ Polonium ПОЛОНИЙ [209]	At ⁸⁵ Astatium АСТАТ [210]	Rn ⁸⁶ Radon РАДОН [222]									
ЛАНТАНОИДЫ *																	
58	Ce ^{140,12} Cesium СЕРИЙ	Pr ^{140,9077} Praseodymium ПРАЗЕОДИМ	Nd ^{144,24} Neodymium НЕОДИМ	Pm ^[145] Promethium ПРОМЕТИЙ	Sm ^{150,36} Samarium САМАРИЙ	Eu ^{151,96} Europium ЕВРОПИЙ	Gd ^{157,25} Gadolinium ГАДОЛИНИЙ	Tb ^{158,9254} Terbium ТЕРБИЙ	Dy ^{162,50} Dysprosium ДИСПРОЗИЙ	Ho ^{164,9304} Holmium ГОЛЬМИЙ	Er ^{167,26} Erbium ЭРБИЙ	Tm ^{168,9342} Thulium ТУЛИЙ	Yb ^{173,04} Ytterbium ИТТЕРБИЙ	Lu ^{174,967} Lutetium ЛЮТЕЦИЙ			
АКТИНОИДЫ **																	
90	Th ^{232,0381} Thorium ТОРИЙ	Pa ^[231] Protactinium ПРОТАКТИНИЙ	U ^{238,0289} Uranium УРАН	Np ^[237] Neptunium НЕПТУНИЙ	Pu ^[244] Plutonium ПЛУТОНИЙ	Am ^[243] Americium АМЕРИЦИЙ	Cm ^[247] Curium КУРИЙ	Bk ^[247] Berkelium БЕРКЛИЙ	Cf ^[251] Californium КАЛИФОРНИЙ	Es ^[252] Einsteinium ЭЙНШТЕЙНИЙ	Fm ^[257] Fermium ФЕРМИЙ	Md ^[258] Mendelevium МЕНДЕЛЕВИЙ	No ^{289,1005} Nobelium НОБЕЛИЙ	Lr ^{260,1054} Lawrencium ЛОУРЕНСИЙ			

Названия химических элементов № 104 - 109 рекомендованы Комиссией IUPAC по неорганической номенклатуре
е 08.1994 г.

Растворимость солей и оснований в воде

Анионы	КАТИОНЫ																			
	Ag ⁺	Al ³⁺	Ba ²⁺	Be ²⁺	Bi ³⁺	Ca ²⁺	Cd ²⁺	Co ²⁺	Cr ³⁺	Cu ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Hg ²⁺	Mg ²⁺	Mn ²⁺	Ni ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Sr ²⁺	Zn ²⁺
Br ⁻ ; Cl ⁻	Н	Р	Р	Р	-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р
CH ₃ COO ⁻	Р	Н	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р
CO ₃ ²⁻	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	Н	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	-	Н	Н
PO ₄ ³⁻	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
S ²⁻	Н	-	Р	-	Н	Р	Н	Н	-	Н	Н	-	Н	-	Н	Н	Н	Н	Р	Н
SO ₃ ²⁻	Н	-	Н	-	Н	Н	Н	Н	-	Н	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	-	Н	Н
SO ₄ ²⁻	Н	Р	Н	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р	Р	М	Р	Н	Р
SiO ₃ ²⁻	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	Н	Н	Н	Н	-	Н	Н
OH ⁻	-	Н	Р	Н	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	Р	Н

Р - растворимые, **Н** - нерастворимые, **М** - малорастворимы – - в водных растворах не существуют. Гидроксиды и соли, образованные катионами **K⁺, Na⁺, NH₄⁺**, а также соли азотной кислоты (анион **NO₃⁻**) - растворимы.

Таблица П. 3

Константы нестойкости некоторых комплексных ионов

В водных растворах при температуре 25°C

Элемент	Комплексный ион	K_H	Элемент	Комплексный ион	K_H
Ag	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$5,8 \cdot 10^{-8}$	Cd	$[\text{BiCl}_6]^{3-}$	$3,8 \cdot 10^{-7}$
	$[\text{AgBr}_2]^-$	$4,6 \cdot 10^{-8}$		$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$7,6 \cdot 10^{-8}$
	$[\text{AgBr}_2]^-$	$1,8 \cdot 10^{-12}$		$[\text{CdBr}_4]^{2-}$	$1,2 \cdot 10^{-3}$
	$[\text{Ag}(\text{OH})_2]^-$	$1,0 \cdot 10^{-4}$		$[\text{Cd}(\text{N}_2\text{H}_4)_4]^{2+}$	$1,3 \cdot 10^{-4}$
	$[\text{Ag}(\text{CNS})_2]^-$	$2,0 \cdot 10^{-11}$		$[\text{CdI}_4]^{2-}$	$7,9 \cdot 10^{-7}$
	$[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^-$	$1,5 \cdot 10^{-3}$		$[\text{Cd}(\text{OH})_4]^{2-}$	$2,5 \cdot 10^{-9}$
	$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$1,1 \cdot 10^{-13}$		$[\text{Cd}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{2-}$	$3,3 \cdot 10^{-7}$
	$[\text{AgCl}_2]^-$	$9,1 \cdot 10^{-6}$		$[\text{CdCl}_4]^{2-}$	$1,3 \cdot 10^{-3}$
	$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$1,1 \cdot 10^{-21}$		$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$7,8 \cdot 10^{-18}$
Al	$[\text{AlF}_6]^{3-}$	$2,1 \cdot 10^{-21}$	Co	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$4,1 \cdot 10^{-5}$
	$[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$	$1,1 \cdot 10^{-33}$		$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$6,2 \cdot 10^{-36}$
Au	$[\text{AuBr}_2]^-$	$3,5 \cdot 10^{-13}$		$[\text{Co}(\text{OH})_3]^-$	$1,3 \cdot 10^{-11}$
	$[\text{Au}(\text{CNS})_6]^{3-}$	$9,1 \cdot 10^{-43}$		$[\text{Co}(\text{CNS})_4]^{2-}$	$6,3 \cdot 10^{-3}$
	$[\text{AuCl}_2]^-$	$1,6 \cdot 10^{-10}$	$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{4-}$	$8,1 \cdot 10^{-20}$	
	$[\text{AuCl}_4]^-$	$5,0 \cdot 10^{-22}$	$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1,0 \cdot 10^{-64}$	
	$[\text{Au}(\text{CN})_2]^-$	$1,4 \cdot 10^{-20}$	Cr	$[\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$	$1,3 \cdot 10^{-30}$
	$[\text{Au}(\text{CN})_4]^-$	$3,8 \cdot 10^{-20}$		$[\text{Cr}(\text{CNS})_6]^{3-}$	$1,6 \cdot 10^{-4}$
Bi	$[\text{BiBr}_4]^-$	$1,4 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Cr}(\text{CNS})_4]^-$	$7,9 \cdot 10^{-7}$	
	$[\text{Bi}(\text{OH})_4]^-$	$6,3 \cdot 10^{-36}$	Cu	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+$	$1,3 \cdot 10^{-11}$
	$[\text{BiI}_4]^-$	$1,1 \cdot 10^{-15}$		$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2,1 \cdot 10^{-13}$
	$[\text{Bi}(\text{CNS})_6]^{3-}$	$5,9 \cdot 10^{-5}$		$[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-}$	$3,2 \cdot 10^{-19}$

	$[\text{Cu}(\text{CNS})_6]^{5-}$	$5,3 \cdot 10^{-10}$		$[\text{HgCl}_4]^{2-}$	$8,5 \cdot 10^{-16}$
	$[\text{Cu}(\text{CNS})_4]^{2-}$	$3,0 \cdot 10^{-7}$		$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$	$4,0 \cdot 10^{-42}$
	$[\text{Cu}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{2-}$	$5,1 \cdot 10^{-13}$	Ni	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$9,8 \cdot 10^{-9}$
	$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-}$	$5,0 \cdot 10^{-31}$		$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$3,4 \cdot 10^{-8}$
	$[\text{Cu}(\text{CN})_2]^-$	$1,0 \cdot 10^{-24}$		$[\text{NiBr}_4]^{2-}$	$1,3 \cdot 10^8$
	$[\text{CuCl}_3]^-$	$1,3 \cdot 10^2$		$[\text{Ni}(\text{N}_2\text{H}_4)_6]^{2+}$	$1,0 \cdot 10^{-12}$
	$[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-}$	$2,8 \cdot 10^{-15}$		$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-31}$
Fe	$[\text{Fe}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2,0 \cdot 10^{-4}$	Pt	$[\text{PtBr}_4]^{2-}$	$3,2 \cdot 10^{-21}$
	$[\text{FeF}_6]^{3-}$	$7,9 \cdot 10^{-17}$		$[\text{PtCl}_4]^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-16}$
	$[\text{Fe}(\text{OH})_4]^{2-}$	$2,8 \cdot 10^{-9}$	Sn	$[\text{Sn}(\text{OH})_3]^-$	$7,4 \cdot 10^{-26}$
	$[\text{Fe}(\text{OH})_3]$	$2,1 \cdot 10^{-31}$		$[\text{SnCl}_4]^{2-}$	$3,3 \cdot 10^{-2}$
	$[\text{Fe}(\text{CNS})_6]^{3-}$	$5,9 \cdot 10^{-4}$		$[\text{SnCl}_6]^{2-}$	$1,5 \cdot 10^{-9}$
	$[\text{Fe}(\text{CNS})_4]^{3-}$	$2,9 \cdot 10^{-5}$	V	$[\text{V}(\text{OH})_2]^+$	$2,5 \cdot 10^{-22}$
	$[\text{FeF}_4]^-$	$1,8 \cdot 10^{-16}$		$[\text{VO}(\text{OH})]^+$	$2,5 \cdot 10^{-9}$
	$[\text{FeCl}_4]^-$	$7,9 \cdot 10^{-8}$	Zn	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$3,5 \cdot 10^{-10}$
	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1,3 \cdot 10^{-37}$		$[\text{ZnBr}_4]^{2-}$	$3,2 \cdot 10^2$
	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1,3 \cdot 10^{-42}$		$[\text{Zn}(\text{N}_2\text{H}_4)_4]^{2+}$	$1,3 \cdot 10^{-4}$
	$[\text{Fe}(\text{OH})_4]^-$	$2,8 \cdot 10^{-9}$		$[\text{Zn}(\text{NH}_2\text{OH})_2]^{2+}$	$9,8 \cdot 10^{-2}$
Hg	$[\text{Hg}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$5,0 \cdot 10^{-20}$		$[\text{ZnI}_4]^{2-}$	$2,0 \cdot 10^2$
	$[\text{HgBr}_4]^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-21}$		$[\text{Zn}(\text{CNS})_4]^{2-}$	$2,0 \cdot 10^{-4}$
	$[\text{Hg}(\text{OH})_3]^-$	$6,3 \cdot 10^{-22}$		$[\text{Zn}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{2-}$	$2,6 \cdot 10^{-5}$
	$[\text{HgI}_4]^{2-}$	$1,5 \cdot 10^{-30}$		$[\text{ZnCl}_4]^{2-}$	$1,1 \cdot 10$
	$[\text{Fe}(\text{CNS})_4]^{2-}$	$1,3 \cdot 10^{-21}$		$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	$2,0 \cdot 10^{-18}$

Окислительно-восстановительные потенциалы водорода, кислорода и
некоторых металлов в разных средах

Кислота (pH=0)	φ , В	Вода (pH=7)	φ , В	Щелочь (pH=14)	φ , В
$2\text{H}^+/\text{H}_2$	0,00	$2\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2$	-0,41	$2\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2$	-0,83
$\text{O}_2/2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,22	$\text{O}_2/4\text{OH}^-$	+0,81	$\text{O}_2/4\text{OH}^-$	+0,40
Al^{3+}/Al	-1,66	$\text{Al}(\text{OH})_3/\text{Al}$	-1,88	AlO_2^-/Al	-2,36
Bi^{3+}/Bi	+0,32	BiO^+/Bi	-0,04	$\text{Bi}_2\text{O}_3/\text{Bi}$	-0,45
Cd^{2+}/Cd	-0,40	$\text{Cd}(\text{OH})_2/\text{Cd}$	-0,41	$\text{Cd}(\text{OH})_2/\text{Cd}$	-0,82
Co^{2+}/Co	-0,28	$\text{Co}(\text{OH})_2/\text{Co}$	-0,32	$\text{Co}(\text{OH})_2/\text{Co}$	-0,73
Cr^{3+}/Cr	-0,74	$\text{Cr}(\text{OH})_3/\text{Cr}$	-0,93	CrO_2^-/Cr	-1,32
Cu^{2+}/Cu	+0,34	$\text{Cu}(\text{OH})_2/\text{Cu}$	+0,19	$\text{Cu}(\text{OH})_2/\text{Cu}$	-0,22
Fe^{2+}/Fe	-0,44	$\text{Fe}(\text{OH})_2/\text{Fe}$	-0,46	$\text{Fe}(\text{OH})_2/\text{Fe}$	-0,87
Mg^{2+}/Mg	-2,36	$\text{Mg}(\text{OH})_2/\text{Mg}$	-2,38	$\text{Mg}(\text{OH})_2/\text{Mg}$	-2,69
Ni^{2+}/Ni	-0,25	$\text{Ni}(\text{OH})_2/\text{Ni}$	-0,30	$\text{Ni}(\text{OH})_2/\text{Ni}$	-0,72
Pb^{2+}/Pb	-0,13	$\text{Pb}(\text{OH})_2/\text{Pb}$	-0,14	$\text{PbO}_2^{2-}/\text{Pb}$	-0,54
Sn^{2+}/Sn	-0,14	$\text{Sn}(\text{OH})_2/\text{Sn}$	-0,50	$\text{SnO}_2^{2-}/\text{Sn}$	-0,91
Zn^{2+}/Zn	-0,76	$\text{Zn}(\text{OH})_2/\text{Zn}$	-0,81	$\text{ZnO}_2^{2-}/\text{Zn}$	-1,22

Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы (Т=298К) для
некоторых систем

Кислая среда		Щелочная среда	
Электродная реакция	$E^0, В$	Электродная реакция	$E^0, В$
$Li^+ + e^- = Li$	-3,045		
$Rb^+ + e^- = Rb$	-2,925		
$K^+ + e^- = K$	-2,925		
$Cs^+ + e^- = Cs$	-2,923		
$Ba^{2+} + 2e^- = Ba$	-2,906		
$Ca^{2+} + 2e^- = Ca$	-2,866		
$Na^+ + e^- = Na$	-2,714		
$Mg^{2+} + 2e^- = Mg$	-2,363		
$Be^{2+} + 2e^- = Be$	-1,847		
$Al^{3+} + 3e^- = Al$	-1,662	$Al(OH)_4^- + 3e^- = Al + 4OH^-$	-2,31
$Ti^{2+} + 2e^- = Ti$	-1,628		
$V^{2+} + 2e^- = V$	-1,186		
$Mn^{2+} + 2e^- = Mn$	-1,180		
$Cr^{2+} + 2e^- = Cr$	-0,913		
$Zn^{2+} + 2e^- = Zn$	-0,763	$Zn(OH)_4^{2-} + 2e^- = Zn + 4OH^-$	-1,19
$Cr^{3+} + 3e^- = Cr$	-0,744	$Cr(OH)_4^- + 3e^- = Cr + 4OH^-$	-1,32
$Fe^{2+} + 2e^- = Fe$	-0,440	$Fe(OH)_2 + 2e^- = Fe + 2OH^-$	-0,87
$Cd^{2+} + 2e^- = Cd$	-0,403	$Cd(OH)_2 + 2e^- = Cd + 2OH^-$	-0,82
$Co^{2+} + 2e^- = Co$	-0,277	$Co(OH)_2 + 2e^- = Co + 2OH^-$	-0,73
$Ni^{2+} + 2e^- = Ni$	-0,250	$Ni(OH)_2 + 2e^- = Ni + 2OH^-$	-0,69
$Sn^{2+} + 2e^- = Sn$	-0,136	$Sn(OH)_4^{2-} + 2e^- = Sn + 4OH^-$	-0,91
$Pb^{2+} + 2e^- = Pb$	-0,126	$Pb(OH)_3^- + 2e^- = Pb + 3OH^-$	-0,54
$Fe^{3+} + 3e^- = Fe$	-0,036	$Fe(OH)_3 + e^- = Fe(OH)_2 + OH^-$	-0,55
$H^+ + e^- = 1/2 H_2$	+0,000	$2H_2O + 2e^- = H_2 + 2OH^-$	-0,83
$Cu^{2+} + 2e^- = Cu$	+0,337	$Cu(OH)_2 + 2e^- = Cu + 2OH^-$	0,22
$Ag^+ + e^- = Ag$	+0,799		
$Hg^{2+} + 2e^- = Hg$	+0,854		
$Pd^{2+} + 2e^- = Pd$	+0,987		
$1/2 Br_2 + e^- = Br^-$	+1,065		
$Pt^{2+} + 2e^- = Pt$	+1,19		
$1/2 Cl_2 + e^- = Cl^-$	+1,359		
$Au^{3+} + 3e^- = Au$	+1,498		
$1/2 F_2 + e^- = F^-$	+2,84		
$Cr^{3+} + e^- = Cr^{2+}$	-0,408		
$Ti^{3+} + e^- = Ti^{2+}$	-0,368		
$Sn^{4+} + 2e^- = Sn^{2+}$	+0,15		

$\text{Cu}^{2+} + e^- = \text{Cu}^+$	0,153	$2\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2e^- = \text{Cu}_2\text{O} + 2\text{OH}^- + \text{H}_2\text{O}$	+0,14
$\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8e^- = \text{H}_2\text{S}_{\text{aq}} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,303		
$\text{I}_2 + 2e^- = 2\text{I}^-$	+0,536		
$\text{Fe}^{3+} + e^- = \text{Fe}^{2+}$	+0,771		
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	+0,94		
$\text{ClO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,19	$\text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{ClO}_3^- + 2\text{OH}^-$	+0,36
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e^- = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,33	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3e^- = \text{Cr}(\text{OH})_4^- + 4\text{OH}^-$	-0,72
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e^- = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,455	$\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{PbO} + 4\text{OH}^-$	-0,25
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51	$\text{MnO}_4^- + e^- = \text{MnO}_4^{2-}$	+0,56
$\text{HClO}_2 + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{HClO} + \text{H}_2\text{O}$	+1,64	$\text{ClO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{ClO}^- + 2\text{OH}^-$	+0,66
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2e^- = \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,685		
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e^- = 2\text{H}_2\text{O}$	+1,776		
$\text{Co}^{3+} + e^- = \text{Co}^{2+}$	+1,81		
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2e^- = 2\text{SO}_4^{2-}$	+2,01		
$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2\text{O}_2$	+0,68		
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^- = 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23	$\frac{1}{2}\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2e^- = 2\text{OH}^-$	+0,401
$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 5e^- = \frac{1}{2}\text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,20	$\text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 5e^- = \frac{1}{2}\text{I}_2 + 6\text{OH}^-$	+0,21
$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6e^- = \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,08	$\text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6e^- = \text{I}^- + 6\text{OH}^-$	+0,26
$\text{IO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8e^- = \text{I}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,40		
$\text{IO}_4^- + 8\text{H}^+ + 7e^- = \frac{1}{2}\text{I}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,34	$\text{IO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} + 8e^- = \text{I}^- + 8\text{OH}^-$	+0,39
$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6e^- = \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,44	$\text{BrO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 6e^- = \text{Br}^- + 2\text{OH}^-$	+0,77
$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 5e^- = \frac{1}{2}\text{Br}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,48	$\text{BrO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 5e^- = \frac{1}{2}\text{Br}_2 + 6\text{OH}^-$	+0,50
$\text{BrO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{BrO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,85	$\text{BrO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{BrO}_3^- + 2\text{OH}^-$	+1,03
$\text{TiO}^{2+} + 2\text{H}^+ + 4e^- = \text{Ti} + \text{H}_2\text{O}$	-0,89		
$\text{TiO}^{2+} + 2\text{H}^+ + e^- = \text{Ti}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$	+0,12		
$\text{VO}^{2+} + 2\text{H}^+ + e^- = \text{V}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$	+0,34		
$\text{VO}_4^{3-} + 6\text{H}^+ + e^- = \text{VO}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,26		
$2\text{ClO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e^- = \text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,46		
$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6e^- = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,45	$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6e^- = \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	+0,63
$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2e^- = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,49	$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	+0,89
$2\text{HClO} + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,63	$2\text{ClO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{Cl}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,49

$S+2H^++2e=H_2S$	+0,14	$S+2e=S^{2-}$	-0,48
$SO_2+4H^++4e=S+2H_2O$	+0,45	$SO_3^{2-}+3H_2O+4e=S+6OH^-$	-0,66
$SO_4^{2-}+4H^++2e=SO_2+2H_2O$	+0,17		
$SO_4^{2-}+8H^++6e=S+4H_2O$	+0,36	$NO_3^-+H_2O+2e=NO_2^-$	+0,01
$NO_3^-+3H^++2e=HNO_2+H_2O$	+0,94	+2OH ⁻	
$NO_2+2H^++2e=NO+2H_2O$	+1,05		
$NO_3^-+4H^++3e=NO+2H_2O$	+0,96	NO_3^-	-0,14
		+2H ₂ O+3e=NO+4OH ⁻	
$NO_2+8H^++7e=NH_4^++2H_2O$	+0,90		
$N_2+8H^++6e=2NH_4^+$	+0,25	$N_2+6H_2O+6e=2NH_3+6OH^-$	-0,74
$P+3H^++3e=PH_3$	+0,06		
$H_3PO_3+3H^++2e=P+3H_2O$	-0,52		
$H_3PO_4+5H^++5e=P+4H_2O$	-0,41		

● ●
● ●
● ●
||IRA©KII|| ● ●

I R A K L I D ' B Å R g S T A Я R Д B Å R d ©

html h i m i © ° t a b l e m e n ' d e l e e v *

× ✓*μrÅ©k ЛЯР_мѳо_доѳівская

* l e e v = l ë v