

Л.И. Пашкова

КАК ПОЛУЧИТЬ МАКСИМАЛЬНЫЙ БАЛЛ НА ЕГЭ

ХИМИЯ

Решение заданий повышенного и высокого уровня сложности



Москва
Издательство «Интеллект-Центр»
2021

УДК 373.167.1:54
ББК 24я721
П22

Рецензенты:

А.Я. Корнейчук – сотрудник химического факультета МГУ им. М.В. Ломоносова, учитель химии высшей категории, лауреат конкурса «Учитель года Москвы – 2017»;

Е.А. Трубицын – учитель химии высшей категории ГБОУ Школа № 218 г. Москвы, лауреат гранта Правительства Москвы в сфере образования для педагогических и научно-педагогических работников образовательных организаций.

Пашкова, Л.И.

П22 Химия. Решение заданий повышенного и высокого уровня сложности. Как получить максимальный балл на ЕГЭ. Учебное пособие. / Л.И. Пашкова. – Москва: Издательство «Интеллект-Центр», 2021. – 264 с.

ISBN 978-5-907431-36-2

В пособии представлены задания высокого уровня сложности и обзор теоретического материала по неорганической и органической химии, необходимый при подготовке выпускников средней школы к итоговой аттестации. В пособии рассматриваются задания второй части ЕГЭ по химии.

Пособие адресовано старшеклассникам с целью повторения и систематизации, закрепления и проверки знаний по химии.

УДК 373.167.1:54
ББК 24я721

Генеральный директор *М.Б. Миндюк*

Редактор *Д.П. Локтионов*
Художественный редактор *Е.Ю. Воробьёва*
Компьютерная вёрстка и макет *М.А. Столяр*

Подписано в печать 23.07.2021. Формат 60x84/8.
Бумага типографская. Печать офсетная. Усл. печ. л. 33,0.
Тираж 3000 экз. Заказ №

ООО «Издательство «Интеллект-Центр»
125445, г. Москва, ул. Смольная, д. 24А, этаж 6, ком. 24

ISBN 978-5-907431-36-2

© ООО «Издательство «Интеллект-Центр», 2021
© Л.И. Пашкова, 2021

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ	5
РАЗДЕЛ 1. Окислительно-восстановительные реакции, закономерности их протекания. Электролиз растворов и расплавов солей	7
Окислительно-восстановительные реакции, закономерности их протекания	7
Электролиз растворов и расплавов солей	17
РАЗДЕЛ 2. Реакции ионного обмена	23
Задания для самостоятельного решения	27
РАЗДЕЛ 3. Классификация неорганических веществ. Характерные свойства неорганических веществ и классов. Взаимосвязь неорганических веществ	33
Классификация неорганических веществ	33
Неметаллы	34
Металлы	73
Свойства классов неорганических соединений	94
Разбор заданий	107
Задания для самостоятельного решения	108
РАЗДЕЛ 4. Классификация органических соединений. Характерные свойства органических веществ и классов. Взаимосвязь органических веществ	111
Классификация органических веществ. Основные понятия органической химии	111
Характерные свойства органических веществ и классов. Взаимосвязь органических веществ	136
Разбор заданий	180
Задания для самостоятельного решения	182
РАЗДЕЛ 5. Решение расчётных задач	186
Основные типы расчётных задач по неорганической химии. Разбор заданий	189
Задания для самостоятельного решения	200
Расчётные задачи на установление молекулярной и структурной формулы вещества в органической химии.....	204
Задания для самостоятельного решения	208

ОТВЕТЫ 214

 Разделы 1 и 2 214

 Раздел 3 223

 Раздел 4 228

 Раздел 5 236

ЛИТЕРАТУРА 264

ВВЕДЕНИЕ

Настоящее пособие адресовано старшеклассникам для подготовки к выполнению заданий высокого уровня сложности с развёрнутым ответом второй части варианта ЕГЭ по химии.

Данное учебно-методическое пособие содержит теоретические основы курса химии средней школы профильного уровня, которые необходимы для повторения и систематизации знаний. К каждой теме приводятся методические рекомендации, которые помогут учащимся справиться с выполнением задания. После теории приведены примерные задания с объяснением решения, а также задания для самостоятельной работы. Условия заданий аналогичны тем, которые предлагались ранее на экзамене.

Первые два задания второй части объединены одним перечнем неорганических веществ.

В первом задании ученику предлагается выбрать из предложенного перечня те вещества, которые могут вступать в окислительно-восстановительную реакцию между собой, причем в условии для этой реакции приведены какие-либо признаки. Школьнику предстоит выбрать окислитель и восстановитель, составить молекулярное уравнение реакции, составить электронный баланс, расставить коэффициенты в молекулярном уравнении, указать окислитель и восстановитель. Особо следует отметить, что веществ для ОВР должно быть не менее двух (реакция *между* веществами), и реакция должна удовлетворять признакам, указанным в условии.

Во втором задании ученику надо выбрать вещества для реакции ионного обмена с заданными в условии признаками, написать молекулярное уравнение реакции, полное ионное уравнение и сокращенное ионное уравнение. Следует помнить, что при ионном обмене степени окисления элементов не изменяются, а сокращённое ионное уравнение не должно иметь кратные коэффициенты.

Третье задание содержит текстовое описание последовательности экспериментальных химических превращений с неорганическими веществами, при которых проявляются различные признаки. Данное задание направлено на проверку усвоения знаний о взаимосвязи веществ различных классов.

В четвёртом задании предлагается схема химических превращений с органическими веществами, в которой часть веществ зашифрована буквами и указаны в некоторых переходах условия проведения реакции. Школьнику предстоит на основе знаний свойств отдельных классов органических веществ, знаний свойств отдельных представителей классов, знаний о взаимосвязи органических

веществ различных классов определить, какие вещества зашифрованы буквами X_1 , X_2 , и т.д., и написать уравнения химических реакций. Следует помнить, что в уравнениях должны быть расставлены коэффициенты, указаны все продукты реакции, некоторые уравнения в органической химии бывают окислительно-восстановительными. Особое требование – использовать структурные формулы при написании уравнений реакций. В связи с этим требованием в пособии приводятся различные способы написания формул органических соединений, однозначно отражающих их строение и последовательность соединения атомов в молекуле.

Задание пятое во второй части является одним из самых сложных – это комбинированная задача по неорганической химии с использованием различных расчётов по уравнениям реакций.

Шестое, последнее задание – это сложная комбинированная задача по органической химии на вывод молекулярной формулы вещества, определение его структурной формулы, однозначно отражающей последовательность соединения атомов в молекуле, по свойствам, описанным в условии.

Пособие подготовлено в соответствии с требованиями к отбору содержания изучения курса химии на профильном уровне в средней школе и может быть полезно выпускникам школ при подготовке к Единому государственному экзамену.

РАЗДЕЛ 1. Окислительно-восстановительные реакции, закономерности их протекания.

Электролиз растворов и расплавов солей

Окислительно-восстановительные реакции, закономерности их протекания

Во второй части ЕГЭ по химии два первых задания предполагают проверку знаний и умений выпускников по теме «Окислительно-восстановительные реакции» и «Реакции ионного обмена». Эти два задания объединены одним набором веществ.

Задания по теме «Окислительно-восстановительные реакции» ориентированы на проверку умения составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций (ОВР). Для выполнения задания школьнику нужно проанализировать состав веществ из перечня в условии и выбрать вещества, которые могут проявлять свойства окислителя и восстановителя в реакции. По представленным в условии признакам реакции или по заданным классификационным признакам необходимо определить какие вещества могут вступать в ОВР, и какие продукты могут получиться. Правильность выбора вещества отражается через составление молекулярного уравнения реакции. Понимание сути протекающего окислительно-восстановительного процесса отражается посредством записи электронного (электронно-ионного) баланса.

В ответе нужно записать уравнение реакции, составить электронный баланс, на его основе расставить коэффициенты в уравнении реакции, определить окислитель и восстановитель.

Задание максимально оценивается в 2 балла: 1 балл – уравнение реакции с коэффициентами, 1 балл – электронный баланс и указание окислителя и восстановителя.

Окислительно-восстановительные реакции – это реакции, протекающие с изменением степеней окисления элементов.

Степень окисления – это условный заряд, который приобретает атом элемента, если предположить, что все связи в этом соединении ионные (то есть все общие электронные пары полностью смещены к более электроотрицательному элементу).

Электроотрицательность – это способность атома притягивать к себе валентные электроны от другого атома. В периодах электроотрицательность возрастает слева направо, а в группах – снизу-вверх. Таким образом, самым электроотрицательным элементом является фтор, а самым электроположительным – франций. Типичные металлы имеют низкую электроотрицательность, поэтому в соединениях проявляют только положительные степени окисления.

Неметаллы имеют высокие значения электроотрицательности, поэтому в соединениях могут проявлять как отрицательные, так и положительные степени окисления. Например, типичный неметалл хлор в соединениях с металлами и менее электроотрицательными элементами всегда будет иметь отрицательную степень окисления -1 : $\text{Ag}^{+1}\text{Cl}^{-1}$ или $\text{H}^{+1}\text{Cl}^{-1}$. Однако, в соединении с более электроотрицательным кислородом хлор будет проявлять положительные степени окисления. Например, $\text{H}^{+1}\text{Cl}^{+1}\text{O}^{-2}$, $\text{H}^{+1}\text{Cl}^{+3}\text{O}^{-2}_2$, $\text{H}^{+1}\text{Cl}^{+5}\text{O}^{-2}_3$, $\text{H}^{+1}\text{Cl}^{+7}\text{O}^{-2}_4$.

Электроотрицательность химических элементов

I	II	III b	IV b	V b	VI b	VII b	VIII b	VIII b	VIII b	I b	II b	III	IV	V	VI	VII	VIII
H 2,1																	He
Li 0,97	Be 1,47											B 2,02	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,10	Ne
Na 1,01	Mg 1,23											Al 1,47	Si 1,74	P 2,10	S 2,60	Cl 2,83	Ar
K 0,91	Ca 1,04	Sc 1,20	Ti 1,32	V 1,45	Cr 1,56	Mn 1,60	Fe 1,64	Co 1,75	Ni 1,75	Cu 1,76	Zn 1,66	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,20	Se 2,48	Br 2,74	Kr 3,00
Rb 0,89	Sr 0,99	Y 1,11	Zr 1,22	Nb 1,23	Mo 1,30	Tc 1,36	Ru 1,42	Rh 1,45	Pd 1,35	Ag 1,42	Cd 1,46	In 1,49	Sn 1,72	Sb 1,82	Te 2,01	I 2,21	Xe 2,60
Cs 0,86	Ba 0,97	La 1,08	Hf 1,23	Ta 1,33	W 1,40	Re 1,46	Os 1,52	Ir 1,55	Pt 1,44	Au 1,42	Hg 1,44	Tl 1,44	Pb 1,55	Bi 1,67	Po 1,76	At 1,96	Rn 2,20
Fr 0,86	Ra 0,97	Ac 1,00															

Известно, что металлы обладают низкой электроотрицательностью и в соединениях проявляют только положительные степени окисления.

Неметаллы могут проявлять и положительные, и отрицательные степени окисления. Ниже представлены возможные степени окисления элементов I–V периодов периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева.

Отрицательные степени окисления				Элемент	Положительные степени окисления													
			-1	H	+1													
				He														
				Li	+1													
				Be	+1	+2												
		-3	-1	B	+1	+2	+3											
-4		-3	-2	C	+1	+2	+3	+4										
		-3	-2	N	+1	+2	+3	+4	+5									
			-2	O	+1	+2												
			-1	F														
				Ne														
				Na	+1													
				Mg	+1	+2												
				Al			+3											
-4		-3	-2	Si	+1	+2	+3	+4										
		-3	-2	P	+1	+2	+3	+4	+5									
			-2	S	+1	+2	+3	+4	+5	+6								
			-1	Cl	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7							
				Ar														
				K	+1													
				Ca		+2												
				Sc	+1	+2	+3											
				Ti		+2	+3	+4										
				V	+1	+2	+3	+4	+5									
				Cr	+1	+2	+3	+4	+5	+6								
				Mn	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7							
				Fe	+1	+2	+3	+4	+5	+6								
				Co	+1	+2	+3	+4	+5									
				Ni	+1	+2	+3	+4										
				Cu	+1	+2	+3											
				Zn		+2												
				Ga	+1	+2	+3											
-4				Ge	+1	+2	+3	+4										

	-3			As		+2	+3		+5			
		-2		Se		+2		+4		+6		
			-1	Br	+1		+3	+4	+5		+7	
				Kr		+2						
				Rb	+1							
				Sr		+2						
				Y	+1	+2	+3					
				Zr	+1	+2	+3	+4				
			-1	Nb		+2	+3	+4	+5			
		-2	-1	Mo	+1	+2	+3	+4	+5	+6		
	-3		-1	Tc	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7	
		-2		Ru	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7	+8
			-1	Rh	+1	+2	+3	+4	+5	+6		
				Pd		+2		+4				
				Ag	+1	+2	+3					
				Cd		+2						
				In	+1	+2	+3					
-4				Sn		+2		+4				
	-3			Sb			+3		+5			
		-2		Te		+2		+4	+5	+6		
			-1	I	+1		+3		+5		+7	
				Xe		+2		+4		+6		+8

Для определения степени окисления элемента в простом веществе или в соединении используют следующие правила.

1. Степень окисления атомов в простых веществах равна нулю.

Например: H_2^0 , P_4^0 , Zn^0 и т.п.

2. Сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав формульной единицы сложного вещества, равна нулю.

Например: H_2O_2 [(+1 · 2) + (-1 · 2) = 0]; PH_3 [-3 (+1 · 3) = 0]; NaOH [(+1) + (-2) + (+1) = 0].

3. Степень окисления одноатомных ионов совпадает с их зарядом.

Например: $\text{Mg}^{+2} = \text{Mg}^{2+}$, $\text{S}^{-2} = \text{S}^{2-}$ и т.п.

4. Сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав сложного иона, равна заряду иона.

Например, SO_4^{2-} [(+6) + (-2 · 4) = -2], $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ [(+6 · 2) + (-2 · 7) = -2].

5. Атомы некоторых элементов проявляют в составе соединений *постоянную степень окисления*. К таким атомам относятся элементы IA подгруппы (кроме водорода) – их степень окисления +1, IIA и IIIB подгрупп – степень окисления +2, IIIA и IIIB подгрупп – степень окисления +3, а также фтор, который проявляет единственную степень окисления -1:

- *водород* в соединениях может проявлять степени окисления -1 и +1, например, $\text{Na}^{+1}\text{H}^{-1}$, $\text{Si}^{+4}\text{H}^{-1}_4$, $\text{B}^{+3}_2\text{H}^{-1}_6$ и $\text{H}^{+1}\text{Cl}^{-1}$;
- *щелочные металлы* (Li, Na, K, Rb, Cs) проявляют в соединениях степень окисления +1;
- *щёлочноземельные металлы* (Ca, Sr, Ba), а также *металлы II группы* (Be, Mg, Zn, Cd) имеют степень окисления +2;
- *алюминий*, а также элементы IIIA группы в соединениях проявляют степень окисления +3.

6. Атомы элементов-неметаллов IVA группы способны проявлять степени окисления +4 и -4, а также промежуточные степени окисления. В соответствии с изменением свойств элементов в Периодической системе при продвижении сверху вниз в подгруппе электроотрицательность уменьшается, а металлические свойства усиливаются. Так, неметалл углерод может проявлять высшую положительную степень окисления +4, равную номеру группы, а также низшую степень окисления -4, равную числу электронов, недостающих до завершения внешнего уровня. Например, $C^+H^+_{4}$, $C^{+2}O^{-2}$, $C^{+4}O^{-2}$. Свинец является металлом, поэтому будет проявлять только положительные степени окисления в соединениях, например: $Pb^{+2}S^{-2}$, $Pb^{+4}O_2^{-2}$.

Аналогичную закономерность можно проследить и при проявлении степеней окисления у элементов VA, VIA и VIIA подгрупп.

7. Азот в соединениях может проявлять различные степени окисления – от -3 до +5. Например, $N^{-3}H^{+1}_3$, $N^{+1}_2O^{-2}$, $N^{+2}O^{-2}$, $N^{+3}_2O^{-2}_3$, $N^{+4}O^{-2}_2$, $N^{+5}_2O^{-2}_5$.

Элементы-неметаллы VA подгруппы чаще всего проявляют высшую степень окисления +5, низшую -3, промежуточную +3.

8. Кислород в оксидах и большинстве соединений имеет степень окисления -2. Однако в составе пероксидов его степень окисления равна -1 (например, $H_2^{+1}O_2^{-1}$; $Ca^{+2}O_2^{-1}$ и т. п.). В соединениях с более электроотрицательным фтором степень окисления кислорода может быть положительной +1 и +2: $O^{+1}F^{-1}$ и $O^{+2}F^{-1}_2$. Другие элементы VIA подгруппы могут проявлять высшую степень окисления +6, промежуточные +4 и +2, а также отрицательную степень окисления -2.

9. Элементы VIIA подгруппы, кроме фтора, проявляют отрицательную степень окисления -1, а также положительные степени окисления от +1 до +7.

Для тех элементов, атомы которых могут проявлять различные степени окисления в зависимости от того, в состав каких соединений они входят, можно определить *высшую и низшую степени окисления*. Для большинства элементов *высшая степень окисления совпадает с номером группы* периодической системы, в которой они располагаются.

Высшая степень окисления, равная номеру группы, не реализуется для фтора, кислорода и некоторых элементов VIIIВ группы: для железа высшая степень окисления +6, для кобальта, никеля и палладия +4.

Низшие отрицательные степени окисления характерны только для неметаллов. Их значения определяются числом электронов, которые может принять атом до достижения им электронной конфигурации благородного газа. Таким образом, *низшую степень окисления* элемента можно найти по формуле: (№ группы периодической системы - 8).

Если молекула образована ковалентными связями, то более электроотрицательный атом имеет отрицательную степень окисления, а менее электроотрицательный – положительную. Например, в молекуле HCN более электроотрицательным является атом азота, следовательно, он находится в своей низшей степени окисления -3, остальные атомы имеют положительные степени окисле-

ния: водород +1 и углерод +2. Сумма степеней окисления в молекуле HCN равна нулю.

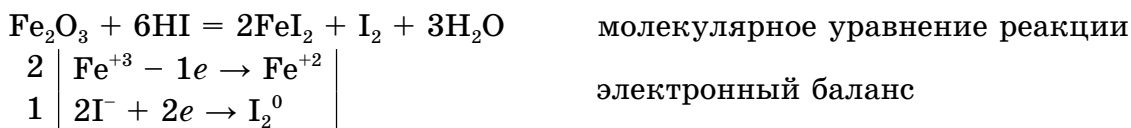
В рамках теории окислительно-восстановительных процессов каждая окислительно-восстановительная реакция состоит из двух полуреакций – окисления и восстановления. *Окисление* предполагает потерю электронов, а *восстановление* – приобретение электронов.

Элемент, который отдаёт электроны, повышает свою степень окисления и *окисляется*, называется *восстановителем*. Вещество, в состав которого входит элемент-восстановитель, также является восстановителем.

Элемент, который приобретает электроны, понижает свою степень окисления и *восстанавливается*, называется *окислителем*. Вещество, в состав которого входит элемент-окислитель, также является окислителем.

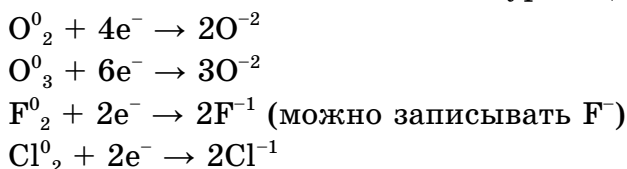
Восстановитель	Окислитель
Отдаёт электроны	Принимает электроны
Окисляется	Восстанавливается
Повышает свою степень окисления	Понижает свою степень окисления

Таким образом, сущность окислительно-восстановительной реакции (ОВР) состоит в переносе электронов от восстановителя к окислителю. Ниже приведён пример записи ОВР, электронного баланса и указания окислителя и восстановителя.



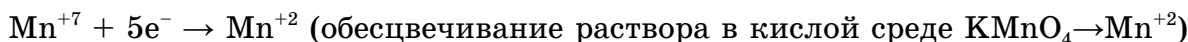
Fe_2O_3 (Fe^{+3}) – восстановитель, HI (I^{-1}) – окислитель.

При составлении ОВР не имеет значения, какая связь образуется – ионная или ковалентная. Поэтому говорят о присоединении или отдаче электронов атомами. Принимая электроны, они восстанавливаются до низших степеней окисления. Наиболее известные полуреакции восстановления окислителей:



Кислородсодержащие соединения галогенов (KClO , KClO_3 , HClO_4 , KBrO_3 и т.д.) содержат атомы галогенов в неустойчивых положительных степенях окисления и проявляют за счёт этого сильные окислительные свойства. Атомы галогенов, как правило, восстанавливаются до наиболее устойчивой для них степени окисления –1.

Перманганат калия проявляет сильные окислительные свойства за счёт атома марганца в степени окисления +7. Продукты его восстановления, образующиеся при взаимодействии с одними и теми же реагентами, зависят от характера среды (кислотной, нейтральной, щелочной), в которой протекает реакция.



$\text{Mn}^{+7} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{+4}$ (обесцвечивание раствора и выделение темного осадка в нейтральной среде $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2$)

$\text{Mn}^{+7} + \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{+6}$ (изменение розового-фиолетового цвета раствора на зелёный в щелочной среде $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4$)

Хромат и дихромат калия (K_2CrO_4 и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) проявляют окислительные свойства за счет атома хрома в степени окисления +6. Эти окислители используют чаще всего в кислотной среде, продуктом их восстановления является обычно ион Cr^{3+} .



Азотная кислота (любой концентрации) – сильный окислитель, взаимодействует с многими неметаллами и сложными веществами, окисляя большинство элементов до их высших степеней окисления.



$\text{N}^{+5} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{N}^{+2}$ (разбавленная $\text{HNO}_3 \rightarrow$ газ NO , реакции со слабыми восстановителями)

$\text{N}^{+5} + 8\text{e}^- \rightarrow \text{N}^{-3}$ (очень разбавленная $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3$, реакции с сильными восстановителями)

При взаимодействии HNO_3 с металлами окислителем является атом азота в степени окисления +5. Поэтому водород в таких реакциях практически не выделяется, а образуются различные продукты восстановления нитрат-иона, в зависимости от концентрации кислоты, активности металла и некоторых других факторов.

HNO_3	+e	N^{+4}O_2	↑ Концентрация кислоты	↓ Активность металла / восстановителя
	+3e	N^{+2}O		
	+4e	N^{+1}_2O		
	+5e	N^0_2		
	+8e	$\text{N}^{-3}\text{H}_4\text{NO}_3$		

Концентрированная серная кислота – сильный окислитель, H_2SO_4 окисляет некоторые металлы, расположенные в ряду напряжений правее водорода, а также многие неметаллы и сложные вещества.

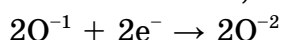


$\text{S}^{+6} + 6\text{e}^- \rightarrow \text{S}^0$ (при взаимодействии с более сильными восстановителями выделение свободной серы $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S}$ или выделение сероводорода)

$\text{S}^{+6} + 8\text{e}^- \rightarrow \text{S}^{-2}$ (при взаимодействии с сильными восстановителями выделение сероводорода $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{S}$)

H_2SO_4 (конц.)	+8e	Щелочные и щёлочноземельные металлы	$\text{H}_2\text{S} + \text{соль} + \text{H}_2\text{O}$
	-	Al, Cr, Fe, Ni, Be, Co на холоде	Пассивирование
	+6e	Zn, Mn, Cd – Pb	$\text{S} + \text{соль} + \text{H}_2\text{O}$
	+2e	Неактивные металлы – Cu, Ag; Al, Fe, Cr при нагревании	$\text{SO}_2 + \text{соль} + \text{H}_2\text{O}$

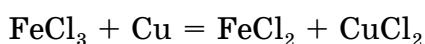
Пероксид водорода (H_2O_2) – сильный окислитель за счёт кислорода в степени окисления **-1**, который восстанавливается до степени окисления **-2**.



Окислителями могут быть нейтральные атомы и молекулы, положительно заряженные ионы металлов, сложные ионы, содержащие атомы в высшей или промежуточной степени окисления.

Типичные окислители – элементы в высшей степени окисления, атомы которых на внешнем уровне содержат 7, 6, 5 или 4 электрона. Это элементы VII, VI, V и IV групп. Следует отметить, что окислительная способность ослабевает с увеличением атомных радиусов. Поэтому фтор – самый сильный окислитель.

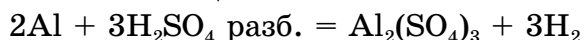
Ионы металлов в высшей степени окисления являются сильными окислителями.



Ион Fe^{+3} – окислитель

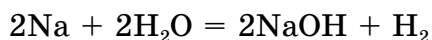
Cu^0 – восстановитель

Ионы водорода тоже могут выступать в качестве окислителя в реакциях металлов с растворами кислот (кроме азотной) или в реакциях щелочных и щелочно-земельных металлов с водой, а также в реакциях некоторых активных металлов с щелочами:



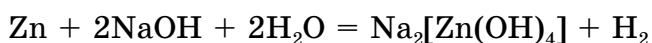
$\text{Al}^0 - 3\text{e}^{-} \rightarrow \text{Al}^{+3}$ восстановитель

$2\text{H}^{+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{H}_2^0$ окислитель



$\text{Na}^0 - 1\text{e}^{-} \rightarrow \text{Na}^{+}$ восстановитель

$2\text{H}^{+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{H}_2^0$ окислитель



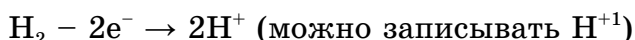
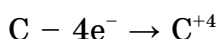
$\text{Zn}^0 - 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Zn}^{+2}$ восстановитель

$2\text{H}^{+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{H}_2^0$ окислитель

В число *восстановителей* попадают металлы и некоторые неметаллы. Восстановительная способность металлов увеличивается с увеличением радиуса атома.

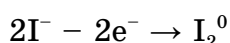
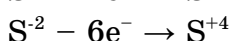
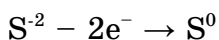
Типичные сильные восстановители – это углерод С, водород Н₂, оксид углерода (II) СО, активные металлы – щелочные, щелочно-земельные, магний, алюминий, а также соединения, содержащие элементы в низких степенях окисления: сероводород Н₂С и сульфиды, аммиак NH₃, HI и другие галогеноводородные кислоты, иодид калия KI, сернистый газ SO₂ и сульфиты, азотистая кислота HNO₂, оксид азота (II) и др. восстановители представлены элементами, атомы которых на внешнем уровне имеют мало электронов (1–3). Сильными восстановителями могут быть отрицательно заряженные ионы неметаллов. При этом чем менее активен неметалл как окислитель, тем сильнее его восстановительная способность в состоянии отрицательного иона. Например, среди галогенов наиболее сильным восстановителем является ион I⁻. Ион F⁻, как самый электроотрицательный, вообще не проявляет восстановительных свойств.

Наиболее известные полуреакции окисления восстановителей:



$M - e^- \rightarrow M^+$ (M – щелочной металл или другой металл в степени окисления +1, например, Ag, Cu, ...)

$M - 2e^- \rightarrow M^{+2}$ (M – металл II группы, или другой металл в степени окисления +2, например, Fe, Cu, Cr,...)



Следует отметить, что для элементов, способных проявлять различные степени окисления в зависимости от того, в состав каких соединений они входят, можно определить *высшую* и *низшую* степени окисления. Высшая степень окисления совпадает с номером группы для большинства элементов. Исключение составляют: F – степень окисления –1, O – степени окисления –1, –2, +1, +2; Fe – высшая степень окисления +6 и некоторые другие. Низшие отрицательные степени окисления способны проявлять только неметаллы. Отрицательная степень окисления определяется по формуле: 8 – № группы.

Важнейшие восстановители и продукты их окисления

Восстановители	Продукты окисления
HI, KI	I ₂
H ₂ S, Na ₂ S, ZnS	S, SO ₂ , SO ₄ ²⁻ (в зависимости от силы окислителя и условий реакции)
NH ₃	N ₂ , NO (в зависимости от условий реакции)
PH ₃	PO ₄ ³⁻
Fe ²⁺ , FeO	Fe ³⁺ , Fe ₂ O ₃ (в зависимости от условий реакции)
Cu ₂ O, Cu ₂ S	Cu ²⁺ , CuO (в зависимости от условий реакции)
KNO ₂	KNO ₃
K ₂ SO ₃	K ₂ SO ₄