

## СОДЕРЖАНИЕ

<b>ВВЕДЕНИЕ .....</b>	<b>5</b>
<b>РАЗДЕЛ 1. Окислительно-восстановительные реакции, закономерности их протекания. Электролиз растворов и расплавов солей .....</b>	<b>7</b>
Окислительно-восстановительные реакции, закономерности их протекания .....	7
Электролиз растворов и расплавов солей .....	20
<b>РАЗДЕЛ 2. Реакции ионного обмена .....</b>	<b>25</b>
Задания для самостоятельного решения. Задания № 29–30 .....	29
<b>РАЗДЕЛ 3. Классификация неорганических веществ. Характерные свойства неорганических веществ и классов. Взаимосвязь неорганических веществ .....</b>	<b>36</b>
Классификация неорганических веществ .....	36
Неметаллы .....	37
Металлы .....	79
Свойства классов неорганических соединений .....	102
Разбор заданий .....	115
Задания для самостоятельного решения. Задание № 31.....	116
<b>РАЗДЕЛ 4. Классификация органических соединений. Характерные свойства органических веществ и классов. Взаимосвязь органических веществ .....</b>	<b>119</b>
Классификация органических веществ. Основные понятия органической химии .....	119
Характерные свойства органических веществ и классов. Взаимосвязь органических веществ .....	144
Разбор заданий .....	198
Задания для самостоятельного решения. Задание № 32.....	200
<b>РАЗДЕЛ 5. Решение расчётных задач .....</b>	<b>204</b>
Расчётные задачи на установление молекулярной и структурной формулы вещества в органической химии. Задание № 33.....	204
Задания для самостоятельного решения. Задание № 33 .....	208
Расчётные задачи высокого уровня сложности по неорганической химии. Задание № 34. ....	214

Основные типы расчётных задач по неорганической химии.	
Разбор заданий .....	217
Задания для самостоятельного решения. Задание № 34.....	228
<b>ОТВЕТЫ .....</b>	<b>233</b>
Разделы 1 и 2 .....	233
Раздел 3 .....	243
Раздел 4 .....	248
Раздел 5 .....	256
<b>ЛИТЕРАТУРА .....</b>	<b>288</b>

## 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 (номера варианта 29 и 30) объединены одним перечнем неорганических веществ.

В первом задании (№ 29) предлагается выбрать из предложенного перечня те вещества, которые могут вступать в окислительно-восстановительную реакцию между собой, причем в условии для этой реакции приведены определённые 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 (№ 30) надо выбрать вещества для реакции ионного обмена с заданными в условии признаками, написать молекулярное уравнение реакции, полное ионное 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 (№ 31) 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 этом задании встречаются и реакции ионного обмена, и окислительно-восстановительные реакции.

В четвёртом задании (№ 32) предлагается схема химических превращений с органическими веществами, в которой часть веществ зашифрована буквами и указаны в некоторых переходах условия проведения реакции. Школьнику пред-

стоит 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 (№ 33) – 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.

Шестое, последнее задание (№ 34) во второй части является одним из самых сложных – это комбинированная задача по неорганической химии с использованием различных расчетов по уравнениям реакций.

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 (формат 2026 г.) два первых задания предполагают проверку знаний и умений выпускников по теме «Окислительно-восстановительные реакции» и «Реакции ионного обмена». Эти два задания объединены одним перечнем 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 № 29 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,  $\text{H}^{+1}\text{Cl}^{+1}\text{O}^{-2}$ ,  $\text{H}^{+1}\text{Cl}^{+3}\text{O}^{-2}_2$ ,  $\text{H}^{+1}\text{Cl}^{+5}\text{O}^{-2}_3$ ,  $\text{H}^{+1}\text{Cl}^{+7}\text{O}^{-2}_4$ .

## Электрoотрицательность 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	–1	C	+1	+2	+3	+4				
	–3	–2	–1	N	+1	+2	+3	+4	+5			
		–2	–1	O	+1	+2						
			–1	F								
				Ne								
				Na	+1							
				Mg	+1	+2						
				Al			+3					
–4	–3	–2	–1	Si	+1	+2	+3	+4				
	–3	–2	–1	P	+1	+2	+3	+4	+5			
		–2	–1	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:  $\text{H}_2^0$ ,  $\text{P}_4^0$ ,  $\text{Zn}^0$  и т.п.

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

Например:  $\text{H}_2\text{O}_2$   $[(+1 \cdot 2) + (-1 \cdot 2) = 0]$ ;  $\text{PH}_3$   $[-3 (+1 \cdot 3) = 0]$ ;  $\text{NaOH}$   $[(+1) + (-2) + (+1) = 0]$ .

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,  $\text{SO}_4^{2-}$   $[(+6) + (-2 \cdot 4) = -2]$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$   $[(+6 \cdot 2) + (-2 \cdot 7)] = -2$ .

5. Атомы некоторых элементов проявляют в составе соединений *постоянную степень окисления*. К таким атомам относятся элементы IА подгруппы (кроме водорода) их степень окисления +1; II А и II В подгрупп – степень окисления +2, элементы III А и III В подгрупп – преимущественно проявляют степень окисления +3, а также фтор (F) проявляет единственную степень окисления -1 из-за своей самой низкой электроотрицательности:

- *водород* в соединениях может проявлять степени окисления -1 и +1, например,  $\text{Na}^{+1}\text{H}^{-1}$ ,  $\text{Si}^{+4}\text{H}^{-1}_4$ ,  $\text{B}^{+3}\text{H}^{-1}_6$  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 IIIА 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,  $C^{-4}H^{+1}_4$ ,  $C^{+2}O^{-2}$ ,  $C^{+4}O^{-2}_2$ . Свинец (Pb) 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 VIIIB 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<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (за счёт Fe<sup>+3</sup>) – восстановитель, HI (за счёт I<sup>-1</sup>) – окислитель.

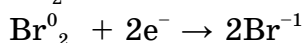
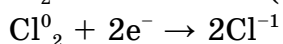
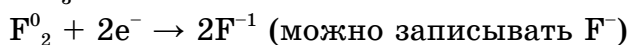
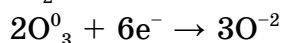
При составлении ОВР не имеет значения, какая связь образуется – ионная или ковалентная. Поэтому говорят о присоединении или отдаче электронов атомами.

### ОКИСЛИТЕЛИ

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

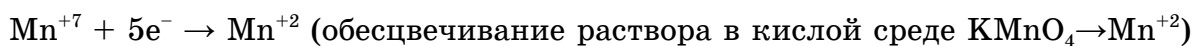
Типичные окислители – элементы в высшей степени окисления, атомы которых на внешнем уровне содержат 7, 6, 5 или 4 электрона. Это элементы VII, VI, V и IV групп. Следует отметить, что окислительная способность ослабевает с увеличением атомных радиусов. Поэтому фтор – самый сильный окислитель.

Принимая электроны, они восстанавливаются до низших степеней окисления. Наиболее известные полуреакции восстановления окислителей:



Кислородсодержащие соединения галогенов ( $\text{KClO}$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{KBrO}_3$  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* ( $\text{KMnO}_4$ ) 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  $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2$ )

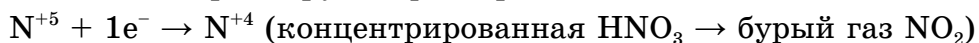
$\text{Mn}^{+7} + \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{+6}$  (изменение розового-фиолетового цвета раствора на зелёный в щелочной среде  $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4$ )

*Хромат и дихромат калия* ( $\text{K}_2\text{CrO}_4$  (жёлтый) и  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  (оранжевый)) проявляют окислительные свойства за счёт атома хрома в степени окисления  $+6$ . Эти окислители используют чаще всего в кислотной среде, продуктом их восстановления является обычно ион  $\text{Cr}^{3+}$ .



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

Азотная кислота **не реагирует** с металлами, стоящими в ряду напряжений правее серебра  $\text{Ag}$ . При взаимодействии  $\text{HNO}_3$  с другими 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.



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

Конец ознакомительного фрагмента.

Приобрести книгу можно

в интернет-магазине

«Электронный универс»

[e-Univers.ru](http://e-Univers.ru)