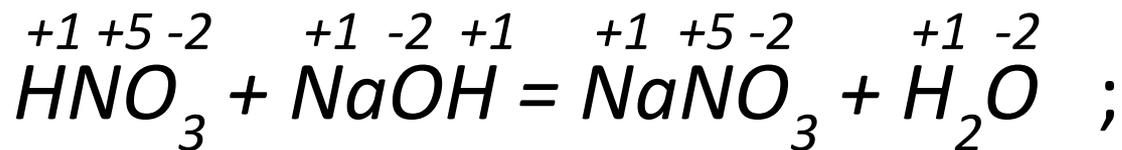


***ОКИСЛИТЕЛЬНО-  
ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ  
РЕАКЦИИ***

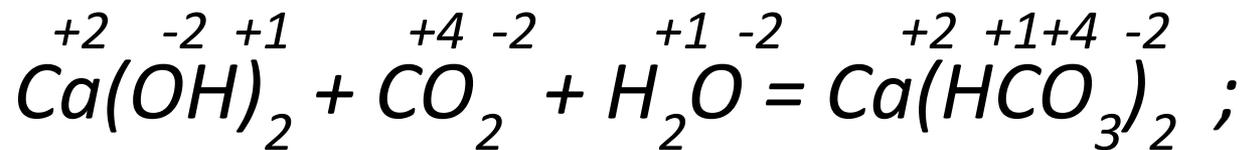
Все многообразие химических реакций можно разделить на две группы:

1. Реакции, протекающие без изменения степени окисления реагирующих веществ. К ним относятся:

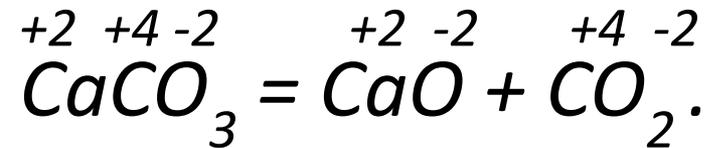
1.1. Реакции обмена, например реакции нейтрализации:



1.2. Некоторые реакции соединения, например, реакция взаимодействия раствора гидроксида кальция (известковой воды)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  с углекислым газом  $\text{CO}_2$  используется как для обнаружения углекислого газа, так и для поглощения углекислого газа из воздуха:

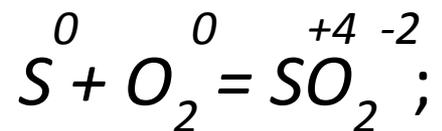


1.3. Некоторые реакции разложения, например, обжиг известняка, приводящий к получению негашеной извести  $CaO$  и углекислого газа:



**2. Окислительно-восстановительными реакциями** называются реакции, сопровождающиеся изменением степени окисления реагирующих веществ. К данному типу относятся большое число реакций окисления - восстановления. Примерами некоторых из них являются:

2.1. Реакции горения, например, горение серы:

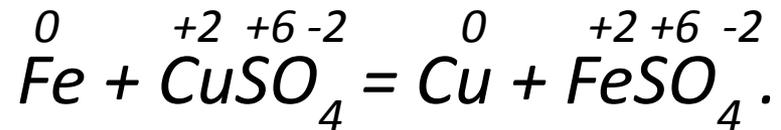


**Горение** представляет собой окислительно-восстановительный процесс, протекающий с выделением тепла и света.

2.2. Некоторые реакции разложения, например, разложение нитрата аммония (аммонийной селитры)  $NH_4NO_3$  при нагревании:



2.3. Реакции замещения, например, вытеснение менее активных металлов из растворов их солей более активным металлом:



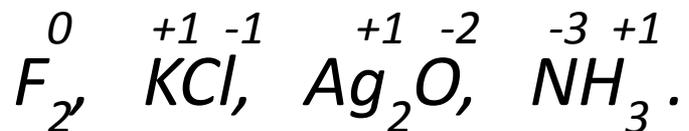
Окислительно-восстановительные процессы принадлежат к числу наиболее распространенных химических реакций. Окисление - восстановление - один из важнейших процессов природы. Дыхание, усвоение углекислого газа растениями с выделением кислорода, обмен веществ и ряд других биологических процессов в основе своей являются окислительно-восстановительными реакциями. Эти реакции лежат в основе получения элементарных веществ (например, железа, хрома, марганца, золота, серебра, серы, хлора, йода и других), сложных веществ (например, аммиака, щелочей, серной, азотной и других кислот) и т.д.

# Степень окисления

Степень окисления количественно характеризует состояние атома в соединении. При определении степени окисления принято считать, что соединения состоят только из положительно и отрицательно заряженных ионов.

**Степень окисления** - это условный заряд атома в соединении, вычисленный исходя из предположения, что соединение состоит только из ионов.

Степень окисления может иметь отрицательное, положительное и нулевое значение, которое обычно ставится над символом элемента сверху, например:



# Условия, принятые для определения степени окисления

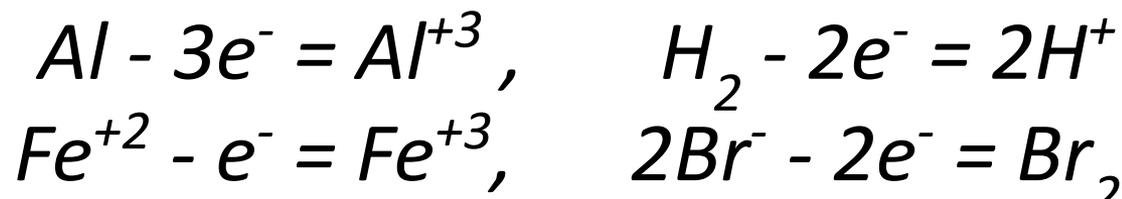
	Условие	Примеры
Свободные элементы и простые вещества	Степень окисления = 0	$\overset{0}{\text{H}}_2, \overset{0}{\text{S}}, \overset{0}{\text{Fe}}$
Элементы в соединениях, имеющие постоянную степень окисления	<b>Сумма степеней окисления элементов в молекуле = 0</b>	
водород	Степень окисления = +1 (кроме гидридов)	$\overset{+1}{\text{H}} \overset{-2}{\text{O}}$ $\overset{+1}{\text{Na}} \overset{-1}{\text{H}}$
кислород	Степень окисления = -2 (кроме соединения с фтором и пероксидов)	$\overset{+2}{\text{Mg}} \overset{-2}{\text{O}}$ $\overset{+2}{\text{O}} \overset{-1}{\text{F}}_2$
	и пероксидов)	$\overset{+1}{\text{H}} \overset{-1}{\text{O}}_2$



# Основные положения теории окисления - восстановления

Современная теория окисления - восстановления основана на следующих основных положениях.

1. **Окислением** называется процесс **отдачи** атомом, молекулой или ионом **электронов**. Степени окисления при этом повышаются, например:



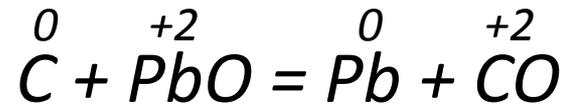
2. **Восстановлением** называется процесс **присоединения электронов** атомом, молекулой или ионом. Степени окисления при этом понижаются, например:



3. **Восстановитель** – вещество, содержащее элемент, который **отдает** электроны и повышает свою степень окисления. Во время реакции восстановитель **окисляется**.

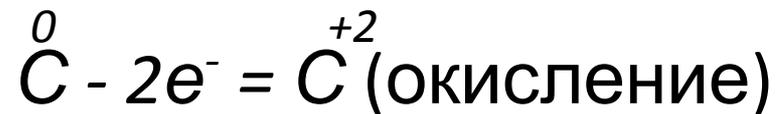
4. **Окислитель** – вещество, содержащее элемент, который **принимает** электроны и понижает свою степень окисления. Во время реакции окислитель **восстанавливается**.

Например, в реакции

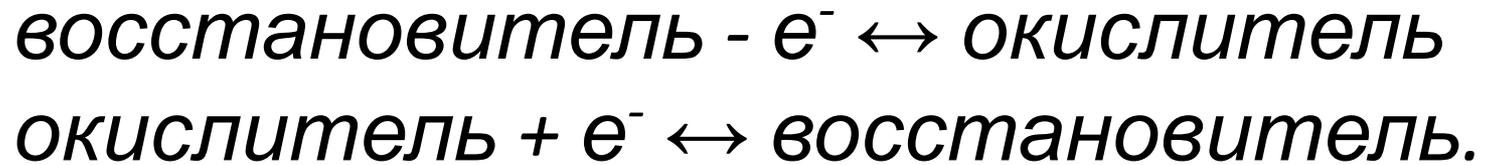


элементарный углерод (восстановитель), отдавая два электрона, окисляется до степени окисления +2, а свинец в степени окисления +2 (окислитель), принимая два электрона, восстанавливается до элементарного состояния.

В этой реакции процесс окисления и процесс восстановления можно выразить отдельными так называемыми электронными уравнениями:



Итак, окисление всегда сопровождается восстановлением; восстановление всегда связано с окислением:



*В окислительно-восстановительных реакциях число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, присоединяемых окислителем.*

# Важнейшие окислители и восстановители

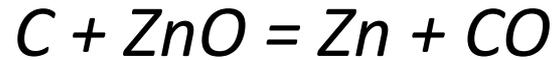
## 1. Группа восстановителей

Восстановителями могут быть

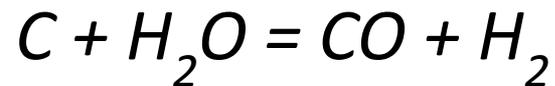
- нейтральные атомы металлов (например, щелочные металлы, железо, алюминий, олово);
- нейтральные атомы неметаллов (водород, углерод);
- отрицательно заряженные элементарные ионы неметаллов (например,  $I^-$ ,  $S^{-2}$ );
- положительно заряженные ионы металлов, способные повышать свою степень окисления (например,  $Fe^{+2}$ ,  $Mn^{+2}$ ,  $Sn^{+2}$ );
- сложные ионы и молекулы, содержащие атомы в состоянии промежуточной степени окисления (например,  $SO_3^{-2}$ ,  $NO_2^-$ ,  $SO_2$ ,  $NO$ ).

## Примеры:

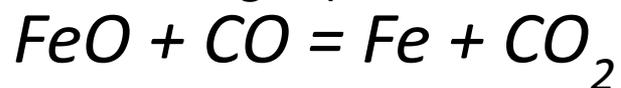
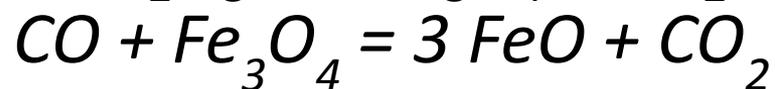
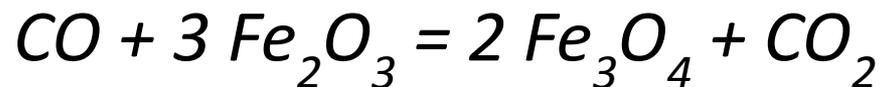
**Углерод.** Широко применяется для восстановления металлов из оксидов.



Восстановительные свойства углерод проявляет также в реакции получения водяного газа, представляющего значительную пожарную опасность:



**Оксид углерода (II).** Играет важную роль в металлургии при восстановлении металлов из их оксидов:

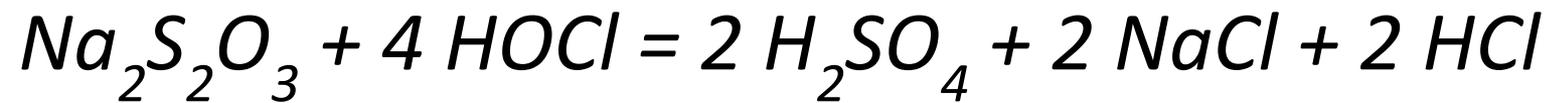


**Железо, цинк, алюминий и олово.** Применяются в качестве восстановителей в производстве органических веществ, главным образом, при восстановлении нитросоединений.

**Сернистая кислота и ее соли.** Сернистая кислота  $H_2SO_3$  и ее соли сульфиты (например, сульфит натрия  $Na_2SO_3$ ) и гидросульфиты ( $NaHSO_3$ ) применяются для восстановления: первые - в фотографии, вторые - для уничтожения следов хлора в отбеленных тканях:

$$NaHSO_3 + Cl_2 + H_2O = NaHSO_4 + 2 HCl$$

**Тиосульфат натрия.** Применяется в качестве восстановителя в красильном деле с целью освобождения отбеливаемого материала от избытка хлорноватистой кислоты:



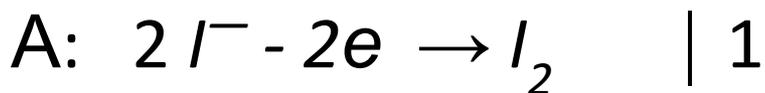
**Водород.** При обычных условиях благодаря прочности молекулы водород малоактивен, но при нагревании он реагирует со многими элементами.

Водородотермия широко применяется в промышленности для получения чистого

**Электрический ток.** Катод при электролизе является восстановителем, при этом электрический ток является самым сильным восстановителем, поэтому с помощью электролиза получают щелочные, щелочноземельные металлы и алюминий.

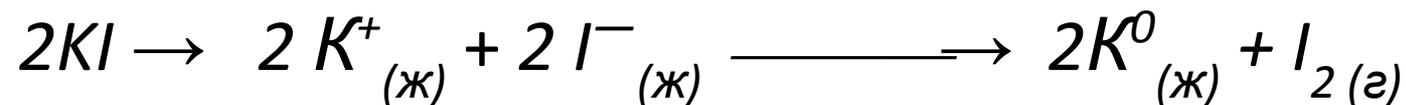
**Электролиз** - это процесс превращения электрической энергии в химическую, заключающийся в протекании на электродах окислительно-восстановительной реакции при прохождении электрического тока через расплав или раствор электролита. Иными словами, при электролизе происходит преобразование электрической энергии в

Рассмотрим электролиз расплава иодида калия. В расплаве (1500-2000 град С) данная соль диссоциирует на ионы  $K^+$  и  $I^-$ . Ионы калия движутся к катоду и восстанавливаются на нем до металлического калия ( $K^0$ ), а ионы  $I^-$  движутся к аноду и окисляются, при этом образуются молекулы йода ( $I_2$ ). Схема процесса может быть изображена следующим образом:



-----

электролиз



## 2. Группа окислителей

Окислителями могут быть

- **нейтральные атомы и молекулы** ( например, *галогены и кислород*);

- **положительно заряженные ионы металлов**, при этом более сильными окислителями являются заряженные катионы с высокой степенью окисления ( *$Fe^{+3}$ ,  $Sn^{+4}$ , ионы благородных металлов*);

- **сложные ионы и молекулы**, содержащие атомы металла в состоянии высшей степени окисления ( *$KMnO_4$ ,  $K_2Cr_2O_7$ ,  $HAuCl_4$* );

- **сложные ионы и молекулы**, содержащие атомы неметалла в состоянии положительной степени окисления. К числу этих окислителей относятся кислородные кислоты, их ангидриды и соли ( *$HNO_3$ , концентрированная  $H_2SO_4$ ,  $SO_2$ ,  $HOCl$ ,  $HClO_2$ ,  $NaOBr$ ,*

*Окислители, имеющие наибольшее значение в технике и лабораторной практике*

**Кислород.** Применяется для интенсификации производственных процессов в металлургической и химической промышленности (в доменном процессе, производстве серной и азотной кислот). Кислород используется в смеси с ацетиленом - для получения высоких температур ( $3500^{\circ}\text{C}$ ) при сварке и резке металлов. Кислород является сильным окислителем, особенно при нагревании. Атомарный кислород значительно активнее молекулярного.

**Перманганат калия.** Является очень сильным окислителем. Применяется для окисления многих органических соединений. Окисляет сульфиты в сульфаты, нитриты в нитраты, соляную кислоту до хлора, перекись водорода до кислорода и т.д.

**Азотная кислота.** Азотная кислота - один из сильнейших окислителей. Иногда окислительно-восстановительный процесс экзотермичен и настолько бурно протекает, что

Характер взаимодействия азотной кислоты с металлами представлен на схеме:

		HNO <sub>3</sub>			
		концентрированная		разбавленная	
↓	↓	↓	↓	↓	↓
на Fe, Cr,	с други-	с щелоч-	с неме-	с щелоч-	с тяже-
Al, Au, Pt,	ми тяже-	ными и	таллами	ноземе-	лыми ме-
Ir, Ta	лыми ме-	щелочно-	↓	льными	таллами
<b>не</b>	таллами	земель-	NO	металла-	↓
<b>действует</b>	↓	ными ме-		ми,	NO
	NO <sub>2</sub>	Таллами		Zn, Fe	
		↓		↓	
		N <sub>2</sub> O		NH <sub>3</sub>	
				(NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub> )	

## **Серная кислота (концентрированная).**

Тяжелая, бесцветная маслянистая жидкость, гигроскопична. Сравнительно сильный окислитель, особенно при высокой температуре. В этом случае концентрированная кислота взаимодействует почти со всеми металлами (кроме *Pt*, *Au* и некоторых других), образуя  $SO_2$ .

При обычной же температуре концентрированная серная кислота с рядом металлов не реагирует. По этой причине безводную серную кислоту можно хранить в железной таре и перевозить в стальных цистернах.

Используется серная кислота при производстве химических волокон, красителей, моющих, взрывчатых веществ, удобрений, при травлении металлов, рафинировании минеральных масел.

## **Электрический ток.**

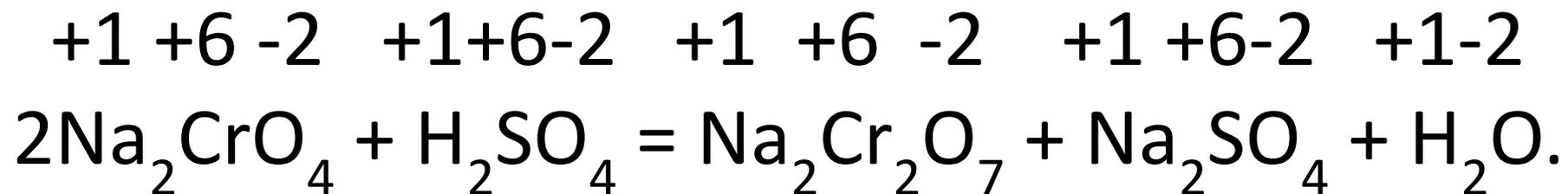
Анод при электролизе является окислителем. При этом электрический ток - самый сильный окислитель (с помощью электролиза выделяют фтор из расплавов солей).

# Примеры решения задач

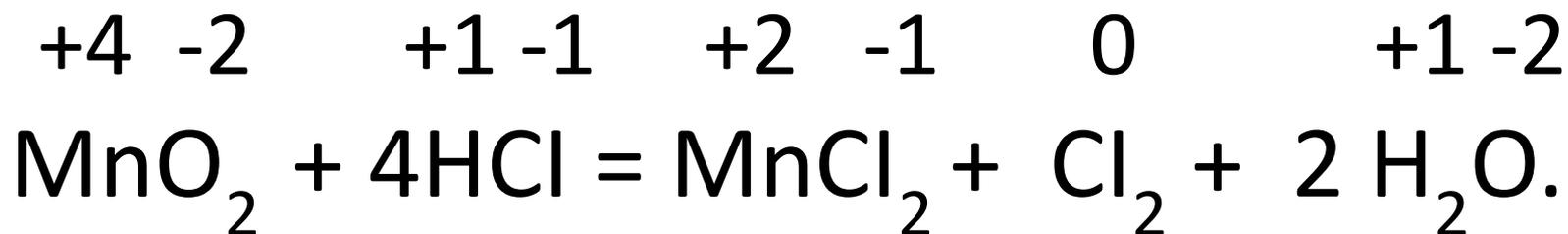
**Пример 1.** Определите, какая из приведенных реакций является окислительно-восстановительной:



Определим степени окисления атомов элементов, входящих в состав реагирующих веществ в первой реакции:



Степени окисления атомов элементов, входящих в состав реагирующих веществ во второй реакции.



**Пример 2.** Для окислительно-восстановительной реакции, протекающей по схеме



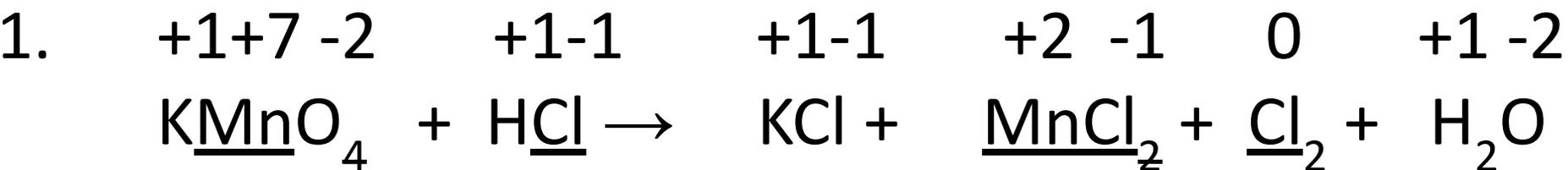
подберите коэффициенты методом электронного баланса. Укажите, какой процесс является окислением, какой – восстановлением, какое вещество является окислителем, какое – восстановителем.

**Решение.** Одним из методов подбора коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях является метод электронного баланса, основанный на том, что:

***Число электронов, отданных  
восстановителем,  
равно числу электронов, принятых  
окислителем***

Подбор коэффициентов проводят по следующему алгоритму:

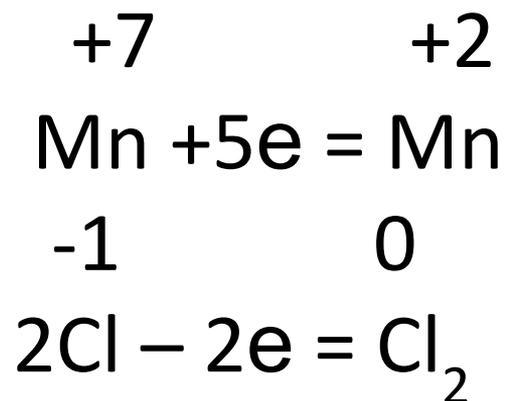
1. Определите степени окисления атомов всех элементов:



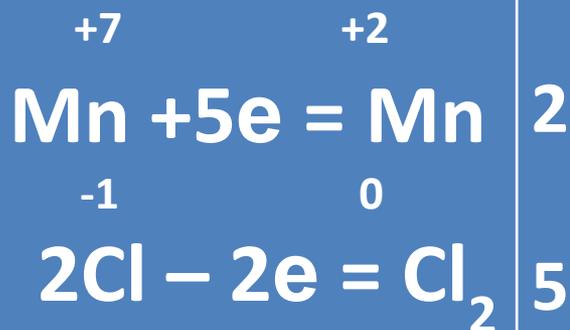
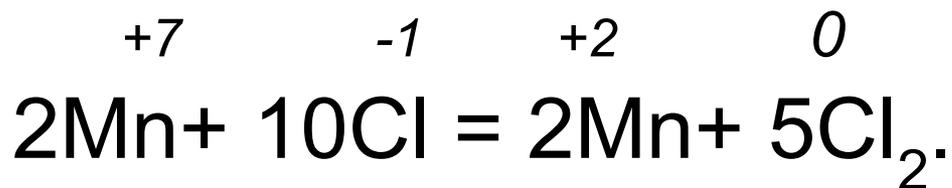
2. Выделите (подчеркните) элементы, изменившие степени окисления:

3. Определите число электронов, принятых и отданных атомами этих элементов.

Напишите электронные уравнения процессов:



4. Уравняйте число принятых и отданных электронов, определив таким образом коэффициенты в уравнении реакции перед соединениями, в которых присутствуют атомы элементов, изменившие степень окисления:



5. Укажите тип каждого процесса: окисление или восстановление, тип каждого вещества: окислитель или восстановитель:

вещество  $\text{KMnO}_4$  ( $\text{Mn}^{+7}$ ) – окислитель,  
 вещество  $\text{HCl}$  ( $\text{Cl}^{-1}$ ) – восстановитель.

окислитель	$\overset{+7}{\text{Mn}}$	$\overset{+2}{\text{Mn}} + 5e =$	2	процесс восстановления (восстановление)
восстановитель	$\overset{-1}{\text{Cl}_2}$	$\overset{0}{2\text{Cl}} - 2e =$	5	процесс окисления (окисление)

6. Подберите коэффициенты для всех остальных участников реакции следующим образом:

**Уравняйте:**

**- число атомов металлов, число кислотных остатков;**

**или число кислотных остатков, число атомов металлов;**

**- число атомов водорода и  
проверьте правильность подобранных  
коэффициентов по числу атомов кислорода в  
исходных и конечных веществах**

Уравняем число атомов металла (калия) и число кислотных остатков ( $\text{Cl}^{-1}$ ):



Уравняем число атомов водорода:



Проверим правильность подобранных коэффициентов по числу атомов кислорода в исходных и конечных веществах (проверим баланс по числу атомов кислорода):

8 атомов O = 8 атомов O.



**Домашнее задание.** Из предложенных схем реакций (вариант в табл.) определите, какие реакции являются окислительно-восстановительными. Уравняйте их методом электронного баланса. Укажите, какой процесс является окислением, какой – восстановлением, какое вещество является окислителем, какое – восстановителем.

Вариант	Схема реакции
1	$K_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + K_2SO_4 + S + H_2O$
	$Zn + NaOH + H_2O \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4] + H_2$
2	$Na_2SO_3 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$
	$Ge + HNO_3 \rightarrow H_2GeO_3 + NO_2 + H_2O$
3	$NaBiO_3 + Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Bi_2(SO_4)_3 + Na_2SO_4 + H_2O$
	$Mg + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + H_2S + H_2O$
4	$FeSO_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + Fe_2(SO_3) + K_2SO_4 + H_2O$
	$Ge + NaOH + H_2O_2 \rightarrow Na_2[Ge(OH)_6]$
6	$K_2SO_3 + KMnO_4 + H_2O \rightarrow K_2SO_4 + MnO_2 + KOH$
	$Pt + HNO_3 + HCl \rightarrow H_2[PtCl_6] + NO + H_2O$
7	$H_2S + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HCl$
	$Zn + H_2SO_4 \rightarrow SO_2 + ZnSO_4 + H_2O$
8	$KI + KIO_3 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + I_2 + H_2O$
	$Ca + HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + N_2O + H_2O$
9	$Cl_2 + KOH \rightarrow KCl + KClO_3 + H_2O$

