

# МЕТОД ЭЛЕКТРОННО-ИОННОГО БАЛАНСА (МЕТОД ПОЛУРЕАЦИЙ).

## Алгоритм написания окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций.

- Найти окислитель и восстановитель.
- Определить, какие ионы реально существуют.
- Записать полуреакции окисления и восстановления.
- Сбалансировать число атомов в каждой, добавляя  $H^+$  или  $H_2O$  – в кислой среде,  $OH^-$  или  $H_2O$  – в щелочной среде.

Среда реакции	Избыток атомов кислорода (n)	Недостаток атомов кислорода (n)
Кислая	$\dots + 2n H^+ - n H_2O + \dots$	$\dots + n H_2O - 2n H^+ + \dots$
Нейтральная	$\dots + n H_2O - 2n OH^- + \dots$	$\dots + n H_2O - 2n H^+ + \dots$
Щелочная	$\dots + n H_2O - 2n OH^- + \dots$	$\dots + 2n OH^- - n H_2O + \dots$

«**Избыток**» атомов кислорода в левой части уравнения связывается либо в воду (кислая среда), либо в гидроксогруппы (нейтральная или щелочная).

«**Недостаток**» же атомов кислорода, напротив, возмещается из воды (кислая или нейтральная) и из удвоенного числа гидроксогрупп (щелочная среда).

- Уравнять количество электронов (зарядов).
- Суммировать полуреакции в полное электронно-ионное уравнение (электроны сокращаются).

Кроме алгоритма составления полуреакций, необходимо придерживаться нескольких очевидных правил:

- В кислой среде** ни в левой, ни в правой части не должно быть ионов  $OH^-$ . Уравнивание осуществляется за счет ионов  $H^+$  и молекул воды.
- В щелочной среде** ни в левой, ни в правой части не должно быть ионов  $H^+$ . Уравнивание осуществляется за счет ионов  $OH^-$  и молекул воды.
- В нейтральной среде** ни ионов  $H^+$ , ни  $OH^-$  в левой части быть не должно. Однако в правой части среди продуктов реакции они могут появиться.

### Окислители и восстановители. Продукты реакций

Окислители	Восстановители
Галогены и их соединения (кроме фтора)	
$Cl_2 \rightarrow 2Cl^-$ $Br_2 \rightarrow 2Br^-$ $I_2 \rightarrow 2I^-$	$2X^- \rightarrow X_2$
Соединения серы	
$SO_4^{2-} + KI \rightarrow S^{2-}$ $SO_4^{2-} + KBr \rightarrow S$ $SO_3^{2-} \rightarrow S$ <i>(в кислой среде)</i>	$S^{2-} \rightarrow S$ $SO_3^{2-} \rightarrow SO_4^{2-}$ $S \rightarrow SO_2$
Соединения марганца	
$MnO_4^- \rightarrow MnO_4^{2-}$ <i>(в щелочной среде)</i> $MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$ <i>(в кислой среде)</i> $MnO_4^- \rightarrow MnO_2$ <i>(в нейтр. среде)</i> $MnO_2 \rightarrow Mn^{2+}$ <i>(в кислой среде)</i>	$Mn^{2+} \rightarrow MnO_2$

Соединения хрома		
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}$ (в кислой среде)	$\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$ (в щелочной среде)	$\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (в кислой среде)
Соединения азота		
$\text{NO}_2^- \rightarrow \text{NO}$ (в кислой среде)	$\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2$	$\text{NO}_2^- \rightarrow \text{NO}_3^-$
$\text{HNO}_3$ с Me $\rightarrow$ (см. таблицу)		
Соединения свинца, олова, железа		
$\text{PbO}_2 \rightarrow \text{Pb}^{2+}$ (в кислой среде)		$\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Sn}^{4+}$
$\text{Sn}^{4+} \rightarrow \text{Sn}^{2+}$		$\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$
$\text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$		
Среда	Окисление $\text{H}_2\text{O}_2$ ( $\text{H}_2\text{O}_2$ – восстановитель)	Восстановление $\text{H}_2\text{O}_2$ ( $\text{H}_2\text{O}_2$ – окислитель)
В кислой среде	$\text{H}_2\text{O}_2 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}^+$	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
В щелочной среде	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{OH}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{OH}^-$
В нейтральной среде	$\text{H}_2\text{O}_2 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}^+$	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{OH}^-$

**Окислители:**  $\text{PbO}_2$  диоксид свинца,  $\text{KClO}_3$  хлорат калия,  $\text{KClO}_4$  перхлорат калия,  $\text{NaClO}$  гипохлорит натрия,  $\text{HNO}_3$  азотная кислота,  $\text{KMnO}_4$  перманганат калия,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  бихромат калия,  $\text{Cl}_2$  хлор,  $\text{O}_3$  озон,  $\text{MnO}_2$  диоксид марганца,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  гемигептооксид марганца,  $\text{ClO}_2$  диоксид хлора,  $\text{V}_2\text{O}_5$  пятиокись ванадия,  $\text{NO}_2$  диоксид азота и др.

**Восстановители:** наиболее типичными представителями являются металлы и гидриды металлов. А так же, соли переходных металлов в степени окисления ниже, чем наиболее устойчивая. Для металлов группы железа и их аналогов, таких как железо, рутений или хром, степень окисления  $2+$  неустойчива, более предпочтительна  $3+$ . Поэтому, соли железа  $2+$  являются сильными восстановителями.

Из органических соединений наиболее применимыми восстановителями являются альдегиды и спирты, они окисляются до карбоновых кислот. При этом растет положительный заряд на карбонильном углероде.

Нельзя забывать, что многие вещества, в зависимости от условий реакции, могут выступать в роли как окислителя, так и восстановителя. Например: почти все неметаллы, соли со "средней" степенью окисления центрального атома и любые другие соединения, атомы которых могут, как принимать, так и отдавать электроны. При этом следует учитывать, кто в реакции самый сильный окислитель, а кто, самый сильный восстановитель.

**Задание.** Написать уравнения окислительно –восстановительных реакций, используя метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций).

- 1)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow$
- 2)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$
- 3)  $\text{CrCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
- 4)  $\text{KBr} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 5)  $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$
- 6)  $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$
- 7)  $\text{C}_2\text{H}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HOOC} - \text{COOH} + \dots$

### **Правила оформления уравнений ОВР, протекающих в кислотной среде.**

- 1) Записываем схему реакции.
- 2) Записываем в ионном виде полуреакции окисления и восстановления. Слабые электролиты, твердые и газообразные вещества записываем в молекулярном виде.
- 3) На основании закона сохранения массы и энергии при составлении уравнений полуреакций следует соблюдать баланс веществ и баланс зарядов.
- 4) Для уравнивания числа атомов кислорода в полуреакции в ту часть, где он в избытке, добавляем столько катионов водорода  $H^+$ , чтобы, связавшись с атомами кислорода, образовалась молекула воды:
  - добавляем  $H^+$  в ту часть полуреакции, где избыток кислорода;
  - в противоположную часть добавляем  $H_2O$ ;
  - уравниваем атомы кислорода, затем атомы водорода;
  - подсчитываем заряды в полуреакциях, уравниваем заряд, для этого отнимаем или добавляем электроны.
- 5) Балансируем (уравниваем) число отданных и принятых электронов в полуреакциях.
- 6) Суммируем сначала левые, а затем правые части полуреакций, не забывая предварительно умножить множитель на коэффициент, если он стоит перед формулой. Результат – суммарное ионное уравнение.
- 7) Сокращаем в правой и левой части одинаковые молекулы и ионы.
- 8) Добавляем недостающие катионы или анионы. Следует учесть, что количество добавляемых ионов в правую и левую части ионного уравнения должно быть одинаковым.

### **Правила оформления уравнений ОВР, протекающих в щелочной среде.**

Для уравнивания атомов водорода и кислорода в уравнениях для щелочной среды:

- добавляем воду в ту часть полуреакций, где избыток кислорода;
- в противоположную часть добавляем удвоенное число гидроксид-ионов;
- перед  $H_2O$  ставим коэффициент, показывающий разницу в числе атомов кислорода в правой и левой частях полуреакций, а перед  $OH^-$  - его удвоенный коэффициент.

### **Правила оформления уравнений ОВР, протекающих в нейтральной среде.**

Среду нейтральной считают условно. На самом деле вследствие гидролиза соли среда может быть слабокислотной или слабощелочной, поэтому полуреакции можно оформлять двумя способами.

**Способ 1** – без учета гидролиза соли. Так как среда нейтральная, в левые части полуреакций добавляют воду и тогда одну полуреакцию оформляем как для кислотной среды (добавляется  $H_2O + H^+$ ), а в другую – как для щелочной среды (добавляется  $H_2O + OH^-$ ).

**Способ 2** – если при оформлении полуреакций появляется небольшой избыток  $H^+$  или  $OH^-$  ионов, то обе полуреакции удобнее и правильнее будет оформлять как для кислотной или щелочной среды.