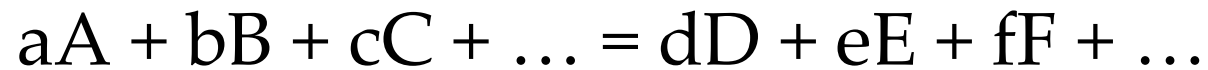


МЕТОДЫ НАХОЖДЕНИЯ  
КОЭФФИЦИЕНТОВ В  
УРАВНЕНИЯХ  
ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Химическая реакция – взаимное преобразование химических веществ в результате которого образуются новые химические вещества

Уравнение любой химической реакции можно представить в следующем виде:

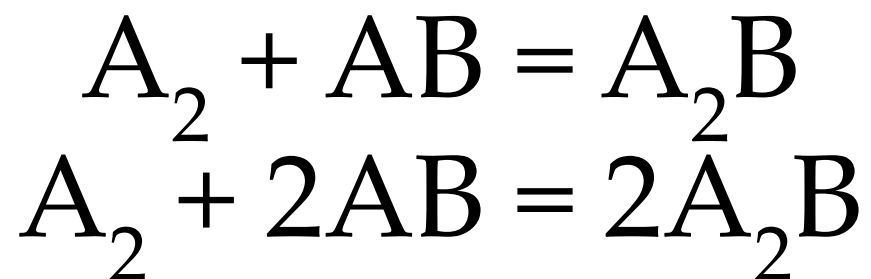


Представленное обобщающее уравнение химической реакции состоит из обозначения реагентов А, В, С (в записи располагаются слева) и продуктов реакции D, E, F (в записи расположены справа):



Буквы a, b, c, d, e, f, стоящие перед формулами реагентов и продуктов реакции, называются коэффициентами. В конкретных уравнениях коэффициенты представляют собой числа означающие количественные (молярные) соотношения соответствующих веществ вступающих в реакцию и образующихся в процессе протекания реакции.

Процесс так называемого «уравнивания» уравнений химических реакций сводится к двум последовательным стадиям: нахождение и обоснование возможных продуктов реакции и отыскание таких коэффициентов для каждого из веществ, участвующих в данной реакции, чтобы количество атомов каждого из элементов входящих в состав реагирующих молекул и продуктов реакции справа и слева было одинаковым. Такое условие продиктовано с одной стороны законом сохранения массы и энергии, а с другой стороны – самим определением атома:



Как видим, коэффициенты подобраны таким образом, что и слева и справа количество атомов А равно 4, а атомов В – 2.

Важно также помнить, что сами коэффициенты могут быть подобраны по-разному не смотря на то, что с алгебраической точки зрения таких коэффициентов иногда можно отыскать практически неограниченное количество. Однако, химически, может существовать только один набор коэффициентов удовлетворяющих некоторое уравнение реакции. Таким образом, необходимо не только найти алгебраически правильные коэффициенты, но и единственно возможные с точки зрения химизма происходящего процесса:

$$xA + yB = zA_2B + nAB$$
$$x = 2z + n, y = 2z + n, x = y$$

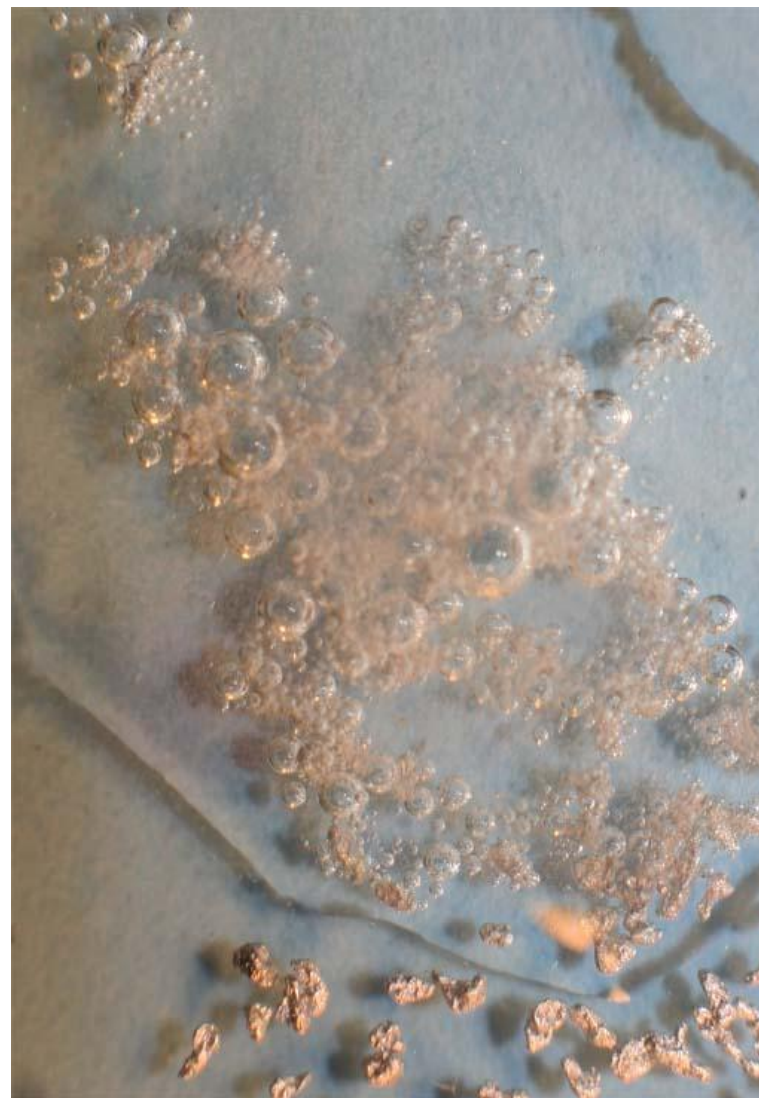
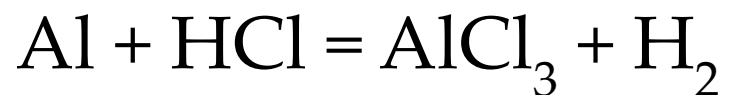
Легко видеть, что у такого уравнения может быть сколько угодно математически правильных решений, поскольку количество коэффициентов превышает количество связывающих их равенств.

Естественно предположить, что методы подбора коэффициентов химических реакций делятся на два основных типа: *алгебраические* и *химические*.

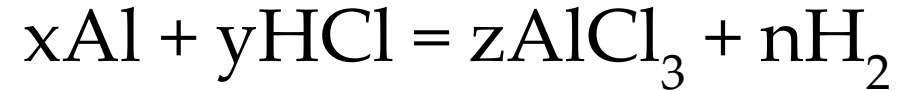
*Алгебраические* (математические) методы основаны только на математическом подходе к отысканию коэффициентов и подходят не для всех уравнений. В первую очередь такие методы пригодны для нахождения коэффициентов в простых уравнениях составленных из небольшого числа реагентов и продуктов. В основном это касается простых процессов разложения и соединения, а также реакций ионного обмена.

## Рассмотрим реакцию Al с HCl

Сначала необходимо определить продукты реакции. Очевидно, что активный металл, коим является алюминий, при взаимодействии с водным раствором хлороводорода будет провоцировать выделение водорода, а сам растворяясь образует среднюю соль – трихлорид алюминия:



Пусть уравнение имеет некоторые коэффициенты:



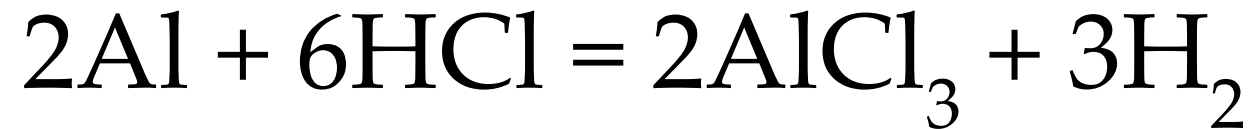
тогда:

$$x = z, y = 2n, y = 3z, 2n = 3z$$

Если  $x$  равно 1, то  $z = 1$ ,  $y = 3$ , а  $n = 3/2$

Поскольку коэффициенты должны быть целыми числами, то умножив на 2 все полученные числа, получим:

$$x = 2, \text{ то } z = 2, y = 6, \text{ а } n = 3$$





Для некоторых простых реакций коэффициенты можно подобрать и не решая какие либо уравнения (практически «устно»):



В данном случае легко видеть, что перед CO необходимо поставить 2 и, соответственно, перед CO<sub>2</sub> также следует поставить 2:



Однако, кроме чисто алгебраических методов существуют и *химические методы* работа которых основана на анализе изменения степени окисления элементов входящих в состав соединений – участников химического превращения.

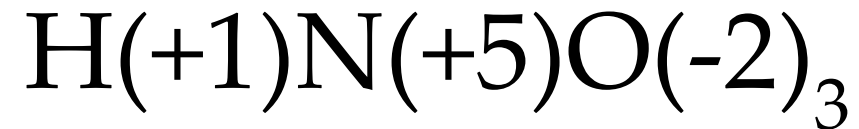
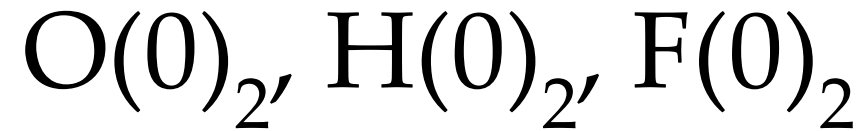
Простейшей модификацией такого подхода является так называемый метод *электронного баланса*.

*Степень окисления* – условный заряд атома в соединении, который он приобретает при условии полной передачи ему всех связывающих электронов.

Степень окисления довольно часто совпадает по абсолютному значению с валентностью. Однако, оба понятия далеко не тождественны.

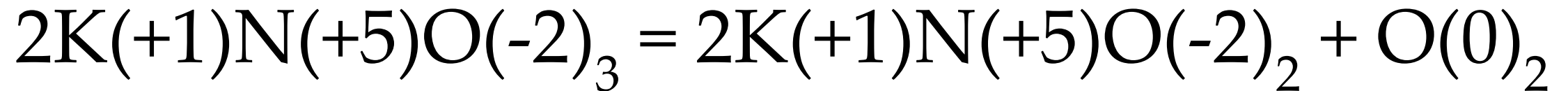
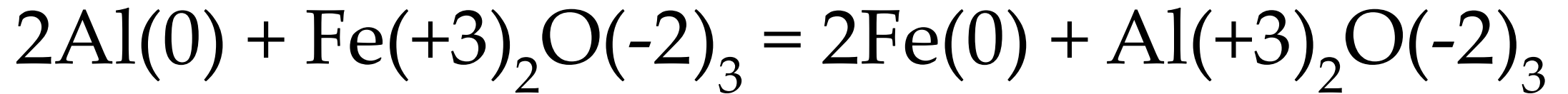
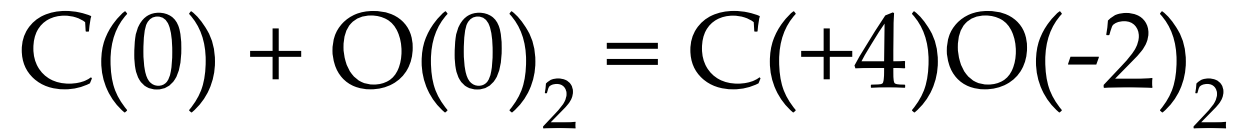
Важно помнить, что степень окисления простых веществ считается равным нулю.

Также, сумма степеней окисления элементов, входящих в состав соединения, с учетом формульных индексов должна быть равна нулю (*принцип электронейтральности*):



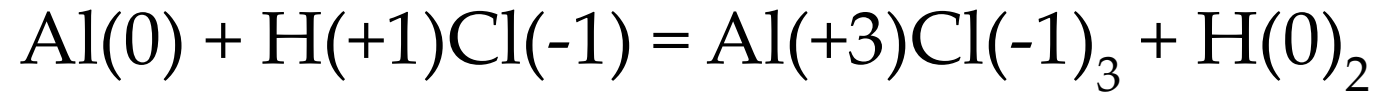
$$(+1) + (+5) + 3 \cdot (-2) = 0$$

Реакции в которых элементы, входящие в состав реагирующих соединений, изменяют свои степени окисления называются *окислительно-восстановительными*:

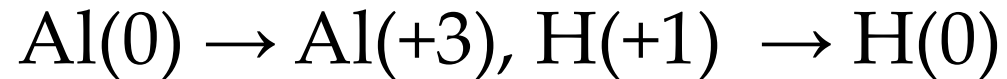


## Порядок действий:

1) Определяем степени окисления всех элементов – участников химического превращения:



2) Выделяем те элементы, степени окисления которых претерпели изменения:

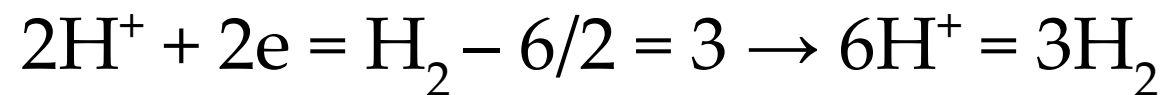
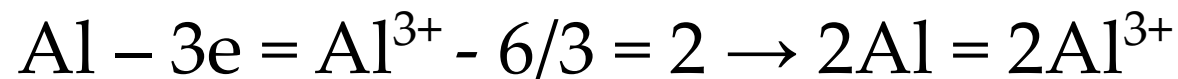


3) Найдем число электронов отданных восстановителем и принятых окислителем:

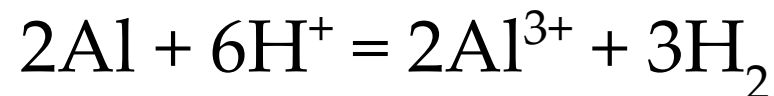


5) Находим наименьшее общее кратное для количества принятых и отданных электронов. В данном случае общее кратное равно 6.

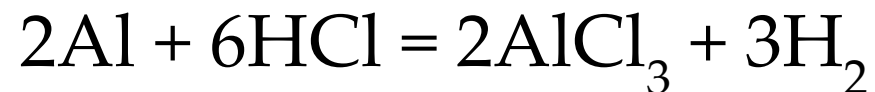
6) Делим найденное общее кратное на соответствующее количество электронов и находим таким образом искомые коэффициенты для элементов меняющих свои степени окисления:



7) Складываем оба уравнения:



8) Дополняем найденное сокращенное ионное уравнение остальными элементами (хлором):



Для нахождения коэффициентов окислительно-восстановительных реакций существует более совершенный метод – *метод полуреакций*.

Суть метода полуреакций практически такая же как и метода электронного баланса. Однако, в методе полуреакций рассматриваются не изменение степеней окисления отдельных элементов, а окислительный и восстановительный процессы происходящие с частицами содержащими соответствующий элемент-окислитель и восстановитель.



Метод полуреакций подходит для нахождения коэффициентов в любых окислительно-восстановительных реакциях и анализа возможных продуктов реакций в том случае если таковые неизвестны.

**Например:**



В данных условиях возможно ожидать образования  $\text{SO}_2$  (как продукта восстановления серной кислоты),  $\text{CuSO}_4$  (как продукта окисления меди) и  $\text{H}_2\text{O}$  (как одного из продуктов полуреакции восстановления серной кислоты).

Запишем соответствующие полуреакции окисления меди и восстановления сульфат-аниона в кислой среде:

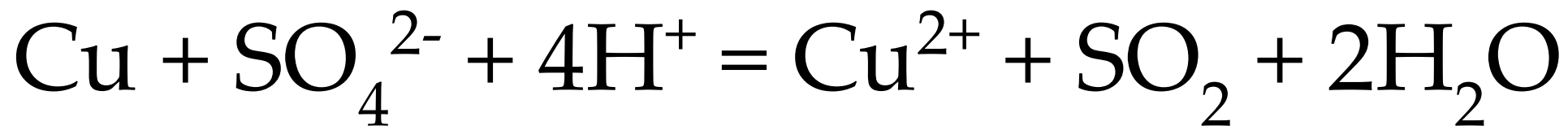


Таким образом, как окислитель так и восстановитель, соответственно, отдает и принимает по 2 электрона.

Далее, как и в методе электронного баланса, находим наименьшее общее кратное и по тому же методу находим коэффициенты для обеих реакций:



Для обеих реакций наименьшее кратное равно 2, а коэффициенты равны, соответственно 1. Слагаем оба уравнения умножив их заранее на коэффициент 1:



Добавляем в полученное сокращенное ионное уравнение недостающие частицы:



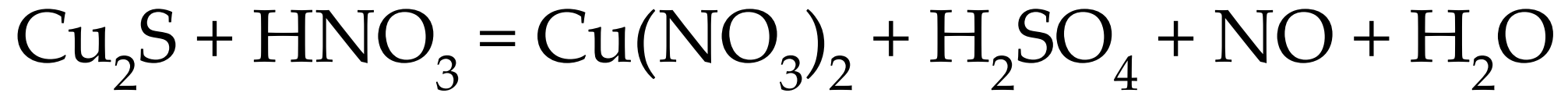
Отметим, что метод полуреакций требует обширных знаний химических свойств большого числа элементов, а также поведения образованных ими частиц в различных условиях.

Существует еще так называемый *метод Арсесию Гарсия*.

В методе Гарсия уравнивание производится введением в уравнение формального атома элемента. Чаще всего в качестве формального атома используют атом кислорода.

Так же как и в методе полуреакций, составляют две полуреакции. В первую полуреакцию входит только один элемент, кроме формального кислорода. Во вторую реакцию входят все остальные элементы и формальный кислород.

Как пример использования метода Гарсия рассмотрим уравнение:



Запишем полуреакцию с участием азотной кислоты:



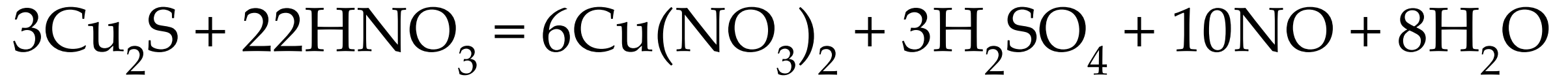
Во второй полуреакции принимает участие сульфид меди(I):



Уравняем окончательно полученную полуреакцию, добавив справа воду, а слева формальный атом кислорода:



Прибавим обе полуреакции предварительно умножив первую полуреакцию на 5, а вторую на 3:

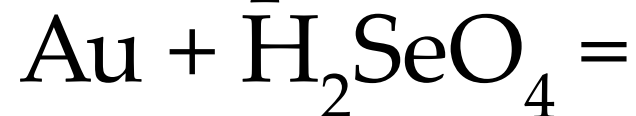
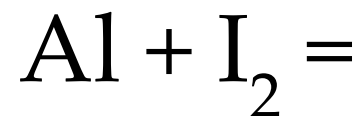
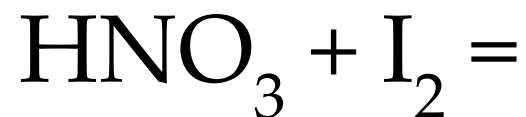


Таким образом, метод Гарсия – это сильно упрощенная версия метода полуреакций. Значительным недостатком метода Гарсия является невозможность предсказания продуктов реакции. Все продукты реакции должны быть известны заранее.

В заключение необходимо отметить значимость метода полуреакций для уравнивания практически любых окислительно-восстановительных реакций. Также, важно помнить, что методы электронного баланса, полуреакций и метод Гарсия пригодны лишь для уравнивания окислительно-восстановительных реакций. Все остальные реакции уравниваются алгебраически.



Предлагаем также вашему вниманию несколько заданий для самостоятельного решения:



Ваши решения присылайте на мой скайп-адрес *Андрей Вакулка*