

Информация для размещения на официальном сайте ГБПОУ «Светлоградский региональный сельскохозяйственный колледж»

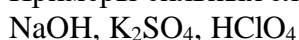
Для электронного обучения

Группа	110
Дата	10.11.2021
Время	8.10-9.00
Наименование УД/МДК/УП/ПП	Химия
Ф.И.О. преподавателя	Ткаченко А.В.
Электронная почта	89188753426
Основная литература	Химия. 10-11 класс. Базовый уровень; учебник/ ,М: Просвещение, 2018. – 224 с. О.С. Габриелян, Ф.Н. Маскаев, С.Ю. Пономарев, В.И. Теренин.
Тема	Теория электролитической диссоциации.
Задание	<p>Электролитическая диссоциация — процесс распада электролита на ионы при его растворении или плавлении. Классическая теория электролитической диссоциации была создана С. Аррениусом и В. Оствальдом в 1887 году. Аррениус придерживался физической теории растворов, не учитывал взаимодействие электролита с водой и считал, что в растворах находятся свободные ионы. Русские химики И. А. Каблуков и В. А. Кистяковский применили для объяснения электролитической диссоциации химическую теорию растворов Д. И. Менделеева и доказали, что при растворении электролита происходит его химическое взаимодействие с водой, в результате которого электролит диссоциирует на ионы.</p> <p>Классическая теория электролитической диссоциации основана на предположении о неполной диссоциации растворённого вещества, характеризуемой степенью диссоциации α, т. е. долей распавшихся молекул электролита. Динамическое равновесие между недиссоциированными молекулами и ионами описывается законом действующих масс .</p> <p>Вещества, распадающиеся на ионы, называют электролитами. Электролиты – вещества с ионной или сильно ковалентной связью: кислоты, основания, соли. остальные вещества – неэлектролиты; к ним относятся вещества с неполярной или слабо полярной ковалентной связью; например, многие органические соединения.</p> <p>Основные положения ТЭД (Теории электролитической диссоциации): Молекулы распадаются на положительно и отрицательно заряженные ионы (простые и сложные). Под действием электрического тока катионы (положительно заряженные ионы движутся к катоду(-), а анионы (отрицательно заряженные ионы) к аноду(+)</p>

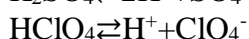
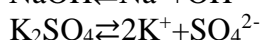
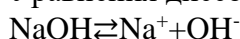
Степень диссоциации зависит от природы вещества и растворителя, концентрации, температуры.
Если степень диссоциации зависит от природы вещества, то можно судить, что существует разграничение между определёнными группами веществ.

Большая степень диссоциации присуща сильным электролитам (большинству оснований, солям, многим кислотам). Стоит учесть, что распад на ионы – обратимая реакция. Так же стоит сказать, что в данной теме не будут разобраны примеры диссоциации двойных и основных солей, их диссоциация описана в теме “соли”.

Примеры сильных электролитов:



Уравнения диссоциации:



Количественной характеристикой силы электролитов является степень диссоциации (α) – отношение молярной концентрации продиссоциировавшего электролита к его общей молярной концентрации в растворе.

$$\alpha = \frac{C_{\text{дисс}}}{C_{\text{МА}}}$$

Степень диссоциации выражается в долях единицы или в процентах. Интервал значений – от 0 до 100%.

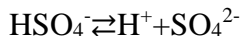
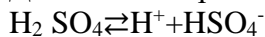
$\alpha = 0\%$ относится к неэлектролитам (диссоциация отсутствует)

$0\% < \alpha < 100\%$ относится к слабым электролитам (диссоциация неполная)

$\alpha = 100\%$ относится к сильным электролитам (полная диссоциация)

Так же стоит помнить про количество ступеней диссоциации, например:

Диссоциация раствора H_2SO_4



У каждой ступени диссоциации своя степень диссоциации.

Например, диссоциация солей CuCl_2 , HgCl_2 :



А в случае с хлоридом ртути диссоциация идёт неполностью и то не до конца.



Возвращаясь же к раствору серной кислоты, стоит сказать, что степень диссоциации обеих ступеней разбавленной кислоты гораздо больше, чем у концентрированной. При диссоциации концентрированного раствора очень много молекул вещества и

большая концентрация гидроанионов HSO_4^- .

У многоосновных кислот и многокислотных оснований диссоциация идёт в несколько ступеней (в зависимости от основности).

Перечислим сильные и слабые кислоты и приступим к уравнениям ионного обмена:

Сильные кислоты (HCl , HBr , HI , HClO_3 , HBrO_3 , HIO_3 , HClO_4 , H_2SO_4 , H_2SeO_4 , HNO_3 , HMnO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$)

Слабые кислоты (HF , H_2S , H_2Se , HClO , HBrO , H_2SeO_3 , HNO_2 , H_3PO_4 , H_4SiO_4 , HCN , H_2CO_3 , CH_3COOH)

Химические реакции в растворах и расплавах электролитов протекают с участием ионов. В таких реакциях степени окисления элементов не изменяются, и сами реакции называются **реакциями ионного обмена**.

Реакции ионного обмена будут протекать до конца (необратимо), если образуются малорастворимые или практически нерастворимые вещества (они выпадают в осадок), летучие вещества (выделяются в виде газов) или слабые электролиты (например, вода).

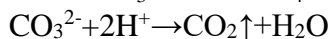
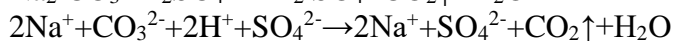
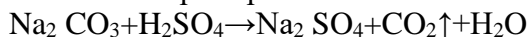
Реакции ионного обмена принято писать в три стадии:

1. Молекулярное уравнение
2. Полное ионное уравнение
3. Сокращённое ионное уравнение

При написании обязательно указывать осадки и газы, а так же руководствоваться таблицей растворимости.

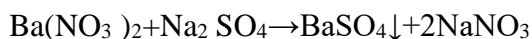
Реакции, где все реагенты и продукты получились растворимые в воде, не протекают.

Несколько примеров:

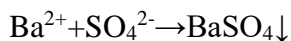


Сокращённое ионное уравнение получается с помощью вычёркивания одинаковых ионов из обеих частей полного ионного уравнения.

Если реакция ионного обмена идёт между двумя солями с образованием осадка, то следует брать два хорошо растворимых реагента. То есть, реакция ионного обмена пойдёт если растворимость реагентов будет выше, чем у одного из продуктов.



Иногда при написании реакций ионного обмена пропускают полное ионное уравнение и сразу пишут сокращённое.



Для получения осадка малорастворимого вещества всегда надо выбирать хорошо растворимые реагенты в их концентрированных растворах.

	<p>Например: $2\text{KF} + \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{FeF}_2 \downarrow + 2\text{KCl}$ $\text{Fe}^{2+} + 2\text{F}^- \rightarrow \text{FeF}_2 \downarrow$</p> <p>Данные правила подбора реагентов для осаждения продуктов справедливы <u>только для солей</u>.</p> <p>Примеры реакций с выпадением осадков:</p> <ol style="list-style-type: none"> $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow$ $\text{AgNO}_3 + \text{KI} \rightarrow \text{AgI} \downarrow + \text{KNO}_3$ $\text{Ag}^+ + \text{I}^- \rightarrow \text{AgI} \downarrow$ $\text{H}_2\text{S} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbS} \downarrow + 2\text{HNO}_3$ $\text{H}_2\text{S} + \text{Pb}^{2+} \rightarrow \text{PbS} \downarrow + 2\text{H}^+$ $2\text{KOH} + \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$ $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow$ <p>Примеры реакций с выделением газов:</p> <ol style="list-style-type: none"> $\text{CaCO}_3 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CaCO}_3 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow 2\text{NH}_3 \uparrow + \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{ZnS} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \uparrow + \text{ZnCl}_2$ $\text{ZnS} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{S} \uparrow + \text{Zn}^{2+}$ <p>Примеры реакций с образованием слабых электролитов:</p> <ol style="list-style-type: none"> $\text{Mg}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + 2\text{CH}_3\text{COOH}$ $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH}$ $\text{HI} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaI} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
Контрольный тест	<p>1. Основные положения ТЭД (Теории электролитической диссоциации):</p> <p>2. Реакциями ионного обмена Среди веществ: NaCl, Na_2S, Na_2SO_4 – в реакцию с раствором $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ вступает (-ют)</p> <ol style="list-style-type: none"> только Na_2S NaCl и Na_2S Na_2S и Na_2SO_4 NaCl и Na_2SO_4 <p>Написать уравнения реакции в полном и сокращенном</p> <p>3. Степень диссоциации</p>

Дата: 10.11.2020

Подпись преподавателя Ткаченко А.В.