**14.01.2021г.**

**Тема: Степень элек­тролитической диссоциации.**

**Задание: Изучить лекцию. Конспект в тетрадь.**

**Реферат: «Кислоты, основания и соли как электролиты».**

**Время выполнения на конспект 2 часа, на реферат 7 часов.**

Процесс диссоциации - процесс обратимый. В растворах электролитов наряду с ионами присутствуют и молекулы:

*H2S ↔ H + + HS ‾*

диссоциация

 *H2S H + + HS ‾*

ассоциация

Поэтому растворы электролитов характеризуются степенью диссоциации (обозначаются греческой буквой альфа – α ) и *К дисс*.

Степень диссоциации – это отношение количества частиц, подвергнувшихся диссоциации (т.е. распавшихся на ионы) к общему количеству частиц растворенного вещества (введенных в раствор).

α выражают либо в долях единицы, либо в процентах (α < 1 или α < 100 % ) и определяется опытным путем.

Пример : α = 0 => диссоциация отсутствует ;

α = 1 (100 % ) электролит полностью распадается на ионы (но такого не бывает даже с сильными электролитами, хотя мы для простоты и принимаем так).

α = 30 % означает, что из каждых 100 молекул, введенных в раствор, диссоциируют на ионы только 30.

Электролиты имеют различную степень диссоциации. Опытным путем определено, что α дисс. Зависит от концентрации электролита и температуры.

●) от концентрации (для слабых электролитов )– в основном ↓ или ↑ *α дисс*. требуется только для слабых электролитов ( поэтому эти пункты в первую очередь относятся к ним)

С уменьшением концентрации электролита, т.е.при разбавлении его водой, степень диссоциации всегда увеличивается. Полученный вывод вытекает из природы явления диссоциации. Как всякое хим.равновесие, равновесие в растворе слабого электролита является динамическим, т.е.при его установлении протекают с равными скоростями два процесса:

процесс диссоциации и обратный ему процесс образования молекул из ионов.

При этом разбавление раствора не препятствует первому из этих процессов – диссоциации. Однако процесс образования молекул из ионов в результате разбавления затрудняется: для образования молекулы должно произойти столкновение ионов, вероятность которого с разбавлением уменьшается.

●) как правило, повышение температуры увеличивает α дисс. , т.к.процесс диссоциации – процесс эндотермический (т.е.идущий с поглощением энергии)

*СН3СООН ↔ СН3СОО ‾ + Н +*

Разбавление р-ра смещает равновесие в сторону образования ионов → α дисс.

возрастает. Наоборот, при упаривании р-ра равновесие смещается в сторону образования молекул кислоты → α дисс. уменьшается.

Смещения равновесия можно добиться, изменяя концентрации находящихся в растворе ионов.

● добавление одноименного иона в р-р слабого электролита смещает равновесие в сторону исходного вещества и α исс. уменьшается.

*СН3СООН ↔ СН3СОО ‾ + Н +*

*СН3СООNa ↔ СН3СОО ‾ + Na +*

*или HCl → H + + Cl ‾*

И наоборот, уменьшение концентрации одного из ионов смещает равновесие в сторону образования ионов.

|  |
| --- |
|   |
|   | https://www.ok-t.ru/studopedia/baza3/92576349358.files/image011.png |

*СН3СООН ↔ СН3СОО ‾ + Н +*

*→ H2O*

*NaOH → Na + + OH ‾*

Все электролиты делятся на сильные и слабые .

Сильные электролиты - это электролиты, при растворении в воде полностью диссоциирующие на ионы (или сильные электролиты – электролиты , αдисс. которых даже в довольно концентрированных р-рах приближается к 1 или к 100 %).

Слабые электролиты – электролиты, при растворении в воде лишь частично диссоциирующие на ионы (или слабые электролиты, α дисс. которых даже в довольно разбавленных р-рах приближается к 0).

Сильные электролиты :



Диссоциация 1) все растворимые соли

с 1) → 2) щелочи ( искл. *Mg(OH)2* – среднее по силе )

*NaCl* →

*Na + + Cl ‾* 3) кислоты - *HCl , HNO3 , H2SO4 , HBr , HI , HClO4 (хлорная -*

*перхлорат) , HClO3 ( хлорноватая – хлорат) , HMnO4.*

Слабые электролиты :

|  |
| --- |
|   |
|   | https://www.ok-t.ru/studopedia/baza3/92576349358.files/image013.png |

Пишут обратимую 1) почти все органические кислоты

диссоциацию 2) минеральные кислоты: *H2SO3 , H2CO3 , H2S , HNO2 ,*

*HClO (хлорноватистая) , H2SiO3 (гипохлорит)*

*HClO2*– хлористая 3) многие основания металлов – (кроме оснований щелочных и

(хлорит) щелочно-земельных металлов) *NH4OH*

+ вода

Слабые электролиты не могут дать большой концентрации ионов в р-ре.

α > 30 % - сильные электролиты

α ≤ 30 % - слабые электролиты

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|   Вещества | Сильные электролиты ( α > 30 % )   | Слабые электролиты ( α ≤ 30 % )   |
|   |   |   *Н2О*   |
|     Основания |   Щелочи *Li - Fr* *Ca - Ra* (радий)   |   Все остальные основания *( Al3+ , Sn 2+ , Cr 3+ , Zn 2+, Sb 3+)*   |
|     Кислоты |   *HCl , HBr , HI , HClO4* *HClO3 , H2SO4 , HNO3 ,* *HMnO4 , H2CrO4 , H2CrO7*   |   *H3PO4 , H2CO3 , H2SiO3(H4SiO4)- средние* *HF , H2S , H2Se , HCN , HCNS(радоновая),* *H3BO3, все органические к-ты, HClO2,* *HClO , H2SO3 , HNO2*   |
|   Комплексные ионы   |   - |   *[Al (OH)6 ] 3‾* |
|   Гидроанионы   |   *HSO4‾* |   *HCO3‾ , H2PO4‾ , HPO42‾* |
|   Гидроксокатионы   |   *[Ba (OH) ] +* |   *[Al (OH)2 ] + , [Mg OH ] +* |
|   Соли   |   все |   - |

К равновесию, которое устанавливается в р-ре слабого электролита, между молекулами и ионами, можно применить законы хим. равновесия и записать выражение константы равновесия.

*СН3СООН ↔ Н + + СН3СОО ‾*

продукты диссоциации

*[СН3СОО ‾ ] [Н +]* ← - [ ] ионов

К = ---------------------------

*[ СН3СООН ]* ← [ ] недиссоциированн.

молекул

Константа равновесия, отвечающая диссоциации слабого электролита, называется

константой диссоциации. К дисс. зависит от природы электролита и р-ля, а также от

t, но не зависит от концентрации р-ра. Чем выше К дисс., тем легче электролит диссоциирует.

Многоосновные к-ты и основания 2- и более валентных металлов диссоциируют ступенчато .

*Н2СО3↔ Н + + НСО3‾* Дисс-я по I ступени

*НСО3‾ ↔ Н + + СО32‾*

*[ Н + ] [НСО3‾ ] [ Н + ] [СО32‾ ]*

К1 = ------------------------ К2 = --------------------

*[Н2СО3] [НСО3‾ ]*

Суммарное равновесие :

*Н2СО3↔ 2 Н + + СО32‾*

Ему отвечает суммарная К дисс. :

*[ Н + ] 2 [СО32‾ ]*

К дисс. = --------------------------

*[Н2СО3]*

Величины К , К1 и К2 связаны друг с другом соотношением :

К = К1 • К2

При ступенчатой диссоциации веществ распад по последующей всегда происходит в меньшей степени , чем по предыдущей: К1 > К2 > К3 и т.д. Это объясняется тем, что энергия, которую нужно затратить для отрыва иона, минимальна при его отрыве от нейтральной молекулы и становится больше при диссоциации по каждой следующей ступени.

Для слабых электролитов был выведен закон, который получил название Закон разбавления Оствальда .

*СН3СООН ↔ СН3СОО ‾ + Н +*

*сα αс αс*

*с* - концетрация электролита

*α*- степень диссоциации

*αс* – концентрация каждого из ионов ( *Н + ; СН3СОО ‾* )

*с - с ·α = с ·( 1 – α )* – концентрация недиссоциированных молекул уксусн. к-ты

*[ Н + ] [ СН3СОО ‾ ] α ·c · α· c α2·c*

К = --------------------------- = ------------------- = -----------

*[ СН3СООН ] с ·( 1 – α ) 1 – α*

Для слабого электролита *α << 1*, ею в знаменателе можно пренебречь.

К = *α2 ·c*

\_\_\_\_

*α=* √ К / *с*

**Выполненное задание присылать на** **kseniya.voronova87@bk.ru**