

Лабораторная работа №6
ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ
И ИОННЫЕ ПРОЦЕССЫ

1 академический час

Сейткалиева Нургуль Жарылкагановна
(ФИО преподавателя)

Цель работы

Изучить свойства слабых и сильных электролитов, способы их получения и научиться писать ионные уравнения.

Теоретические основы

Теоретические основы

Электролиты – вещества, которые при растворении подвергаются диссоциации на ионы. В результате раствор приобретает способность проводить электрический ток, т.к. в нем появляются подвижные носители электрического заряда. Например, при растворении в воде уксусная кислота диссоциирует на ион водорода и ацетат-ион:



Необходимым условием, определяющим возможность процесса электролитической диссоциации, является наличие в растворяемом веществе ионных или полярных связей, а также достаточная полярность самого растворителя. Количественная оценка процесса электролитической диссоциации дается двумя величинами: *степенью диссоциации α и константой диссоциации K* .

Степенью диссоциации (α) электролита называется отношение числа его молекул, распавшихся на ионы, к общему числу молекул электролита в растворе, т. е. $\alpha = n/N$

Электролиты можно разделить на две большие группы: сильные и слабые. Сильные электролиты диссоциируют практически полностью. К сильным электролитам относятся, например, H_{2SO_4} , HCl , HNO_3 , H_3PO_4 , $HClO_3$, $HClO_4$, KOH , а также хорошо растворимые соли: $NaCl$, KBr , NH_4NO_3 и др. Для слабых электролитов устанавливается равновесие между недиссоциированными молекулами и ионами. К слабым электролитам относятся плохо растворимые соли (см. таблицу растворимости), вода и большинство органических кислот (например, уксусная CH_3COOH , муравьиная $HCOOH$), а также неорганические соединения: H_2CO_3 , H_2S , HCN , H_2SiO_3 , H_2SO_3 , HNO_2 , $HClO$, $HCNO$, NH_4OH и др

Константа равновесия для процесса диссоциации называется **константой диссоциации** (K). В общем случае для электролита, диссоциирующего на два иона:

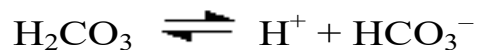


$$K = \frac{[A^+][B^-]}{[AB]}$$

Для приведенного выше процесса диссоциации уксусной кислоты:

$$K = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Многоосновные кислоты, а также основания многовалентных металлов диссоциируют ступенчато. Например:



Первое равновесие – диссоциация по первой ступени – характеризуется константой

$$K_I = \frac{[H^+][HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$$

Для диссоциации по второй ступени:

$$K_{II} = \frac{[H^+][CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]}$$

В случае угольной кислоты константы диссоциации имеют следующие значения: $K_I = 4,3 \cdot 10^{-7}$, $K_{II} = 5,6 \cdot 10^{-11}$. Для ступенчатой диссоциации всегда $K_I > K_{II} > K_{III} > \dots$, т.к. энергия, которую необходимо затратить для отрыва иона, минимальна при отрыве его от нейтральной молекулы.

Произведение растворимости

Рассмотрим раствор малорастворимого соединения. Для того, чтобы между твердым веществом и его раствором установилось равновесие, раствор должен быть насыщенным и соприкасаться с нерастворившейся частью твердого вещества.

Например, пусть равновесие установилось в насыщенном растворе хлорида серебра:



Рассматриваемое соединение является ионным и в растворенном виде присутствует в виде ионов. Нам уже известно, что в гетерогенных реакциях концентрация твердого вещества остается постоянной, что позволяет включить ее в константу равновесия.

Поэтому выражение для константы равновесия будет выглядеть следующим образом:

$$K = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

Такая константа называется **произведением растворимости ПР**, при условии, что концентрации выражаются в моль/л. $\text{ПР} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$

Произведение растворимости равно произведению молярных концентраций ионов, участвующих в равновесии, в степенях, равных соответствующим стехиометрическим коэффициентам в уравнении равновесия.

Следует отличать понятие растворимости и произведения растворимости.

Растворимость вещества может меняться при добавлении в раствор еще какого-либо вещества, а произведение растворимости не зависит от присутствия в растворе дополнительных веществ. Хотя эти две величины взаимосвязаны, что позволяет зная одну величину, вычислить другую.

В тех случаях, когда электролит содержит два или несколько одинаковых ионов, концентрация этих ионов, при вычислении произведения растворимости должна быть возведена в соответствующую степень.

Например, $\text{ПР}_{\text{Ag}_2\text{S}} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{S}^{2-}]$; $\text{ПР}_{\text{PbI}_2} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^-]^2$

В общем случае выражение произведения растворимости для электролита A_mB_n

$$\text{ПР}_{\text{A}_m\text{B}_n} = [\text{A}]^m [\text{B}]^n.$$

Значения произведения растворимости для разных веществ различны.

Например, $\text{ПР}_{\text{CaCO}_3} = 4,8 \cdot 10^{-9}$; $\text{ПР}_{\text{AgCl}} = 1,56 \cdot 10^{-10}$.

Ход работы

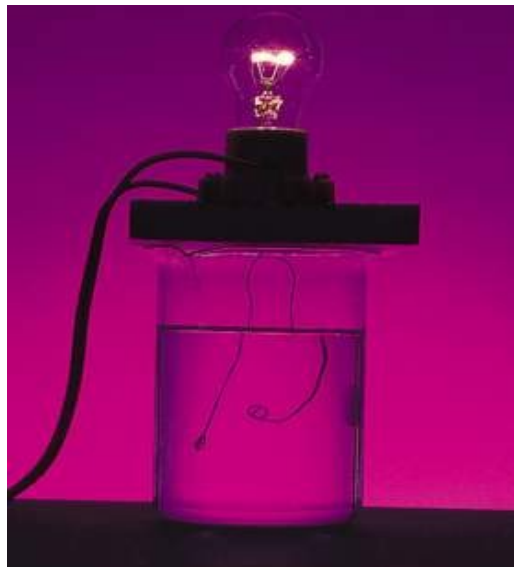
Опыт 1. Электропроводность растворов

Для измерения электропроводности растворов, т.е. изучения силы электролита, берут водные растворы кислот, солей и гидроксидов.

В 7 стаканов емкостью 100 мл налейте по 20-30 мл соответствующего раствора (по таблице), опустите в них угольные электроды (опускать на одинаковую глубину), включите вилку в сеть и по степени накаливания электролампочки сделайте заключение о силе электролита.



nonelectrolyte



weak electrolyte



strong electrolyte⁸

№	Электролит	Степень свечения лампочки, сила электролита
1	Раствор сахара	-
2	Дистиллированная вода	-
3	Уксусная кислота	слабый
4	Соляная кислота	сильный
5	Гидроксид аммония	слабый
6	Гидроксид натрия	сильный
7	Нитрат калия	сильный

Диссоциация электролитов:



$$K_{\text{д}} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

Опыт 2. Ионные процессы

а) *Получение малорастворимых оснований.*

В пробирки налейте по 2-3 мл раствора хлорида железа(III), сульфата марганца, хлорида магния и добавьте в каждую по 2-3 мл гидроксида натрия.



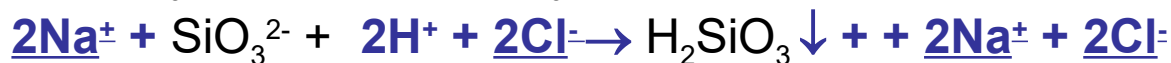
б) *Получение слабых оснований.*

В пробирку налейте 2-3 мл хлорида аммония и добавьте гидроксид натрия с $C(\text{NaOH})=2$ моль/л. Пробирку слегка нагрейте. По запаху определите, какой газ выделяется.



в) *Получение малорастворимых кислот.*

В одну пробирку налейте 2-3 мл силиката натрия, в другую - такой же объем молибдата аммония. В обе пробирки внести по 2-3 мл соляной кислоты до образования осадков соответствующих кислот.



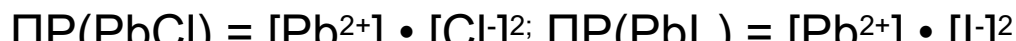
г) *Получение слабых кислот.*

В одну пробирку налейте 2-3 мл раствора углекислого натрия, в другую ацетата натрия и добавьте в них соляной кислоты. Какой газ выделяется в первой пробирке?



д) *Получение труднорастворимых солей.*

В пробирку налейте 1-2 мл нитрата свинца и добавьте раствор соляной кислоты. Отметьте цвет осадка. К осадку добавьте раствор иодида калия. Как изменился цвет осадка? Затем добавьте раствор сульфида аммония. Какой цвет осадка в последнем случае? Пользуясь ПР напишите реакции переходов.



РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

ИОНЫ	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Hg ₂ ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺
OH ⁻		P	P	P	—	P	M	M	H	H	H	H	H	H	—	—	H	H	H	H
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	—	P	P	P	P
F ⁻	P	P	P	P	P	M	H	M	P	M	P	P	M	P	—	M	M	H	M	M
Cl ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	H	P	P	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	M	P	M	H	P	P	P	P
I ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	H	—	H	H	P	—	P	P
S ²⁻	P	P	P	P	H	—	—	—	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	—	—
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	M	M	M	M	H	M	H	—	H	—	—	—	M	—	—	—
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	M	H	M	P	P	P	P	P	H	P	P	M	P	P	P	P
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	—	—	H	—	—	H	H	—	—	—
SiO ₃ ²⁻	H	—	P	P	H	H	H	H	H	H	H	—	H	—	—	—	H	—	—	—
PO ₄ ³⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P

Если

$[Ag^+] \cdot [Cl^-] < P_{AgCl}$ - ненасыщенный раствор

$[Ag^+] \cdot [Cl^-] = P_{AgCl}$ - насыщенный раствор

$[Ag^+] \cdot [Cl^-] > P_{AgCl}$ - перенасыщенный раствор

Осадок образуется в том случае, когда произведение концентраций ионов малорастворимого электролита превысит величину его произведения растворимости при данной температуре. Когда ионное произведение станет равным величине ПР, выпадение осадка прекращается. Зная объем и концентрацию смешиваемых растворов, можно рассчитать, будет ли выпадать осадок образующейся соли.

Пример 1

Растворимость CaCO_3 равна 0,0069 или $6,9 \cdot 10^{-3}$ г/л. Найти ПРCaCO_3 .

Решение

Выразим растворимость в молях:

$$S_{\text{CaCO}_3} = \frac{(6,9 \cdot 10^{-3})}{M_{\text{CaCO}_3}} = 6,9 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

Так как каждая молекула CaCO_3 дает при растворении по одному иону Ca^{2+} и CO_3^{2-} , то $[\text{Ca}^{2+}] = [\text{CO}_3^{2-}] = 6,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л, следовательно, $\text{ПРCaCO}_3 = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = 6,9 \cdot 10^{-5} \cdot 6,9 \cdot 10^{-5} = 4,8 \cdot 10^{-9}$

Пример 2

Выпадает ли осадок при смешении равных объемов 0,2 М растворов $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и NaCl . $\text{ПРPbCl}_2 = 2,4 \cdot 10^{-4}$.

Решение

При смешении объем раствора возрастает вдвое и концентрация каждого из веществ уменьшится вдвое, т.е. станет 0,1 М или $1,0 \cdot 10^{-1}$ моль/л. Таковы же будут концентрации Pb^{2+} и Cl^- . Следовательно, $[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2 = 1 \cdot 10^{-1} \cdot (1 \cdot 10^{-1})^2 = 1 \cdot 10^{-3}$. Полученная величина превышает ПРPbCl_2 ($2,4 \cdot 10^{-4}$). Поэтому часть соли PbCl_2 выпадает в осадок. Из всего сказанного выше можно сделать вывод о влиянии различных факторов на образование осадков.

Контрольное задание

1. Напишите уравнения реакций получения следующих труднорастворимых солей: сульфата бария, карбоната кальция, хромата бария, иодида серебра, фосфата цинка, силиката кальция.
2. Вычислите молярную и нормальную концентрацию раствора, в 100 мл которого содержится 8,7 г сульфата калия.
3. Определите растворимость хлорида серебра в чистой воде и в 0,1 М растворе нитрата калия.

