

План

Електролітична дисоціація

Кристалогідрати

Задачі на приготування розчинів

Список використаної літератури

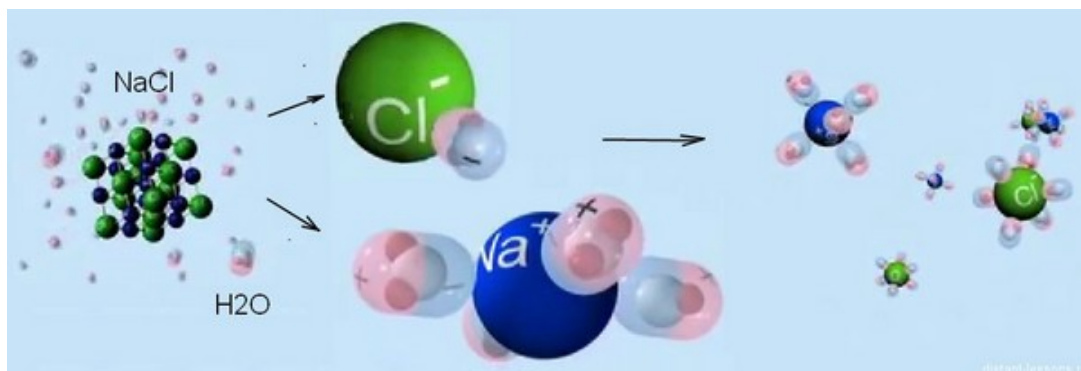
Історія електролітичної дисоціації

Історія відкриття такого цікавого явища в хімії як електролітична дисоціація почалася в 1887 році, коли шведський хімік Сванте Аренніус під час досліджень електропровідності водних розчинів, висловив припущення, що в подібних розчинах речовини можуть розпадатися на заряджені частинки – іони. Іони ці перебувають у русі, пересуваючись до електродів, як позитивно зарядженого катода, так і негативно зарядженого анода. Цей процес розпаду і отримав назву електролітичної дисоціації, саме він є причиною появи електричного струму в розчинах.

При розчиненні у воді молекули електролітів дисоціюють (розщеплюються) на позитивно і негативно заряджені іони. Іони можуть бути утворені з одного атома – прості іони (Na^+ , Cl^-) і кількох атомів – складні іони (CO_3^{2-} , SO_3^{2-} , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, SO_4^{2-} , CrO_4^{2-} , SiO_3^{2-} , PO_4^{3-}).

Теорія електролітичної дисоціації

Класична теорія електролітичної дисоціації, розроблена першовідкривачем С. Аренніусом спільно з В. Освальдом, перш за все, припускала, що розпад молекул на іони (власне дисоціація) відбувається під дією електричного струму. Згодом з'ясувалося, що це не зовсім так, оскільки було виявлено існування іонів у водних розчинах, незалежно від того, проходив через них струм чи ні. Тоді Сванте Аренніус сформував нову теорію, суть її полягає в тому, що електроліти мимовільно розпадаються на іони під впливом розчинника. А вже наявність іонів створює ідеальні умови для електропровідності в розчині.



Приблизно так виглядає електролітична дисоціація схематично.

Велике значення електролітичної дисоціації в розчинах полягає в тому, що вона дозволяє описувати властивості кислот, основ і солей, і далі ми детально на цьому зупинимося

Дисоціація – оборотний процес. Як правило, він не відбувається до кінця, а в системі встановлюється динамічна рівновага, тобто такий стан, при якому швидкість дисоціації дорівнює швидкості зворотного процесу - утворення вихідних молекул. Тому у рівняннях дисоціації замість знака „дорівнює” ставлять знак оборотності, наприклад:



Іони у водному розчині перебувають у хаотичному безперервному русі. Якщо у розчин електроліту занурити електроди і прикласти до них електричну напругу, то іони набудуть направленої руху: позитивно заряджені іони переміщуватимуться у напрямі до катода (негативно зарядженого електрода), а негативно заряджені іони у напрямку анода (позитивно зарядженого електрода). Іони також одержали назви: позитивні іони – катіони, а негативні – аніони.

Теорія С. Арреніуса не пояснює причин електролітичної дисоціації, вони були встановлені пізніше.

Розглянемо електролітичну дисоціацію речовин з іонним і полярним ковалентним зв'язком. Припустимо, що у воду помістили кристали хлориду натрію NaCl – речовини з іонним зв'язком. Полярні молекули води електростатично притягуються позитивно зарядженими кінцями до негативно заряджених іонів Cl⁻ у хлориді натрію, а негативно зарядженими кінцями – до позитивно заряджених іонів Na⁺ (див. рис. 1).

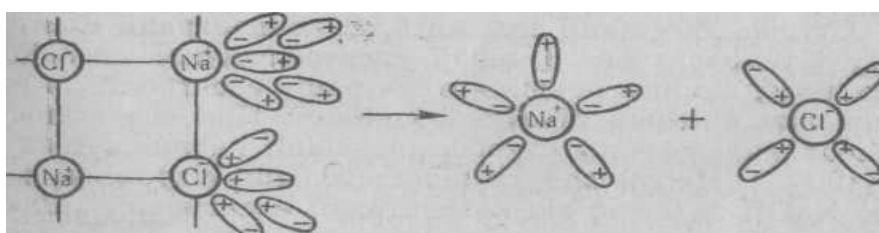


Рис. 1. Схема дисоціації хлориду натрію у водному розчині

Внаслідок такої взаємодії іонів з диполями води послаблюється зв'язок між іонами кристала, і вони переходять у розчин у вигляді гідратованих іонів. Уявлення про гідратацію іонів, тобто про виникнення хімічного зв'язку між іонами і молекулами води, введено російським вченим І. О. Каблуковим і стало розвитком хімічної теорії розчинів.

У неводних розчинниках також можлива електролітична дисоціація з утворенням соль ватованих іонів.

Гідратації зазнають всі іони у водних розчинах, у тому числі й іони водню, які можуть утворювати хімічні зв'язки з однією, двома і більшим числом молекул води. Звичайно гідратовані іони водню зображують формулою H_3O^+ (точніше, $\text{H}_3\text{O}^+ \cdot n\text{H}_2\text{O}$, де $n = 0 \dots 4$) і називають іоном гідроксонію.

На рис. 2 зображено схему розщеплення молекули хлороводню з полярним ковалентним зв'язком. При взаємодії полярної молекули HCl з диполями води відбувається розрив зв'язку між атомами водню і хлору, і молекула набуває іонної структури. Потім молекула із іонним зв'язком розщеплюється на окремі гідратовані іони.

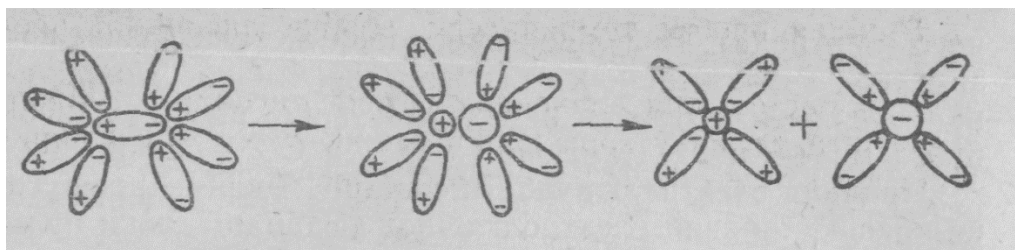


Рис. 2 Схема дисоціації молекули хлороводню у водному розчині

Для кількісної характеристики електролітичної дисоціації введено поняття ступінь дисоціації, який дорівнює відношенню кількості речовини електроліту, що розщепився на іони, до загальної кількості речовини цього електроліту, введеного в розчин:

$$\alpha = \frac{N_{\text{диск}}}{N_{\text{роз}}} \times 100\%$$

Ступінь дисоціації – безрозмірна величина, його виражають у частках одиниці або в процентах. При повній дисоціації електроліту на іони $\omega = 1$, або 100 %. Для неелектролітів, які не дисоціюють на іони, $\omega = 0$.

Ступінь дисоціації залежить від концентрації електроліту і температури. З теорії електролітичної дисоціації випливає, що чим менша концентрація електроліту в розчині, тим більший ступінь дисоціації. При безкінечному розбавленні розчину ступінь дисоціації наближається до 1 (100 %). Наприклад, ступінь дисоціації гідроксиду натрію NaOH залежно від концентрації електроліту змінюється так: для розчину з концентрацією $c = 1$ моль/л $\omega = 0,73$ (18°C), для $c = 0,1$ моль/л $\omega = 0,84$ і для $c = 0,01$ моль/л $\omega = 0,95$.

Залежно від ступеня електролітичної дисоціації всі електроліти поділяють на сильні та слабкі. Такий поділ досить умовний, оскільки ступінь дисоціації залежить від температури розчину, концентрації електроліту, і внаслідок цього може змінюватися у досить широких межах.

Слабкі електроліти – це речовини, які лише частково дисоціюють на іони. Із неорганічних сполук до них належить вода, пероксид водню, деякі неорганічні кислоти, як, наприклад, вугільна H_2CO_3 . Силу електроліта зручно характеризувати за допомогою константи дисоціації:



$$K_d = \frac{c(H^+)c(Cl^-)}{c(HCl)}$$

Якщо електроліт дисоціює ступінчато, то константу дисоціації слід записати для кожного ступеня дисоціації. Виходячи із значень константи дисоціації можна визначати та порівнювати силу електролітів, чим менше K_d тим електроліт слабший і навпаки.

Для слабких електролітів між константою та ступенем дисоціації існує зв'язок, який для розбавлених розчинів можна виразити формулою:

$$K_d = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha} c$$

де c – молярна концентрація електроліту.

Сильні електроліти практично повністю дисоційовані на іони. До них відносять майже всі неорганічні кислоти (сульфатна, нітратна, хлоридна) та їх розчинні солі, луги.

Електростатична взаємодія із утворенням іонних пар зменшує реальну концентрацію іонів у розчині, а отже ступінь дисоціації електроліту менший за 100 %. Ступінь дисоціації сильного електроліту. Який визначають експериментально називають **уявним ступенем дисоціації**. Тому замість концентрації використовують активність. Активність – це ефективна концентрація іонізованої частини електроліту в розчині, визначена із врахуванням взаємодії іонів: $a = c f_a$, де f_a - це коефіцієнт активності речовини, який враховує сили взаємодії іонів, значення, якого завжди менше або дорівнює одиниці.

П. Дебай та Г. Гюккель встановили, що в розведених розчинах сильних електролітів логарифм коефіцієнта активності пропорційний кореню квадратному із його іонної сили: $\lg a = A\sqrt{I}$, де A – це стала, яка залежить від зарядів іонів, температури та діелектричної проникності розчинів. Поняття про іонну силу розчину ввели Г. Люїс та Рендель. Згідно із законом іонної сили коефіцієнт активності в розбавлених розчинах залежить не від природи електроліту, а тільки від величини іонної сили розчину. У різних електролітів із однаковими значеннями іонної сили коефіцієнти активності будуть однакові.

Величина іонної сили I визначається як напівсуха добутків концентрацій іонів C на квадрати їх валентностей z :

$$I = \frac{1}{2} (c_1 z_1^2 + c_2 z_2^2 + \dots + c_n z_n^2) = 0,5 \sum c_i z_i^2$$

Теорія розчинів електролітів розвивається і у наш час.

В аналітичній хімії більшість хімічних реакцій проводять у розчинах. Для вираження вмісту аналізованої речовини у розчинах використовують поняття концентрації. Концентрація – це величина, яка характеризує вміст

речовини у певному об'ємі її розчину. Виділяють молярну, молярну, нормальну концентрації. Але найчастіше в аналітичній хімії використовують нормальну концентрацію (нормальність). Вона показує скільки еквівалентів речовини міститься в 1 л. розчину. Широке використання нормальності пов'язано із використанням її у розрахунках титриметричного аналізу.

Кристалогідрати

Поняття про кристалогідрати

Кристалізація – це процес зворотній розчиненню.

Кристалогідрати – кристалічні речовини, до складу яких входить певне число молекул води (кристалізаційної).

Кристалогідрати – речовини, які у вільному стані містять зв'язану воду.

Утворення кристалогідратів можна пояснити тим, що при кристалізації деякі речовини не встигають (чи їм це енергетично не вигідно) позбутися своєї «оболонки» з молекул води і кристалізуються разом з нею. На відміну від розчинів, у кристалогідратах кожна молекула речовини оточена певною, характерною для речовини кількістю молекул води.

Приклади кристалогідратів:

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ - мідний купорос (*купрум(II) сульфат, пентагідрат*)

$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – залізний купорос (*ферум(II) сульфат, гептагідрат*)

$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – гіпс (*кальцій сульфат, дигідрат*)

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – глауберова сіль (*натрій сульфат, декагідрат*)

$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – кристалічна сода (*натрій карбонат, декагідрат*)

$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – гірка сіль

Кристалізаційна вода – вода, що міститься у кристалогідратах у зв'язаному стані. Одна або декілька молекул води, міцно зв'язаних у процесі кристалізації в кристалогідрати.

Кристалізаційна вода порівняно легко виділяється з кристалів, особливо під час нагрівання. Так, випалювання гіпсу при 140-150° С веде до утворення алебастру ($\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$). Якщо алебастр знову змішати з водою, то отримаємо швидкотвердіючу масу - гіпс.

Приготування розчинів. Вирішення типових задач.

Характеристика	Концентрація			Частка		
	молярна	масова	об'ємна	молярна	масова	об'ємна
Символ	c	ρ	σ	χ	ω	φ
Вимова	це	ро	сигма	хі	омега	фі
Формула	$c = \frac{V_{реч.}}{V_{розч.}}$	$\rho = \frac{m_{реч.}}{V_{розч.}}$	$\sigma = \frac{V_{реч.}}{V_{розч.}}$	$\chi = \frac{V_{реч.}}{\sum V}$	$\omega = \frac{m_{реч.}}{\sum m}$	$\varphi = \frac{V_{реч.}}{\sum V}$

Працюючи з розчинами важливо знати, скільки розчиненої речовини в них міститься.

Склад розчину виражають концентрацією розчиненої речовини або часткою розчиненої речовини.

Визначення складу розчинів

Концентрація розчину – це вміст розчиненої речовини в одиниці маси або об'ємі розчину.

Масова концентрація у відсотках (масових частках) показує скільки грамів розчиненої речовини міститься в 100 г розчину.

Найбільш вживаною є масова частка (ω).

Масова частка розчиненої речовини – це відношення маси розчиненої речовини до маси розчину.

Математичний вираз:
$$\omega = \frac{m_p}{m_{p-ну}} \cdot 100\%$$

Виражається у частках або процентах %.

Маса розчину = сумі мас розчинника і розчиненої речовини.

$$m_{розчину} = m_{рр} + m_{розчинника}$$

Приклади розв'язування задач

- 1) Визначити масову частку купрум (II) хлориду в розчині, який містить 30 г CuCl_2 і 170 г води.

Дано:

$$m(\text{CuCl}_2) = 30 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 170 \text{ г}$$

$$\omega(\text{CuCl}_2) - ?$$

Розв'язок:

$$\omega(\text{CuCl}_2) = \frac{m_p}{m_{p-ну}}; m_{p-ну} = m(\text{CuCl}_2) + m(\text{H}_2\text{O});$$

$$\omega(\text{CuCl}_2) = \frac{30}{30 + 170} = \frac{30}{200} = 0,15 \text{ або } 15\%.$$

Відповідь: $\omega(\text{CuCl}_2) = 15\%$.

- 2) Визначити масу купрум (II) хлориду і води, необхідної для приготування 300 г розчину з масовою часткою солі 0,15 (або 15%).

Дано:

$$m(\text{р-ну}) = 300 \text{ г}$$

$$\omega(\text{CuCl}_2) = 0,15$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) - ?$$

$$m(\text{CuCl}_2) - ?$$

Розв'язок:

$$m_p = \omega \cdot m_{p-ну}; m(\text{CuCl}_2) = 0,15 \cdot 300 = 45 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{p-ну} - m_p$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 300 - 45 = 255 \text{ г}$$

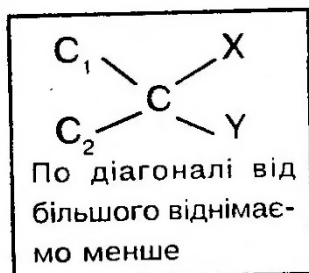
$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m}{\rho} = \frac{255 \text{ г}}{1 \text{ г/мл}} = 255 \text{ мл}$$

Відповідь: $m(\text{CuCl}_2) = 45 \text{ г}; m(\text{H}_2\text{O}) = 255 \text{ г}$

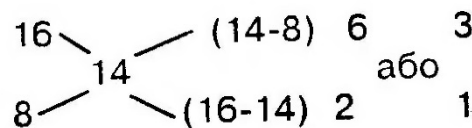
Задачі на обчислення мас вихідних речовин за правилом діагоналей

Приклад задачі:

- У яких кількісних відношеннях треба змішати 16% і 8% розчини, щоб добути 14% розчин.



Дано:
 C_1 - 16%
 C_2 - 8%
 C - 14%



Читаємо по горизонталі

Відповідь: Щоб приготувати 14% розчин необхідно змішати 3 вагові частини 16% розчину і 1 частину 8% розчину.

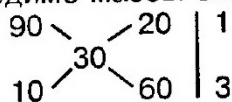
- Задача.** В яких кількісних відношеннях треба взяти 30% розчин і воду, щоб добути 20% розчин? (Підказка: концентрацію води приймаємо за 0).

Задача. Визначити маси розчинів з масовою часткою кислоти 10% та 90%, необхідних для приготування 160 г розчину з масовою часткою кислоти 30%.

<p>Дано</p> $W_1 = 10\%$ $W_2 = 90\%$ $m_{p-ny} = 160 \text{ г}$ $W_3 = 30\%$	<p>Розв'язок:</p> <p>I спосіб.</p> <p>1. За правилом діагоналей визначаємо масові співвідношення вихідних розчинів:</p> <table style="margin-left: 20px;"> <tr> <td style="padding: 5px;">90</td> <td style="padding: 5px;">\</td> <td style="padding: 5px;">20</td> <td style="padding: 5px;">/</td> <td style="padding: 5px;">1</td> </tr> <tr> <td style="padding: 5px;">10</td> <td style="padding: 5px;">/</td> <td style="padding: 5px;">20</td> <td style="padding: 5px;">\</td> <td style="padding: 5px;">3</td> </tr> <tr> <td colspan="5" style="padding: 5px;">або</td> </tr> </table> <p>2. Скільки частин становить маса розчину? $1+3 = 4$</p> <p>3. Яка маса припадає на одну частину розчину? $160 : 4 = 40 \text{ г}$</p> <p>4. Знайдемо маси вихідних розчинів $40 \cdot 1 = 40 \text{ г}$ 90% р-ну $40 \cdot 3 = 120 \text{ г}$ 10% р-ну</p>	90	\	20	/	1	10	/	20	\	3	або				
90	\	20	/	1												
10	/	20	\	3												
або																

II спосіб.

- Знаходимо масові співвідношення вихідних розчинів



- Знаходимо маси вихідних розчинів за формулами:

$$m_1 = \frac{m_{p-ny} \cdot 1}{1+3}; \quad m_2 = \frac{m_{p-ny} \cdot 3}{1+3};$$

Масу необхідного розчину помножити на частину першого розчину і поділити на суму часток обох розчинів.

$$m_1 = \frac{160 \cdot 1}{1+3} = \frac{160}{4} = 40 \text{ г } 90\% \text{ розчину,}$$

$$m_2 = \frac{160 \cdot 3}{1+3} = \frac{480}{4} = 120 \text{ г } 10\% \text{ розчину.}$$

Відповідь: для приготування 160 г 30% розчину необхідно змішати 40 г 90% і 120 г 10% розчинів.

Список використаної літератури

1. Березан О. В. Хімія. Збірник задач. Тернопіль: Підручники і посібники, 2011. –352 с.
2. Березан О.В. Збірник ускладнених задач з хімії. Тернопіль: Підручники і посібники, 2008. 144 с.
3. Серода И.П. Конкурсные задачи по химии. Поступающим в вузы: К.: Издательское объединение «Вища школа», 1976. 192с.
4. Антропов Л.И. Теоретическая электрохимия. М., 1975; Карапетьянц М.Х. Введение в теорию химических процессов. М., 1982; Скорчелетти В.В. Теоретическая электрохимия. Л., 1974.

