

Растворы

Растворы

Князева Е.М.

Основные понятия и определения

- Грубодисперсные системы
- Суспензии
- Эмульсии

Аэрозоли

Основные понятия и определения

- **Коллоидные растворы**
- **Растворы**— однофазные системы переменного состава, состоящие из 2 или более компонентов.

Теории растворов

Физическая теория

(Вант-Гофф, Аррениус) –

Химическая теория

(Менделеев, Каблуков)

Современная теория

объединяет обе теории.

1. Растворы обладают **переменностью** состава
2. К p -рам **не применимы** стехиом. законы
3. P -ры обладают **однородностью** состава по всей фазе
4. Процесс растворения сопровождается **объемными и тепловыми эффектами**

Сольватная теория

Процесс растворения состоит из 3 стадий
Фазовый переход – разрушение кристал.
решетки

Сольватная теория

Сольватация ионов

Диффузия сольватов

Растворимость

Растворимость — способность в-ва раст-ся в опред. кол-ве раств-ля.

Мерой раств-ти **крист. в-ва** явл-ся конц. его насыщенного р-ра.

Коэф. растворимости — масса раств. в-ва, содержащаяся в 100 г насыщ. р-ра.

Мерой раств-сти **газ. в-ва** явл-ся:

коэф. абсорбции — объем газа (при н.у.), раств-ся в 1 V растворителя.

Растворимость

На растворимость влияют:

1. Природа компонентов

- 1) «Подобное раствор-ся в подобном»
- 2) Н-связи (неограниченно раст-мы в-ва с Н-св.)
- 3) Силы В-дер-В

Растворимость

2. Температура

3. Влияние давления

Ув-ние P приводит к росту раст-сти газов.

Закон Генри: раст-сть газа при постоянной t прямо пропорционально его давлению

$$c = k \cdot P$$

Свойства растворов неэлектролитов

Идеальный раствор –

Образ-ие идеального р-ра не
сопровождается объемными и тепловыми
эффектами.

Коллигативные свойства растворов

Коллиг-ные св-ва —

1. Давление насыщенного пара

р-ля над р-ром

2. Температура кипения и замерзания р-ра

3. Осмотическое давление

Давление насыщенного пара растворителя над раствором (Первый закон Рауля)

жидкость $\square$ пар

Растворение в-ва в жидкости вызовет понижение давления насыщенного пара р-ля.

Первый закон Рауля

Обозначим:

- P^0 — давление насыщенного пара р-ля над чистым р-лем;
- P_1^0 - давление насыщенного пара р-ля над р-ром;
- X_1 — мольная доля р-ля;
- X_2 — мольная доля раст-ного в-ва.

Первый закон Рауля

$$P_1^o = P^o \cdot X_1$$

Первый закон Рауля

давление насыщенного пара p -ля над p -ром равно его давлению над чистым p -лем, умноженному на мольную долю p -ля.

Первый закон Рауля

- относительное понижение P насыщенного пара p -ля над p -ром = мольной доле раст-ного в-ва.

$$\frac{P^0 - P_1^0}{P^0} = X_2$$

Температура кипения и замерзания раствора.

Второй закон Рауля

$T_{\text{кип.}}$ —

$T_{\text{зам.}}$ —

Температура кипения и замерзания раствора.

Второй закон Рауля

Повышение $t_{\text{кип}}$ р-ра и понижение его $t_{\text{зам}}$ прямо пропорционально моляльной концентрации р-ра.

$$\Delta t_{\text{кип}} = K_{\text{э}} \cdot C_m$$

$$\Delta t_{\text{зам}} = K_{\text{к}} \cdot C_m$$

$K_{\text{э}}$ — эбулиоскопическая постоянная;

$K_{\text{к}}$ — криоскопическая.

Осмос

Осмотическое давление — это такое P , которое нужно приложить, чтобы подавить осмос.

Вант-Гофф:

$$P_{\text{осм.}} = C_{\text{м}} \cdot R \cdot T$$

Растворы электролитов

Электролиты — это в-ва, способные диссоциировать в р-рах или расплавах на ионы.

Доказательство

1. **Электропроводность** р-ров электролитов.
2. **Отклонение** от законов Рауля и Вант-Гоффа.

Теория электролитической диссоциации Аррениуса (ТЭД)

Основные положения ТЭД

1. Электролиты в растворах диссоциируют на ионы.
2. Диссоциация является неполной и к процессу дис-ции применим ЗДМ.
3. Растворы электролитов электропроводны.

Количественные характеристики процесса диссоциации

Константа диссоциации.

$$K_{\text{д}} = \frac{[K^{+}] \cdot [A^{-}]}{[KA]}$$

Количественные характеристики процесса диссоциации

Степень диссоциации – это отношение числа диссоциированных молекул к общему числу молекул:

$$\alpha = \frac{N_{\text{дис}}}{N_{\text{общее}}}$$

Количественные характеристики процесса диссоциации

- $\alpha < 3\%$ - слабый электролит
- $\alpha > 30\%$ - сильный
- $3\% \leq \alpha \leq 30\%$ - средней силы

Связь степени дис-ции с изотоническим коэф-том

$$\alpha = \frac{i - 1}{n - 1}$$

Закон разбавления Оствальда

Для слабых электролитов $\alpha \rightarrow 0$, а $(1 - \alpha) \rightarrow 1$
Отсюда:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{д}}}{C}}$$

Закон разбавления Оствальда:

*степень диссоциации слабого электролита
увеличивается при разбавлении раствора*

Факторы, влияющие на степень диссоциации

1. α зависит от конц-ции р-ра.
2. α зависит от T .
3. α зависит от наличия в р-ре
одноименных ионов.

Ионное произведение воды

$$K_{H_2O} = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$$

В чистой воде: $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$

$$pH = -\lg[H^+]$$

pH - водородный показатель

$$pOH = -\lg[OH^-]$$