

Часть I

Введение

1 Определения

- *Раствор* – гомогенная система переменного состава, находящаяся в состоянии химического равновесия

- Классификация

– агрегатное состояние (г, ж, т)

– степень дисперсности (механические смеси ($> 10^{-7}$ м), КОЛЛОИДЫ ($10^{-7} - 10^{-9}$ м), истинные растворы ($< 10^{-9}$ м))

- Механические смеси имеют собственные названия

Второй комп-т	Основной компонент		
	г	ж	т
г	–	пена	пористые системы
ж	туман	эмульсия	капилляры
т	дым, <i>аэрозоль</i>	суспензия	твёрдый раствор

- *Гель*: трехмерная структура образована одним компонентом (высокомолекулярным), а полости в ней заполнены вторым.

- *Золь*: дисперсная система на основе жидкости (лио-) или газа (*аэро*).

2 Выражение состава раствора

- Способы выражения состава раствора

– Мольная доля $x_i = \frac{n_i}{\sum_j n_j}$, причём $\sum_i x_i = 1!$

– Массовая доля $\omega_i = \frac{m_i}{\sum_j m_j}$, ($\sum_i \omega_i = 1$)

– Молярность $c_i = \frac{n_i}{V_{\text{р-ра}}}$, $[c] = \text{моль/л} \equiv \text{М}$

– Обозначение *равновесных концентраций*: $c_{\text{равн.}}(\text{SO}_4^{2-}) \equiv [\text{SO}_4^{2-}]$

- *Растворитель*

1. Компонент с агрегатным состоянием раствора
2. Компонент, которого больше

- *Растворимость* – максимальная концентрация раствора

- Раствор с такой концентрацией – насыщенный
- Ненасыщенные и пересыщенные (неустойчивые) растворы

Кристаллогидраты

- *Кристаллогидрат* – кристаллы, содержащие в своём составе определённое количество воды
 - причина: растворённое вещество «связывает» воду
 - пример: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
 - *гигроскопичность* – способность поглощать водяной пар из воздуха
- Пример. В 100 г воды растворили 40 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Чему равна $\omega(\text{CuSO}_4)$ в полученном растворе?

$$- \omega(\text{CuSO}_4) = \frac{m(\text{CuSO}_4)}{m_{\text{р-ра}}}, m_{\text{р-ра}} = 100 + 40 = 140 \text{ г}$$

$$- \frac{m(\text{CuSO}_4)}{M(\text{CuSO}_4)} = \frac{m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})}{M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})} = n_{\text{в-ва}}$$

$$- m(\text{CuSO}_4) = \frac{M(\text{CuSO}_4) \cdot m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})}{M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})} = \frac{159,5 \cdot 40}{249,5} \approx 26 \text{ г}$$

$$- \omega(\text{CuSO}_4) = \frac{26}{140} = 0,1857 \approx 19\%$$

Часть II

Свойства идеальных растворов

3 Понятие об идеальном растворе

- Идеальный раствор – нет химического (специфического) взаимодействия между компонентами
 - частицы равномерно перемешаны
 - близки к идеальным очень разбавленные растворы малополярных веществ друг в друге
- Свойства идеального раствора определяются составом, но не природой компонентов!
- Зависимость свойства идеального раствора P выражается формулой

$$P_{\text{р-ра}} = x_1 \cdot P_1 + x_2 \cdot P_2 + \dots + x_i \cdot P_i = \sum_n x_n \cdot P_n$$

- Например, плотность двухкомпонентного раствора ρ выражается так:

$$\rho_{\text{р-ра}} = x_1 \cdot \rho_1 + x_2 \cdot \rho_2$$

4 Законы Рауля и Генри

Закон Рауля

- Давление паров над раствором определяется составом
- Общее давление над раствором: $p_{\text{общ}} = p_A + p_B$
Обозначения: А – растворенное вещество; В – растворитель
- **Закон Рауля** (1886): давление пара растворителя над раствором пропорционально его мольной доле $p_B = p_B^\circ x_B$,
где p_B° – давление пара над чистым растворителем
- Другая форма закона: *относительное понижение давления пара растворителя* равно мольной доле растворённого вещества:

$$\frac{p_B^\circ - p_B}{p_B^\circ} = x_A$$

- Ограничение: вещество А нелетучее, $p_A \approx 0$. Пример: раствор сахара в воде.

Закон Генри

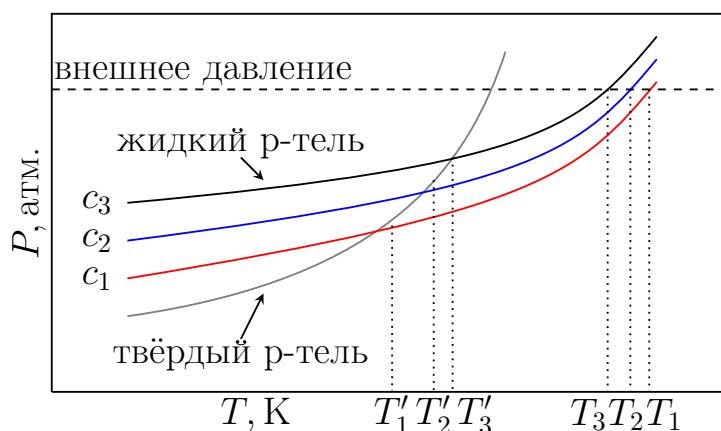
- Если вещество А летучее ($p_A \gg 0$), давлением его пара нельзя пренебрегать
- **Закон Генри** (1803): $x_A = k p_A$ – растворимость газа x_A пропорциональна его парциальному давлению
- Следствие: резкое понижение давления вызывает выделение растворённого газа из жидкости
- Пример: *кессонная болезнь*
- Следствие: повышение давления всегда увеличивает растворимость газов в жидкостях
- Пример: газированные напитки

Применение закона Рауля

- Понижение давления пара над раствором влияет на температуры его кипения и замерзания
- Кипение: давление паров над раствором равно внешнему
- Замерзание: давление паров над жидким раствором равно давлению паров над твёрдым растворителем
 - над твёрдым растворителем тоже есть пар, поэтому на морозе выстиранное бельё высыхает
 - из раствора кристаллизуется (обычно) чистый растворитель
- Известно, что *раствор кипит при более высокой, а замерзает – при более низкой температуре, чем чистый растворитель. Почему?*

Иллюстрация к закону Рауля

- Давление пара над растворами ($c_3 < c_2 < c_1$):



- Очевидно, что $T_3 < T_2 < T_1$, но $T'_3 > T'_2 > T'_1$!

Эбулиоскопия и криоскопия

- Изменение температуры кипения и замерзания используют в анализе
 - Эбулиоскопия – измерение $\Delta T_{\text{кип}}$ раствора по сравнению с чистым растворителем;
 - Криоскопия – измерение $\Delta T_{\text{зам}}$;
- Существует простая связь между ΔT и составом раствора

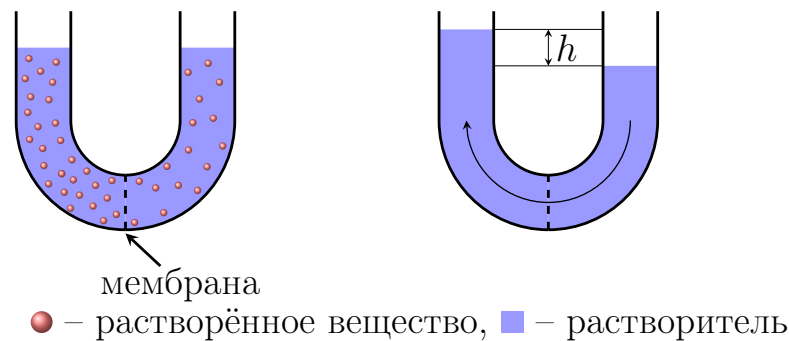
- моляльность b – количество растворённого вещества в 1 кг растворителя
- $\Delta T_{\text{кип}} = K_{\text{Э}}b$
- $\Delta T_{\text{зам}} = K_{\text{К}}b$
- $K_{\text{Э}}, K_{\text{К}}$ – константы растворителя

- Молярная масса растворённого вещества А:

$$M(A) = Kb/\Delta T$$

5 Осмос

- Осмос – явление избирательной диффузии через полупроницаемую перегородку



- $p_{\text{изб}} = \rho gh$ – гидростатическое давление
- $p_{\text{осм}} = cRT$ – уравнение Вант-Гоффа ($c = \frac{\rho gh}{RT}$)
- Обратный осмос – перенос молекул растворителя под внешним давлением, используется в очистке воды

Часть III

Примеры

6 Задание 1

Вычислите массу серной кислоты, содержащейся в *400 мл* 60%-ного раствора (плотность $1,5 \text{ г/см}^3$), а также молярную концентрацию раствора.

- Вначале найдём *массу раствора серной кислоты:*

- $m_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \rho \cdot V_{\text{р-ра}} = 400 \cdot 1,5 = 600 \text{ г}$ ($1 \text{ мл} = 1 \text{ см}^3$).
- Зная массовую долю H_2SO_4 в растворе, можно найти её массу.
- $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = m_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 600 \cdot 0,6 = 360 \text{ г}$.
- Молярную концентрацию можно найти исходя из массы H_2SO_4 , содержащейся в известном объёме раствора.
- $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{n(\text{H}_2\text{SO}_4)}{V_{\text{р-ра}}} = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V_{\text{р-ра}}} = \frac{360}{98 \cdot 0,4} = 9,2 \text{ М}$.

7 Задание 2

Сколько граммов бромиды натрия надо растворить в 200 г воды, чтобы получить 10%-ный раствор?

- Задача решается в одно действие через определение массовой доли ω :
- $\omega(\text{NaBr}) = \frac{m(\text{NaBr})}{m(\text{NaBr}) + m(\text{H}_2\text{O})}$ ($m_{\text{р-ра}} = m(\text{NaBr}) + m(\text{H}_2\text{O})$);
 $\omega(\text{NaBr}) \cdot m(\text{NaBr}) + \omega(\text{NaBr}) \cdot m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{NaBr})$;
 $m(\text{NaBr}) = \frac{\omega(\text{NaBr}) \cdot m(\text{H}_2\text{O})}{1 - \omega(\text{NaBr})}$;
 $m(\text{NaBr}) = \frac{0,1 \cdot 200}{1 - 0,1} = 22 \text{ г}$.

8 Задание 3

К 200 г 15%-ного раствора хлорида натрия прибавили 300 мл воды. Вычислите процентную концентрацию полученного раствора.

- При добавлении воды меняется масса раствора, но не масса растворенного вещества:
- $m(\text{NaCl}) = m_{\text{р-ра}} \cdot \omega(\text{NaCl}) = 200 \cdot 0,15 = 30 \text{ г}$.
- Массовая доля в конечном растворе вычисляется через полученную массу NaCl :
- $\omega_2(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m_{\text{р-ра}}} = \frac{30}{200 + 300} = 0,06 = 6\%$,
 $(\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл})$

9 Задание 4

Для получения поваренной соли использовали рассол, который имел плотность $1,10 \text{ г/см}^3$ и общую концентрацию солей 23% , из которых 80% приходилось на хлорид натрия. Вычислите массу соли, которую можно получить из 1 м^3 рассола, если потери при производстве составляют 35% .

- Зная объём раствора, можно найти его массу:
- $m(\text{раствора}) = V(\text{раствора}) \cdot \rho = 10^6 \cdot 1,10 = 1,1 \cdot 10^6 \text{ г.}$
- Через массовую долю солей можно найти их общее содержание:
- $m(\text{солей}) = \omega(\text{солей}) \cdot m(\text{раствора}) = 0,23 \cdot 1,1 \cdot 10^6 = 2,53 \cdot 10^5 \text{ г.}$
- Используя содержание NaCl , можно найти его массу:
- $m(\text{NaCl}) = \omega(\text{NaCl}) \cdot m(\text{солей}) = 0,80 \cdot 2,53 \cdot 10^5 = 2,02 \cdot 10^5 \text{ г.}$
- Масса NaCl с учетом потерь составит:
- $m(\text{NaCl}) = 2,02 \cdot 10^5 \cdot (1,00 - 0,35) = 1,31 \cdot 10^5 \text{ г} = 131 \text{ кг.}$
- Ответ: можно получить 131 кг поваренной соли.

10 Задание 5

В воде растворили $0,179 \text{ л}$ хлороводорода (н. у.) и объём довели до 250 мл . Вычислите молярную концентрацию полученного раствора.

- Решение данной задачи можно начать с конечной формулы:
- $c(\text{HCl}) = \frac{n(\text{HCl})}{V(\text{раствора})}$.
- Таким образом задача сводится к нахождению $n(\text{HCl})$, т.к. объём раствора известен.
- $n(\text{HCl}) = \frac{V(\text{HCl})}{V_0} = \frac{0,179}{22,4} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ моль (HCl — газ!).}$
- Далее молярность раствора находится простой подстановкой:
- $c(\text{HCl}) = \frac{8 \cdot 10^{-3}}{0,250} = 0,024 \text{ моль/л.}$
- Ответ: $c(\text{HCl}) = 2,4 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л.}$