

Эквиваленты веществ

- **Эквивалент – это реальная или условная частица, которая реагирует с одним атомом водорода.**
- **Эквивалентной массой (Э или Мэ) называется масса одного эквивалента вещества.**

$$Э = \frac{1}{z} \cdot M$$

- **Число, показывающее, какая часть молекулы или другой частицы вещества соответствует эквиваленту, называется **фактором эквивалентности** (f или $1/z$). Фактор эквивалентности – это безразмерная величина, которая меньше, либо равна 1.**

Расчет фактора эквивалентности

Частица	Фактор эквивалентности	Примеры
Кислота	$f_{\text{э}} = \frac{1}{n(\text{H}^+)}$ <p>где $n(\text{H}^+)$ – число отданных в ходе реакции ионов водорода (основность кислоты)</p>	$f_{\text{э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2$ (основность равна 2)
Основание	$f_{\text{э}} = \frac{1}{n(\text{OH}^-)}$ <p>где $n(\text{OH}^-)$ – число отданных в ходе реакции гидроксид-ионов (кислотность основания)</p>	$f_{\text{э}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 1/2$ (кислотность равна 2)
Соль	$f_{\text{э}} = \frac{1}{B(\text{Me}) \cdot (nA)} = \frac{1}{BA}$ <p>где $n(\text{Me})$ – число атомов металла, $B(\text{Me})$ – валентность металла;</p>	$f_{\text{э}}(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/(2 \cdot 3) = 1/6$

- **Эквивалент одного и того же вещества может меняться в зависимости от того, в какую реакцию оно вступает. Эквивалент элемента также может быть различным в зависимости от вида соединения, в состав которого он входит.**
- **Количество эквивалента вещества можно найти по формуле:**

$$V_{\text{э}} = z \cdot V$$

Закон эквивалентов

- Закон эквивалентов был открыт в 1792 г. И. Рихтером.
- Современная формулировка закона:
Вещества взаимодействуют в количествах, пропорциональных их эквивалентам.
- Все вещества в уравнении реакции связаны законом эквивалентов, поэтому:

$$\begin{aligned} V_{\text{Э}} (\text{реагента } 1) &= V_{\text{Э}} (\text{реагента } n) = \\ &= V_{\text{Э}} (\text{продукта } 1) = V_{\text{Э}} (\text{продукта } n) = \dots \end{aligned}$$

Жидкое состояние. Растворы.



Жидкое состояние.

- 1. В жидкостях наблюдается ближний порядок – упорядоченное расположение частиц на расстояниях нескольких нанометров.
- Если упорядочение распространяется на сотни тысячи нанометров, то атомарная структура имеет дальний порядок (в кристаллических веществах).



Жидкое состояние.

- 2. Жидкое состояние по свойствам ближе к твердому. Эти состояния называются конденсированными.
- Сходство подтверждается значениями энергий плавления и сублимации меди
- $\Delta H_{\text{пл}} = 12,9 \text{ кДж/моль}$
- $\Delta H_{\text{субл}} = 334 \text{ кДж/моль}$

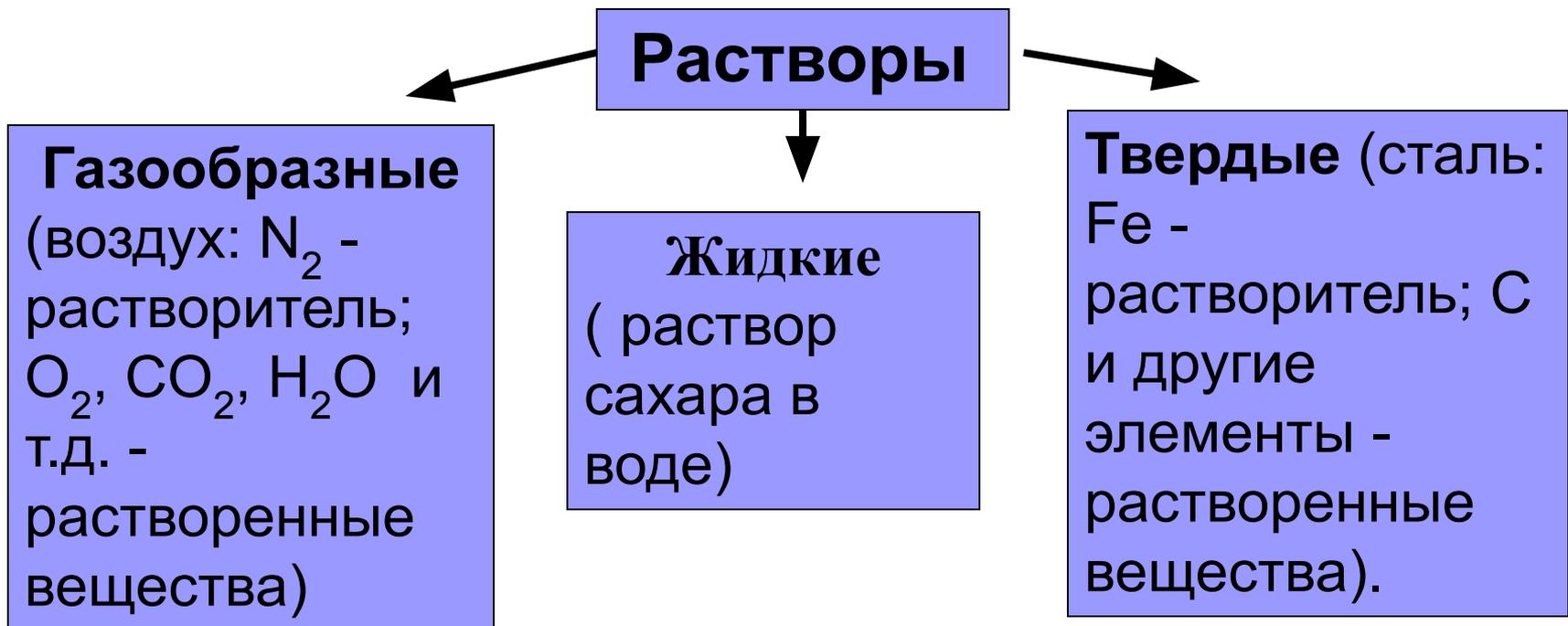
Жидкое состояние

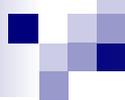
- 3. Жидкости изотропны, тогда кристаллы анизотропны.
- 4. Жидкость существует в температурном интервале, ограниченном температурой плавления и кипения.
- 5. Поскольку жидкое состояние – промежуточное, то для него нет простой модели, как для газа (идеальный газ) или для твердого тела (идеальный кристалл).



Растворы

- Растворы – это гомогенные фазы переменного состава, состоящие из двух или более компонентов и продуктов их взаимодействия.



- 
- Раствор состоит из одного или нескольких растворенных веществ и растворителя.
 - Растворителем считают компонент, агрегатное состояние которого имеет раствор.
 - Если вещества в момент смешивания имели одинаковое агрегатное состояние, то растворителем считается тот компонент, которого больше.

- **Насыщенный раствор** – это раствор, содержащий максимально возможное (для данных условий) количество растворенного вещества. Насыщенный раствор находится в равновесии с избытком растворенного вещества.

Концентрация насыщенного раствора (растворимость) для данного вещества при строго определенных условиях (температура, растворитель) - величина постоянная.

- **Пересыщенный раствор** – это раствор, содержащий растворенного вещества больше, чем его должно быть в данных условиях в насыщенном растворе.

Пересыщенные растворы представляют собой неравновесные системы, в которых наблюдается самопроизвольный переход в равновесное состояние. При этом выделяется избыток растворенного вещества, и раствор становится насыщенным.

- **Концентрированный раствор** — раствор с высоким содержанием растворённого вещества.

Концентрированные растворы могут образовывать только хорошо растворимые вещества.

- **Разбавленный раствор** — раствор с низким содержанием растворённого вещества.

Не всегда разбавленный раствор является ненасыщенным.

- **Предельно разбавленный раствор** - раствор, в котором концентрация растворенного вещества бесконечно мала. В таком растворе растворитель раствор, в котором концентрация растворенного вещества бесконечно мала. В таком растворе растворитель подчиняется законам поведения идеальных растворов, а растворенное вещество — не подчиняется.

Способы выражения концентрации

- **Массовая доля** - это отношение массы растворенного вещества X к общей массе раствора:

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m_p}$$

- **Мольная доля** - отношение количества вещества X (моль) к общему числу молей всех веществ в растворе.

$$N(X) = \frac{\nu(X)}{\nu(X) + \nu(p\text{-рителя})}$$

Способы выражения концентрации

- **Молярная концентрация (молярность)**
 $c(X)$ - отношение количества вещества к объему раствора.

$$c(X) = \frac{\nu(X)}{V}$$

- **Молярная концентрация эквивалента**
 $c(\text{Э})$ - отношение количества вещества эквивалента к объему раствора:

$$c_N(X) = \frac{\nu_{\text{Э}}(X)}{V_p} = \frac{z \cdot \nu(X)}{V_p}$$

Способы выражения концентрации

- **Моляльность (b)** - отношение количества вещества X к массе растворителя

$$b(X) = \frac{\nu(X)}{\text{масса растворителя}}$$

- **Титр (Т)** - отношение массы компонента X к объему раствора.

$$T(X) = \frac{m(X)}{V_p}$$

Коллигативные свойства растворов

- Некоторые физико-химические свойства разбавленных растворов определяются только количеством частиц этого вещества в растворе и природой растворителя. Такие свойства называются коллигативными.
- Математические зависимости для коллигативных свойств выведены для сильно разбавленных растворов неэлектролитов.

Коллигативные свойства растворов

- В случае электролитов в эти формулы вводится поправочный коэффициент, который называется изотоническим коэффициентом (i):

$$i = 1 - \alpha (1 - n),$$

где α - степень электролитической диссоциации электролита; n - число ионов, на которые распадается каждая молекула электролита.

Осмоз

Преимущественная односторонняя диффузия растворителя в раствор через полупроницаемую перегородку называется **ОСМОСОМ**.



Сосуд разделен на две части осмотической мембраной – полупроницаемой перегородкой. Она изготавливается из материала, который пропускает через себя молекулы растворителя, но не пропускает молекулы растворенного вещества.

- $n_1 > n_2$
- Объем I будет уменьшаться, а объем II увеличиваться. Эластичная осмотическая мембрана выгнется влево.
- Получается, что со стороны раствора на мембрану действует давление, которое деформирует эту перегородку. Такое давление называется осмотическим ($P_{осм}$). Величина его определяется уравнением Вант-Гоффа:

$$P_{осм} = c(X)RT,$$

- где $C(X)$ - молярная концентрация вещества X;
R - универсальная газовая постоянная (8,31 Дж / моль · К); T - температура раствора (К).

Закон осмотического давления

- Осмотическое давление равно тому давлению, которое производило бы растворенное вещество, если бы оно в виде идеального газа занимало тот же объем при той же температуре.
- Измерение осмотического давления - один из главнейших методов определения молярных масс высокомолекулярных веществ (каучук, целлюлоза, белки, жиры и т.п.).

Закон Рауля

- Если жидкий летучий растворитель (например, воду) поместить в замкнутый объем, то



Равновесное давление паров воды (P_0) называется давлением насыщенного пара над чистым растворителем. Величина P_0 зависит только от природы растворителя (H_2O) и температуры.

Если в воде при той же температуре растворить некоторое количество нелетучего вещества X (например, сахара), то давление паров растворителя понизится на величину $\Delta P = P_0 - P$, где P - давление паров растворителя над данным раствором. Величина называется относительным понижением давления пара над раствором.

- Величина $\frac{\Delta P}{P_0}$ называется относительным понижением давления пара над раствором.
- Относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором нелетучего вещества равно мольной доле этого вещества в растворе.

$$= N(X) \frac{\Delta P}{P_0}$$

Первое следствие из закона Рауля

Раствор нелетучего вещества имеет температуру кипения выше, чем у чистого растворителя.

$$\Delta T_k = T_p - T_0 = K_{\text{э}} \cdot b(X),$$

- где ΔT_k - увеличение температуры кипения раствора по сравнению с чистым растворителем;

T_p - температура кипения раствора вещества X;

T_0 - температура кипения чистого растворителя;

$b(X)$ - моляльность раствора (моль / кг растворителя);

$K_{\text{э}}$ - эбулиоскопическая константа.

Второе следствие из закона Рауля

- Раствор нелетучего вещества имеет температуру замерзания ниже, чем у чистого растворителя:

$$\Delta T_3 = T_0 - T_p = K_k \cdot b(X),$$

- где ΔT_3 - понижение температуры замерзания раствора по сравнению с чистым растворителем;
- T_0 - температура замерзания чистого растворителя;
- T_p - температура замерзания раствора вещества X;
- $b(X)$ - моляльность раствора (моль / кг растворителя).

