

Общая характеристика растворов

В окружающем нас мире растворы встречаются повсеместно: воздух представляет собой газообразный раствор O_2 , CO_2 и других веществ в азоте; морская вода – водный раствор целого ряда веществ (минеральных солей, газов, органических соединений); чугун – твердый раствор углерода в железе и т.д. Множество различных растворов содержится в организме человека и животных. Если мы проанализируем известные нам химические реакции, то обнаружим, что большинство из них протекает в растворах. Поэтому изучение природы растворов важно со всех точек зрения: научной, экологической, экономической и других.

Раствор – многокомпонентная, однофазная, равновесная система переменного состава.

Растворы термодинамически устойчивы, равновесны ($\Delta G = 0$, т.е. свободная энергия Гиббса минимальна).

Растворы могут существовать в любом агрегатном состоянии – твердом, жидком или газообразном.

Компонентами раствора являются растворитель (среда) и растворенное вещество (или несколько веществ), равномерно распределенные в растворителе в виде молекул, атомов или ионов.

Растворителем принято считать вещество, агрегатное состояние которого в процессе образования раствора не меняется. При одинаковом агрегатном состоянии всех компонентов раствора растворителем считают то вещество, концентрация которого выше.

Поскольку жидкие растворы имеют наибольшее распространение, и применение, остановимся более подробно на их свойствах.

Важной характеристикой любого раствора является его состав, который выражается концентрацией.

Способы выражения концентрации растворов

Концентрация раствора определяет отношение количества (моль) или массы (g) данного компонента в растворе к массе или объему раствора либо растворителя.

В химической практике используются различные виды выражения концентрации растворов:

1. **Массовая доля или процентная концентрация** вещества В, $\omega(B)$ – отношение массы данного компонента $m(B)$ к массе всего раствора m_{p-pa} :

$$\omega(B) = \frac{m_B}{m_{p-pa}}.$$

Массовая доля выражается в долях единицы или процентах¹. Масса раствора складывается из массы растворителя и массы растворенных веществ (одного или нескольких).

¹ В химической литературе принято использовать для обозначения массовой доли букву ω .

2. Молярная доля или **молярная доля вещества**, N - отношение количества вещества данного компонента - n_B , содержащегося в растворе, к общему ко-

личеству всех компонентов раствора ($\sum_{i=1}^n \nu_i$):

$$N(B) = \frac{\nu_B}{\sum_{i=1}^n \nu_i}.$$

Выражается в долях единицы или процентах¹.

В простейшем случае для системы растворитель – одно растворенное вещество: n_1 – количество вещества растворителя, моль; n_2 – количество растворенного вещества, моль. Тогда

$N_1 = n_1/(n_1 + n_2)$ – молярная доля растворителя;

$N_2 = n_2/(n_1 + n_2)$ – молярная доля растворенного вещества.

$$\sum_{i=1}^n N_i = 1$$

Сумма молярных долей $N_1 + N_2 = 1$; всегда

3. **Молярная концентрация** вещества или молярность, C_m – отношение количества данного компонента – n_B , содержащегося в растворе, к объёму раствора V_{p-pa} :

$$C(B) = \frac{\nu_B}{V_{p-pa}}.$$

Выражается в моль/л и обозначается буквой M . Например, $C(\text{NaCl}) = 0,1$ моль/л = $0,1M$.

4. Молярная концентрация эквивалента вещества B или **нормальная концентрация**, C_N – отношение количества эквивалента данного компонента – $n_{\text{э}}$, содержащегося в растворе, к объёму раствора V_{p-pa} :

$$C_{\text{э}}(B) = \frac{\nu_{\text{э } B}}{V_{p-pa}}.$$

Выражается в моль/л или обозначается n . Например, $C_N(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,2$ моль/л = $0,2n$.

5. **Моляльная концентрация** вещества B или моляльность, $C_m(B)$ - отношение количества вещества данного компонента - n_B , содержащегося в растворе, к массе растворителя (в кг) $m_{p-ля}$:

$$C_m(B) = \frac{\nu_B}{m_{p-ля}}.$$

Выражается в моль/кг.

6. **Титр раствора** по веществу B , $T(B)$ – отношение массы данного компонента (в граммах) - m_B , содержащегося в растворе, к объёму раствора (в мл или см^3) – V_{p-pa} :

$$T(B) = \frac{m_B}{V_{p-pa}}.$$

Выражается в г/мл или г/см³.

Растворимость

Способность одного вещества растворяться в другом при заданных условиях имеет количественное выражение, называемое растворимостью. Растворимость данного вещества равна его концентрации в насыщенном растворе при данной температуре. Часто растворимость дается как масса растворенного вещества в насыщенном растворе, приходящаяся на 100 г массы растворителя, или как молярная концентрация растворенного вещества в насыщенном растворе (в этом случае растворимость обозначается S , выражается в моль/л).

Насыщенным раствором называется такой раствор, который находится в динамическом равновесии с избытком растворяемого вещества. Понятие «насыщенный раствор» связано с обратимостью процесса растворения. На границе раздела фаз растворяемое вещество – раствор одновременно идут два процесса: растворение и выделение вещества из раствора (кристаллизация). Если скорости этих процессов равны, то система находится в состоянии динамического равновесия ($V_{\text{р-ния}} = V_{\text{крист}}$), отвечающего насыщению раствора. Если концентрация вещества в растворе при заданных условиях меньше его растворимости, то раствор является **ненасыщенным**. Скорость растворения при контакте вещества с растворителем больше скорости выделения вещества из раствора ($V_{\text{р-ния}} > V_{\text{крист}}$).

При определенных условиях можно получить **раствор, концентрация вещества в котором больше растворимости** (осторожное и медленное охлаждение насыщенных при высокой температуре растворов). Такой раствор называют **пересыщенным**. Контакт раствора с веществом вызывает выделение вещества из раствора ($V_{\text{р-ния}} < V_{\text{крист}}$). Концентрация пересыщенного раствора падает до тех пор, пока не становится равной растворимости вещества при данных условиях. Пересыщенные растворы весьма неустойчивы. Простое сотрясение сосуда или введение в раствор кристаллика соли вызывает выпадение в осадок избытка растворенного вещества.

Растворимость различных веществ в воде изменяется в широких пределах. Если в 100 г воды растворяется более 10 г вещества, то такое вещество принято называть хорошо растворимым. Если растворяется менее 1 г вещества – малорастворимым, и наконец, - практически нерастворимым, если в раствор переходит менее 0,01 г вещества.

Однако **абсолютно нерастворимых веществ нет**. Если опустить в воду стеклянную палочку или проволочку из золота или серебра, то они в ничтожно малых количествах все же растворяются в воде. Как известно, растворы серебра или золота в воде убивают микробов. Стекло, серебро, золото - практически нерастворимые в воде вещества.

Растворимость зависит от:

- природы растворенного вещества и растворителя;
- внешних условий (температуры; давления для газообразных веществ).

Влияние на растворимость природы компонентов. При получении растворов часто выполняется *эмпирическое правило: подобное растворяется в*

подобном (полярное – в полярном, неполярное – в неполярном). Т.е. полярные и ионные вещества хорошо растворимы в полярных растворителях (например, поваренная соль NaCl, в которой реализуется ионная связь хорошо растворяется в воде, молекулы которой полярны). Неполярные вещества хорошо растворимы в неполярных растворителях (пример: керосин растворяется в растительном масле).

Влияние на растворимость внешних условий. Поскольку растворимость характеризует истинное равновесие, для определения влияния температуры и давления на растворимость можно воспользоваться принципом Ле-Шателье: характер действия Т и Р будет определяться соответственно знаком ΔH_p и ΔV_p , а его величина – их абсолютным значением.

Чаще всего растворимость твердых веществ при повышении температуры увеличивается ($\Delta H_p > 0$), а жидких и газообразных – уменьшается ($\Delta H_p < 0$). Так как при растворении газообразных веществ в жидкости $\Delta V < 0$, то повышение давления, согласно принципу Ле-Шателье, способствует росту растворимости газов. Эта зависимость растворимости от давления для малорастворимых веществ (газов) выражается законом Генри: растворимость газа прямо пропорциональна его парциальному давлению над раствором $N_B = k p_B$, где N_B – молярная (мольная) доля газа В в растворе; p_B – парциальное давление данного газа над раствором; k – константа Генри, справочная величина).

Природа жидких растворов

Химическая и физическая теории растворов. Химические явления в процессе растворения были отмечены Д.М. Менделеевым: при растворении веществ выделялась или поглощалась теплота ($\Delta H \neq 0$), были известны кристаллогидраты (вещества, в кристаллы которых входят молекулы воды), которые выделялись из растворов. Например: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

Суть химической теории Менделеева (1887г.) состоит в том, что при растворении многих веществ в воде их молекулы (или ионы) связываются с молекулами растворителя, образуя соединения (комплексы), называемые сольватами (от латинского *solvere* – растворять); этот процесс химического взаимодействия молекул (частиц) растворителя с частицами растворенного вещества называют сольватацией (в общем случае). В частном случае, если растворитель – вода, процесс называется гидратацией, а продукты взаимодействия – гидратами. Гидраты, как правило, нестойкие соединения, во многих случаях разлагающиеся уже при выпаривании растворов. Но иногда гидраты настолько прочны, что при выделении растворенного вещества из раствора вода входит в состав его кристаллов (кристаллогидраты).

Химическая теория растворов принципиально отличается от физической теории, которая рассматривала растворитель как инертную среду и приравнивала растворы к простым механическим смесям. Физическая теория растворов развивалась главным образом трудами Вант-Гоффа, Рауля, Аррениуса.

Двойственная природа жидких растворов. Растворение – физико-химический процесс. Современная теория растворов является синтезом

химической (Менделеев) и физической (Вант-Гофф, Рауль, Аррениус) теории. В создании современной физико-химической теории растворов большую роль сыграли работы русских ученых И.А. Каблукова (изучал неводные растворы), Д.П. Коновалова, Н.А. Измайлова, К.П. Мищенко, О.Я. Самойлова и др.

Растворение веществ сопровождается тепловым эффектом: или выделением, или поглощением теплоты – в зависимости от природы вещества. При растворении разрушается связь между молекулами (атомами, ионами) в растворяемом веществе и растворителе, что связано с затратой энергии ($\Delta H_1 > 0$). Одновременно протекает процесс возникновения новых связей между частицами вещества и растворителя (сольватация), он сопровождается выделением энергии ($\Delta H_2 < 0$). Общий же энергетический эффект растворения $\Delta H_p = \Delta H_1 + \Delta H_2$ может быть как экзотермическим, так и эндотермическим в зависимости от соотношения количеств выделяемой и поглощаемой энергии. Например, растворение H_2SO_4 в H_2O экзотермический процесс ($\Delta H < 0$). При растворении в воде твердых веществ теплота может и выделяться – растворение KOH , $Ca(OH)_2$ – и поглощаться – растворение NH_4NO_3 . Поэтому нагревание по-разному сказывается на их растворимости. Если растворение вещества сопровождается выделением теплоты, то при нагревании его растворимость падает (KOH). Если же вещества растворяются с поглощением теплоты, то нагревание вызывает увеличение растворимости (NH_4NO_3). Кроме энергетического эффекта растворение сопровождается также изменением объема. Например, при растворении спирта в воде объем раствора уменьшается примерно на 3,5% по сравнению с общим объемом взятых веществ за счет образования сольватов.

При растворении иногда наблюдается и изменение окраски. Например, белый сульфат меди $CuSO_4$ образует водный раствор синего цвета за счет возникновения гидратированных аквакомплексов $[Cu(H_2O)_6]^{2+}$

Все эти факты (энергетический эффект растворения $\Delta H_p = \Delta H_1 + \Delta H_2$, изменение объема и окраски при растворении) говорят о том, что жидкие растворы следует рассматривать как химические соединения. Однако отсутствие у растворов постоянного состава, т.е. определенных соотношений количества растворенного вещества и количества растворителя, сближает их с механическими смесями. Таким образом, *жидкие растворы занимают промежуточное положение между химическими соединениями постоянного состава и механическими смесями.*

Образование растворов может рассматриваться с двух сторон: физической и химической, и в растворах виднее, чем где-либо, насколько эти стороны естествознания сближены между собой.

Типы и свойства растворов

Типы растворов. По количеству растворенного вещества растворы могут быть разбавленными (в одном литре разбавленного раствора содержится менее одного моля растворенного вещества) и концентрированными.

По количеству растворенного вещества и характеру установившегося равновесия между растворенным веществом и растворителем растворы делятся на ненасыщенные, насыщенные и пересыщенные

По результату взаимодействия вещества с растворителем растворы делят на ионные (в них растворяемое вещество частично или полностью диссоциировано на ионы) и молекулярные (растворяемое вещество распределяется в растворителе в виде отдельных молекул).

По электрической проводимости растворы делятся на:

- растворы неэлектролитов, не способные проводить электрический ток (молекулярные растворы);
- растворы электролитов, проводящие электрический ток (ионные растворы, проводники второго рода).

Растворенные вещества делятся, в свою очередь, на неэлектролиты и электролиты.

Неэлектролиты – это вещества, которые в растворе и расплаве не диссоциируют (не распадаются) на ионы.

Электролиты – это вещества, которые в расплавах, воде и других полярных растворителях диссоциируют на ионы.

Общие свойства жидких растворов. Все растворы обладают рядом общих свойств:

1. Давление насыщенного пара растворителя над раствором всегда ниже, чем над чистым растворителем; при этом, чем больше концентрация растворенного вещества, тем давление ниже (это свойство описывает I закон Рауля).

Насыщенный пар – это пар, находящийся в равновесии с жидкостью;

$$V_{\text{исп}} = V_{\text{конд}}$$

2. Растворы всегда кипят при температурах более высоких, а замерзают при более низких, чем чистый растворитель (это свойство описывает II закон Рауля).

3. Для растворов характерно явление осмоса (это свойство описывает закон Вант-Гоффа).

Эти свойства количественно зависят от числа частиц растворенного вещества, от концентрации раствора и от того, является ли данный раствор раствором электролита или неэлектролита.

Для количественного описания свойств растворов используют модель идеального раствора. Если при образовании раствора тепловой эффект $\Delta H=0$, изменение объема $\Delta V=0$, изменение энтропии $\Delta S = \Delta S$ идеального раствора, то раствор называют идеальным. В идеальном растворе между компонентами нет химического взаимодействия; каждый компонент ведет себя в идеальном растворе независимо от остальных компонентов, и свойства раствора при данных условиях определяются только концентрацией растворенного вещества. Из реальных растворов лишь разбавленные растворы неэлектролитов могут по своим свойствам приближаться к идеальным.

Примерами растворов неэлектролитов могут служить, например, растворы кислорода и сахара в воде, водные растворы органических спиртов, растворы углеводов в углеводородах и т.д.

Свойства растворов неэлектролитов

Давление насыщенного пара над раствором. I закон Рауля.

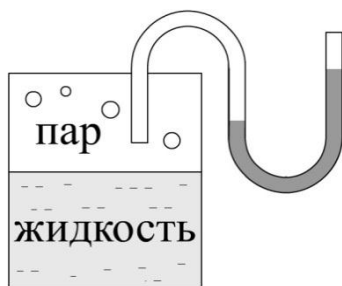
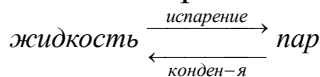


Рис.1. Схема измерения давления насыщенного пара

В результате естественного процесса испарения над жидкостью образуется пар, давление которого можно измерить с помощью манометра (рис. 1). Эндотермический процесс испарения обратим; одновременно с ним протекает экзотермический процесс конденсации:



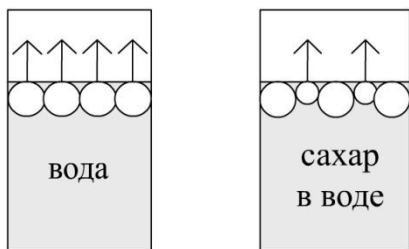
При равновесии ($\Delta G=0$) $V_{\text{исп}}=V_{\text{конд}}$. Каждый раствор находится в равновесии с его насыщенным паром. Давление насыщенного пара каждого вещества есть величина постоянная

при данной температуре, с повышением температуры давление пара увеличивается.

Давление насыщенного пара жидкости определяется числом молекул жидкости, отрывающихся с ее поверхности за единицу времени.

Рассмотрим пример (рис.2). В первом сосуде у нас находится чистая вода, во втором – раствор сахара в воде (раствор неэлектролита; сахар -- нелетучее вещество и при данных условиях не испаряется).

При образовании раствора концентрация растворителя уменьшается, его мольная доля становится меньше единицы ($N_1 < 1$). Поверхность раствора, в



$N_1=1$

$N_1 < 1$

$P_0 > P$

Рис. 2. Схема влияния неэлектролита на давление насыщенного пара воды

отличие от поверхности чистого растворителя, частично занята молекулами нелетучего растворенного вещества. Это приводит к уменьшению числа молекул растворителя, испаряющихся в единицу времени.

Однако основную роль здесь играют силы сольватационного взаимодействия между молекулами растворителя и растворенного вещества. Эти силы значительно прочнее сил сцепления между молекулами растворителя, чем и объясняется переход меньшего числа молекул растворителя в газовую фазу.

Таким образом, над раствором давление насыщенного пара растворителя (P) всегда меньше, чем над чистым растворителем (P_0): $P < P_0$. $(P_0 - P) = \Delta P$ – понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором. Отноше-

ние $\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{\Delta P}{P_0}$ называется относительным понижением давления насыщенного пара растворителя.

В 1887 г. французский ученый химик Франсуа Рауль установил I закон: *относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором равно мольной доле растворенного вещества.*

Математическая запись I закона Рауля:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = N_2 \quad \text{или} \quad \frac{\Delta P}{P_0} = N_2,$$

где N_2 – мольная доля растворенного вещества.

Выразив мольную долю растворенного вещества N_2 через соотношение

$N_2 = 1 - N_1$, подставим данное равенство в выражение I закона Рауля, выполнив необходимые преобразования, получим второй вариант записи I закона Рауля:

$$P = P_0 N_1,$$

где N_1 – мольная доля растворителя.

Т.е. давление насыщенного пара над раствором равно его давлению над чистым растворителем, умноженному на мольную долю растворителя.

Кипение и замерзание растворов неэлектролитов. II закон Рауля.

Следствием понижения давления насыщенного пара растворителя над раствором будет:

- понижение температуры замерзания раствора;
- повышение температуры кипения раствора.

Рассмотрим диаграмму состояния воды и раствора неэлектролита. На рис.3 схематически изображена зависимость равновесного давления водяного пара от температуры над чистой водой и раствором.

При температуре кипения давление пара равно внешнему давлению, при температуре замерзания давление пара над веществом в жидком и твердом состояниях одинаково.

Линия АО – кривая сублимации – характеризует давление насыщенного водяного пара над льдом, ОВ – кривая плавления или кристаллизации воды; ОС – кривая испарения или конденсации воды.

В точке О сосуществуют все три фазы воды: жидкость, пар, лед.

Линия О'С' – кривая испарения или конденсации раствора;

О'В' – кривая плавления или кристаллизации раствора.

Обозначение: t_1 – температура замерзания (кристаллизации) раствора при 760 мм рт. ст.; t_2 – температура замерзания чистой воды (0 °С при 760 мм рт. ст.); t_3 – температура кипения чистой воды (100 °С при 760 мм рт. ст.); t_4 – температура кипения раствора.

Поскольку давление насыщенного пара воды над раствором будет ниже, чем над чистой водой, то изменение его давления будет характеризоваться кривой О'С', все точки которой располагаются ниже соответствующих

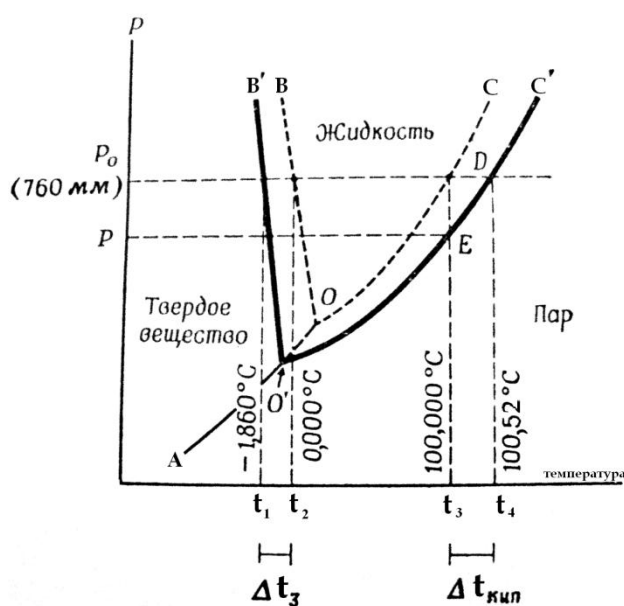


Рис. 3. Фазовая диаграмма состояния воды и водного одномолярного раствора неэлектролита (масштаб не соблюдается)

точек кривой ОС для чистого растворителя, т.е. кривая кипения для раствора лежит ниже, чем для чистой воды. Из рис.3 видно, что при $t = 100\text{ }^{\circ}\text{C}$ давление насыщенного пара воды над раствором меньше атмосферного давления (точка Е), поэтому при данной температуре раствор не закипает. Равенство давлений достигается в точке D при температуре t_4 . При переходе от воды к раствору изменяется также положение кривой плавления. И кривая кипения, и кривая плавления раствора расположены тем дальше от соответствующих кривых воды, чем концентрированнее раствор.

$\Delta t_{\text{кип}} = t_4 - t_3 = (t_{\text{кип.р-ра}} - t_{\text{кип.р-ля}})$ – повышение температуры кипения раствора по сравнению с температурой кипения растворителя.

$\Delta t_{\text{зам}} = t_2 - t_1 = (t_{\text{зам.р-ля}} - t_{\text{зам.р-ра}})$ – понижение температуры замерзания (кристаллизации) раствора по сравнению с температурой замерзания растворителя.

Зависимость $\Delta t_{\text{кип}}$ и $\Delta t_{\text{зам}}$ от концентрации растворов определяется **вторым законом Рауля**:

повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания растворов пропорциональны моляльной концентрации растворенного вещества, т.е.

$$\Delta t_{\text{кип}} = E \cdot C_m,$$

$$\Delta t_{\text{зам}} = K \cdot C_m,$$

где E – коэффициент пропорциональности, называемый эбуллиоскопической постоянной растворителя; K – криоскопическая постоянная растворителя; C_m – моляльная концентрация растворенного вещества, моль/кг.

Физический смысл E и K : если $C_m = 1$ моль/кг, то $\Delta t_{\text{зам}} = K$, т.е. K – понижение $t_{\text{зам}}$ раствора, моляльность которого равна 1 моль/кг; $\Delta t_{\text{кип}} = E$, т.е. E – повышение $t_{\text{кип}}$ раствора, моляльность которого равна 1 моль/кг.

E и K – характеристики растворителя, не раствора, зависят от природы растворителя (справочные величины). Например,

для воды: для бензола:

$$K = 1,86\text{ }^{\circ}\text{C} \cdot \text{кг/моль}, \quad K = 5,12\text{ }^{\circ}\text{C} \cdot \text{кг/моль},$$

$$E = 0,52\text{ }^{\circ}\text{C} \cdot \text{кг/моль}; \quad E = 2,53\text{ }^{\circ}\text{C} \cdot \text{кг/моль}.$$

Для одномоляльных растворов различных неэлектролитов независимо от их состава температура кипения данного раствора повышается на одну и ту же величину, а температура замерзания – понижается на одну и ту же величину. Так, температура кипения различных по составу одномоляльных водных растворов увеличивается на $0,52^{\circ}\text{C}$, а температура замерзания понижается на $1,86^{\circ}\text{C}$.

Этот закон показывает, что свойства растворов зависят только от числа частиц растворенного вещества, но не от их размеров, природы и т.д.

Измерение понижения температуры кристаллизации раствора по сравнению с температурой кристаллизации чистого растворителя называют *криоскопией*.

Измерение повышения температуры кипения раствора по сравнению с температурой кипения чистого растворителя называют *эбуллиоскопией*.

Методами криоскопии и эбуллиоскопии определяют относительные молекулярные массы растворенного неэлектролита. Для этого подставим в уравне-

ние второго закона Рауля «развернутую» формулу для расчета моляльной концентрации растворенного вещества В

$$C_m(B) = \frac{\nu_B}{m_{p-ля}} = \frac{m_B}{M_B \cdot m_{p-ля}},$$

получим:

$$\Delta t_{кип} = E \cdot \frac{m_B \cdot 1000}{M_B \cdot m_{p-ля}},$$

$$\Delta t_{зам} = K \cdot \frac{m_B \cdot 1000}{M_B \cdot m_{p-ля}}.$$

Откуда

$$M_B = \frac{E \cdot m_B \cdot 1000}{\Delta t_{кип} \cdot m_{p-ля}};$$

$$M_B = \frac{K \cdot m_B \cdot 1000}{\Delta t_{зам} \cdot m_{p-ля}},$$

где M_B – молярная масса растворенного неэлектролита В, численно равная его относительной молекулярной массе, m_B – масса неэлектролита В, г; $m_{p-ля}$ – масса растворителя, г.

Осмоз. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа.

Если привести в соприкосновение два раствора с разными концентрациями, то молекулы растворителя и растворенного вещества будут диффундировать в противоположных направлениях, преимущественно в том направлении, где их концентрация ниже. Такая двусторонняя диффузия приведет к выравниванию концентраций ($C_1 = C_2$).

Рассмотрим особый случай односторонней диффузии, когда на границе между раствором и растворителем или между двумя растворами различной концентрации находится перегородка, проницаемая для молекул растворителя и задерживающая частицы растворенного вещества.

Представим себе, что в сосуд с водой опущен цилиндр с раствором, нижняя часть которого изготовлена из материала, пропускающего растворитель, но не пропускающего частицы растворенного вещества (полупроницаемая перегородка). Получается неравновесная система, т.к. если в воде $N_1=1$, то в растворе молярная доля растворителя – воды $N_1 < 1$.

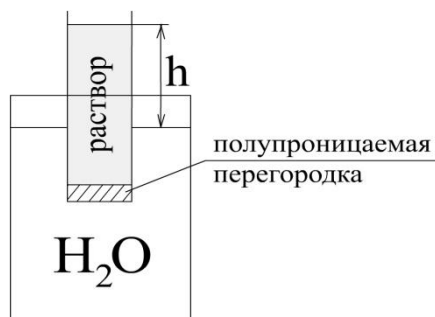


Рис. 4. Схема осмометра

Поэтому в системе начнется самопроизвольный процесс выравнивания концентраций. Молекулы растворителя воды будут переходить в цилиндр с раствором (переход растворенного вещества исключен).

Односторонняя диффузия растворителя в раствор через полупроницаемую перегородку называется осмосом.

На рис. 4 представлен простейший прибор для наблюдения осмоса, называемый осмометром. В результате осмоса

раствор поднимается по цилиндру вверх за счет того, что число молекул воды, проникающих в единицу времени в направлении от растворителя к раствору, больше числа молекул воды, проходящих через мембрану в обратном направлении. Через некоторое время подъем жидкости в цилиндре прекратится и ее уровень достигнет высоты h над уровнем жидкости в стакане. Столб жидкости с высотой h образовался за счет осмоса. *Осмоз прекращается тогда, когда скорости перехода молекул растворителя через полупроницаемую перегородку в обоих направлениях становятся одинаковыми.*

Для количественной характеристики осмотических свойств растворов по отношению к чистому растворителю вводится понятие об осмотическом давлении. *Осмотическое давление ($P_{осм}$) – мера силы, приходящейся на единицу площади поверхности и заставляющей проникать молекулы растворителя через полупроницаемую перегородку или, другими словами, давление, которое нужно приложить к раствору, чтобы осмос прекратился.* Осмотическое давление в растворе не существует, оно проявляется только тогда, когда раствор отделен от растворителя полупроницаемой мембраной.

Осмотическое давление $P_{осм}$ зависит от температуры раствора и его концентрации и не зависит от природы растворителя и растворенного вещества. В 1886 г. голландский химик Вант-Гофф показал, что для разбавленных растворов неэлектролитов зависимость осмотического давления от температуры и концентрации выражается уравнением (закон Вант-Гоффа):

$$P_{осм} = C RT,$$

где $P_{осм}$ – осмотическое давление раствора, кПа; C – молярная концентрация растворенного неэлектролита, моль/л; T – абсолютная температура, К.

Заменим величину C отношением $\frac{m}{MV}$; $C = \frac{m}{MV}$, где m – масса растворенного вещества, г; M – молярная масса растворенного вещества, г/моль; V – объем раствора, л. Подставим это отношение в выражение закона Вант-Гоффа:

$$P_{осм} = \frac{m}{MV} RT.$$

Формально уравнение Вант-Гоффа аналогично уравнению состояния идеального газа и выражает сходство в поведении разбавленных растворов неэлектролитов с идеальными газами. Из вышеприведенного уравнения выразим величину M :

$$M = \frac{mRT}{P_{осм} V}.$$

Данное выражение позволяет определить молекулярную массу растворенного вещества, измерив осмотическое давление в осмометре.

Явление осмоса играет важную роль в жизни растений, животных и человека. Стенки растительных клеток живых организмов представляют собой полупроницаемые мембраны, через которые свободно проходят молекулы воды, но почти полностью задерживаются вещества, растворенные в клеточном соке. Поэтому осмос служит причиной тургора (состояние напряжения) и плазм-

молиза (сморщивание) клеток. С ним связаны процессы усвоения пищи и обмена веществ. У высших животных и человека осмотическое давление в разных органах и тканях несколько меньше 8 атм и постоянно. Осмотическое давление широко встречается в природе, например, в скважинах осмотическое давление рвет породы и т.д.