



Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение
высшего образования
Кемеровский государственный медицинский университет
Министерства здравоохранения Российской Федерации

Кафедра фармацевтической и общей химии

Растворы.

Коллигативные свойства растворов.

Осмоз

ПЛАН ЛЕКЦИИ:

1. Растворы, классификация, коллигативные свойства. Закон Рауля и следствия из него.
2. Диффузия. Осмос. Осмотическое давление: закон Вант-Гоффа.
3. Растворы электролитов. Изотонический коэффициент.
4. Гипо-, гипер- и изотонические растворы. Осмомоляльность и осмомолярность биологических жидкостей и перфузионных растворов. Изоосмия.

**1. Растворы, классификация,
коллигативные свойства. Закон
Рауля и следствия из него**

РАСТВОРЫ

Раствор – гомогенная система, состоящая из двух или более компонентов и продуктов их взаимодействия.

Дисперсные системы – системы, в которых одно вещество равномерно распределено в виде частиц внутри другого вещества.

Дисперсность – раздробленность, величина обратная размеру частиц

В дисперсных системах различают:

дисперсную фазу –

мелкораздробленное вещество;

дисперсионную среду – однородное

вещество, в котором распределена

дисперсная фаза.

КЛАССИФИКАЦИЯ РАСТВОРОВ

- I. По агрегатному состоянию компонентов:
 - газообразные (воздух);
 - жидкие;
 - твердые (сплавы);
- II. По степени дисперсности (размеру частиц дисперсной фазы):
 - ионо- и молекулярнодисперсные;
 - коллоидные;
 - грубодисперсные.

По степени дисперсности смеси веществ условно делят на:

1. Истинные растворы (ионо- и молекулярнодисперсные)

(размер частиц меньше 1 нм, т.е. определяется размером ионов, молекул, ионных пар);

2. Коллоидные растворы
(размер частиц 1-500 нм);

3. Грубодисперсные или механические смеси

III. По содержанию растворенного вещества:

– **насыщенные** (растворы, в которых при данных условиях невозможно растворить еще какое-либо количество вещества);

– **ненасыщенные** растворы делятся на:
1. *Разбавленные* (доля растворенного вещества очень мала по сравнению с растворителем);

2. *Концентрированные* (доля растворенного вещества в растворе велика).

IV. По поведению веществ в растворах:

- растворы электролитов, веществ, молекулы которых диссоциируют на ионы (проводят электрический ток);
- растворы неэлектролитов, веществ, молекулы которых не диссоциируют на ионы (не проводят электрический ток).

КОЛЛИГАТИВНЫЕ СВОЙСТВА

РАСТВОРОВ – это

свойства растворов, зависящие от концентрации компонентов, но не зависящие от их природы:

1. Понижение давления насыщенного пара над раствором по сравнению с растворителем;
2. Повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания (кристаллизации) растворов по сравнению с растворителем;
3. Осмотические явления.

ДАВЛЕНИЕ НАСЫЩЕННОГО ПАРА.

ЗАКОН РАУЛЯ

Пар, находящийся в динамическом равновесии с жидкостью называется **насыщенным** и характеризуется давлением (P) (Па, атм.), (упругость пара).

Давление насыщенного пара зависит от:

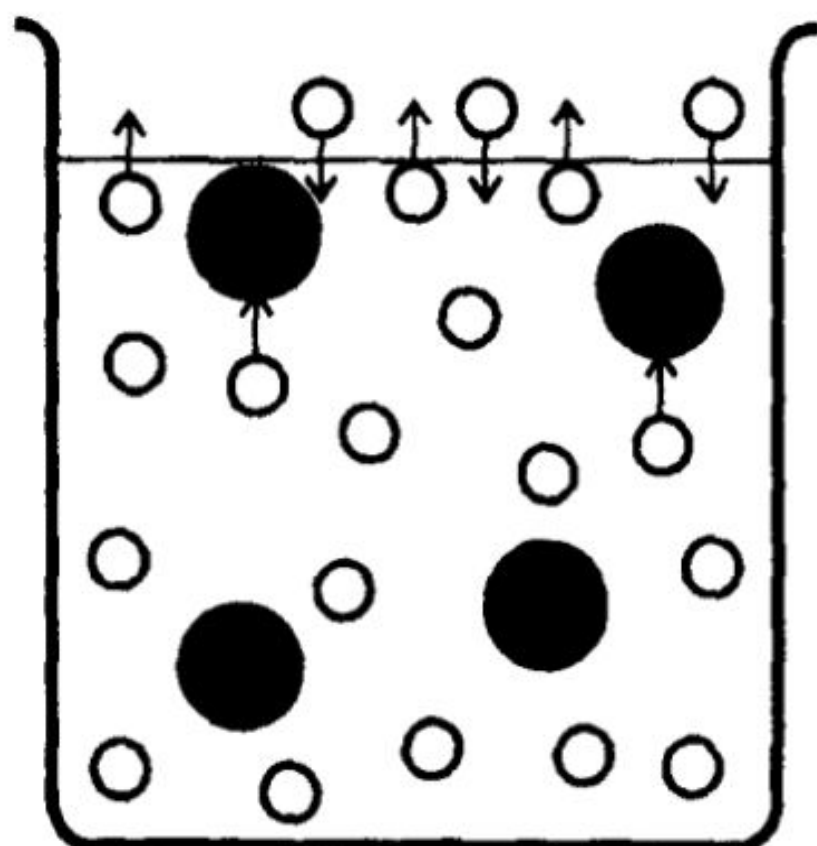
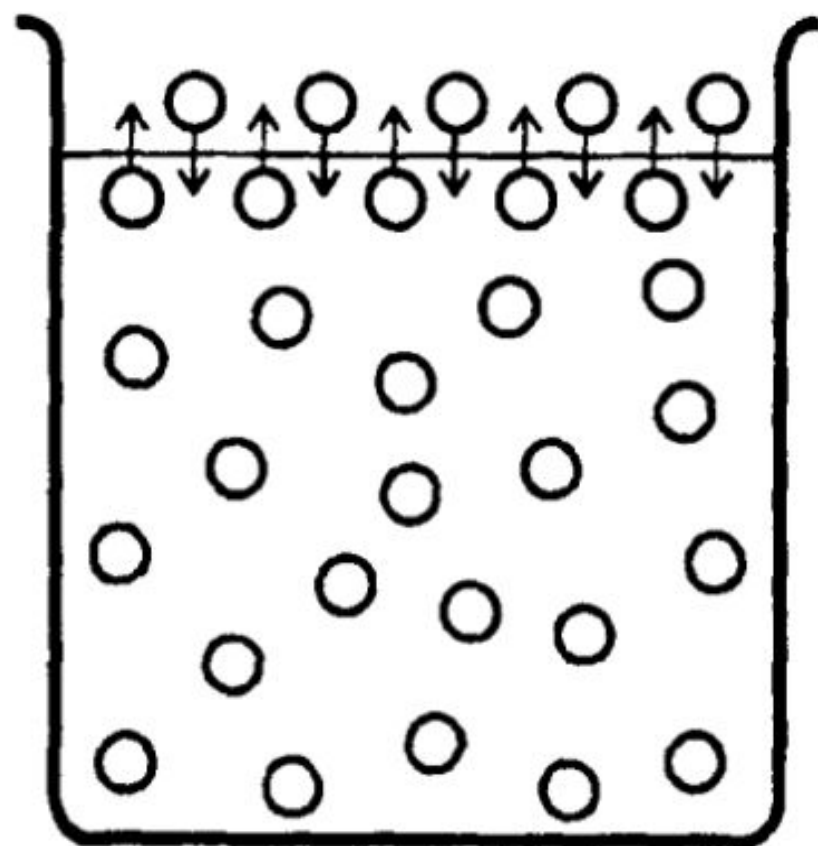
- природы жидкости;
- температуры, с ростом которой давление возрастает.

Добавление в растворитель растворенного вещества (нелетучего неэлектролита) приводит к снижению пара растворителя над раствором по сравнению с давлением насыщенного пара над чистым растворителем и связано с уменьшением количества свободных молекул растворителя на поверхности жидкости.

Давление насыщенного
пара растворителя

$$p^0 > p$$

Давление насыщенного
пара растворителя



Чистый растворитель

Раствор

○ — частица растворителя;

● — частица растворенного нелетучего вещества

Закон Рауля

Молекулы нелетучего растворенного компонента раствора препятствуют улетучиванию из раствора молекул растворителя.

Понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором пропорционально молярной доле растворенного нелетучего вещества.

Математическое выражение закона:

$$\frac{P^{\circ} - P}{P^{\circ}} = \frac{n}{n + N}.$$

P° – давление пара над чистым растворителем, Па;

P – давление пара растворителя над раствором нелетучего вещества, Па;

$P^{\circ} - P$ – абсолютное понижение давления пара над раствором;

$\frac{P^{\circ} - P}{P^{\circ}}$ – относительное понижение давления пара над раствором;

n – число моль растворенного вещества;

N – число моль растворителя;

$\frac{n}{n+N}$ – мольная доля растворенного вещества.

Следствия из закона Рауля

Повышение температуры кипения $\Delta T_{\text{кип}}$ и понижение температуры замерзания $\Delta T_{\text{зам}}$ разбавленных растворов неэлектролитов прямо пропорционально моляльной концентрации раствора C_m :

$$\begin{aligned}\Delta T_{\text{кип}} &= K_{\text{э}} \times C_m; \\ \Delta T_{\text{зам}} &= K_{\text{к}} \times C_m.\end{aligned}$$

$K_{\text{э}}$ – эбулиоскопическая постоянная растворителя (численно равна повышению температуры кипения одномолярного раствора);

$K_{\text{к}}$ – криоскопическая постоянная растворителя (равна понижению температуры замерзания одномолярного раствора).

$K_{\text{э}}$ и $K_{\text{к}}$

зависят от природы растворителя

не зависят от природы

растворенного вещества

(идеальные растворы)

Для воды: $K_{\text{э}} = 1,86$; $K_{\text{к}} = 0,52$,

Измерение температур кипения и замерзания растворов лежит в основе ***эбулиоскопического*** и ***криоскопического*** методов определения молярных масс веществ, например, при индентификации белков:

$$M = \frac{K_z \times m_{\text{р.в.}}}{\Delta T_{\text{кип}} \times m_{\text{р-ль}}} .$$

2. Растворы электролитов. Изотонический коэффициент

РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

При равных концентрациях растворов давление насыщенного пара растворителя над раствором электролита ниже, чем над раствором неэлектролита той же концентрации. Диссоциация увеличивает общее число частиц растворенного вещества.

Изотонический коэффициент i (коэффициент Вант-Гоффа), связан со степенью диссоциации электролита α следующим соотношением:

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

где n – число ионов, на которые при диссоциации распадается электролит.

$$\begin{aligned}\Delta T_{\text{кип}} &= i \times K_{\text{э}} \times C_{\text{m}'}; \\ \Delta T_{\text{зам}} &= i \times K_{\text{к}} \times C_{\text{m}'}; \\ P_{\text{осм}} &= i \times R \times T \times C_{\text{m}}.\end{aligned}$$

3. Осмос. Осмотическое давление

ОСМОС –

**процесс преимущественно
одностороннего проникновения
молекул растворителя через
полупроницаемую мембрану.**

ОСМОТИЧЕСКОЕ ДАВЛЕНИЕ –

дополнительное гидростатическое давление, при котором осмос прекращается.

ЗАКОН ВАНТ-ГОФФА:

Осмотическое давление ($P_{\text{осм}}$ или π) разбавленных растворов неэлектролитов прямо пропорционально молярной концентрации раствора и абсолютной температуре:

$$P_{\text{осм}} = C \times R \times T,$$

где C – молярная концентрация раствора, моль/м³;

R – газовая постоянная (8,314 Дж/(моль×К));

T – абсолютная температура (К).

**4. Гипо-, гипер- и изотонические
растворы. Осмомоляльность и
осмомолярность биологических
жидкостей и перфузионных
растворов. Изоосмия**

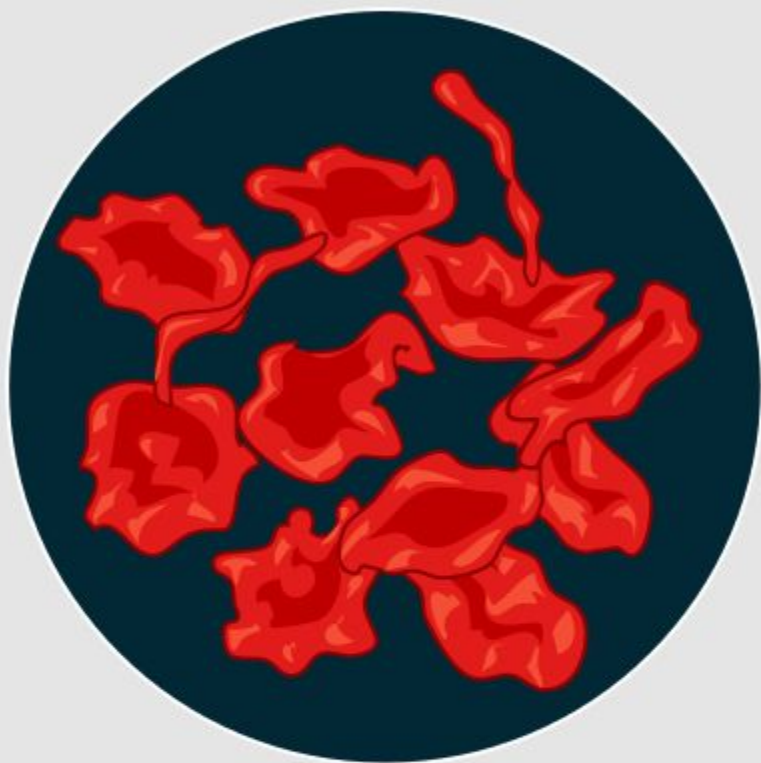
ИЗОТОНИЧЕСКИЕ РАСТВОРЫ –

растворы с одинаковым осмотическим давлением.

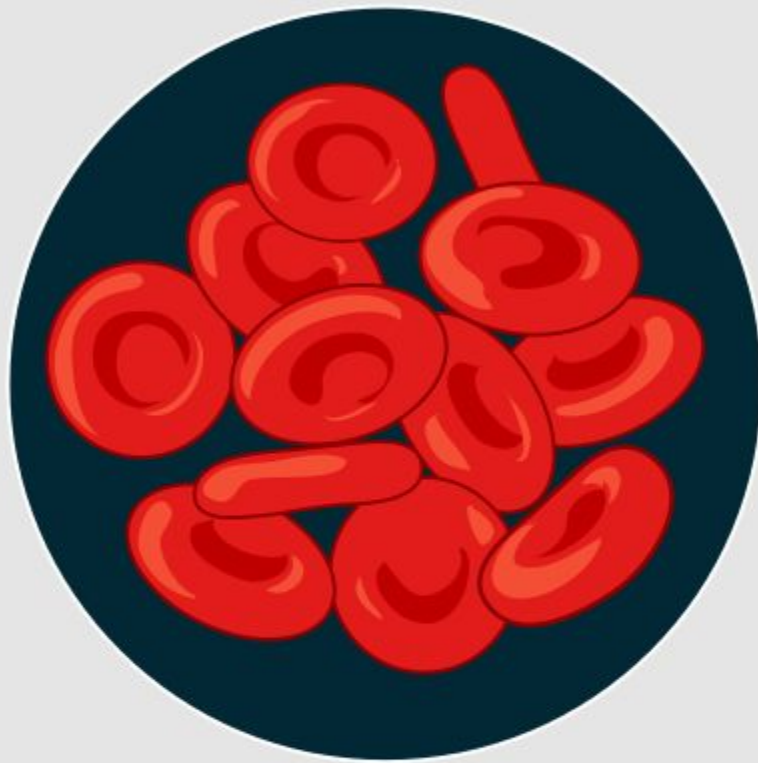
ГИПЕРТОНИЧЕСКИЙ раствор имеет большее осмотическое давление,

ГИПОТОНИЧЕСКИЙ – меньше.

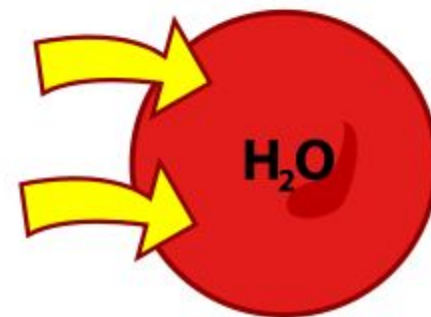
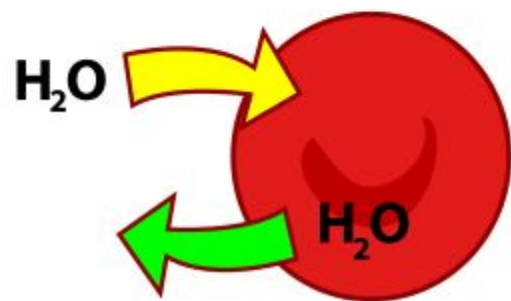
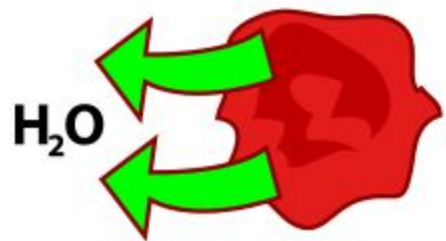
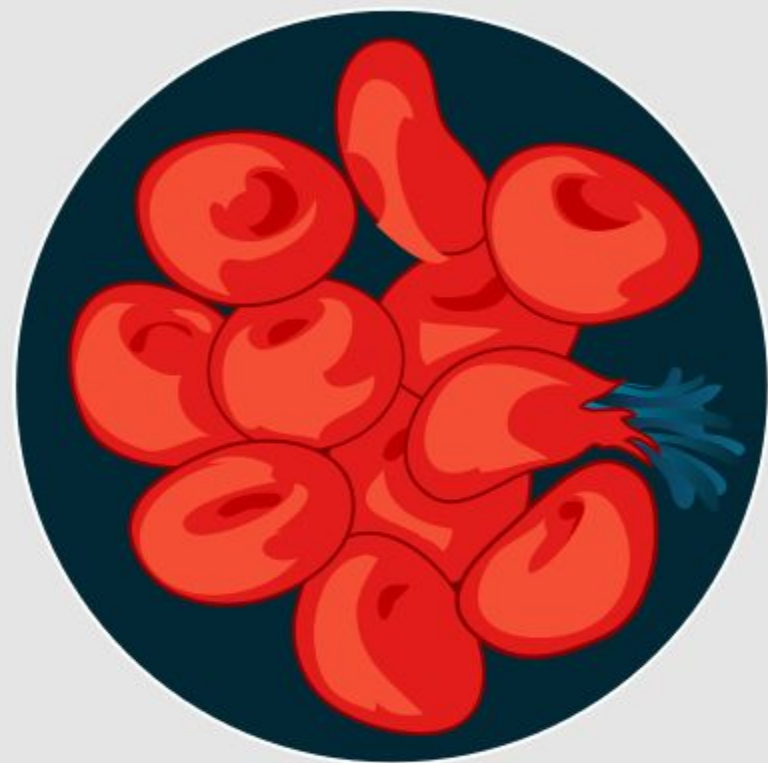
Гипертонический



Изотонический



Гипотонический



Осмотическое давление крови человека имеет осмолярную концентрацию 0,29-0,30 моль/л.

Изотонические (физиологические) растворы характеризуются осмотическим давлением, равным давлению плазмы крови (0,9 % раствор NaCl (0,15 моль/л) и 5 % раствор глюкозы (0,3 моль/л).

Эндоосмос – движение растворителя в осмотическую ячейку из окружающей среды.

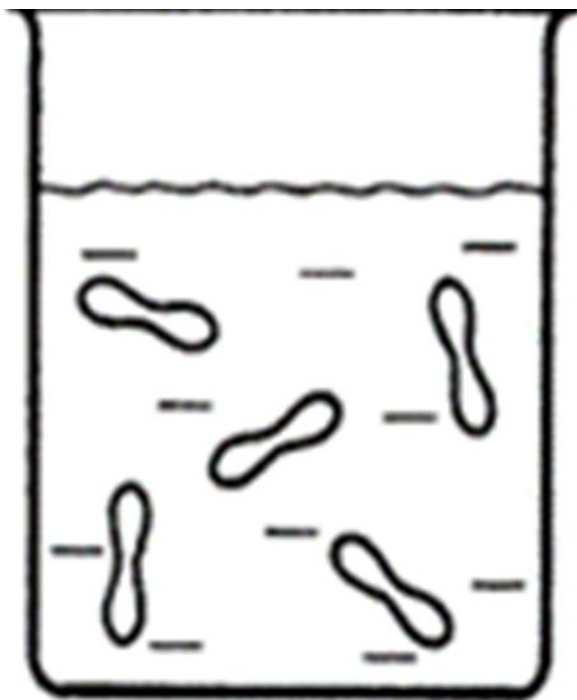
Экзоосмос – движение растворителя из осмотической ячейки в окружающую среду.

Вследствие экзоосмоса эритроциты обезвоживаются и сморщиваются – **плазмолиз.**

Вследствие эндоосмоса наблюдается «осмотический шок» и может произойти разрыв эритроцитарных оболочек – **гемолиз.**

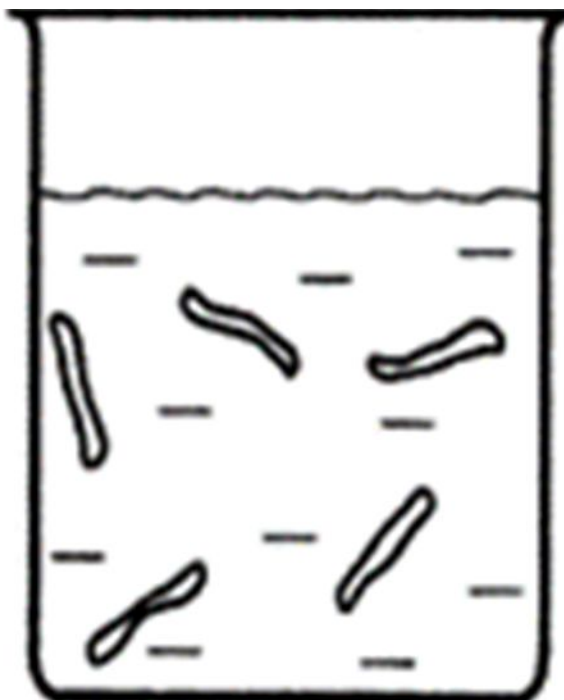
Изотонический раствор

$P_{p-ра} = P_{\text{эритроцита}}$
($\pi_{p-ра} = \pi_{\text{эритроцита}}$)

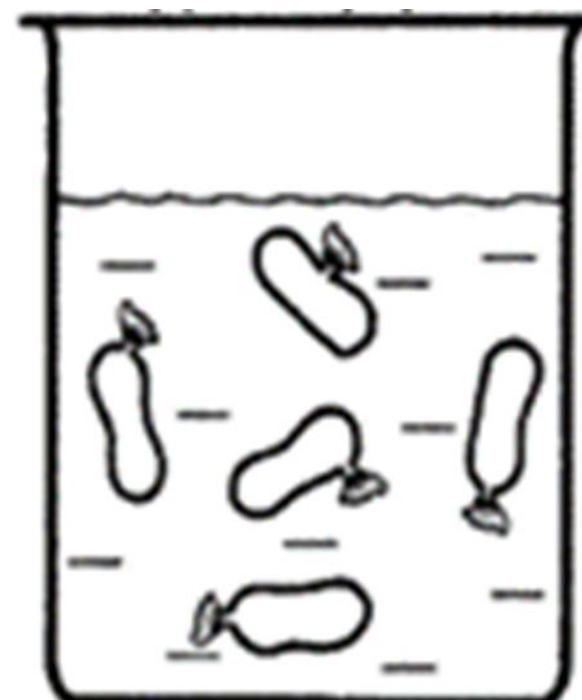


«Осмотический конфликт»

$P_{p-ра} > P_{\text{эритроцита}}$
($\pi_{p-ра} > \pi_{\text{эритроцита}}$)



$P_{p-ра} < P_{\text{эритроцита}}$
($\pi_{p-ра} < \pi_{\text{эритроцита}}$)



Осмолярность – осмотическое давление раствора, определяющееся суммарной концентрацией кинетически активных частиц в единице объема раствора (мОсм/л).

Формула расчёта **осмолярности**:

$$C_{\text{осм}} = \frac{m}{M} \times n \times 1000,$$

где $C_{\text{осм}}$ – осмолярность раствора, миллиосмоль на литр (мОсм/л);

m – содержание вещества в растворе, г/л;

M – молярная масса вещества, г;

n – суммарное число ионов, образующихся из одной молекулы растворенного вещества в результате диссоциации ($n = 1$ для недиссоциирующих веществ, $n = 2, 3$ для веществ, образующих при растворении соответствующее количество ионов).

Осмоляльность – концентрация осмотически активных частиц в растворе, выраженная количеством осмолей на килограмм растворителя.

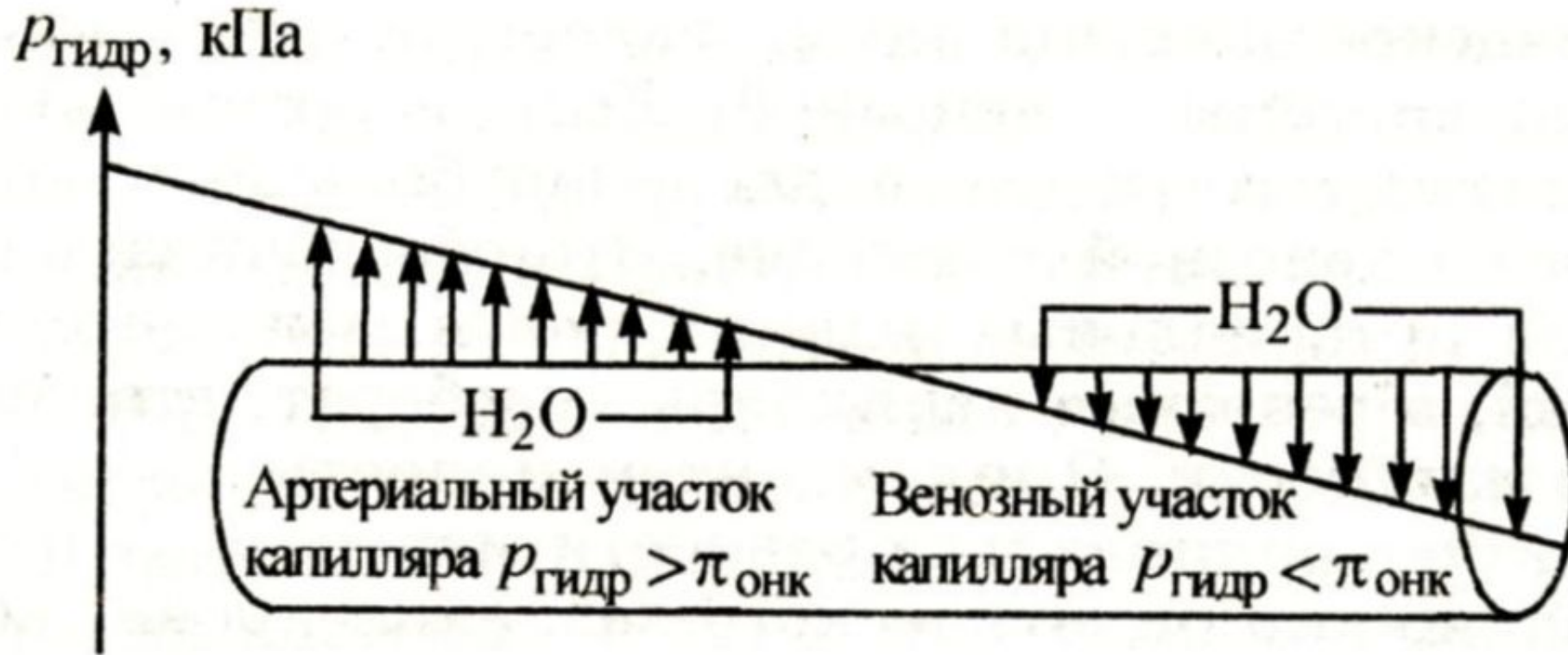
Осмоль – молекулярный вес вещества, разделенный на число ионов или частиц, образующихся при растворении вещества.

Осмоляльность плазмы крови –
важнейшая константа организма
человека, колеблется в
незначительных пределах (255-295
ммоль/л), зависит в основном от
концентрации в крови ионов натрия,
глюкозы и мочевины.

Изоосмия – постоянство осмотического давления. Осмотическое давление биологических жидкостей человека довольно постоянно и составляет 740-780 кПа (7,4-7,8 атм) при 37 °С. Обусловлено ионами неорганических солей, в меньшей степени коллоидными частицами и молекулами белков.

Онкотическое давление – осмотическое давление, создаваемое молекулами белков в биожидкостях организма (2,5-4,0 кПа).

Обеспечивает обмен воды между кровью и тканями, распределяя ее между сосудистым руслом и внесосудистым пространством.



Гидростатическое давление крови падает от артериальной части кровеносной системы к венозной.

Перфузионные растворы применяют при пересадке для хранения органов и тканей.

Плазмозаменители – препараты для парентерального питания, на основе декстрана, поливинилпирролидона, желатина и солевых растворов.

БЛАГОДАРЮ ЗА ВНИМАНИЕ!



t_kotova@inbox.ru
+7 (923) 518-13-31