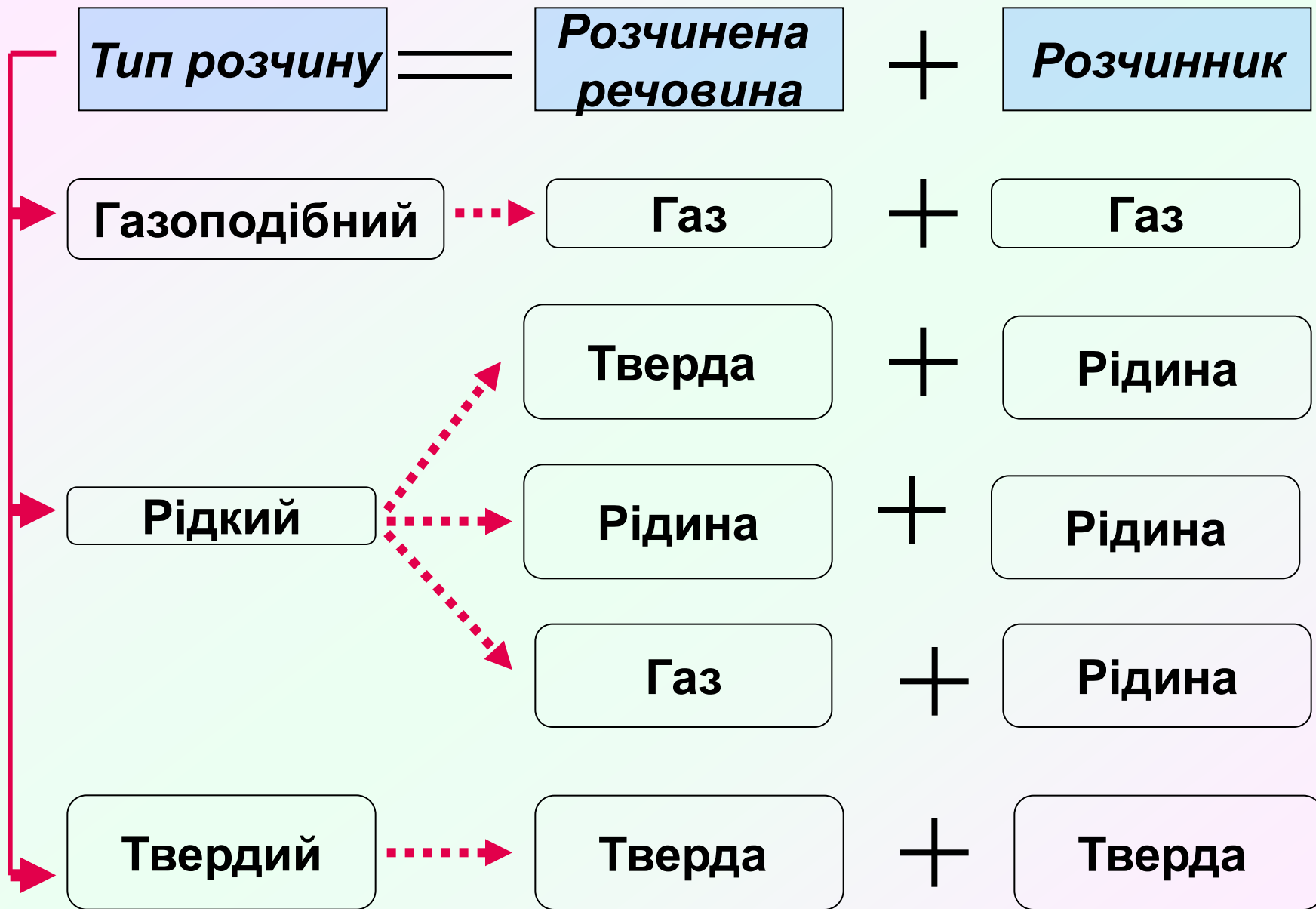


ТЕРМОДИНАМІКА РОЗЧИНІВ

ПЛАН

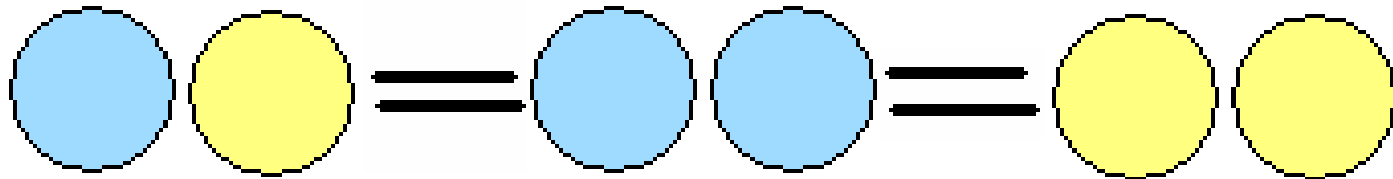
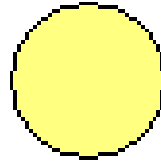
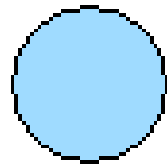
1. Основні поняття та класифікація
2. Колігативні властивості розбавлених розчинів твердих нелетких речовин у рідині
3. Ідеальні розчини. Закони ідеальних розчинів
4. Гранично розбавлені розчини. Закон Генрі.

Класифікація



ІДЕАЛЬНІ РОЗЧИНИ. ЗАКОНИ ІДЕАЛЬНИХ РОЗЧИНІВ

розчинник розч.
 речовина

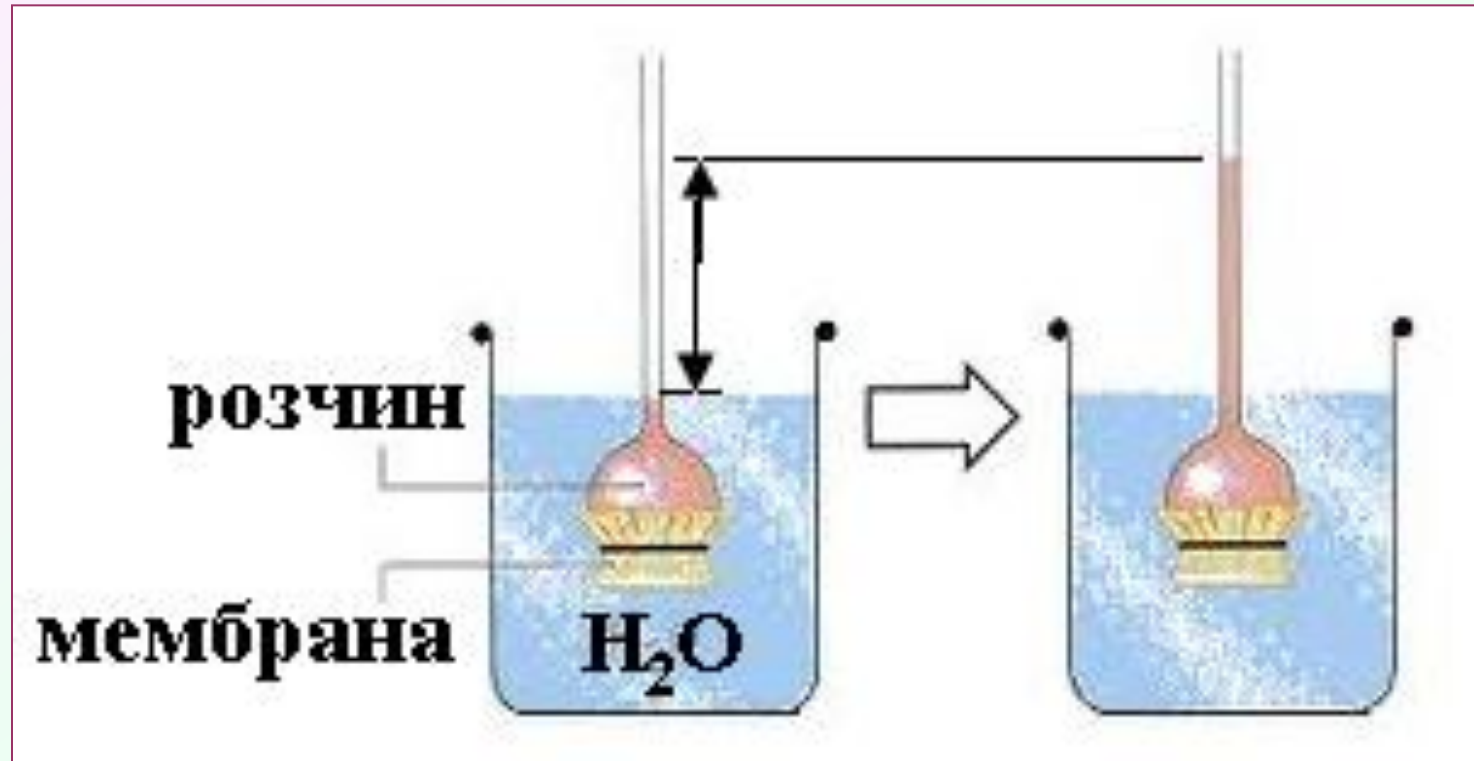


КОЛІГАТИВНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗБАВЛЕНИХ РОЗЧИНІВ НЕЛЕТКИХ РЕЧОВИН У РІДИНІ

Колігативні - це властивості розчинів, які не залежать від природи речовини, а визначаються числом частинок в розчині.

- підвищення осмотичного тиску
- зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином
- підвищення температури кипіння розчинів
- зниження температури замерзання розчинів

1. Осмос та осмотичний тиск



Тиск, який необхідно прикласти в процесі осмосу до розчину, щоб досягти рівноваги, називають ОСМОТИЧНИМ ТИСКОМ

***Осмотичний тиск
залежить від концентрації розчину
(морська вода - $2,83 \cdot 10^6$ Па,
в клітинах тварин – до $3 \cdot 10^5$ Па)***

**Осмотичний тиск розбавлених розчинів
підкоряється законам ідеальних газів.**

$$\pi V = \nu RT; \quad \frac{\nu}{V} = C_m \implies \pi = CRT$$

Закон Вант – Гоффа

$$\pi = CRT$$

Для неелектролітів

$$\pi = iCRT$$

Для електролітів

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

Використання явища осмосу

π

π

(кров, лімфа людини) \approx (0,9% розчин NaCl)
 $\approx 8 \cdot 10^5$ Па.

Ізотонічні -розчини, що мають однакові осмотичні тиски

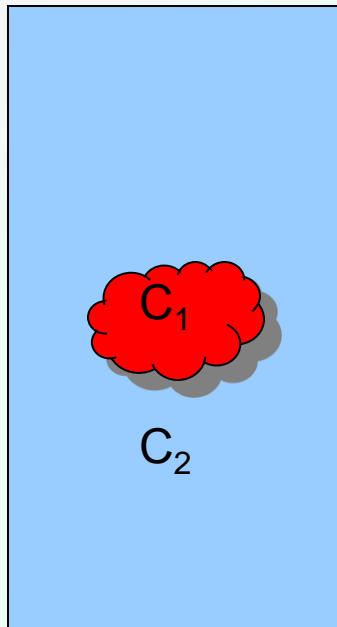
Ізотонічність – вимога до очних крапель, інфузійних розчинів.

- пружність, тургор клітин
- еластичність тканин, форма органів
 - засвоєння їжі, утворення лімфи, сечі
 - дія ліків

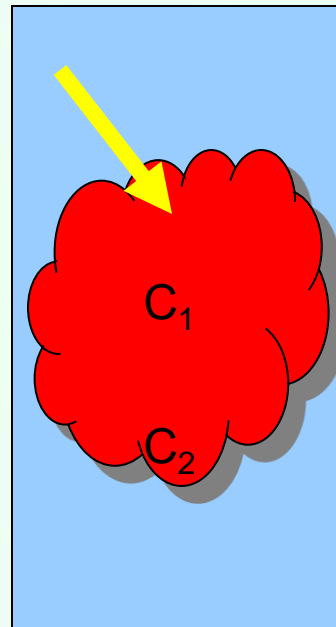
➤ За рахунок осмосу вода в організмі розподіляється між кров'ю, тканинами, клітинами.

В більш розбавлених розчинах (гіпотонічних) клітини набрякають і лопаються (явище лізису).

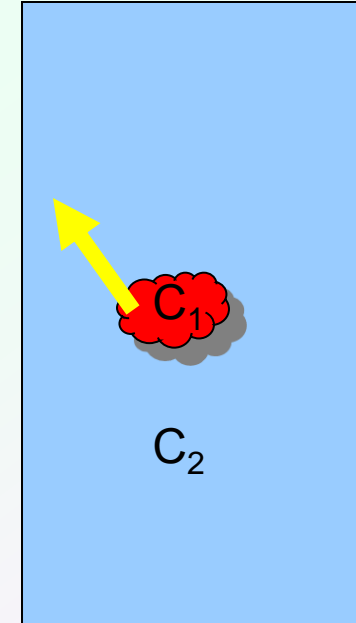
В концентрованих розчинах (гіпертонічних) клітини зморщуються (явище плазмолізу).



$C_1 = C_2$
ИЗО-



$C_1 > C_2$
ГИПО-
гемоліз



$C_1 < C_2$
ГИПЕР-
плазмоліз

2. Тиск насиченої пари рідин

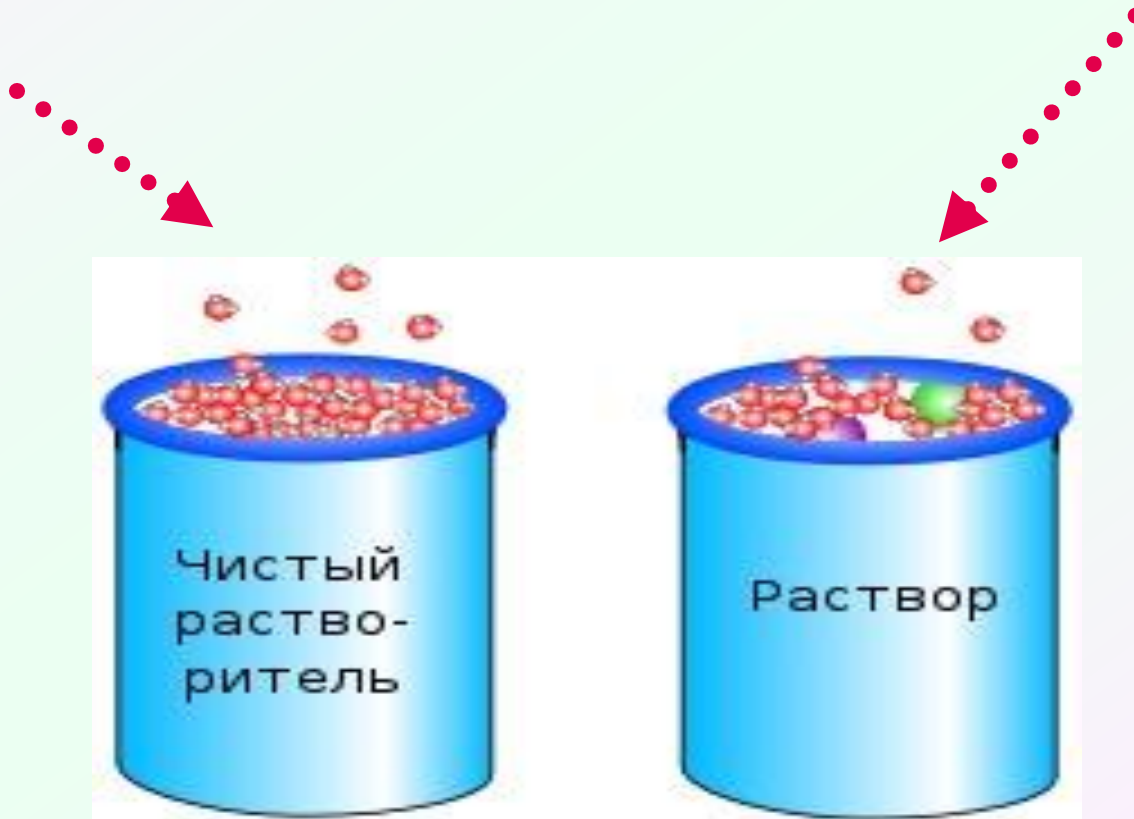
ЗАКОН РАУЛЯ

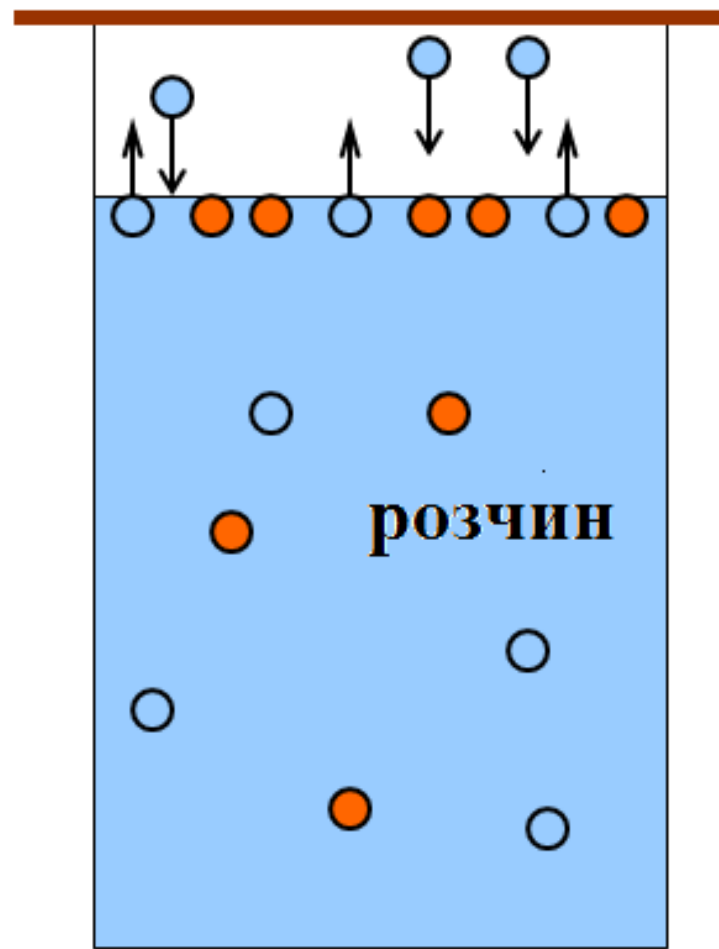
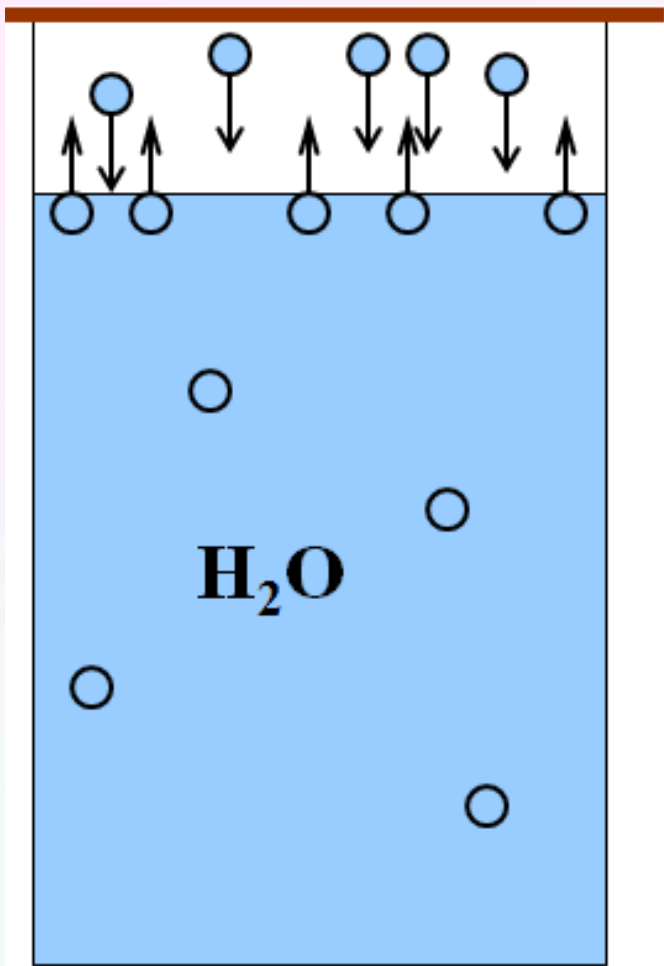
Парціальний тиск насиченої пари даного компоненту (i) над розчином (p_i) дорівнює тиску насиченої пари цього компоненту в чистому стані (p_i^*), помноженому на його молярну частку у розчині (x_i)

$$p_i = p_i^* \cdot x_i$$

Рідина А при певній температурі має тиск насиченої пари над розчином p_i^* .

При розчиненні речовини В тиск пари знизиться й стане рівним p_i ,





$$P_0 > P$$

Тиск насиченої пари в ідеальних системах, утворених леткими компонентами

Для двокомпонентного ідеального розчину
(x – мольна частка)

$$P_A = p_A^* \cdot x_A; \quad P_B = p_B^* \cdot x_B$$

Закон Дальтона

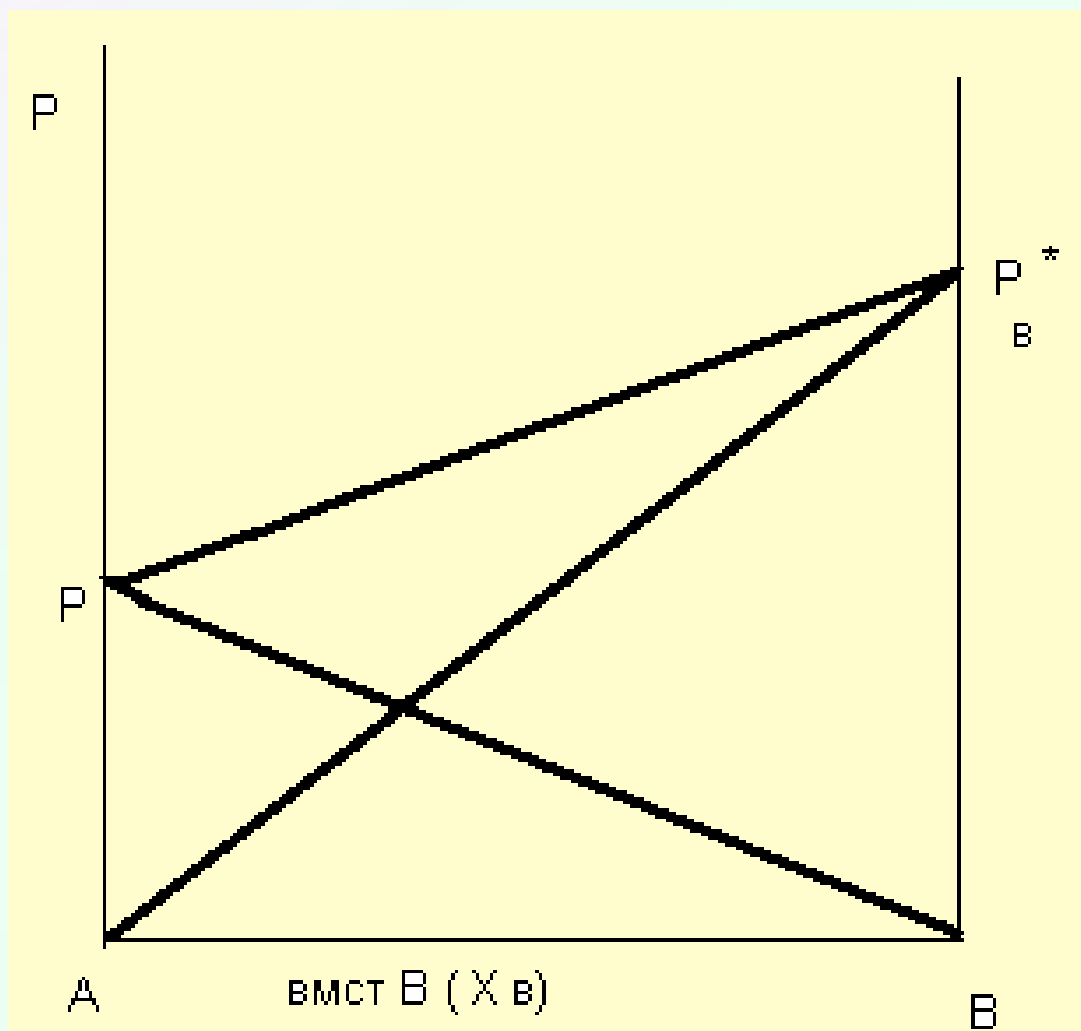
$$P_{\text{заг}} = p_A + p_B$$

$$P = p_A^* \cdot x_A + p_B^* \cdot x_B$$

$$x_A + x_B = 1$$

$$P = p_A^* + x_B (p_B^* - p_A^*)$$

Залежність загального та парціального тисків пари компонентів від складу розчину



ГРАНИЧНО РОЗБАВЛЕНІ РОЗЧИНИ.

ЗАКОН ГЕНРІ

Гранично розбавлені, якщо $x_B < 0,005 \text{ моль/дм}^3$,
а $x_A \rightarrow 1$

Закон Рауля в цьому випадку можна
застосувати до **розчинника**

$$P_A = p_A^* \cdot x_A$$

Тиск пари розчиненої речовини підкоряється
закону Генрі:

Парціальний тиск пари розчиненої речовини
пропорційно його мольній частці

$$P_B = K_B \cdot x_B,$$

де K_B – константа Генрі з розмірністю тиску

Зниження тиску насиченої пари розчинника

Для розчину з двох компонентів друга форма закону Рауля:

Відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розбавленим розчином нелеткої речовини дорівнює молярній частці розчиненої речовини.


$$\frac{p_A^0 - p_A}{p_A^0} = x_B$$

$$\frac{\Delta p}{p_A^*} = x_B$$

$$p_A = p_A^* \cdot x_A$$

$\Delta p / p_A^*$ - відносне зниження тиску насиченої пари розчинника

II. Підвищення температури кипіння розчинів

Рідка фаза  пар
рівновага

$$\Delta T_{\text{кип}} = E \cdot C_m$$

C_m – моляльність розчину, моль/кг
 E - ебуліоскопічна константа

Метод дослідження, оснований на визначенні температур кипіння, - **ебуліоскопія**

Зниження температури замерзання розчинів

$$\Delta T_{\text{зам}} = K_3 \cdot C_m$$

K_3 – *кріоскопічна стала* – залежить від природи розчинника, та не залежить від природи розчиненої речовини

Застосування ебуліоскопії, кріоскопії, осмометрії у фармації

Кріоскопію (ебуліоскопію) використовують як для визначення молярних мас нових лікарських препаратів, також для визначення ізотонічної концентрації.

$$M_B = K \frac{\omega_B 1000}{\omega_A \Delta T_z}$$

Осмометричний метод застосовують для визначення молярних мас високомолекулярних речовин (білків, полісахаридів)