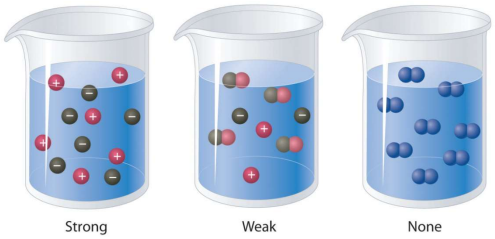
Solutions of electrolytes

Solutions of electrolytes

- An electrolyte is a substance that ionizes when dissolved in suitable ionizing solvents such as water.
- This includes most soluble salts, acids, and bases.
- Electrolytes in solution have the capacity to conduct electricity through a process known as *electrolysis*
- Electrolytes can be classified as *strong electrolytes* and *weak electrolytes*.
- Strong electrolytes ionize completely (~100%), while weak electrolytes ionize only partially (1–10%).



بتحلل وبعطينا ايونات

ال strong بتحللوا كليا (ما بضل من المتفاعلات)
ولكن ال weak بتحللوا جزئيا (بضل من المتفاعلات)

• الإلكتروليت مادة تتأين عند ذوبانها في مذيبات مؤينة مناسبة كالماء.

• يشمل ذلك معظم الأملاح والأحماض والقواعد الذائبة.

تتمتع الإلكتروليتات في المحلول بالقدرة على توصيل الكهرباء من خلال عملية تُعرف باسم التحليل الكهربائي.

يمكن تصنيف الإلكتروليتات إلى إلكتروليتات قوية وإلكتروليتات ضعيفة.

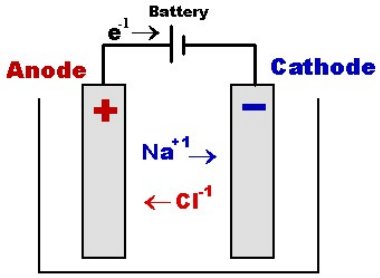
تتأين الإلكتروليتات القوية كليًا (-100%)، بينما تتأين الإلكتروليتات الضعيفة جزئيًا فقط (1-10%).

Solutions of electrolytes

- Electrolytes in solution have the capability to conduct electricity through a process known as *electrolysis*

تتمتع الإلكتروليتات في المحلول بالقدرة على توصيل الكهرباء من خلال عملية تُعرف باسم التحليل الكهربائي

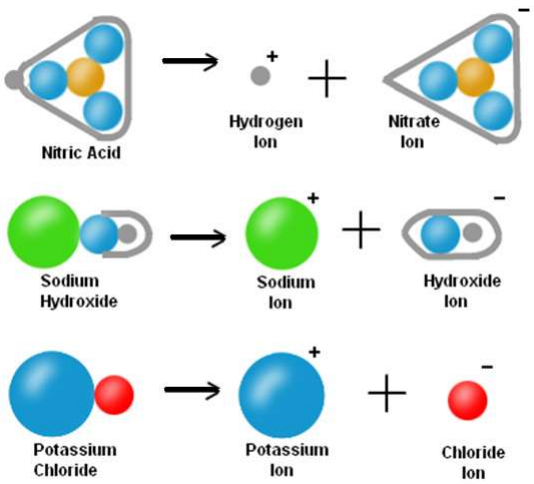
يعني نقل الالكترونات (موصلة)



Solutions of electrolytes

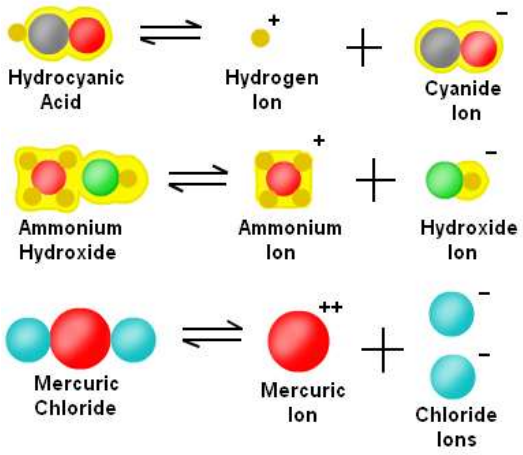
- Strong electrolytes includes strong acids (e.g.HNO_3), strong bases (e.g. NaOH), and most salts (e.g. KCl).

تشمل الإلكتروليتات القوية الأحماض القوية (مثل حمض النيتريك)، والقواعد القوية (مثل هيدروكسيد الصوديوم)، ومعظم الأملاح (مثل كلوريد البوتاسيوم).



Solutions of electrolytes

- Weak electrolytes include weak acids (e.g. CH_3COOH), weak bases (e.g. NH_3), and slightly soluble salts (e.g. AgCl).



تشمل الإلكتروليتات الضعيفة الأحماض الضعيفة (مثل CH3COOH)، والقواعد الضعيفة (مثل NH4+)، والأملاح قليلة الذوبان (مثل AgCl).

Colligative properties

- Van't Hoff observed that the osmotic pressure (π) of dilute solutions of nonelectrolytes such as sucrose and urea, can be expressed by the equation:

$$\pi = RTc$$

- R: Gas constant, T: absolute temperature, c: concentration in mole/L
- However; he found that solutions of electrolytes gave osmotic pressures approximately two, three, and more times larger than expected from this equation.
- Van't Hoff Introduced a correction factor (i) to account for the irrational behavior of ionic solutions, he wrote:

$$\pi = iRTc$$

- The (i) factor approximately equals the number of ions formed upon dissociation (e.g. 2 for NaCl, 3 for $CaCl_2$, and 4 for $FeCl_3$).

• لاحظ فان هوف أن الضغط الأسموزي (ن) للمحاليل المخففة للمواد غير الإلكتروليتية، مثل السكروز واليوريا، يمكن التعبير عنه بالمعادلة:

• R: ثابت الغازات، T: درجة الحرارة المطلقة، c: التركيز بالمول/لتر

• مع ذلك، وجد أن محاليل الإلكتروليتات تعطي ضغوطًا أسموزية أكبر بمرتين أو ثلاث مرات أو أكثر مما هو متوقع من هذه المعادلة.

• أدخل فان هوف عامل تصحيح (i) لمراعاة السلوك غير المنطقي للمحاليل الأيونية، وكتب:

يساوي العامل (i) تقريبًا عدد الأيونات المتكونة عند التفكك (مثلًا ٢ لكلوريد الصوديوم، ٣ لكلوريد الكالسيوم، و٤ لكلوريد الحديد).

بس الزيادة هو ال i وهو عدد الايونات بعد التحلل

Colligative properties

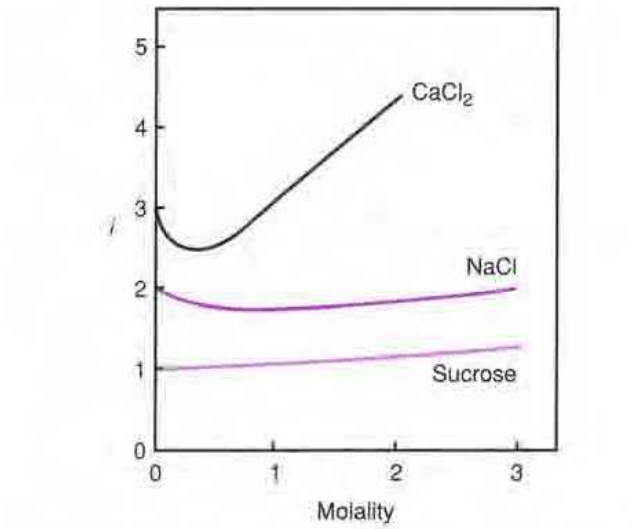


Fig. 6–5. van't Hoff *i* factor of representative compounds.

Colligative properties

Example:

What's the osmotic pressure of a 2.0 m solution of sodium chloride at 20°C?

Answer: the i factor for a 2 m solution of sodium chloride as observed in the figure is about 1.9

$\pi = iRTm$

$= 1.9*0.082*293*2 = 91.3$ atm

Colligative properties

- The Van't Hoff factor can be used to express the four colligative properties for solutions of electrolytes and concentrated solutions of nonelectrolytes.

يعني بستخدم i لكل هاي القوانين كمان في حالة ال electrolyte

$$\Delta p = 0.018 i p_1^o m$$

$$\Delta T_f = iK_f m$$

$$\Delta T_b = iK_b m$$

$$\pi = iRTm$$

- The first equation applies only to dilute aqueous solutions

$$X_2 = \frac{\Delta p}{p_1^o} \cong \frac{n_2}{n_1} = \frac{n_2}{\frac{1000}{18}} = \frac{m}{55.5} = 0.018m$$

والرقم 0.018 باول معادلة جاي بس عشان التخفيف

• يمكن استخدام عامل فان هوف للتعبير عن الخواص التجميعية الأربع لمحاليل الإلكتروليتات والمحاليل المركزة للمواد غير الإلكتروليتية.

Electrolyte Dissociation

Arrhenius theory

❖Both strong and weak electrolytes are fully dissociated into ions at infinite dilution (extremely dilute solutions in which solute-solute interactions are negligible).

❖At moderately concentrated solutions, Arrhenius differentiated between strong and weak electrolytes by the fraction of the molecules ionized: the *degree of dissociation (α)*.

❖A strong electrolyte was one that dissociated into ions to a high degree and a weak electrolyte was one that dissociated into ions to a low degree.

❖Arrhenius determined the degree of dissociation (α) directly from conductance measurements

فرق ما بين ال strong and ال weak من خلال درجة التفكك وهو كان يقيسها عمليا

تتفكك كل من الإلكتروليتات القوية والضعيفة تمامًا إلى أيونات عند التخفيف اللانهائي (المحاليل المخففة للغاية التي تكون فيها تفاعلات المذاب-المذاب ضئيلة).

في المحاليل متوسطة التركيز، ميز أرهينيوس بين الإلكتروليتات القوية والضعيفة من خلال نسبة الجزيئات المتأينة: درجة التفكك (α).

الإلكتروليت القوي هو الذي يتفكك إلى أيونات بدرجة عالية، والإلكتروليت الضعيف هو الذي يتفكك إلى أيونات بدرجة منخفضة.

حدد أرهينيوس درجة التفكك (α) مباشرة من قياسات الموصلية.

Electrolyte Dissociation

Arrhenius theory

- The van't Hoff factor **i** can be connected with the degree of dissociation α in the following way:

$$\alpha = \frac{i - 1}{v - 1}$$

where **v** is the number of ions produced from the electrolyte ionization e.g. for NaCl v=2, for $CaCl_2$ v=3

- The cryoscopic method is used to determine i from the expression

$$i = \frac{\Delta T_f}{k_f m}$$

• يمكن ربط عامل فان هوف (i) بدرجة التفكك (a) بالطريقة التالية:

حيث v هو عدد الأيونات الناتجة عن تأين الإلكتروليت، على سبيل المثال، بالنسبة لـ NaCl، v=2، وبالنسبة لـ CaCl، v=3

تستخدم طريقة التبريد لتحديد i من التعبير

Electrolyte Dissociation

Arrhenius theory

Example:

Calculate the degree of ionization of 0.1 m acetic acid providing that its freezing point is -0.188°C.

Answer: Acetic acid dissociates into two ions, so v = 2.

To calculate i:

$$i = \frac{\Delta T_f}{k_f m}$$

= 0.188/ (1.86*0.1)= 1.011

It is possible now to calculate the degree of ionization:

$$\alpha = \frac{i - 1}{v - 1}$$

= (1.011-1)/ (2-1) = 0.011 or 1.1%

Activity and Activity Coefficient

- The large number of oppositely charged ions in solutions of strong electrolytes influence one another through interionic attractive forces.

يؤثر العدد الكبير من الأيونات ذات الشحنات المتعاكسة في محاليل الإلكتروليتات القوية على بعضها البعض من خلال قوى التجاذب بين الأيونات.

- For solution of nonelectrolytes, regardless of concentration, the number of ions is small and the interionic attractive forces are insignificant.

في محاليل المواد غير الإلكتروليتية، بغض النظر عن التركيز، يكون عدد الأيونات صغيرًا وتكون قوى التجاذب بين الأيونات ضئيلة.

انه بسبب القوى الايونية ما بتفككوا تماما بحالة انه يكون التركيز عالي

- As for strong electrolytes, ions can associate at high concentrations into groups known as ion pairs. Thus the values of the freezing point depression and the other colligative properties are less than expected for solutions of unhindered ions. Consequently, a strong electrolyte may be completely ionized, yet incompletely dissociated into free ions.

كما هو الحال في الإلكتروليتات القوية، يمكن للأيونات أن تتجمع عند التركيزات العالية لتكوين مجموعات تُعرف باسم أزواج الأيونات. وبالتالي، تكون قيم انخفاض نقطة التجمد والخواص التجميعية الأخرى أقل من المتوقع لمحاليل الأيونات غير المعاقة. ونتيجة لذلك، قد يكون الإلكتروليت القوي متأينًا تمامًا، ولكنه غير متفكك تمامًا إلى أيونات حرة.

- One may think of the solution as having an "effective concentration" or, as it is called, an **activity**.

يمكن اعتبار المحلول ذا "تركيز فعال" أو ما يُسمى بالنشاط.

Activity and Activity Coefficient

- The activity (a), in general, is less than the actual or stoichiometric concentration of the solute (m), not because the strong electrolytes are partly ionized, but rather because some of the ions are effectively "taken out of play" by the electrostatic forces of interaction.

يكون النشاط (أ) عمومًا أقل من التركيز الفعلي أو المتكافئ للمذاب (م)، ليس لأن الإلكتروليتات القوية تتأين جزئيًا، بل لأن بعض الأيونات تُستبعد فعليًا من التفاعل بفعل قوى التجاذب الكهروستاتيكي.

هون خففنا كثير وبعدنا الايونات عن بعض فبالتالي التركيز قليل ومنه بتفككوا كليا

- At infinite dilution in which the ions are so widely separated that they do not interact with one another, the activity **a** of an ion is equal to its concentration:

عند التخفيف اللانهائي، حيث تكون الأيونات متباعدة جدًا بحيث لا تتفاعل مع بعضها البعض، يكون نشاط الأيون a مساويًا لتركيزه:

$$a = m$$

هون تركيز عالي فالايونات قريبة ورح يصير تجاذب بسبب القوى الايونية ومنه ما بتفككوا كليا

- As the concentration of the solution is increased, the ratio becomes less than unity because the effective concentration or activity of ions becomes less than the molal concentration. This ratio is known as the practical activity coefficient (γ), thus:

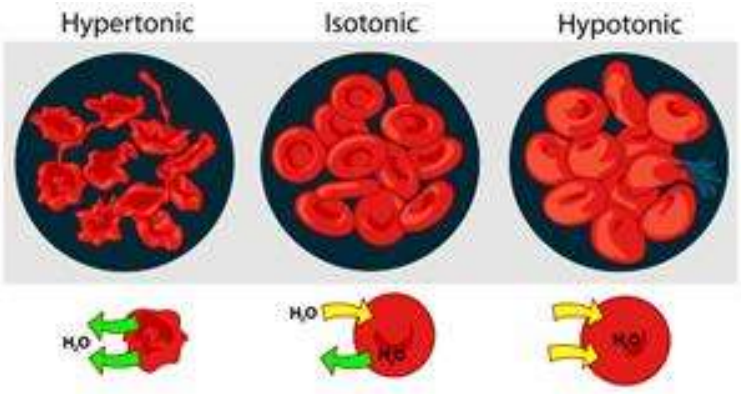
• مع زيادة تركيز المحلول، تصبح النسبة أقل من واحد لأن التركيز الفعال أو نشاط الأيونات يصبح أقل من التركيز المولالي. تُعرف هذه النسبة بمعامل النشاط العملي (α)، وبالتالي:

$$a = \gamma m$$

Isotonic Solutions

Introduction

- The need to achieve isotonic conditions with solutions to be applied to delicate membranes is dramatically illustrated by mixing a small quantity of blood with aqueous sodium chloride solutions of varying tonicity.



تتضح الحاجة إلى تحقيق ظروف متساوية التوتر في المحاليل التي تُطبق على الأغشية الحساسة بشكل جلي من خلال مزج كمية صغيرة من الدم مع محاليل كلوريد الصوديوم المائية ذات التوترات المختلفة.

Introduction

- The solutions that cause no swelling or contraction of the tissues and produce no discomfort when instilled in the eye, nasal tract, blood, or other body tissues is termed **isotonic.**
- Isotonic sodium chloride NaCl (0.9%) is a familiar pharmaceutical example of such a preparation.

تُسمى المحاليل التي لا تُسبب تورمًا أو انقباضًا للأنسجة، ولا تُسبب أي إزعاج عند تقطيرها في العين أو الأنف أو الدم أو أنسجة الجسم الأخرى، بالمحاليل متساوية التوتر.

يُعد كلوريد الصوديوم متساوي التوتر NaCl (0.9%) مثالًا صيدلانيًا شائعًا على هذا النوع من المستحضرات.

Isosmotic Solutions

- Osmolality and osmolarity are colligative properties that measure the concentration of the solutes independently of their ability to cross a cell membrane.
- The unit to express the amount of osmotically active particles in a solution is the osmole or milliosmole:

Number of osmoles = Number of moles × n

- Where ***n*** is the number of species into which the solute is dissolved

$$1\ \text{Osmol} = 10^3\ \text{mOsmol}$$

- **Osmolarity** is the number of osmoles of solute per L of solution
- **Osmolality** is the number of osmoles of solute per kg of solvent

التناضحية والضغط الأسموزي هما خاصيتان تجميعيتان تقيسان تركيز المواد المذابة بغض النظر عن قدرتها على عبور غشاء الخلية.

وحدة التعبير عن كمية الجزيئات النشطة أسموزيًا في المحلول هي الأسمول أو الملي أسمول: عدد الأسمولات = عدد المولات × ن، حيث ن هو عدد الجزيئات التي يذوب فيها المذاب.

الأسمولارية هي عدد عدد الأسمولات من المذاب لكل لتر من المحلول

الأسمولالية هي عدد أسمولات المذاب لكل كيلوغرام من المذيب

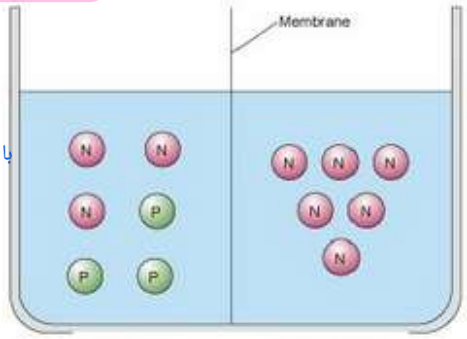
Isosmotic Solutions

- When two solutions are separated by a perfect semipermeable membrane and there is no net movement of solvent molecules across the membrane, the solutions are isosmotic (i.e. have equal osmotic pressure or osmolarity).
- Perfect semipermeable membrane is permeable only to solvent molecules.

• عندما يفصل غشاء شبه منفذ مثالي محلولين، ولا توجد حركة صافية لجزيئات المذيب عبر الغشاء، يكون المحلولان متساويي التوتر (أي لهما نفس الضغط الأسموزي أو الأسمولية).

الغشاء شبه المنفذ المثالي منفذ فقط لجزيئات المذيب.

لما يكون عدد ال solute بالجهتين متساوي ومافي net movement of slovent بسميه isosmotic



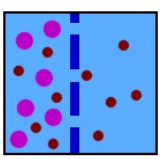
Isosmotic Solutions

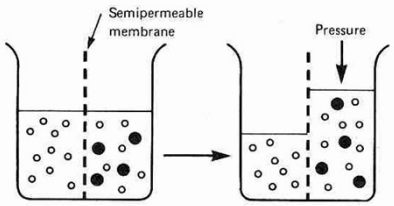
- When two isosmotic solutions contain solutes that cannot cross the biological membrane, they are described as isotonic with respect to that membrane.
- Tonicity is a measure of the effective osmotic pressure gradient of two solutions separated by a semipermeable membrane.
- Osmolarity takes into account the total concentration of penetrating solutes and non-penetrating solutes, whereas tonicity takes into account the total concentration of only non-penetrating solutes

عندما يحتوي محلولان متساويا التوتر على مواد مذابة لا تستطيع عبور الغشاء البيولوجي، يُوصفان بأنهما متساويا التوتر بالنسبة لذلك الغشاء.

• التوتر هو مقياس لتدرج الضغط الأسموزي الفعال لمحلولين يفصل بينهما غشاء شبه منفذ.

تأخذ الأسمولية في الاعتبار التركيز الكلي للمواد المذابة النافذة وغير النافذة، بينما تأخذ التوترية في الاعتبار التركيز الكلي للمواد المذابة غير النافذة فقط.





Measurement of Tonicity

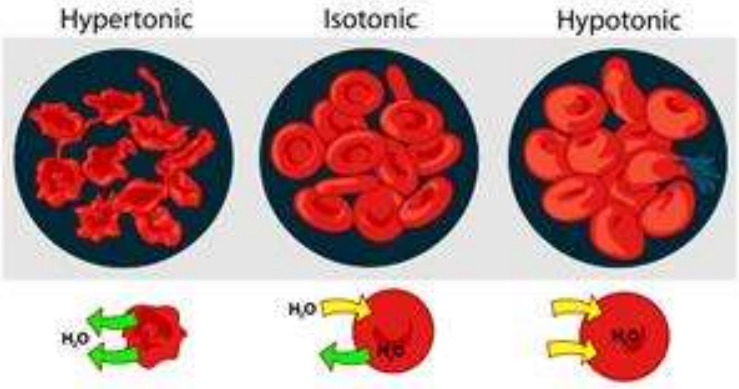
1

Hemolytic method

طريقة التحلل الدموي

- The effect of various solutions of the drug is observed on the appearance of red blood cells suspended in the solutions.

• يلاحظ تأثير محاليل الدواء المختلفة على مظهر خلايا الدم الحمراء المعلقة في المحاليل.



Measurement of Tonicity

2

Cryoscopic Method

طريقة التبريد

- The tonicity is determined from ΔT_f of the solution, which is determined theoretically from the equation $\Delta T_f = K_f c$.

يتم تحديد التوتر الأسموزي من ΔT للمحلول، والذي يتم تحديده نظريًا من المعادلة $\Delta T = K_f c$.

- For solutions of electrolytes, a new factor **($L = iK_f$)** is used:

$$\Delta T_f = L\,c$$

• بالنسبة لمحاليل الإلكتروليتات، يتم استخدام عامل جديد ($L = iK$):

- The L value for solutions that is isotonic with body fluids is written as L_{iso}

$$L_{iso} = \Delta T_f / c$$

• قيمة L للمحاليل متساوية التوتر مع سوائل الجسم تُكتب على النحو التالي:

- For sodium chloride the concentration of isotonic solution is 0.9% w/v = 0.154 M:

$$L_{iso} = 0.52\ ^{o}C/0.154 = 3.4$$

بالنسبة لكلوريد الصوديوم، تركيز المحلول متساوي التوتر هو 0.9% وزن/حجم = 0.154 مولار:

هذا للجدول الي بعده

النوع (Type)	قيمة L_{iso}	أمثلة	الشرح بالعربية
Nonelectrolytes غير إلكتروليتات	1.9	Sucrose, glycerin, urea, camphor	مواد لا تتأين في المحلول، لذلك يكون تأثيرها على الخواص الجامعة أقل نسبيًا.
Weak electrolytes إلكتروليتات ضعيفة	2.0	Boric acid, cocaine, phenobarbital	مواد تتأين جزئيًا فقط، لذا يكون عدد الجسيمات الناتجة محدودًا.
Di-divalent electrolytes إلكتروليتات ثنائية الشحنة (2:2)	2.0	Magnesium sulfate, zinc sulfate	إلكتروليتات تحتوي عادة على أيون ثنائي الشحنة موجب وأخر ثنائي الشحنة سالب.
Uni-univalent electrolytes إلكتروليتات أحادية-أحادية (1:1)	3.4	Sodium chloride, cocaine hydrochloride, sodium phenobarbital	إلكتروليتات 1:1: تعطي غالبًا أيونًا موجبًا أحادي الشحنة وأيونًا سالبًا أحادي الشحنة.
Uni-divalent electrolytes إلكتروليتات أحادية-ثنائية (1:2)	4.3	Sodium sulfate, atropine sulfate	إلكتروليتات 1:2: تحتوي على أيون أحادي الشحنة مع أيون ثنائي الشحنة.
Di-univalent electrolytes إلكتروليتات ثنائية-أحادية (2:1)	4.8	Zinc chloride, calcium bromide	إلكتروليتات 2:1: تحتوي على أيون ثنائي الشحنة مع أيونات أحادية الشحنة مقابلة.
Uni-trivalent electrolytes إلكتروليتات أحادية-ثلاثية (1:3)	5.2	Sodium citrate, sodium phosphate	إلكتروليتات 1:3: يترافق فيها أيون أحادي الشحنة مع أيون ثلاثي الشحنة.
Tri-univalent electrolytes إلكتروليتات ثلاثية-أحادية (3:1)	6.0	Aluminum chloride, ferric iodide	إلكتروليتات 3:1: تحتوي على أيون ثلاثي الشحنة مع أيونات أحادية الشحنة.
Tetraborate electrolytes إلكتروليتات البورات الرباعية	7.6	Sodium borate, potassium borate	أملاح البورات الرباعية، وتتميز بقيمة L_{iso} مرتفعة نسبيًا.

Measurement of Tonicity

Cryoscopic Method

TABLE 8–3
AVERAGE L_{iso} VALUES FOR VARIOUS IONIC TYPES*

Type	L_{iso}	Examples
Nonelectrolytes	1.9	Sucrose, glycerin, urea, camphor
Weak electrolytes	2.0	Boric acid, cocaine, phenobarbital
Di-divalent electrolytes	2.0	Magnesium sulfate, zinc sulfate
Uni-univalent electrolytes	3.4	Sodium chloride, cocaine hydrochloride, sodium phenobarbital
Uni-divalent electrolytes	4.3	Sodium sulfate, atropine sulfate
Di-univalent electrolytes	4.8	Zinc chloride, calcium bromide
Uni-trivalent electrolytes	5.2	Sodium citrate, sodium phosphate
Tri-univalent electrolytes	6.0	Aluminum chloride, ferric iodide
Tetraborate electrolytes	7.6	Sodium borate, potassium borate

*From J. M. Wells, J. Am. Pharm. Assoc. Pract. Ed. 5, 99, 1944.

Methods of Adjusting Tonicity

Cryoscopic method

- In the cryoscopic method, sodium chloride or some other substance is added to the solution of the drug to lower the freezing point of the solution to −0.52°C and thus make it isotonic with body fluids.
- The freezing point depressions ΔT_f of drug solutions can be determined experimentally or theoretically.

• في طريقة التجميد، يضاف كلوريد الصوديوم أو مادة أخرى إلى محلول الدواء لخفض درجة تجمد المحلول إلى -٠.٥٢ درجة مئوية، وبالتالي جعله متساوي التوتر مع سوائل الجسم.

يمكن تحديد انخفاضات درجة التجمد ΔT لمحاليل الدواء تجريبيًا أو نظريًا.

Methods of Adjusting Tonicity

Cryoscopic method

Example

How much NaCl is required to render 100 mL of a 1% solution of apomorphine hydrochloride isotonic with blood serum?

1% solution of the drug has a ΔT_f of 0.08°C.

1% solution of NaCl has a ΔT_f of 0.58°C.

To make this solution (ΔT_f = 0.08°C) isotonic with blood (ΔT_f = 0.52°C), sufficient NaCl must be added to reduce the freezing point by an additional 0.44°C (0.52°C - 0.08°C).

$$\frac{1\%}{X} = \frac{0.58°C}{0.44°C} \Rightarrow X = 0.76\%$$

Thus, 0.76% NaCl will lower the freezing point by 0.44°C and will render the solution isotonic.

Methods of Adjusting Tonicity

3 - NaCl equivalent method

- The sodium chloride equivalent (E) of a drug is the amount of sodium chloride that has the same osmotic effect of 1 g of the drug.
- E value can be obtained theoretically from L_{iso} value and Molecular weight of the drug.

• مكافئ كلوريد الصوديوم (E) للدواء هو كمية كلوريد الصوديوم التي لها نفس التأثير الأسموزي لـ ١ غرام من الدواء.

• يمكن الحصول على قيمة E نظريًا من قيمة Liso والوزن الجزيئي للدواء.

Methods of Adjusting Tonicity

NaCl equivalent method

- For a solution of 1 g of drug in 1000 ml of solution

$$c = \frac{1\ g}{MW} \quad \Rightarrow \quad \Delta T_f = L_{iso}\frac{1\ g}{MW}$$

لمحلول ١ غ من الدواء في ١٠٠٠ مل من المحلول ١ غ

- For a solution of NaCl with the same freezing point depression as the drug solution

$$\Delta T_f = 3.4\frac{E}{58.45} \quad \Rightarrow \quad \frac{L_{iso}}{MW} = 3.4\frac{E}{58.45}$$

$$\boldsymbol{E = 17\frac{L_{iso}}{M.Wt}}$$

• لمحلول كلوريد الصوديوم له نفس انخفاض نقطة التجمد لمحلول الدواء

Methods of Adjusting Tonicity

NaCl equivalent method

Example 1

Calculate the approximate *E* value for a new amphetamine hydrochloride derivative (M.Wt =187). The drug is a uni-univalent salt with a L_{iso} value of 3.4.

$$\boldsymbol{E = 17\frac{L_{iso}}{M.Wt}}$$

$$\boldsymbol{E} = 17 \times \frac{3.4}{187} = 0.31$$

Methods of Adjusting Tonicity

NaCl equivalent method

Example 2

A solution contains 1.0 g of ephedrine sulfate in a volume of 100 mL. What quantity of sodium chloride must be added to make the solution isotonic? E value for the drug is 0.23

The quantity of the drug is multiplied by its NaCl equivalent, *E*:

Ephedrine sulfate: 1 g × 0.23 = 0.23 g

The ephedrine sulfate has contributed a weight of material osmotically equivalent to 0.23 g of NaCl.

Because a total of 0.9 g of NaCl is required for isotonicity, 0.67 g (0.90 - 0.23 g) of NaCl must be added.

Methods of Adjusting Tonicity

NaCl equivalent method

Example 3

How much dextrose would be required to make the solution in example 2 isotonic instead of NaCl?

Because the sodium chloride equivalent of dextrose is 0.16, then:

$$\frac{1\ g\ dextrose}{0.16\ g\ NaCl} = \frac{X}{0.67\ g\ NaCl}$$

X = 4.2 g of dextrose

Methods of Adjusting Tonicity

4 - White-Vincent Method

- White and Vincent developed a simplified equation for calculating the volume V (mls) of isotonic solution prepared by mixing the drug with water.

$$V = w \times E \times 111.1$$

w: weight (g) of the drug.

E: NaCl equivalent

• طور وايت وفينسنت معادلة مبسطة لحساب حجم V (مل) المحلول متساوي التوتر المحضر بمزج الدواء مع الماء.

Methods of Adjusting Tonicity

White-Vincent Method

Example

How to make 30 mL of a 1% solution of procaine HCl isotonic with body fluid? NaCl equivalent for procaine HCl is 0.21

Weight of the drug = 30 × 1% = 0.3 g

$$V = w \times E \times 111.1$$

$$V = 0.3 \times 0.21 \times 111.1 = 7 \text{ ml}$$

7 ml of water is added to the drug to make it isotonic, then enough isotonic diluting solution is added to make 30 mL of the finished product.