



كلية العلوم

القسم : الكيمياء

السنة : الاولى

المادة : كيمياء عامة 2

المحاضرة : الاولى / نظري / د. سليمان محمد

{{ مكتبة A to Z }}

مكتبة A to Z Facebook Group :

كلية العلوم

14

يمكنكم طلب المحاضرات برسالة نصية (SMS) أو عبر (What's app-Telegram) على الرقم 0931497960

الفصل الأول

المزائج والحاليل

MIXTURES AND SOLUTIONS

مكتبة A2Z
قرطاسية، محاضرات كلية العلوم
طرطوس - جانب كلية السياحة
0931497960-0935078669

Introduction

1 - 1 مقدمة

تظهر المركبات الكيميائية في أطوارها الثلاثة الصلبة، والسائلة والغازية، إمكانية تشكل أمزجة مؤلفة من جزيئات مركبين أو أكثر موجودين مع بعضهم البعض، لذلك يعرف المزيج بأنه الجملة المؤلفة من مكونين أو أكثر بنسب معينة. تدعى مركبات المزيج بالمكونات، ويقصد بالجملة الجسم أو مجموعة الأجسام المرتبطة مع بعضها.

Mixtures Classification

1 - 2 تصنيف المزائج

يتم الحصول على ثلاثة أنواع من المزائج تنتج عن خلط جزيئات مركبين أو أكثر بعضهم مع بعض، هي:

1- المزيج غير المتجانس: وهو المزيج الناتج عن تجمع جزيئات مكونين أو أكثر مع بعضهم ينتج عنه جملة لها صفات مختلفة في أجزاء كتلتها. وتتمتع بسطوح فصل بين أقسامها، مثل الرمل والماء، الزيت والماء.

2- المزيج المتجانس: وهو المزيج الناتج عن تجمع جزيئات مكونين أو أكثر مع بعضهم. ينتج عنه جملة لها صفات واحدة في جميع أنحاء كتلتها بحيث لا تظهر

سطوح فصل فيها، أي أنها مؤلفة من طور واحد. مثال الكحول والماء، الملح والماء. تعدّ المحاليل أمثلة واضحة عن المزائج المتجانسة.

3- المزيج الغروي: وهو المزيج الناتج عن تجمع جزيئات مكونين أو أكثر مع بعضهم، ينتج عنه جملة تنتشر فيها جزيئات كبيرة لأحد المكونات معطية إياها صفة فيزيائية غير متجانسة، مثل النشاء مع الماء.

Solution Classification

1 - 3 تصنيف المحاليل

يستنتج من تعريف المزيج المتجانس، أن الجملة تتمتع بصفة واحدة في جميع أنحاء كتلتها، وهذا ينطبق على تعريف المحلول الذي ينص: على أن المحلول هو المزيج المتجانس المؤلف من مكونين أو أكثر بنسب معينة.

يتشكل المحلول من انحلال (ذوبان) مادة ما في محل (مذيب)، لذلك يدعى المكون الذي يتوزع في المحل بالمادة المنحلة أو المذابة، بينما تعتبر المادة الأكثر وفراً في المزيج بالمحل، أو بالمذيب.

تشبه المحاليل، المركبات الكيميائية، نظراً لوجود الصفة التجانسية فيهما، ولكنهما يختلفان عن بعضهما بصفة التركيب، حيث تتصف المركبات الكيميائية بتركيب ثابت، بينما تواجد المحاليل بتركيب متغير، نسبة إلى كمية المادة المنحلة في المحل، لذلك يعتبر تركيب المحلول نوعاً وكماً، من الصفات المميزة، حيث يعرف التركيب النوعي للمحاليل عن المركبات الداخلة في تشكيل المحلول، بينما يحدد التركيب الكمي نسبة كميات المواد التي ساهمت في تشكيل المحلول.

تقسم المحاليل إلى ثلاثة أنواع طورية، وهي:

1- المحاليل الغازية (Gases Solutions): وهي المحاليل التي تشكلت من

انحلال مواد غازية ببعضها، كما في انحلال غاز الأزوت في الهواء.

2- المحاليل السائلة (Liquids Solutions): وهي المحاليل التي تشكلت

بالاعتماد على طور المحل السائل ناتجة عن انحلال مواد غازية أو سائلة أو صلبة في محلات سائلة، مثل الأوكسجين في الماء، والكحول في الماء، و السكر في الماء. تقسم

هذه المحاليل السائلة بدورها إلى:

أ. محاليل كهريئية: وهي المحاليل المتشكلة من انحلال الحموض والأسس والأملاح، أي المواد الكهريئية في الماء، تتميز هذه المحاليل بوجود شوارد ناتجة عن تفكك المواد الكهريئية في الماء، التي بواسطتها يمكن للتيار الكهريائي أن يعبر من خلالها.

ب. محاليل غير كهريئية: وهي المحاليل المتشكلة من انحلال بعض المواد العضوية واللاعضوية غير المتشردة في المحلات السائلة، وتتميز هذه المحاليل، بأنها غير ناقلة للتيار الكهريائي، نظراً لعدم وجود شوارد فيها.

3- المحاليل الصلبة (Solids Solutions): وهي المحاليل التي تشكلت غالباً بالاعتماد على طور المحل الصلب، ناتجة عن انحلال مواد غازية أو سائلة أو صلبة في المحل الصلب، مثل الهيدروجين في الكاديوم، والزنبق في المعدن، والنحاس في الذهب.

تدعى المحاليل المتشكلة من انحلال معدن في معدن آخر، بالمحاليل المعدنية أو السبائك، تتميز هذه المحاليل بناقلية جيدة الحرارة والتيار الكهريائي.

يتشكل المحلول، من عملية انحلال مادة منحلّة في محل، وتعتبر عملية الانحلال، إلى حد ما، بأنها حادثة كيميائية، تتم بين جزيئات المادة المنحلّة والمادة المحلّة. ويحصل نتيجة لانحلال كميات معينة من المادة المنحلّة في المحل النقي على محاليل متقاوثة الكمية. لذلك تدعى أكبر كمية ممكنة من المادة المنحلّة، التي تنحل في كمية معينة من المادة المحلّة بقابلية الانحلال. تتعلق عملية الانحلال بعوامل عديدة أهمها: طبيعة المادة المنحلّة، والمادة المحلّة ودرجة الحرارة والضغط، تتم جميع عمليات الانحلال تحت ضغط جوي نظامي، وغالباً تزداد الانحلالية مع ازدياد درجة الحرارة. تواجد نتيجة لعملية الانحلال، جزيئات مواد مختلفة في حجم واحد، تتأثر ببعضها، حيث تتجاذب مع بعضها تحت تأثير قوى الاستقطاب، وقوى فان درفالس وقوى غيرها، تؤثر على نوعية المحلول الناتج، مؤدية إلى إعطاء محاليل مختلفة. لذلك تتميز المحاليل بين جزيئات مكونات مختلفة، نسبة إلى عملية الانحلال، والى التأثير المتبادل بين جزيئات مكونات المحلول، وهكذا تصنف أنواع المحاليل السابقة بالصفات الآتية، التي تكمل التعبير عن نوعيتها.

أ. المحلول غير المشبع: وهو المحلول الذي يمكن أن يحل فيه كمية أخرى من المادة المنحلة، في درجة حرارة معينة.

ب. المحلول المشبع: وهو المحلول الذي لا يمكن أن يحل فيه كمية أخرى من المادة المنحلة، في درجة حرارة معينة.

ج. المحلول فوق المشبع: وهو المحلول الحاوي على كمية أكبر من المادة المنحلة، منه في حالة الإشباع في نفس درجة الحرارة.

د. المحلول الكامل: وهو المحلول الذي تظهر فيه التأثيرات المتبادلة بين جزيئات مكوناته وكأنها نفس التأثيرات المتبادلة بين جزيئات كل مكون على حدة، ويتميز هذا المحلول بأن حجمه الكلي، ناتج عن مجموع أحجام مكوناته، ولا يرافقه تشكله تغيرات حرارية، مثال: كحول الميثيل مع كحول الإيثيل، الذي إذا مزج من كل منهما بـ 50 cm^3 ، فإن الحجم الكلي يساوي 100 cm^3 .

هـ. المحلول غير الكامل: وهو المحلول الذي تشارك فيه التأثيرات المتبادلة بين جزيئات مكوناته، إذ تختلف التأثيرات المتبادلة الجديدة عن التأثيرات المتبادلة بين جزيئات كل مكون على حدة، ويتميز هذا المحلول بأن حجمه الكلي، لا ينتج عن مجموع أحجام مكوناته، ويرافقه تشكله تغيرات حرارية.

مثال: حمض الكبريت مع الماء، الذي إذا مزج من كل منهما 50 cm^3 ، فإن الحجم الكلي يساوي 91 cm^3 . غير أن أهم صفة من صفات المحلول هو تركيبه الذي يميزه عن غيره من الناحية الكمية والنوعية، وهناك عدة طرائق وزنية وحجمية يمكن من خلالها تحديد تركيز المادة في المحلول نذكر منها في الفقرات الآتية.

1-3-1 النظامية (N) أو العيارية (Normality)

تمثل النظامية (N) عدد المكافئات الغرامية أو عدد الأوزان المكافئة من المادة المنحلة في ليتر من المحلول وواحداتها بالمكافئ الغرامي في اللتر (g.eq/L) وتعطى بالعلاقة:

$$N(\text{g.eq/L}) = \frac{C}{E}$$

إذ يمثل C التركيز الوزني، ويساوي وزن المادة مقدراً بالغرام المنحل في ليتر من المحلول (g/L)، و E المكافئ الغرامي أو الوزن المكافئ، ويساوي وزن المادة مقدراً بالغرام الناتج عن حاصل قسمة الوزن الجزيئي (m) للمركب على عدد المتبادلات:

$$E = \frac{m}{n}$$

إن عدد المتبادلات (n) في تفاعل ما يتعلق بنوعية المواد المتفاعلة وبالتفاعل الحاصل، فقد يكون مساوياً للتغير في رقم الأكسدة، أو عدد الوظائف الحمضية أو الأساسية.

1 - 3 - 2 التركيز الجزيئي الحجمي أو المولية (Molarity)

يمثل التركيز الجزيئي الحجمي أو المولية (M): وهو عدد الجزيئات الغرامية (عدد المولات) من المادة المنحلة في ليتر من المحلول، ووحداته المول/ليتر (mol/L) ويعبر عنه بالعلاقة الآتية:

$$M(\text{mol/L}) = \frac{C}{m}$$

إذ يمثل C وزن المادة مقدراً بالغرام المنحل في ليتر من المحلول (g/L)، و m الوزن الجزيئي للمادة المنحلة (g).

مثال (1): احسب التركيز الجزيئي الحجمي ونظامية محلول يحوي 5,3 g من كربونات الصوديوم ($m = 106$ g) في 250 mL من المحلول.
الحل: بما أن المحلول يحتوي على 5,3 g في 250 mL، وبالتالي فإنه يحتوي على 21,2 g/L ويكون التركيز الجزيئي الحجمي:

$$M = \frac{C}{m} = \frac{21,2}{106} = 0,2 \text{ mol/L}$$

أما نظامية المحلول فتكون:

$$N = n \times M = 2 \times 0,2 = 0,4 \text{ g.eq/L}$$

أو بطريقة أخرى:

$$N = \frac{C}{E} = \frac{21,2}{106/2} = 0,4 \text{ g.eq/L}$$

1-3-3 التركيز الجزيئي الوزني أو المولالية (Molality)

يمثل التركيز الجزيئي الوزني أو المولالية (L) عدد الجزيئات الغرامية الموجودة في كيلوغرام واحد (أو 1000 غرام) من المذيب، وتعطى بالعلاقة:

$$L = \frac{m_1}{m_2 \times m_3}$$

إذ تمثل m_1 كتلة المادة المنحلة (g)، و m_2 كتلة المادة المحلة (kg)، و m_3 الكتلة المولية للمادة المنحلة (g/mol).

مثال (2): احسب التركيز الجزيئي الحجمي (المولالية) عند إذابة 9 g من السكروز $C_6H_{12}O_6$ في 100 g من الماء، علماً أن الوزن الجزيئي للسكروز 180 g/mol.

الحل: نعوض في العلاقة السابقة فينتج:

$$L = \frac{9 \text{ (g)}}{0,1 \text{ (kg)} \times 180 \text{ (g/mol)}} = 0,5 \text{ mol/kg}$$

الوزنية الحجمية أو عدد الغرامات في 100 ml
وزن على حجم $\frac{g}{ml}$

1-3-4 النسبة المئوية الحجمية (V%)

تمثل النسبة المئوية الحجمية (V%) وزن المادة مقدره بالغرام المنحل في 100 ml من المحلول.

مثال (3): احسب النسبة المئوية الحجمية لكاربونات الصوديوم ($m = 106 \text{ g/mol}$) في محلول تركيزه 0,5 mol/L.

الحل: نحسب أولاً التركيز الوزني للمحلول من العلاقة $C = m \cdot M$:

$$C = 106 \times 0,5 = 53 \text{ g/L}$$

$$5,3 \text{ g} / 100 \text{ ml}$$

وبالتالي فإن النسبة المئوية الحجمية لكاربونات الصوديوم في المحلول تكون 5,3%.

النسبة المئوية الحجمية 5,3% - 24 -
هي حجم معين من السائل على حجم معين من السائل. ونسبة النسبة بالـ %
مثال: لدينا 200 ml من كحول ميثيلي مع 30 ml من كحول إيثيلي فنحسب النسبة المئوية الحجمية.

1-3-5 النسبة المئوية الوزنية (P%)

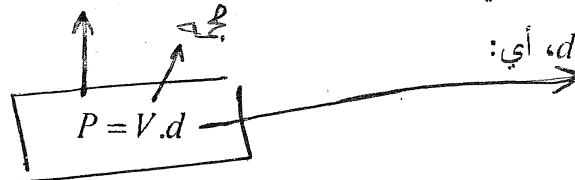
هي كمية المادة المنحلة مقدره بالغرام في 100 غرام من المحلول، فمثلاً محلول يحتوي 10% وزناً من هيدروكسيد الصوديوم، أي أن هذا المحلول يحتوي 10 غرام هيدروكسيد الصوديوم، أما المحلول الذي يحوي 2 غرام من نترات الفضة $AgNO_3$ في محلول وزنه 20 غرام، فإن النسبة المئوية الوزنية لنترات الفضة في المحلول تكون 10% P.

مثال (4): ما النسبة المئوية الوزنية لمحلول كربونات الصوديوم لدى إذابة 10 غرام من Na_2CO_3 في 40 غرام من الماء؟ ثم احسب نظامية المحلول علماً أن كثافة المحلول هي $d = 1,1 \text{ g/mL}$.

الحل: إن وزن المحلول يساوي وزن المذيب والمذاب، وبالتالي فإن وزن المحلول هو 50 غراماً.

إن 10 غرام من كربونات الصوديوم تتواجد في 50 غرام من المحلول وبالتالي يوجد 20 g من الملح في 100 g من المحلول وهكذا فإن النسبة المئوية الوزنية لـ Na_2CO_3 في المحلول تكون 20% P. إن وزن المحلول P يساوي حجمه V مضروباً

بكثافته d ، أي:



لذلك فإن وزن 1 لتر من المحلول يكون:

$$P = 1000 \times 1,1 = 1100 \text{ g}$$

إن كل 100 غرام من المحلول تحوي 20 غراماً من كربونات الصوديوم، وبالتالي 1100 غرام من المحلول (أي 1 لتر) تحوي 220 g/l. وبالتالي فإن نظامية المحلول تكون:

$$N = \frac{C}{E} = \frac{220}{106/2} = 4,15 \text{ g.eq/L}$$

1-3-6 الكسر المولي أو الجزيئي (Mole Fraction)

يمثل الكسر المولي أو الجزيئي نسبة عدد الجزيئات الغرامية من المادة المنحلة إلى مجموع عدد الجزيئات الغرامية الموجودة في المحلول، فإذا كان n_1 عدد مولات المادة المنحلة و n_2 عدد مولات المادة المحلة فيعبر عن الكسر المولي للمادة المنحلة بـ X_1 وللأمة المنحلة بـ X_2 حيث:

$$X_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2} \text{ و } X_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

إن مجموع الكسور المولية دائماً يساوي الواحد (حتى إذا كان هناك مادة مذيية وحيدة)، أي أن $X_1 + X_2 + X_3 + \dots = 1$ ، والكسر المولي عبارة عن عدد ليس له واحدة.

مثال (5): أحسب الكسر المولي لكل من هيدروكسيد الصوديوم NaOH والماء في محلول يتكون من 10% P هيدروكسيد الصوديوم النقي والباقي ماء.

الحل: نفرض لدينا كتلة معينة من المحلول مقدارها 100 g، فيكون وزن هيدروكسيد الصوديوم NaOH مساوياً لـ 10 g ووزن الماء 90 g، وبالتالي فإن: عدد مولات هيدروكسيد الصوديوم:

$$n_1 = 10/40 = 0,25 \text{ mol}$$

عدد مولات الماء:

$$n_2 = 90/18 = 5 \text{ mol}$$

الكسر المولي لهيدروكسيد الصوديوم:

$$X_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} = \frac{0,25}{0,25 + 5} = 0,048$$

الكسر المولي للماء:

$$X_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2} = \frac{5}{0,25 + 5} = 0,952$$

أو بالشكل:

$$X_2 = 1 - X_1 = 1 - 0,048 = 0,952$$

مثال (6): إذا علمت أن كثافة محلول حمض الكبريت 20% هي 1,14، فاحسب نظامية هذا المحلول، ومن ثم مولاريته.

الحل: نحسب أولاً حجم محلول الحمض في 100 g:

$$V = \frac{100}{1,14} = 87,7 \text{ mL}$$

وتكون كمية الحمض الموجودة في ليتر واحد:

كل 20 g موجودة في 87,7 ml

كل x g موجودة في 1000 ml

$$x = \frac{20 \times 1000}{87,7} = 228 \text{ g/L}$$

وتكون النظامية:

$$N = \frac{228}{49} = 4,65 \text{ g.eq/L}$$

وتكون المولارية:

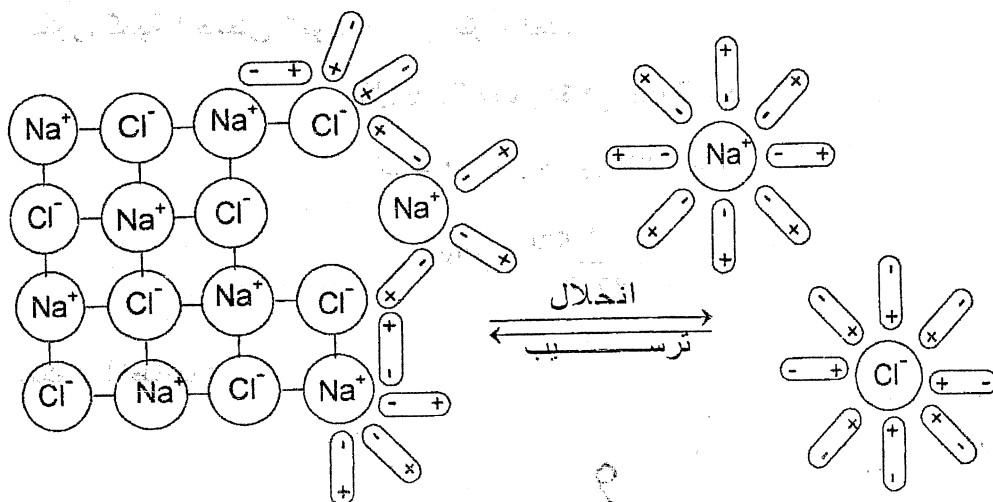
$$M = \frac{228}{98} = 2,326 \text{ mol/L}$$

$$N = \frac{C}{E}$$
$$E = \frac{M}{N}$$

1 - 4 الانحلالية والعوامل المؤثرة فيها

تعرف الانحلالية بأنها أكبر تركيز من المادة المنحلة يمكن الحصول عليه في المادة المحلة عند درجة حرارة ثابتة. فمثلاً يمكن أن يذوب 36 غراماً من ملح كلوريد الصوديوم في 100 غرام من الماء عند درجة حرارة ثابتة، عندها نقول إن المحلول هو محلول مشبع وعند تحضير محاليل أخرى من هذا الملح، سوف تترسب الزيادة عن 36 غرام، وبارتفاع درجة الحرارة تزداد الانحلالية بصورة عامة، ونقول عن المحلول إنه أصبح فوق المشبع والمحاليل فوق المشبعة غير ثابتة عادةً، فإذا رجّت أو أضيف إليها بلورة من المادة المنحلة، أو ترك المحلول لفترة طويلة، فإن الكمية الفائضة من المادة المنحلة تتبلور، ويعود المحلول للحالة المشبعة.

تتأثر الانحلالية بعوامل عدة أهمها طبيعة المادة المحلّة والمادة المنحلة وكذلك درجة الحرارة والضغط، وتؤدي طبيعة الجسم المحل أهمية بالغة في تعيين انحلالية المواد، فالمذيبات القطبية مثل الماء والكحول والتي تتمتع جزيئاتها بقطب موجب وآخر سالب تذيب المركبات الشاردية ذات القطب الموجب والسالب أيضاً كما في انحلالية كلوريد الصوديوم في الماء وفق التعليل الموضح بالشكل (1-1).



الشكل (1-1): انحلال مركب كلوريد الصوديوم NaCl في الماء.

ويتضح مما سبق أن المحلات القطبية لا تحلّ المركبات غير القطبية التي لا تتمتع جزيئاتها بطرف موجب وطرف سالب، أي لا يذيب الماء الزيوت والبنزن ورباعي كلوريد الكربون وغيرها من المركبات العضوية وبالمقابل فإن المذيبات اللاقطبية مثل البنزن ورباعي كلوريد الكربون يمكن أن تذيب المواد أو المركبات غير القطبية ولا تذيب المركبات القطبية (لوجود روابط مابين الجزيئات مثل روابط فاندر فالس والروابط الهيدروجينية) وبذلك نخلص إلى القول: إن الشبيه يحلّ الشبيه.

1-4-1 دور الماء كمادة محلّة

لقد وجد أن الماء المقطر ناقل سيء للكهرباء، ولكن ناقليته تزداد بصورة عظيمة عندما تحل فيه مادة شاردية مثل ملح الطعام أو مادة قطبية مثل HCl، وقد فسّر ذلك العالم السويدي أرينوس (Arrhenius) منذ عام 1887 عندما اقترح أن

الجزئيات التي تنقل التيار في هذه الحالة هي الشوارد المشحونة الناتجة عن انحلال المادة الشارديّة أو القطبية في الماء. فهذا السائل إذن يستطيع بكل سهولة أن يكسر الروابط الشارديّة القوية الموجودة بين شوارد الصوديوم من جهة وشوارد الكلور من جهة أخرى، وأن يفكك بالتالي بلورة كلور الصوديوم إلى شوارد بسيطة توزع في المحلول.

وبصورة عامة فعندما توضع بلورة شارديّة في الماء فإن سطح هذه البلورة يصبح مغطى بجزئيات الماء التي تتداخل وتتربط مع شوارد البلورة. ذلك أن الشوارد الموجودة داخل البلورة، فالشوارد السطحية ليست محاطة بالشوارد الأخرى من جميع الجهات مما يفسح المجال لجزئيات الماء القطبية أن تتربط كهربائياً مع هذه الشوارد السطحية، ويؤدي ذلك إلى إضعاف ترابط هذه الشوارد مع الشوارد الأخرى المجاورة وينتهي بها الأمر إلى أن تترك سطح البلورة وقد أحاط بها عدد من جزئيات الماء، ففي حالة كلور الصوديوم مثلاً تحيط ستة جزئيات ماء بكل شاردة كلور أو شاردة صوديوم لتترك البلورة وتدخل المحلول [شكل (1-1)].

وتتوجه جزئيات الماء بالشكل المناسب طبعاً، ففي حالة شاردة الصوديوم الموجبة مثلاً تتوجه جزئيات الماء بحيث يكون الطرف الأكسجيني هو القريب من الشاردة. فالماء يؤدي دورين أساسيين في انحلال المواد الشارديّة:

أ- يضعف الرابطة القوية الموجودة بين شوارد البلورة.

ب- ترتبط جزئياته مع شوارد البلورة مكونة شوارد مميّهة Hydrated Ions

ومعطيةً بذلك كمية من الطاقة ضرورية لفك شوارد البلورة عن بعضها.

وهاتان الصفتان تعودان إلى العزم القطبي المرتفع للماء. ولكي نفهم ذلك لنتصور أن لدينا شاردتين متساويتين بالشحنة e ومتعاكستين بالإشارة وموجودتين في الفراغ بحيث يفصل بين مركزيها مسافة قدرها r ، فالقوة الجاذبة بين هاتين الشحنتين هي:

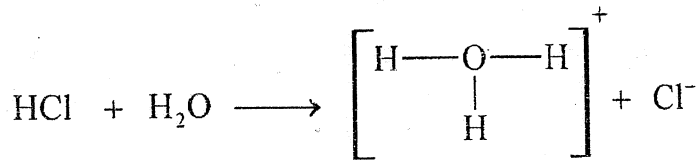
$$F = -\frac{e^2}{r^2}$$

أما عندما توجد هاتان الشحنتان في وسط غير الفراغ ثابت عزله الكهربائي ϵ وعلى نفس البعد فإن التجاذب بينهما يصبح أقل ويعبر عنه بالعلاقة:

$$F = -\frac{C^2}{\epsilon \cdot r^2}$$

أي أن التجاذب أقل بـ 4 مرات منه في الفراغ، وبما أن ثابت العزل الكهربائي للماء مرتفع ويساوي 81 مرة عندما توجد هاتان الشارديتان على البعد نفسه عن بعضهما ولكن بوجود الماء بينهما. يعود ذلك طبعاً إلى أن جزيء الماء القطبي يعطي حقلاً كهربائياً معاكساً في الاتجاه للحقل الناتج عن الشارديتين مما يضعف تجاذبهما. لكل سائل ثابت عزل كهربائي معين تتوقف قيمته إلى حد كبير على قطبية السائل، فكلما ازدادت القطبية ازداد ثابت العزل وبالتالي ازدادت قدرة السائل على حل المواد الشاردية. تبلغ قيمة ثابت العزل الكهربائي للكحول الايتيلي 25,7، وللكحول الميتيلي 33,1، وللبنزن 2,28 وأخيراً لرابع كلور الفحم 2,34. وجميعها مقاسة في الدرجة 20°م.

هذا بالنسبة لانحلال المركبات الشاردية في الماء، أما المركبات القطبية فإن كثيراً منها قابل للانحلال في الماء نتيجة تكون روابط قطبية أو هيدروجينية مع الماء. ومثال ذلك انحلال كلور الهيدروجين في الماء الذي يؤدي إلى تشكل شاردة الهيدرونيوم:



وكذلك فإن انحلال السكر الشديد في الماء (1740 غ/ليتر ماء) هو نتيجة الروابط الهيدروجينية الكثيرة التي تحصل بين جزيء السكر وجزيئات الماء، علماً بأن هذا الانحلال لا يؤدي إلى تكوين شوارد بل هو عبارة عن مجرد ارتباط جزيئات السكر بجزيئات الماء عبر الجسور الهيدروجينية.

1 - 5 محاليل الغازات في السوائل

The Gases Solution in Liquids

تتحل الغازات في السوائل، حسب تقسيم المحاليل لتعطي محاليل مشبعة أو غير مشبعة فقط، وتتعلق عملية انحلال الغازات في السوائل، بعوامل أربعة وهي: طبيعة الغاز ونوع المحل، ودرجة الحرارة، والضغط فوق سطح المحلول. أدت التجارب إلى استنتاج علاقة تربط بين كمية الغاز المنحل في المحل السائل، والضغط فوق سطح المحلول الناتج، وتتاسبهما مع درجة الحرارة، عرفت بقانون هنري الذي ينص: يتناسب انحلال كمية غاز ما في محل سائل طرداً مع ضغطه فوق سطح المحلول السائل، في درجة حرارة معينة، ويعبر عن هذا القانون رياضياً بالعلاقة الآتية:

$$C = K.P \quad (1.1)$$

إذ يمثل H ثابت هنري، و C تركيز الغاز في المحلول، و K ثابت تناسبي، و P ضغط الغاز فوق سطح سائل المحلول. يستنتج من هذه العلاقة (1.1)، أن انحلال الغاز في محل سائل يزداد مع ازدياد الضغط فوق سطح السائل. يعبر أحياناً عن قانون هنري السابق بواسطة العلاقة التالية:

$$P = H \cdot X \quad (2.1)$$

إذ يمثل X الكسر الجزيئي للغاز المنحل. فإذا تشكل فوق سطح سائل، طور غازي مؤلف من عدة غازات، فإن انحلال كل غاز من هذا المزيج الغازي في هذا السائل يتناسب طرداً مع ضغطه الجزيئي، تصلح هذه العلاقة من أجل المحاليل الممددة.

1 - 6 محاليل السوائل في السوائل

The Solution of Liquids in Liquids

تتحل الكثير من السوائل في سوائل أخرى مشكلة محاليل مشبعة أو غير مشبعة، محاليل كاملة أو غير كاملة، حسب نوع وكمية جزيئات المكونات في المزيج الناتج. تتعلق عملية انحلال السوائل بعضها مع بعض، بنوع وطبيعة المكونات ودرجة الحرارة

والضغط. يظهر العديد من المحاليل، صفة تبخر متساوية في مكوناتها، بحيث يتم تبخر المادة المنحلة والمادة المحلة من المحلول. وقد أدت التجارب التي أجراها العالم راؤول Rault في هذا المضمار إلى التوصل إلى القانون التالي الذي دعي باسمه وينص: يتناسب الضغط الجزئي لبخار كل مكون فوق المحلول طرداً مع نسبته في طور السائل، ويعبر عنه رياضياً بالشكل الآتي:

$$P_i = P_i^0 \cdot X_i \quad (3.1)$$

إذ يمثل P_i الضغط البخاري الجزئي للمكون (i)، و P_i^0 : الضغط البخاري للمكون (i) في حالته النقية، و X_i الكسر الجزيئي للمكون (i).

لندرس حالة محلول مؤلف من مكونين A و B، حيث الضغط الكلي للبخار المشبع فوق هذا المحلول، يساوي بالاعتماد على قانون دالتون إلى مجموع الضغوط الجزئية لمكوناته، أي:

$$P = P_A + P_B \quad (4.1)$$

فإذا استبدلت قيمة كل ضغط جزئي بخاري، بما يعادلها، بالاعتماد على العلاقة (3.1) نحصل على النتيجة الآتي:

$$P = P_A^0 \cdot X_A + P_B^0 \cdot X_B \quad (5.1)$$

ومعلوم أن مجموع الكسور الجزيئية في مزيج واحد يساوي الواحد أي:

$$X_A + X_B = 1 \Rightarrow X_A = 1 - X_B$$

يؤدي استبدال قيمة X_A في العلاقة (5.1) إلى النتيجة التالية:

$$P = P_A^0 (1 - X_B) + P_B^0 \cdot X_B$$

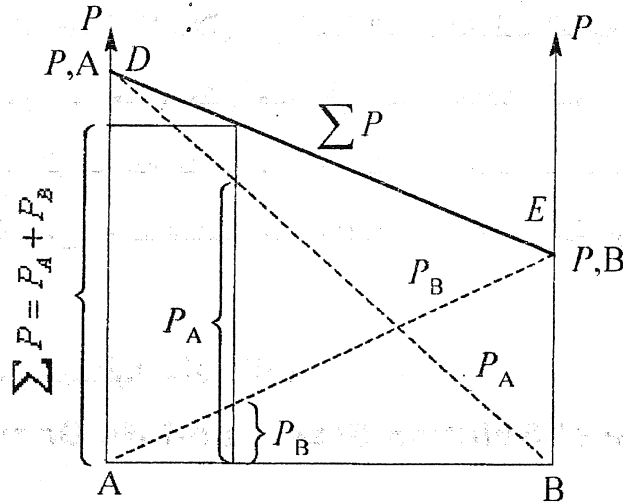
ترتب العلاقة السابقة على النحو التالي:

$$\begin{aligned} P &= P_A^0 - P_A^0 \cdot X_B + P_B^0 \cdot X_B \\ P &= P_A^0 + (P_B^0 - P_A^0) X_B \end{aligned} \quad (6.1)$$

تعبر هذه العلاقة (6.1) عن معادلة خط مستقيم من نوع:

$$y = ax + b \quad (7.1)$$

تؤدي مقارنة العلاقتين (6.1) و (7.1) إلى تبيان ارتباط X_B كتابع لـ P ووجود $P_B^0 - P_A^0$ كثابت a و P_A^0 كثابت b ، ويعبر عن هذا الارتباط بواسطة الخط البياني الممثل بالشكل (2-1):



الشكل (2-1): علاقة الضغط الكلي بالكسر الجزئي للمكونات.

يلاحظ من هذا الخط البياني، أن الضغط البخاري الكلي للمزيج، الممثل بالخط بين النقطتين D و E يتميز بالتغير التدريجي للضغط البخاري الجزئي لأحد مكوني المزيج في الحالة النقية، إلى الضغط البخاري الجزئي للمكون الثاني في الحالة النقية، مع تغير تركيب المزيج. وبدعى مثل هذا المحلول، المميز بالعلاقة الخطية ED، بالمحلول الكامل، الذي يتميز بغياب التأثير المتبادل بين جزيئات المكونات. هناك محاليل تشذ عن الخط البياني للمحلول الكامل، لن تكون محور اهتمامنا في هذا الفصل.

1 - 7 محاليل الأجسام الصلبة في السوائل

The Solution of Solid Substance in Liquids

تتحل الكثير من الأجسام الصلبة في السوائل، مشكلة محاليل مشبعة وغير مشبعة، وفوق المشبعة، وهي أكثر المحاليل انتشاراً. تتحلل جزيئات الأجسام الصلبة في محلات سائلة مناسبة، بعد أن تبدأ جزيئاتها السطحية بالانفصال عن الجسم، وتتوزع

في حجم السائل المحل بشكل منتظم، وتتم في نفس الوقت نفسه عملية معاكسة، وهي عملية تجمع الجزيئات المنفصلة مع بعضها البعض، لتشكل الجسم الصلب من جديد، وتدعى هذه العملية بالتبلور، وتستمر هاتان العمليتان بالجريان إلى أن تتساوى سرعاتها، وعندها يحصل على حالة توازن ديناميكي، ويصبح المحلول مشبعاً. يلاحظ، أثناء عملية الانحلال، أن كمية الجسم الصلب المذابة في المحل السائل تزايد في درجة حرارة معينة، حتى تصل إلى كمية محددة. نقول عندها أن المادة الصلبة قد وصلت إلى درجة الذوبان، أو مرحلة الانحلالية، لذلك تعرف الانحلالية بأنها عدد الغرامات من المادة المنحلة في 100 g محل في درجة حرارة معينة.

1 - 8 ضغط بخار المحاليل وانخفاضه

The Pressure of Solution Steem and Its Decrees

تتحل الأجسام الصلبة في المحلات السائلة المناسبة وتؤلف محاليل متكونة من محل سائل، ويمكن أن يؤلف بخاراً في درجة حرارة عادية نظراً لتطاير جزيئاته، ومن جسم صلب منحل لا يمكن أن يشكل بخاراً نظراً لصعوبة تطايره من الطور السائل. وينتج عن ذلك انخفاض في ضغط بخار المحلول، وعبر عنه العالم راؤول بقانونيه اللذين توصل إليهما:

القانون الأول: يكون الضغط البخاري المشبع فوق محلول يحتوي على مادة منحلة غير متطايرة دائماً أصغر من الضغط البخاري المشبع فوق المحل النقي في درجة الحرارة نفسها، ويدعى الفرق بينهما بانخفاض ضغط بخار المحلول.

القانون الثاني: يتناسب انخفاض ضغط البخار المشبع فوق محلول طرداً مع عدد غرامات المادة المنحلة غير الطيارة، ويتميز هذا الانخفاض بأنه لا يتعلق بنوع المادة غير الكهرلينية غير الطيارة وإنما بعدد جزيئاتها.

فإذا كانت لدينا جملة مؤلفة من محل طيار، ليرمز له بـ A ، ومادة منحلة غير كهرلينية غير طيارة يرمز لها بـ B ، فإن الضغط الكلي للبخار المشبع P فوق المحلول يساوي ضغط بخار المحل، لأن المادة المنحلة غير الكهرلينية غير الطيارة، ليس لها ضغط بخار، ويعبر عن هذا رياضياً:

$$P = P_A = P_A^0 \cdot X_A \quad (8.1)$$

معلوم أن مجموع الكسور الجزئية في مزيج يساوي الواحد، أي:

$$X_A + X_B = 1 \Rightarrow X_A = 1 - X_B$$

فإذا استبدلت قيمة X_A من هذه العلاقة في (8.1) فإنه يحصل على النتيجة التالية:

$$P_A = P_A^0 (1 - X_B)$$

ترتب العلاقة السابقة على النحو التالي:

$$\frac{P_A}{P_A^0} = 1 - X_B \Rightarrow 1 - \frac{P_A}{P_A^0} = X_B$$

$$\frac{P_A^0 - P_A}{P_A^0} = X_B \Rightarrow \frac{\Delta P}{P_A^0} = X_B$$

أي أن:

$$P_A^0 - P_A = \Delta P = P_A^0 \cdot X_B \quad (9.1)$$

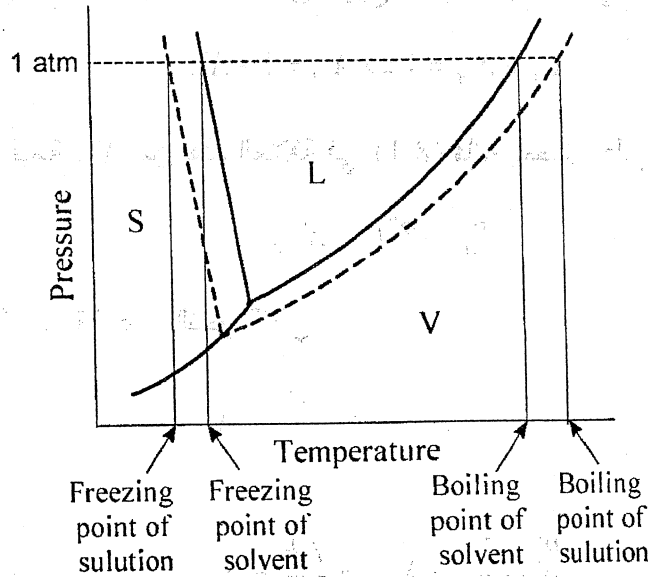
لذلك يدعى الحد $P_A^0 - P_A$ بانخفاض ضغط بخار المحل، ويرمز له بـ ΔP .
تصلح هذه العلاقة من أجل المحاليل الممددة، وهي توضح علاقة انخفاض ضغط البخار المشبع فوق المحلول بالكسر الجزيئي للمادة المنحلة غير الكهربية وغير المتطايرة.

Boiling Point of Solution

1 - 9 درجة غليان المحاليل

يغلي السائل في درجة حرارة معينة، عندما يتساوى ضغط بخاره مع الضغط الجوي الخارجي، فإذا أضيفت إلى سائل ما كمية من مادة غير طيارة غير كهربية، فإن ذلك يؤدي إلى انخفاض ضغط بخار المحلول، كما علمنا من الفقرة السابقة، ولكي يغلي هذا المحلول الناتج، يجب أن تزداد درجة حرارة المحلول نسبة إلى درجة غليان المحل النقي، حتى يتسنى لضغط بخاره بالتساوي مع الضغط الخارجي. ويتعلق ازدياد

درجة غليان المحلول، بعدد جزيئات (التركيز) المادة المنحلة غير الطيارة، ولا يتوقف على طبيعتها، ويوضح ذلك الخط البياني الممثل في الشكل (3-1):



الشكل (3-1): مخطط ازدياد درجة غليان المحلول، وانخفاض درجة تجمده.

ويعبر عنه رياضياً بالعلاقة الآتية:

$$\Delta T_b = T_2 - T_A = K_b \cdot C_m \quad (10.1)$$

إذ تمثل ΔT_b ازدياد درجة الغليان للمحلول، و T_2 درجة غليان المحلول، و T_A درجة غليان المحل النقي، و K_b ثابت تناسبي، يدعى ثابت ارتفاع الغليان، و C_m التركيز المولالي.

تصلح هذه العلاقة للمحاليل الحاوية على مواد منحلة غير متشردة غير طيارة. تستعمل العلاقة (10.1) في حساب الوزن الجزيئي الغرامي للمادة المنحلة غير الطيارة غير الكهرلينية، وذلك بعد استبدال قيمة التركيز المولالي بما يعادلها؛ إذ إن:

$$C_m = \frac{m_B}{M_B \cdot m_A} \times 1000$$

تمثل m_B وزن المادة المنحلة غير المتطايرة غير الكهرلينية، و M_B الوزن الجزيئي الغرامي للمادة المنحلة غير المتطايرة غير الكهرلينية، و m_A وزن المحل. وبذلك تصبح العلاقة (10.1) على الشكل الآتي:

$$\Delta T_b = K_b \cdot \frac{m_B}{M_B \cdot m_A} \times 1000 \quad (11.1)$$

Freezing Point of Solutions

10 - 1 درجة تجمد المحاليل

يتجمد كل سائل في درجة حرارة معينة، حيث يتساوى الضغط البخاري للطور السائل مع الطور الصلب، تحت ضغط جوي واحد، أي حين يحصل على حالة توازن بين الطورين السائل والصلب، فإذا أضيفت، إلى سائل ما، كمية من مادة غير كهليلية غير طيارة، فإن ذلك سيؤدي إلى انخفاض ضغط بخار المحلول، كما علمنا سابقاً، ولكي يتجمد هذا المحلول الناتج، يجب أن تتخفض درجة حرارته، نسبة إلى درجة تجمد المحل النقي، إلى درجة معينة حتى يتسنى لضغط بخاره أن يتساوى مع الطور الصلب. ويتعلق انخفاض درجة تجمد المحلول، بعدد الجزيئات الغرامية (التركيز) للمادة المنحلة غير الطيارة غير الكهليلية، ولا يتوقف على طبيعتها، ويوضح ذلك الخط البياني الممثل في الشكل (3-1)، ويعبر عنه رياضياً بالعلاقة الآتية:

$$\Delta T_f = T_A - T_2 = K_f \cdot C_m \quad (12.1)$$

إذ يمثل K_f ثابت انخفاض درجة التجمد. تصلح هذه العلاقة، للمحاليل الحاوية على مواد منحلة غير كهليلية غير طيارة. تستغل هذه العلاقة (12.1) في حساب الوزن الجزيئي الغرامي للمادة المنحلة غير الكهليلية غير الطيارة، بعد استبدال قيمة التركيز المولالي، بما يعادلها، إذ إن:

$$\Delta T_f = K_f \cdot \frac{m_B}{M_B \cdot m_A} \cdot 1000$$

11 - 1 الضغط الحلوي (الأسموزي) للمحاليل

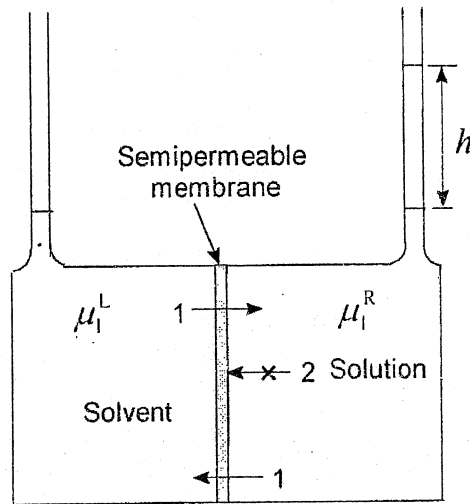
Osmosis Pressure of Solutions

تتحل معظم المواد المذابة في المواد المذيبة، لتشكل محاليل، تشبه سلوك المواد المنحلة في محاليلها، أثناء عملية الانحلال، سلوك المادة في الحالة الغازية التي تتميز بميولها للانتشار وملء الحجم الذي تشغله، وتنتشر في حجم المحلول.

كذلك يعرف عن سلوك الغاز، أن جزيئاته تؤثر على جدران الوعاء الموجودة فيه معطيةً ضغطاً، وهناك أيضاً سلوك مشابه من قبل جزيئات المواد المنحلة ولكنه أكثر تعقيداً.

يؤلف سطح المحلول حدود فصل بين طورين هما: الطور السائل والطور الغازي، ويعطي هذا السطح الفاصل صفة مميزة وهي أنه يسمح لجزيئات المادة الطيارة بالعبور من خلاله بالاتجاهين، ولكنه لا يسمح لجزيئات المادة غير الطيارة بالعبور. وتدعى هذه الصفة بنصف النفوذية.

تعطي بعض الأغشية الطبيعية والاصطناعية، كسطوح فصل، مثل هذه الصفة نصف النفوذية، وتدعى بالأغشية نصف النفوذية. فإذا فصل محلول السكر المتواجد في وعاء، كما في الشكل (4-1) بغشاء نصف نفوذية، وغمر في وعاء آخر يحتوي على محل نقي - الماء، فإننا نلاحظ أن جزيئات الماء قد نفذت إلى وعاء محلول السكر، عبر الغشاء نصف النفوذية، مؤدية إلى ارتفاع سوية المحلول، نتيجة العملية الحلولية هذه. ويولد هذا الارتفاع ضغطاً إضافياً هيدروستاتيكياً، يعاكس ويقاوم نفوذ كميات جديدة من المحل، وعندما يصل هذا الارتفاع حداً معيناً، يبلغ فيه قيمة الضغط الإضافي الهيدروستاتيكي الناتج قيمة محددة، تتوقف العملية الحلولية، ويحصل على حالة توازن بين المحل والمحلل، يوافق هذا التوازن ضغطاً سائلياً في الوعاء الحاوي على المحلول، ويساوي بالقيمة المطلقة الضغط الحلولي.



الشكل (4-1): مخطط جهاز لقياس الضغط الحلولي.

لذلك يعرف الضغط الحلولي بأنه الضغط الذي يجب تطبيقه على المحلول، ليمنع عبور جزيئات المحل، منه وإليه، عبر غشاء نصف نفوذي. وقد تبين أن جميع المحاليل تتميز بضغط حلولي، عندما تعزل عن المحل بواسطة غشاء نصف نفوذي. ويتناسب الضغط الحلولي الناتج طردياً مع تركيز المادة المنحلة، ومع درجة الحرارة ولا يتوقف على طبيعتها. وقد أثبتت التجارب، أنه يمكن استخدام معادلة الحالة للغازات الكاملة، في حساب قيمة الضغط الحلولي، على النحو الآتي:

$$\pi = C \cdot R \cdot T \quad (14.1)$$

إذ يمثل π الضغط الحلولي، و C التركيز الجزيئي الحجمي (n/V).
تصلح هذه العلاقة من أجل المحاليل الممددة، وتستخدم في حساب الوزن الجزيئي الغرامي للمادة المنحلة؛ إذ إن:

$$C = \frac{m}{M \cdot V}$$

لتصبح العلاقة (14.1) على الشكل الآتي:

$$\pi = \frac{m}{M \cdot V} \cdot R \cdot T \quad (15.1)$$

1 - 12 تمارين حول معلومات الفصل الأول المزائج والمحاليل:

تمرين (1): احسب التركيز الجزيئي الحجمي (التركيز المولي) لمحلول حجمه 250 cm^3 يحتوي على $0,49 \text{ g}$ من حمض الكبريت النقي، إذا علمت أن الوزن الجزيئي الغرامي لحمض الكبريت يساوي $98,08 \text{ g/mol}$.

الحل: التركيز الجزيئي الحجمي هو عدد الجزيئات الغرامية المنحلة في 1 L محلول، أي:

$$M = \frac{n_i}{V}$$

ويحسب عدد الجزيئات الغرامية لحمض الكبريت من العلاقة:

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{0,49 \text{ g}}{98,08 \text{ g/mol}} = 0,005 \text{ mol}$$

إذ إن $250 \text{ cm}^3 = 0,25 \text{ dm}^3 = 0,25 \text{ L}$ ، وبذلك فإن:

$$M = \frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V} = \frac{0,005 \text{ mol}}{0,25} = 0,02 \text{ mol/L}$$

كلا 250 ← 5000
 م × ← 10000
 × = $\frac{1000 \times 5000}{10000}$

تمرين (2): احسب التركيز الجزيئي الوزني (التركيز المولالي): الناتج عن مزج 20 g ماءات الصوديوم مع 100 g ماء، إذا علمت أن الوزن الجزيئي الغرامي لماءات الصوديوم يساوي 40 g/mol .

الحل: التركيز الجزيئي الوزني هو عدد الجزيئات الغرامية المنحلة في 1 Kg

محل، أي:

$$L = \frac{n_i}{m_r} \times 1000$$

وبحسب عدد الجزيئات الغرامية لماءات الصوديوم من العلاقة:

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{M_{\text{NaOH}}} = \frac{20 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 0,5 \text{ mol}$$

وبالتعويض في العلاقة السابقة نجد:

$$L = \frac{0,5 \text{ mol}}{100 \text{ g}} \times 1000 = 5 \text{ mol/kg}$$

تمرين (3): احسب كم غراماً يجب أن تزن من حمض كلور الماء المركز الذي تبقى كثافته $1,19 \text{ g/cm}^3$ ، الحاوي على 37,23% وزناً من حمض كلور الماء النقي، لكي يحصل على 2 L محلول تركيزه 0,5 mol/L، علماً أن الوزن الجزيئي الغرامي لحمض كلور الماء يساوي 36,46 g/mol، احسب أيضاً حجم كلور الماء الموزون.

الحل: من العلاقة الآتية:

$$M = \frac{n_{\text{HCl}}}{V} = \frac{m_{\text{HCl}}}{M_{\text{HCl}} \cdot V}$$

نجد أن:

$$m_{\text{HCl}} = M \times M_{\text{HCl}} \times V$$

$$m_{\text{HCl}} = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 36,46 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \times 2 \text{ L} = 36,46 \text{ g}$$

معلوم من نص المسألة أن:

كل 100 g حمض يحتوي على 37,23 g حمض نقي

وكل x g حمض يحوي على 36,46 g حمض نقي

وبذلك فإن وزن الحمض يساوي:

$$x = \frac{36,46 \cdot 100}{37,23} = 97,93 \text{ g}$$

أما حجم هذا الحمض فيحسب من العلاقة:

$$V = \frac{m}{d} = \frac{97,93}{1,19} = 82,3 \text{ cm}^3$$

تمرين (4): احسب التركيز النطاقي لمحلول حجمه 5 L يحتوي على 24,5 g

من حمض الكبريت النقي، إذا علمت أن الوزن الجزيئي الغرامي لحمض الكبريت

98,08 g/mol.

الحل: نعم أن:

$$N_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{n_{e,\text{H}_2\text{SO}_4}}{V} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{e_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot V} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4} \times E_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V}$$

إذ يمثل n_e : عدد المكافئات الغرامية، و e الوزن المكافئ الغرامي. وبالتعويض نجد:

$$N_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{24,5 \text{ g} \times 2}{98,08 \text{ g/mol} \times 5 \text{ L}} = 0,1 \text{ n}_e/\text{L}$$

تمرين (5): احسب ضغط البخار المشبع فوق محلول في درجة حرارة 20°C ،

إذا علمت أن هذا المحلول مؤلف من 500 g ماء الذي انحل فيه 0,1 جزيء غرامي

من السكر، وأن الضغط البخاري للماء النقي في درجة حرارة 20 °C يساوي 17,51 mmHg وأن الوزن الجزيئي الغرامي للماء يساوي 18,02 g/mol.

الحل: بحسب ضغط البخار المشبع فوق محلول حاو على مادة غير طيارة - السكر من العلاقة:

$$P \doteq P_{\text{H}_2\text{O}} = P_{\text{H}_2\text{O}}^0 \times X_{\text{H}_2\text{O}}$$

إذ يساوي P للسكر الصفر، و $X_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{H}_2\text{O}} / \sum n$ ، وبحسب $n_{\text{H}_2\text{O}}$ من العلاقة:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{500 \text{ g}}{18,02 \text{ g/mol}} = 27,75 \text{ mol}$$

وبما أن $n = 0,1 \text{ mol}$ للسكر، فإن:

$$X_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{27,75 \text{ mol}}{(27,75 + 0,1) \text{ mol}} = 0,996$$

وبالتعويض في علاقة الضغط السابقة نجد:

$$P = 17,51 \text{ mm Hg} \times 0,996 = 17,45 \text{ mm Hg}$$

تمرين (6): احسب الوزن الجزيئي الغرامي للمادة غير الطيارة الموجودة في

محلول، إذا علمت أن هذا المحلول مؤلف من 150 g أسيتون، الذي انحل فيه 10 g مادة غير طيارة، وأن ضغط البخار المشبع فوق المحلول يساوي 222,1 mmHg في درجة حرارة 25 °C. وأن الضغط البخاري المشبع للأسيتون النقي يساوي 229,2 mmHg في درجة الحرارة تلك، وأن الوزن الجزيئي الغرامي للأسيتون يساوي 58,1 g/mol.

الحل: بحسب الوزن الجزيئي الغرامي للمادة غير الطيارة من العلاقة:

$$X_B = \frac{P_A^0 - P_A}{P_A^0}$$

يشير الرمز B إلى المادة غير الطيارة، بينما يشير الرمز A إلى المحل، أي للأسيتون.

$$X_B = \frac{229,2 \text{ mm Hg} - 222,1 \text{ mm Hg}}{229,2 \text{ mm Hg}} = 0,0309$$

ولكن الكسر الجزيئي للمادة غير الطيارة يساوي:

$$X_B = \frac{n_B}{\sum n} = \frac{n_B}{n_B + n_A} = \frac{m_B / M_B}{(m_B / M_B) + (m_A / M_A)}$$

$$= \frac{10 / M_B}{(10 / M_B) + (150 / 58,1)}$$

يمكن إعادة كتابة هذه العلاقة بعد تعويض X_B بقيمتها بالشكل الآتي:

$$\left(\frac{10}{M_B} + \frac{150}{58,1} \right) \times 0,0309 = \frac{10}{M_B}$$

وبإجراء الحل من أجل M_B نجد أن $M_B = 121,5 \text{ g/mol}$.

تمرين (7): احسب قيمة ثابت الغليان للماء في محلول، إذا علمت أن هذا المحلول مؤلف من 29,6 g ماء، و 0,62 g بولة، وأن هذا المحلول يغلي بدرجة حرارة أعلى بـ $0,18 \text{ }^\circ\text{C}$ من درجة غليان الماء النقي، وأن الوزن الجزيئي الغرامي للبولة يساوي 60,06 g/mol.

الحل: بحسب ثابت ارتفاع درجة الغليان من العلاقة:

$$\Delta t_b = K_b \times \frac{m_B}{M_B \times m_A} \times 1000$$

$$0,18 \text{ }^\circ\text{C} = K_b \cdot \frac{0,62 \text{ g}}{60,06 \text{ g/mol} \cdot 29,69 \text{ g}}$$

$$K_b = 0,519 \frac{^\circ\text{C}}{\text{mol/Kg}}$$

أسئلة وتمارين

- 1-1 احسب كم غراماً من حمض الكبريت يحتوي 25 ml محلول حمض الكبريت الذي تركيزه النظامي يساوي 0,98 ، إذا علمت أن الوزن الجزيئي الغرامي لحمض الكبريت يساوي 98,08 g/mol .
- 2-1 احسب الضغط الجزئي لبخار مكونات مزيج مؤلف من بنزن وتولوين إذا علمت أن الضغط البخاري المشبع للبنزن النقي يساوي 74,7 mm Hg ، وأن الضغط البخاري المشبع للتولوين النقي يساوي 23,3 mm Hg ، في درجة حرارة 25 °C ، ثم احسب الضغط الكلي البخاري المشبع فوق المزيج الحاوي على 60% وزناً بنزن و 40% وزناً تولوين.
- 3-1 احسب الضغط البخاري المشبع لمحلول يحتوي على 0,5 جزيئة غرامية من مادة في 500 g ماء في درجة حرارة 25 °C ، علماً بأن الضغط البخاري للماء النقي يساوي 17,51 mm Hg في درجة الحرارة نفسها.
- 4-1 احسب الوزن الجزيئي الغرامي لمادة في محلول إذا علمت أن هذا المحلول مؤلف من 0,75 g من هذه المادة منحلّة في 50 g ماء، وأن هذا المحلول يتجمد في درجة حرارة 0,15 °C- ، وأن ثابت التجمد للماء يساوي 1,86 °C/mol/Kg .
- 5-1 في محلول ممدد يتألف من 20% وزناً من كبريتات المغنزيوم $MgSO_4$ ، ما مولالية المحلول وما الكسر الجزيئي لكل من $MgSO_4$ والماء H_2O عندئذ؟
- 6-1 ما نظامية محلول لحمض الكبريت إذا لزم 50 mL منه لتعديل 27,52 mL من هيدروكسيد الصوديوم، بفرض أن نظامية محلولها يساوي 0,1492 وما مولارية محلول حمض الكبريت؟
- 7-1 في محلول يتألف من البنزن C_6H_6 والكلوروفورم $CHCl_3$ يحتوي على البنزن بكسر جزيئي مولي قدره 0,450. ما النسبة المئوية الوزنية للبنزن في المزيج.

- 8-1 أذيب 9 g من سكر الغلوكوز $C_6H_{12}O_6$ في 100 g من الماء. احسب التركيز الجزيئي الوزني (المولارتي) للمحلول الناتج.
- 9-1 أذيب 2 g من هيدروكسيد الصوديوم في كمية من الماء ثم أكمل المحلول إلى 500 cm^3 احسب من ذلك التركيز الجزيئي الحجمي (المولارية).
- 10-1 إذا كانت كثافة حمض الكبريت $1,8 \text{ g/cm}^3$ وهو يحتوي على 98% من وزنه حمضاً والباقي ماء. احسب التركيز المولاري على اعتبار أن الكتلة المولية لحمض الكبريت ($m=98 \text{ g}$).