

الفصل الأول

مقدمة عن المحاليل

المحلول

- المحلول هو مزيج (مخلوط) متجانس مكون من مركبتين (مادتين) أو أكثر، لا يحدث بينهما تفاعل كيميائي، ولا يمكن عزلهما عن بعضهما البعض بأي أسلوب ميكانيكي، كالترشيح مثلاً.
- المادة الموجودة بنسبة كبيرة (بوفرة) تسمى المذيب (solvent)، والمادة الموجودة بنسبة صغيرة (بقلة) تسمى المذاب (solute).

عملية الذوبان

- الذوبان هي عملية يتم فيها احتواء جزيئات المذاب بين جزيئات المذيب.
- وكما نعلم، بأن المركبات بعضها قطبي، مثل: الماء (H_2O) والبعض الآخر غير قطبي، مثل: رابع كلوريد الكربون CCl_4
- وبوجه عام تذوب المركبات القطبية في المذيبات القطبية، بينما تذوب المركبات غير القطبية في المذيبات غير القطبية.
- فمثلاً، يذوب ملح كلوريد الصوديوم $NaCl$ (قطبي) في الماء (قطبي)، بينما لا يذوب كلوريد الصوديوم في رابع كلوريد الكربون (مذيب غير قطبي).
- وهناك قاعدة تقول: الأشباه تذوب الأشباه.

الأشباه تذوب الأشباه

- هذه القاعدة تعني أن: المركبات الأيونية تذوب في المذيبات القطبية كالماء. وأن المركبات القطبية تذوب في المذيبات القطبية كالماء. وأن المركبات غير القطبية بوجه عام تذوب في المذيبات غير القطبية كالبنزين ورابع كلوريد الكربون.
- وفي ضوء ما سبق، فإن ذائبية نترات الأمونيوم في الماء عالية، وذلك لأن المذاب (نترات الأمونيوم) أيوني والمذيب (الماء) قطبي.

- أيضاً، نجد أن ذائبية نترات الفضة في الماء عالية، وذلك لأن المذاب (نترات الفضة) أيوني والمذيب قطبي (الماء).

- كما أن ذائبية كلوريد الزئبق (II) في الماء قليلة، وذلك لأن كلوريد الزئبق مركب تساهمي قطبي والمذاب قطبي.

- كذلك، فإن ذائبية بروميد الفضة في الماء قليلة، وذلك لأن الروابط بين أيونات الفضة والبروم قوية جداً لدرجة أن ما يفقد المركب من استقرار يصعب تعويضه بالتجاذب بين أيونات بروميد الفضة والماء.

- كما أن ذائبية كلوريد الزئبق (II) في الكحول الإيثيلي عالية، وذلك لأن كلوريد الزئبق (II) أقل أيونية والكحول الإيثيلي أقل قطبية.

- ذائبية نترات الأمونيوم في الكحول الإيثيلي قليلة، وذلك لأن المذاب أيوني والمذيب أقل قطبية.

تحديد المذاب والمذيب في المحلول

- إذا كان أحد مكونات المحلول مادة سائلة والمكون الآخر مادة صلبة أو غازية، فتعد المادة السائلة عادة المذيب والأخرى مذاباً.

- مثلاً: في محلول السكر والماء يعد الماء مذيباً والسكر مذاباً.

تحديد المذيب والمذاب إذا كان المحلول سائلاً

- السائل الذي يوجد بنسبة أكبر في المحلول يعد المذيب.

- مثلاً عند إذابة 40 جرام من الإيثانول في 60 جرام من الماء، يكون الماء مذيباً والإيثانول مذاباً.

التمييز بين المحاليل

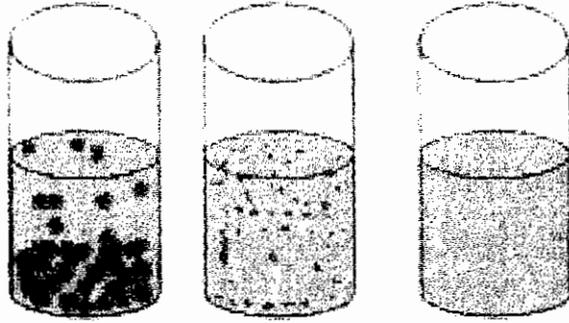
- هناك ثلاثة أنواع من المحاليل (الشكل 1-1)، وهي:

1- المحلول الحقيقي

2- المحلول المعلق

3- المحلول الغروي

- وهناك بعض النقاط التي بإمكانها أن نميز هذه المحاليل



المعلق

الغروي

المحلول الحقيقي

الشكل (1-1): أنواع المحاليل

أنواع المحاليل طبقاً لحجم الذرات أو الجزيئات للمادة المذابة
أولاً: المحلول الحقيقي

- وهو المحلول الذي يمر من ورقة الترشيح بسهولة، مثل: محلول كلوريد الصوديوم. ويتميز بما يلي:

- * لا يمكن تمييز دقائق المذاب بالعين المجردة أو بالمجهر
- * لا يمكن فصل مكوناته بالترويق أو الترشيح
- * متجانس
- * مثل: السكر في الماء

ثانياً: المحلول المعلق

- وهو المحلول الذي يمكن أن نرى المادة المذابة عالقة به بالعين المجردة ولا تمر من ورقة الترشيح، ومثالها: محلول الرمل في الماء. ويتميز بما يلي:

- * يمكن تمييز دقائق المذاب بالعين
- * يمكن فصل مكوناته بالترويق أو الترشيح
- * غير متجانس
- * مثل: الطباشير في الماء

ثالثاً: المحلول الغروي

- هو محلول لا يمكن أن يمر من خلال ورقة الترشيح ولا يحدث ترسب عند ترك المحلول. ويتميز بما يلي:

- * يمكن تمييز دقائق المذاب بالمجهر الإلكتروني.
- * لا يمكن فصل مكوناته بالترويق أو الترشيح.
- * مثل: الحليب في الدم متجانس.

أنواع المحاليل طبقاً لتركيز المذاب في المحلول

- تقسم المحاليل طبقاً لتركيز المذاب في المحلول إلى ثلاثة أنواع، وهي:

1- محاليل مشبعة

- وهي المحاليل التي تكون فيها عدد الجزيئات الذائبة مساوية لعدد الجزيئات المترسبة؛ أي إن المحلول يكون في حالة اتزان مع الجزيئات غير الذائبة عند درجة حرارة معينة.

- أي أن: عدد الجزيئات الذائبة = عدد الجزيئات المترسبة (محلول مشبع).

- وتعتمد كمية المادة التي يمكن أن تذوب في مذيب على درجة ذوبانها في هذا المذيب.

- فإذا أذبنا أكبر كمية ممكنة من المذاب في مذيب أصبح المحلول محلولاً مشبعاً.

- أي إذا أضفنا من المادة المذابة إلى مثل هذا المحلول فإنها تترسب ولا تذوب.

2- محاليل غير مشبعة

- وهي المحاليل التي تكون فيها كمية المذاب أقل منها في حالة المحلول المشبع أي إن للمذيب القدرة على إذابة كمية أخرى من المذاب.

- أي أن: عدد الجزيئات الذائبة > عدد الجزيئات المترسبة (محلول غير مشبع).

- أي هو المحلول الذي يحتوي على كمية من المذاب أقل من الكمية التي توصله إلى حد التشبع.

3- محاليل فوق مشبعة

- وهي المحاليل التي تكون فيها كمية المذاب أكبر منها في حالة المحلول المشبع.

- أي أن: عدد الجزيئات الذائبة < عدد الجزيئات المترسبة (محلول فوق مشبع).

- ويتسم المحلول المشبع بهذه الخاصية عند درجة حرارة معينة ، ويعتمد تشبعه على درجة الحرارة.

- أي إذا رفعنا درجة حرارة محلول مشبع درجتين منويتين فإنه يذوب من المادة المذابة كمية أكبر عند تلك الدرجة العالية.

- ولنفترض أن لدينا محلولاً مشبعاً بملح الطعام عند درجة حرارة 82 درجة مئوية، فإذا أخفضنا درجة الحرارة فجأة إلى 81 درجة مئوية مثلاً أصبح المحلول "فوق مشبع" لفترة وجيزة، ثم يترسب الملح الزائد.

أطوار المحاليل

- على الرغم من وجود أعداد كبيرة من المحاليل التي تحتوي على مكونات كثيرة إلا أننا سنتناول المحاليل ذات المكونين فقط، حيث أن المادة توجد في ثلاثة أطوار (غازية، سائلة، صلبة)، ولكل طور ثلاثة أنواع، وهي:

الطور الأول: طور المحلول غاز

- وهذا الطور ينتج عن اختلاط الغازات. فالهواء مثلاً هو محلول غازي، حيث إنه يتكون من مزيج من النيتروجين والأكسجين مع كميات ضئيلة من الأرجون وثاني أكسيد الكربون.

أنواعه:

- غاز في غاز مثل الأكسجين في الهواء
- سائل في غاز مثل بخار الماء في الهواء
- صلب في غاز الغبار في الهواء

الطور الثاني: طور المحلول سائل

- وهذا الطور ينتج عن ذوبان سائل في سائل آخر. كما ينتج عن ذوبان شيء صلب أو غازي في سائل. ومن أمثلته: ذوبان الكحول مع الماء، وذوبان السكر في الشاي.

أنواعه:

- غاز في سائل، مثل: ثاني أكسيد الكربون في الماء.
- سائل في سائل، مثل: الأسيتون في الماء.
- صلب في سائل، مثل: ملح الطعام في الماء.

الطور الثالث: طور المحلول صلب (السبائك)

- تعتبر مصهورات المعادن محاليلاً وتسمى سبائك. وعادة تتكون السبيكة من عدة فلزات ولا فلزات، مثل: بعض أنواع مصهورات الفولاذ، فهو يتكون من كروم وفاناديوم وكربون ذائبة في الحديد.

أنواعه :

- غاز في صلب، مثل: الهيدروجين في البلاديوم.

- سائل في صلب مثل الزئبق في الفضة.

- صلب في صلب مثل جميع أنواع السبائك.

- ويمكن تمثيل جميع الأنواع السابقة في الجدول (1-1):

الجدول (1-1): الأنواع المختلفة للمحاليل

نوع المحلول	المذاب	المذيب	أمثلة
غاز	غاز	غاز	O_2 و CO_2 في الهواء
	سائل	غاز	بخار الماء في الهواء
	صلب	غاز	تسامي مادة صلبة في غاز (اليود في N_2)
سائل	غاز	سائل	O_2 في الماء
	سائل	سائل	الكحول الإيثيلي في الماء
	صلب	سائل	سكر في الماء
صلب	غاز	صلب	غاز الهيدروجين في البلاديوم
	سائل	صلب	سائل البنزين في اليود الصلب
	صلب	صلب	السبائك (النحاس في الذهب)

أنواع المحاليل طبقاً لدرجة توصيلها للتيار الكهربائي

- تصنف المحاليل من حيث درجة توصيلها للتيار الكهربائي إلى نوعين، وهما:

أ- محاليل إلكتروليتيّة

ب- محاليل غير إلكتروليتيّة

طرق التعبير عن تركيز المحلول

- هناك عدة طرق للتعبير عن تركيز المحاليل، منها: العيارية، المولارية، المولالية، الكسر المولي، النسبة المئوية. وسوف نتناولها بشيء من التفصيل.

المولارية (M - Molarity)

- المولارية هي وحدة التركيز الأكثر شيوعاً وتستخدم بكثرة في التحليل الحجمي. وتُعرف بأنها عدد مولات المادة المذابة (الوزن الجزيئي الجرامي من المادة

المذابة) مذابة في كمية من المذيب لتكوين لترٍ أو ديسميتر مكعب من المحلول ويمكن توضيحها كالآتي :

المولارية = عدد مولات المادة المذابة / حجم المذيب باللتر (ديسم³)

- تحضر المحاليل المولارية في المعمل باستخدام الدوارق الحجمية وذلك بأخذ الكمية المناسبة من المادة المذابة ووضعها في الدورق الحجمي، ثم إضافة المذيب (وعادة ما يكون الماء) مع الرج المستمر حتى يصل مستوى المحلول العلامة الدالة على الحجم.

المولالية (Molality- m)

- تعرف المولالية بأنها عدد مولات المادة المذابة في كيلوجرام واحد من المذيب وليس كيلوجرام واحد من المحلول النهائي .

- ويمكن توضيحها كالآتي :

إذا كان لدينا محلول يتكون من المادة المذابة (B) والمذيب (A)، يمكن التعبير عن المولالية كالآتي:

المولالية = عدد مولات المادة المذابة n_B / وزن المذيب بالكيلو جرام W_A

$$\text{المولارية} = (W_A \times 1000) / n_B$$

$$\text{وبما أن } M_B / W_B = n_B$$

حيث W_B = وزن المادة المذابة ، M_B = الوزن الجزيئي للمادة المذابة

$$\text{المولالية } m = (M_B / W_B) / (W_A \times 1000)$$

أي إن:

مولالية المحلول = (وزن المادة المذابة / الوزن الجزيئي للمادة المذابة) x (1000/وزن المذيب)

- فمثلاً: يذاب 98 جرام من حمض الكبريت (VI) H_2SO_4 (أي مول واحد من الحمض) في 1000 جرام من الماء للحصول على محلول مولالي. ليس لحجم المحلول النهائي أهمية ولا تختلف المولالية باختلاف درجة الحرارة .

الكسر المولي (Mole Fraction)

- ويُرمز له بالرمز (x) . ويعرف الكسر المولي (x) لأي مكونة في المحلول بأنه عدد مولات تلك المكونة مقسوماً على عدد المولات الكلية لجميع مكونات المحلول .

- إذا افترضنا أن n_A مول من مذاب A ، وأن n_B مول من مذاب B قد أذيت في n_C مول من المذيب C فإن الكسر المولي لكل من هذه المكونات الثلاث يُعبر عنه كما يلي :

$$\frac{n_A}{n_A + n_B + n_C} = x_A = \text{الكسر المولي للمكونة } A$$

$$\frac{n_B}{n_A + n_B + n_C} = x_B = \text{الكسر المولي للمكونة } B$$

$$\frac{n_C}{n_A + n_B + n_C} = x_C = \text{الكسر المولي للمكونة } C$$

- يلاحظ أن مجموع الكسور المولية للمكونات يساوي الوحدة:

$$x_A + x_B + x_C = 1 \quad \text{أي أن :}$$

النسبة المئوية

- يمكن التعبير عنها بعدة صيغ، منها: النسبة المئوية بالوزن، النسبة المئوية الحجمية، النسبة المئوية لوزن في حجم.

النسبة المئوية بالوزن (weight percentage)

- النسبة المئوية بالوزن يرمز لها بالرمز (w/w) ، وهي عبارة عن عدد جرامات المذاب في 100 جرام من المذيب، وتستخدم عامة في المحاليل ذات الطبيعة الصلبة.

- ويمكن في حالة الغازات استخدام النسبة المئوية بالحجم وهي عبارة عن حجم الغاز عند معدل الضغط ودرجة الحرارة الذي يذوب في 100 جرام من المذيب عند درجة الحرارة وضغط معين.

- ويمكن تعيين النسبة المئوية بالوزن للمادة المذابة (B) في وزن معين من

المذيب (A) كالآتي :

$$wt \% \text{ of } B = \left(\frac{w_B}{w_A + w_B} \right) \times 100$$

- كما يمكن فهم النسب الوزنية بأنها متكاملة ، فمثلاً تتكون سبيكة معينة من معدني الذهب والنحاس وكانت نسبة النحاس الوزنية (w/w) 30% ، هذا يعني أن في كل 100 جرام من السبيكة، هنالك 30 جرام نحاس و 70 جرام ذهب.

النسبة المئوية الحجمية (Volume Percentage)

- النسبة المئوية الحجمية يرمز لها بالرمز (v/v) وهي حجم المادة المذابة منسوب لحجم المحلول (غالباً ما يكون 100 سم³) وتستخدم عادة في المحاليل السائلة .

- يمكن تعيين النسبة المئوية بالحجم للمادة المذابة B كما يلي :

$$\text{Volume \% of } B = \frac{V_B}{V_{Total}} \times 100$$

- كما يمكن فهم النسب الحجمية بأنها متكاملة كما هو الحال في النسب الوزنية .

- فمثلاً عندما يقال أن محلول معين يتكون من كحول وماء وكانت نسبة الكحول (v/v) 40% ، هذا يعني أن في كل 100 سم³ من المحلول أن هنالك 40 سم³ كحول و 60 سم³ ماء.

النسبة المئوية لوزن في حجم

- النسبة المئوية لوزن في حجم يرمز لها بالرمز (w/v) وهي عبارة عن عدد جرامات المادة المذابة في 100 سم³ من المذيب.

- فمثلاً عندما يقال أن محلول السكر في الماء تركيزه (w/v) 10% . هذا يعني أن 10 جرامات من السكر مذابة في 100 سم³ من الماء.

الجزء من المليون (PPm)

- تستخدم هذه الوحدة في المحاليل المخففة جداً ويمكن أن يعبر عنها كما يلي:

$$\text{PPm of substance} = \frac{\text{Mass of solute}}{\text{Mass of solution}} \times 10^6$$

العيارية أو النورمالية (Normality)

- العيارية يرمز لها بالرمز (N) وهي عبارة عن عدد الجرامات المكافئة من المادة المذابة في لتر من المحلول.

- فمثلاً عند إذابة 49 جرام من حمض الكبريت (VI) في لتر من الماء يتكون محلول مولارته 0.5 M ولكن نورماليته 1.0 N وذلك لأن الوزن 49 جرام يمثل نصف الوزن الجزيئي وتكون المولارية :

$$0.5 M = \frac{0.5}{1} = \frac{49/98}{1} = \text{المولارية}$$

$$\text{أما الوزن المكافئ لحمض الكبريتيك} = \frac{98}{2} = 49 \text{ جرام}$$

$$1.0 N = \frac{1}{1} = \frac{49/49}{1} = \text{النورمالية}$$

- وعليه تكون العلاقة بين النورمالية والمولارية كالآتي :

النورمالية = المولارية × عدد الهيدروجينات الحمضية في الحامض

= المولارية × عدد الهيدوكسيدات القاعدية في القاعدة

القوة الأيونية (The Ionic Strength)

- تعتبر القوة الأيونية مقياساً لقوة المجال الكهربائي الناتج من وجود الأيونات بالمحلول ويرمز لها بالرمز μ وتُعرف رياضياً بالمعادلة الآتية :

$$\mu = 0.5 \sum c_i z_i^2$$

حيث c_i تمثل التركيز المولاري أو المولالي للأيون (i) z_i تمثل شحنة الأيون.

- وعليه تكون وحدة القوة الأيونية (μ) هي نفس وحدة التركيز.

- بالنسبة لمحلول يحتوي على أكثر من مركب أيوني يمكن كتابة المعادلة كالآتي :

$$\mu = 0.5(c_1 z_1^2 + c_2 z_2^2 + c_3 z_3^2 + \dots)$$

- وبالنسبة لأبسط المحاليل التي تحتوي على مركب أيوني واحد مثل كلوريد الصوديوم يمكن للمعادلة أن تختصر للصورة

$$\mu = 0.5(C_+z_+^2 + C_-z_-^2)$$

حيث C_+ = تركيز الأيون الموجب

z_+ = شحنة أو تكافؤ الأيون الموجب

C_- = تركيز الأيون السالب

z_- = شحنة أو تكافؤ الأيون السالب

التركيز في الصورة اللوغارثمية

- يتغير تركيز الأيونات أحياناً بما يقابل عدة أرقام أسية ، مثل تغير تركيز أيون الهيدروجين من 10 إلى 10^{-4} مول / لتر.

- ولسهولة التعامل لمثل هذه التغيرات أدخل مصطلح الرقم أو الأس الهيدروجيني pH بحيث يمكن التعبير عنه رياضياً بالمعادلة:

$$pH = -\log[H^+]$$

حيث $[H^+]$ هو تركيز أيون الهيدروجين بالمول / لتر ويأتي الحرف p في الرمز pH من الكلمة الألمانية potenz والتي تعني القوة. وبصورة عامة يمكن كتابة المصطلح كالاتي:

$$pX = -\log x$$

وعليه يمكن استخدامها في التعبير عن تراكيز أيونات الفلزات C_m حيث:

$$pC_m = -\log C_m$$

- كما أنه في حالة تأين الأحماض أو القواعد الضعيفة فإنه يمكن التعبير عن ثابت التأين K_a ، K_b باستخدام المعادلة السابقة كالاتي :

$$pK_a = -\log K_a \quad , \quad pK_b = -\log K_b$$

أمثلة وحلولها

(1) احسب مولارية محلول يتكون من إذابة 20 جرام هيدروكسيد الصوديوم في 500 سم³ من الماء؟

الحل :

$$\begin{aligned} \text{عدد مولات NaOH} &= \frac{\text{الوزن}}{\text{الوزن الجزيئي}} = \frac{20}{40} = 0.5 \text{ مول} \\ \text{حجم المذيب باللتر} &= \frac{1000}{500} = 0.5 \text{ لتر} \\ \text{المولارية} &= \frac{\text{عدد مولات المادة المذابة}}{\text{حجم المذيب باللتر}} \\ &= \frac{0.5}{0.5} = 1.0 \text{ مول/لتر} \end{aligned}$$

(2) احسب مولارية حمض الكبريت (VI) الناتج من إذابة 49 جرام من الحمض في 100 سم³ من الماء؟

الحل :

$$\begin{aligned} \text{عدد مولات H}_2\text{SO}_4 &= \frac{49}{98} = 0.5 \text{ مول} \\ \text{حجم المحلول باللتر} &= \frac{1000}{100} = 0.1 \text{ لتر} \\ \text{المولارية} &= \frac{0.5}{0.1} = 5.0 \text{ مولار} \end{aligned}$$

(3) احسب مولالية محلول يتكون من إذابة 40 جرام هيدروكسيد الصوديوم مذابة في 2 لتر من الماء؟

الحل :

$$\begin{aligned} \text{عدد مولات هيدروكسيد الصوديوم} &= \frac{\text{الوزن}}{\text{الوزن الجزيئي}} = \frac{40}{40} = 1.0 \text{ مول} \\ \text{الوزن} &= \text{الحجم} \times \text{الكثافة} \\ \text{وزن المحلول بالكيلوجرام} &= 1000 \text{ سم}^3 \times 1 \text{ جم / سم}^3 = 1000 \text{ جرام} \\ \text{وذلك باستخدام كثافة الماء تعادل } &1.0 \text{ جم / سم}^3 \end{aligned}$$

يمكن تطبيق القانون التالي :

المولالية = عدد مولات المادة المذابة / وزن المذيب بالكيلو جرام

$$\text{المولالية} = \frac{1.0}{(1000 / 2000)} = 0.5 \text{ مول/كيلو جرام}$$

أو باستخدام القانون :

$$\text{المولالية} = \frac{\text{وزن المادة المذابة}}{\text{الوزن الجزيئي للمادة المذابة}} \times \left(\frac{\text{وزن المذيب}}{1000}\right)$$

$$\text{المولالية} = (40 / 40) \times (2000 / 1000) = 0.5 \text{ مول/كيلو جرام}$$

(4) أذيب 0.288 جرام من مادة معينة في 15.2 جرام من البنزين (C_6H_6) ووجد أن مولالية المحلول تساوي 0.221، أحسب الوزن الجزيئي للمادة المذابة؟

الحل :

$$(M_B / W_B) / (W_A / 1000) = m$$

$$(M_B / 0.288) \times (15.2 / 1000) = 0.221$$

$$85.73 = M_B$$

(5) احسب الكسر المولي لمكونات المحلول المكون من إذابة 20 جرام من هيدروكسيد الصوديوم في 500 سم³ من الماء؟

الحل :

$$\text{عدد مولات } NaOH = \frac{20}{40} = 0.5 \text{ مول}$$

$$\text{عدد مولات الماء} = \frac{500}{18} = 27.8 \text{ مول}$$

$$\text{الكسر المولي لـ } NaOH = \frac{0.5}{0.5 + 27.8} = 0.0176$$

$$\text{الكسر المولي للماء} = 1 - 0.0176 = 0.983$$

N_2 عدد مولات النيتروجين

$$\text{الكسر المولي للنيتروجين} = \frac{N_2}{H_2 + O_2 + N_2}$$

$$0.983 = \frac{27.8}{0.5 + 27.8} \text{ أو التعويض في القانون}$$

(6) احسب الكسر المولي للنيتروجين في محلول يتكون من 14 جرام غاز النيتروجين ، 8 جرامات من غاز الأكسجين وجرام واحد من غاز الهيدروجين .

الحل :

$$\text{عدد مولات غاز النيتروجين} = \frac{14}{28} = 0.5 \text{ مول}$$

$$\text{عدد مولات غاز الأكسجين} = \frac{8}{32} = 0.25 \text{ مول}$$

$$\text{عدد مولات غاز الهيدروجين} = \frac{1}{2} = 0.5 \text{ مول}$$

الكسر المولي للنيتروجين = عدد مولات النيتروجين / مجموع أعداد الجزئيات الكلية

$$0.50 / 0.50 + 0.25 + 0.50 = 0.40 =$$

(7) محلول يتكون من إذابة 10 جرام هيدروكسيد صوديوم في 100 جرام من الماء . أحسب النسبة المئوية لهيدروكسيد الصوديوم ؟

الحل :

كتلة المحلول = 10 + 100 = 110 جرام
النسبة المئوية لـ $NaOH$ = (وزن هيدروكسيد الصوديوم x 100) / الوزن الكلي:

$$9.1 \% = \frac{10}{110} \times 100 =$$

(8) احسب القوة الأيونية للمحاليل الآتية :

أ- محلول كلوريد البوتاسيوم (KCl) تركيزه $0.1 m$

ب- محلول كبريتات البوتاسيوم (K_2SO_4) تركيزه $0.2 m$

ج- خليط يحتوي على كلوريد البوتاسيوم ($0.1 m$) وكبريتات البوتاسيوم ($0.2 m$)

د- محلول كلوريد الباريوم ($BaCl_2$) تركيزه ($0.2 m$)

الحل :

أ- بالنسبة لمحلول كلوريد البوتاسيوم KCl فإنه يحتوي على أيونات البوتاسيوم الموجبة وأيونات الكلوريد السالبة وتركيز كل منهما يعادل $0.1 m$

$$\therefore C_+ = 0.1 \quad , \quad C_- = 0.1$$

$$z_+ = 1 \quad , \quad z_- = 1$$

وبتطبيق القانون :

$$\mu = 0.5(0.1 \times 1^2 + 0.1 \times 1^2) = 0.5 \times 0.2 = 0.1 \text{ m}$$

ب- بالنسبة لمحلول كبريتات البوتاسيوم (K_2SO_4) فإن الملح يتأين ليعطي

أيونين K^+ وأيون واحد من الكبريتات $SO_4^{=}$

$$\therefore C_+ = 2 \times 0.2 = 0.4 \quad , \quad C_- = 0.2$$

$$C_+ = 1 \quad , \quad z_- = 2$$

بالتعويض في المعادلة :

$$\mu = 0.5(0.4 \times 1^2 + 0.2 \times 2^2) = 0.6$$

جـ بالنسبة لخليط يتكون من 0.1 m كلوريد البوتاسيوم و 0.2 m كبريتات البوتاسيوم ، فإن تركيز أيون البوتاسيوم يكون حاصل الجمع لأيونات البوتاسيوم الناتجة من تأين الكبريتات والكلوريدات:

$$\therefore C_+ = 0.4 + 0.1 = 0.5$$

$$z_+ = 1$$

حيث C_+ يعادل تركيز أيون البوتاسيوم

بالنسبة لتركيز أيون الكلوريد Cl^-

$$C_- = 0.1$$

$$z_- = 1$$

بالنسبة لتركيز مجموعة الكبريتات $SO_4^{=}$

$$C_- = 0.2$$

$$z_- = 2$$

$$\therefore \mu = 0.5 \left(\underbrace{0.5 \times 1^2}_{K^+} + \underbrace{0.1 \times 1^2}_{Cl^-} + \underbrace{0.2 \times 1^2}_{SO_4^{2-}} \right) = 0.7$$

وعليه يمكن استنتاج: أن القوة الأيونية للخليط تساوي حاصل جمع القوة الأيونية لمكوناته.

د- بالنسبة لمحلول كلوريد الباريوم (0.2 m) $BaCl_2$

$$C_+ = 0.2 \quad , \quad C_- = 2 \times 0.2 = 0.4$$

$$z_+ = 2 \quad , \quad z_- = 1$$

$$\therefore \mu = 0.5 (0.2 \times 2^2 + 0.4 \times 1^2) = 0.6 m$$

وعليه يمكن استنتاج أن القوة الأيونية هي نفسها لنفس التركيز من الالكتروليتات ذات النسبة (2 : 1) مثل K_2SO_4 وذات النسبة (1 : 2) مثل $BaCl_2$.

(9) احسب الأس الهيدروجيني لمحلول (0.1 M) حمض كلوريد الهيدروجين (HCl)

الحل :

بما أن الحمض (HCl) قوي ويتأين كلياً إلى أيونات الهيدروجين وأيونات الكلوريد.

∴ تركيز أيون الهيدروجين يعادل تركيز الحمض الأول :

$$\left[H^+ \right] = 0.1 M = \left[10^{-1} M \right]$$

وبالتعويض في المعادلة

$$pH = - \log [H^+]$$

$$pH = - \log [10^{-1}] = 1$$

(10) احسب قيمة pK_a لحمض الخليك، علماً أن قيمة الثابت له تعادل:

$$K_a = 1.8 \times 10^{-5}$$

الحل:

$$\begin{aligned} pK_a &= -\log K_a \\ &= -\log 1.8 \times 10^{-5} \\ &= 4.75 \end{aligned}$$

محاليل الغازات في الغازات

- تذوب الغازات بعضها في بعض ذوبانا كاملا، وهي تمتزج معا بجميع النسب.

- وتتبع محاليل الغازات في الغازات قوانين الغازات، فالضغط الناتج من خليط الغازات يساوي مجموع الضغوط الجزئية للغازات المكونة لهذا الخليط، وهو ما يعرف بقانون دالتون للضغوط الجزئية للغازات.

- وقد تبين من الدراسات الدقيقة أن قانون دالتون يعد صحيحا تماما عند الضغوط المنخفضة جدا، ولكن يحدث نوعا من الحيود عن هذا القانون عند الضغوط المرتفعة للغازات، ويرجع ذلك إلى تأثير حجم الجزيئات وإلى قوى التجاذب الواقعة بينها.

محاليل الغازات في السوائل

- يعد محلول الغاز في سائل محلولاً حقيقياً إذا كان المحلول لا يحتوي على قدر كبير من الغاز، ولا يكون هناك تفاعل ما بين الغاز وبين السائل.

- كما يمكن طرد الغاز كلية من المحلول إما برفع درجة الحرارة وإما بتخفيف الضغط في المحلول.

- ومن أمثلة هذه الغازات التي تكون محلولاً حقيقياً في الماء غازي الأكسجين (O_2) والنيتروجين (N_2)، فهما يذوبان بقلّة ولا يتفاعلان مع الماء ويمكن طردهما تماما من المحلول.

- أما الغازات التي تتفاعل مع الماء، مثل: النشادر (NH_3) وكلوريد الهيدروجين (HCl) وثاني أكسيد الكربون (CO_2)، فهي لا تكون مع الماء محاليل حقيقياً من الغازات في السوائل بسبب تكوينها لمركبات مع الماء.

- لا تختلف محاليل الغازات في السوائل عن المحاليل السائلة الأخرى من حيث الطبيعة أو الخواص. وتكون عادة تراكيز الغازات في هذه المحاليل غير كبيرة، كما أن المحاليل هنا محاليل مخففة.

- وتستثنى من ذلك بعض الجمل التي تكون الذوبانية فيها كبيرة جدا نظرا للتأثير الكيميائي المتبادل بين الغاز المذاب والمذيب، مثال ذلك: محاليل غاز النشادر أو كلوريد الأيدروجين في الماء.

- ويؤدي عادة التركيز الضئيل في المحلول إلى اختلاف خواصه اختلافا ضئيلا عن خواص المذيب النقي. ومع ذلك فإن ذوبان الغازات في السوائل يرافقه في الحالة العامة وبنسبة قليلة تغير في حجم المحلول وانطلاق أو امتصاص كمية من الحرارة. هذا، ويطلق على ذوبان الغاز في السائل اسم "امتصاص السائل للغاز".

- تتعلق ذوبانية الغازات إلى حد كبير بنوع كل من الغاز والمذيب وبدرجة الحرارة والضغط. ويعبر جيدا عن تأثير الضغط، باستثناء مجال الضغوط العالية، بالقانون التقريبي التالي المسمى بقانون هنري.

- ينص قانون هنري علي: "عند درجة حرارة ثابتة تتناسب ذوبانية الغاز في المذيب تناسباً طردياً مع ضغط هذا الغاز فوق المحلول".

- تلاحظ في الجمل ذات الذوبانية الكبيرة انحرافات واضحة عن قانون هنري في مجال الضغوط العادية. ويطبق هذا القانون في أية جملة على نحو أفضل عندما يكون الضغط منخفضاً والتركيز قليلاً.

- تزداد الذوبانية دائماً كلما ارتفع الضغط في جميع المجالات باستثناء مجال الضغوط العالية. بيد أن هذا الازدياد ليس متناسباً دوماً مع الضغط ففي مجال الضغوط العالية لا يؤدي ارتفاع الضغط في جميع الحالات إلى ازدياد الذوبانية.

- عندما يذاب خليط من الغازات تتعين ذوبانية كل غاز من هذا الخليط بضغطه الجزئي، وهي تساوي عادة ذوبانية هذا الغاز في الحالة النقية عند ضغط يساوي ضغطه الجزئي في الخليط.

- تتضاءل ذوبانية الغازات بارتفاع درجة الحرارة. ومن السهل تفسير ذلك إذا اعتبرنا التوازن بين الغاز والمحلول كالتوازن بين المحلول والبخار، أي أخذين بعين الاعتبار علاقة الضغط الجزئي للغاز فوق المحلول بدرجة الحرارة. وتتعين هذه العلاقة بمعادلة كلوزيوس - كلايرون.

- وفي أغلب الجمل تنطلق الحرارة وينخفض الحجم أثناء ذوبان الغاز، كما هو الحال عند تكاثف البخار.

- وعلى هذا، فإنه يزداد ضغط الغاز فوق المحلول كلما ارتفعت درجة الحرارة، أي أن ذوبانية الغاز تتضاءل عندئذ.

- إلا أنه توجد جمل (كمحاليل الأيدروجين في الماء عند ضغوط عالية مثلا) لايرافق الغاز فيها انطلاق الحرارة، وإنما يرافقه امتصاص حرارة. وفي هذه الحالة يجب أن يؤدي ارتفاع درجة الحرارة إلى أزيد ذوبانية الغاز.

- إن مقارنة ذوبانية مختلف الغازات في ظروف واحدة لاتسمح بعد بإيجاد قانون عام بسيط. فإذا قارنا ذوبانية غازات غير قطبية مختلفة في مذيبات غير قطبية وجدنا أن الغازات الأسهل انضغاطا في الحالة النقية، التي تتمتع مثلا بدرجة حرارة أعلى، تكون عادة أكثر قابلية على الذوبان.

- ويلاحظ أيضا أن الغازات ذات الجزيئات القطبية تذوب في المذيبات القطبية بصورة أفضل منها في المذيبات غير القطبية وذلك عند تساوي الظروف الأخرى.

- تستخدم القوانين المعبرة عن ذوبانية الغازات في السوائل أثناء دراسة مختلف عمليات امتصاص الغازات من قبل السوائل، واستخلاص الأجزاء المركبة للخليط الغازي بواسطة ماص (absorbent) سائل، وفي دراسة العمليات العكسية أي انطلاق الغازات المذابة.

- تدل المواضيع التي تمت دراستها في هذا الباب على تنوع وتعقد المشاكل التي نتعرض لها عند دراسة المحاليل. وحتى وقت قريب كانت تدرس على الأغلب المحاليل المائية (محاليل الألكتروليتات واللا الكتروليتات) والجمل المؤلفة من سوائل تشكل بلورات ذات شبكة بلورية جزيئية.

- أما الآن، وبالنظر إلى ضرورة حل عدد من المشاكل الصناعية، فقد اتسعت الأبحاث المتعلقة بدراسة الجمل المؤلفة من الأملاح أو الفلزات المصهورة.

- كما تجري أبحاث على مجموعة خاصة من محاليل المواد العضوية البوليمرية في المذيبات العادية. ويمكن الآن بفضل استخدام طرق جديدة في البحث التجريبي توضيح البناء الداخلي لمحاليل مختلفة واكتشاف طبيعة التأثير المتبادل بين الجسيمات في المحاليل.

- يمكن أثناء الدراسة النظرية الحصول على علاقات ثرموديناميكية تقريبية (نظرية هيلدبراند في المحاليل المنتظمة) وذلك بالاستعانة بفرضيات مبسطة حول البناء الداخلي. هذا وإن تطبيق الطرق الإحصائية يفتح المجال أيضا أمام تطور نظرية المحاليل.

العوامل التي تؤثر علي ذوبانية الغازات في السوائل
- تعتمد ذوبانية الغازات الشحيحة الذوبان في السوائل علي عدة عوامل، وهي:

1- طبيعة كل من الغاز والسائل أ- طبيعة الغاز

- هناك غازات تذوب في سائل معين، بينما نجد أن غازات أخرى لا تذوب في السائل نفسه أو تذوب بقلّة. فنجد، مثلا، أن غاز كلوريد الهيدروجين يذوب تماما في الماء، بينما نجد غاز الأكسجين يذوب بقلّة في الماء.
- أيضا، غاز ثاني أكسيد الكربون يذوب تماما في الماء، بينما نجد أن غاز النتروجين يذوب بقلّة في الماء.

ب- طبيعة السائل

- هناك غازات تذوب في سائل معين، في حين انها لا تذوب في سائل أخرى. فمثلا، نجد أن غاز الأكسجين يذوب بقلّة في الماء، بينما يذوب تماما في الدم.

ج- تأثير وجود مذاب

- وجد بالتجربة أن ذوبان الغاز في سائل يقل بنسبة واضحة عند وجود مذاب في هذا السائل خلاف الغاز المستخدم.

- وتبدو هذه الظاهرة بوضوح في محاليل الغازات في الماء خاصة عندما يكون المذاب إلكتروليت، وتعرف هذه الخاصية باسم "الطرد بالملح Salting out".

- وتختلف هذه الخاصية من ملح لآخر ولكنها ذات قيمة ثابتة بالنسبة للنوع الواحد من الملح المذاب مهما تغير نوع المذاب في المحلول.

- ويمكن تفسير هذه الخاصية بافتراض أن الملح المذاب في الماء يحدث له نوع من التميؤ أو الهدرنة حيث تتجمع حوله بعض الجزيئات الماء، وبذلك تفقد هذه الجزيئات قدرتها على إذابة الغاز؛ أي أن عدد جزيئات الماء الحرة القادرة على

إذابة الغاز يقل بسبب هذا التميؤ، مما يؤدي إلى إنخفاض ذوبانية الغاز في المحلول.

2- تأثير الضغط

- تزداد ذوبانية جميع الغازات في السوائل كلما ازداد الضغط الجزئي للغاز فوق المحلول، وينظم العلاقة بين الضغط وبين ذوبانية الغاز في سائل قانون يعرف باسم "قانون هنري Henry Law".

- ينص قانون هنري على ما يلي: "تتناسب كتلة الغاز المذاب في قدر معين من السائل عند ثبوت درجة الحرارة طرديا مع ضغط الغاز الواقع على سطح السائل". ويمكن التعبير عن القانون رياضيا بالصيغة التالية:

$$C_g = K P_g$$

حيث:

C_g هي تركيز الغاز في المحلول.

P_g هي الضغط الجزئي للغاز فوق المحلول.

K هو ثابت يعتمد على طبيعة كل من الغاز والسائل.

3- تأثير درجة الحرارة

- تؤثر درجة الحرارة تأثيرا كبيرا على ذوبان الغازات في السوائل، فنجد أن ذوبان الغازات في الماء يقل كلما ارتفعت درجة الحرارة، إذ إن الفقاعات التي تتكون عندما يسخن الماء إنما ترجع إلي أن الهواء المذاب يصبح أقل ذوبانا عند درجات الحرارة الأعلى.

- وبصفة عامة، يمكن القول بأن ذوبانية الغاز تقل برفع درجة الحرارة، وتزداد بانخفاضها. وكما نعلم فإن غلي الماء يؤدي إلي طرد الغازات الموجودة به. وبصفة عامة، تقل ذوبانية الغاز في السائل برفع درجة الحرارة وتزيد بانخفاضها.

محاليل السوائل في السوائل

- تمتاز السوائل مع بعضها بدرجات متفاوتة؛ فمنها ما يمتزج امتزاجا تاما ليكون محلولاً متجانساً، ومنها ما يمتزج جزئياً، ومنها ما هو عديم الامتزاج نهائياً.

- ويمكن تقسيم محاليل السوائل في السوائل، طبقاً لقابلية هذه السوائل للامتزاج بعضها بعض (من حيث ذوبان كل منهما في الأخر)، إلى ثلاثة أنواع، وهي:

أ- السوائل تامة الامتزاج، مثل: الماء والكحول.

ب- السوائل محدودة الامتزاج، مثل: الأثير والماء.

ج- السوائل عديمة الامتزاج، مثل: البنزين (C_6H_6) والماء

محاليل السوائل تامة الامتزاج

- السوائل تامة الامتزاج هي تلك السوائل التي مع بعضها بأي نسب لتكون محلولاً متجانساً من طبقة واحدة. وتوضح لنا مخططات (منحنيات) "ضغط البخار- التركيب"، التغير في الضغط البخاري مع تركيب المحلول.

- ونلاحظ من تلك المخططات (المنحنيات) أنه يمكن تقسيم محاليل السوائل تامة الامتزاج إلي قسمين، وهما: أ- المحاليل المثالية و ب- المحاليل غير المثالية.

أ- المحاليل المثالية

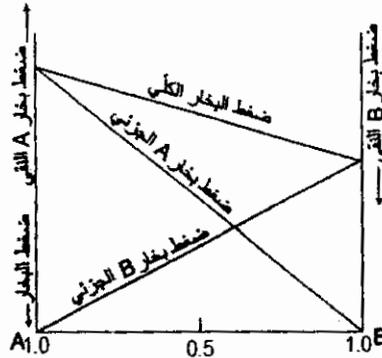
- يعرف المحلول المثالي بأنه المحلول الذي يتبع ويحقق قانون راولت عند جميع تركيزاته المختلفة.

- فإذا سلك خليط من سائلين A و B مسلكاً مثالياً؛ فإنه طبقاً لقانون راولت، تظهر العلاقة بين الضغط البخاري لكل منهما وبين كسره الجزئي في الطور السائل عند رسمها بيانياً، على هيئة خط مستقيم كما في الشكل (1-2).

أ - خفض ضغط البخار

- إن حرية أي مكوّن في محلول؛ ليتحول إلى حالة بخار تنقص بسبب اصطداماته قرب السطح مع دقائق المكوّنات الأخرى. وهذا يعني أن ضغط بخار هذا المكوّن أصبح أصغر. والمادة القابلة للتبخّر volatile هي المادة التي يمكنها أن تتبخّر بسهولة، أي لها نقطة غليان منخفضة.

- وعندما يكون المذاب على هيئة جزيئات، ليس أيونات؛ تكون العلاقة بين ضغط بخار أي مكوّن وبين كسره الجزئي علاقة بسيطة.



الشكل (1-2): ضغط بخار محلول مثالي مؤلف من مكوّنين من درجة غليانها منخفضة

- وتسمى هذه العلاقة "قانون راؤولت"؛ نسبة إلى العالم الفرنسي فرانسوا ماري راؤولت (1830-1901). ويعبر عن قانون راؤولت رياضياً بالعلاقة:

$$P = P^0 X \quad (1) \text{ (شريطة ألا يكون أي مكوّن أيونياً)}$$

حيث P تدل على ضغط بخار المكوّن فوق المحلول، و P^0 ضغط بخار هذا المكوّن النقي عند درجة الحرارة نفسها، و X هو كسر المكوّن الجزيئي في الحالة السائلة.

- وأي محلول تنطبق عليه العلاقة (1) بدقة من أجل مكوّناته جميعها يدعى محلولاً مثالياً *ideal solution*.

- وإن الضغط الكلي لبخار محلول مؤلف من مكوّنين يساوي مجموع الضغوط الجزئية للمكوّنات جميعها. والضغط الكلي لبخار المزيج المؤلف من مكوّنين A و B هو الخط العلوي في الشكل (1-2). وإن الخطين السفليين هو رسم ضغط البخار الجزئي لواحد من المكوّنين بدلالة كسره الجزيئي في المحلول.

- إن المحاليل الحقيقية المؤلفة من مكوّنين والتي تخضع لقانون راؤول ليست كثيرة. وضغط البخار الجزئي للمكوّن بدلالة كسره الجزيئي ليس دوماً خطأ مستقيماً (كما في الشكل 1-2)، وإنما يكون خطأً منحنياً كما هو مبين في الشكل.

المحاليل غير المثالية

- المحاليل غير المثالية هي تلك المحاليل التي تحيد عن قانون راؤولت؛ ففي حالة المحاليل غير المثالية، نشاهد أن مخططات (ضغط البخار - التركيب) تعطي نهاية صغرى (قيم أقل منها في حالة المحاليل المثالية) في منحنى ضغط البخار مع التركيب.

- مثال ذلك: نظام (كلوروفورم-إسيتون)، ويطلق علي هذا السلوك اسم الحيود السالب.

- كما يمكن أن تعطي نهاية عظمى في هذا المنحني، حيث يكون فيه الضغط البخاري المقيس للمحلول أكبر من القيمة المتوقعة من تطبيق معادلة قانون راؤولت، كما في حالة النظام (رابع كلوريد الكربون-كحول ميثيلي)، ويطلق علي هذا السلوك اسم الحيود الموجب.

- وهناك نوعان من الحيود عن السلوك المثالي، أحدهما حيود موجب، أما النوع الثاني من الحيود فهو حيود سالب.

الحيود الموجب والسالب في حالة محاليل السوائل
 - هناك نوعان من الحيود عن السلوك المثالي، أحدهما حيود موجب، أما النوع الثاني من الحيود فهو حيود سالب.

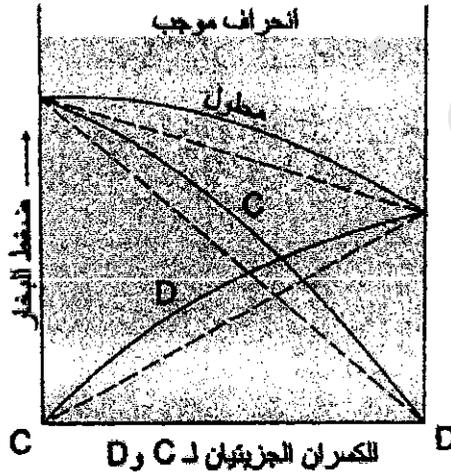
أولاً: الحيود الموجب

- فعندما يكون التجاذب بين جزيئات المكوّنين أضعف من تجاذب كل من المكوّنين مع مثيلاته، يكون من الأسهل لكل مكوّن أن يفلت من المحلول متحولاً إلى بخار.
 - ويكون ضغط البخار الكلي في هذه الحالة أعلى مما لو كان المحلول مثالياً، كما هو واضح في الشكل (1-3). ويقال: إن الحيود موجب.

- مثال ذلك: محلول الهبتان في الكحول الإيثيلي. وتمثل الخطوط المتقطعة في الشكل (- - -) السلوك المثالي في حين تمثل الخطوط الكاملة (-) السلوك الحقيقي أو الفعلي للمحلول.

ثانياً: الحيود السالب

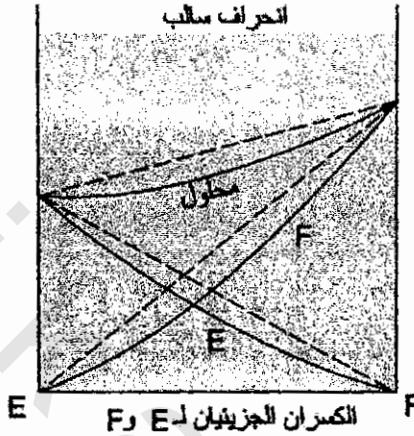
- ويلاحظ الانحراف السالب عندما يكون تجاذب جزيئات المكوّنين أقوى من التجاذب بين جزيئات النوع الواحد.
 - وهذه التجاذبات تعوق انفلات جزيئات السائل من المحلول وتحولها إلى بخار، مما يؤدي إلى إنقاص ضغط البخار. حيث يكون فيه الضغط البخاري المقيس للمحلول أصغر من القيمة المحسوبة من قانون راؤولت، كما هو مبين في الشكل (1-4).



الشكل (1-3): الحيود الموجب

- ومن أمثلة هذه المحاليل ذات الانحراف السالب: محلول حمض الفورميك (النمل) في الماء.

- تمثل الخطوط المتقطعة في الشكل (- - -) السلوك المثالي في حين تمثل الخطوط الكاملة (-) السلوك الحقيقي أو الفعلي للمحلول.



الشكل (4-1): الحيدود السالب

السوائل محودة الامتزاج

- هي سوائل ذات قابلية امتزاج محدودة.
 - ومن أمثلة هذه الأنظمة: محاليل الأثير مع الماء عند درجة حرارة الغرفة؛ فمن الملاحظ أن المحلول المخفف من الأثير في الماء، أو من الماء في الأثير يكون محلولاً متجانساً من طبقة واحدة.
 - ولكن عند زيادة تركيز الأثير في الماء أو الماء في الأثير، فإن المحلول ينفصل إلى طبقتين في حالة اتزان، إحداهما: محلول مشبع من الأثير في الماء، والأخرى: محلول مشبع من الماء في الأثير.

- وفي الحقيقة، فإن درجة امتزاج سائلين محدودي الامتزاج تختلف باختلاف درجة الحرارة، فهي تزيد أو تقل بزيادة درجة الحرارة، تبعا لطبيعة السائلين.

تأثير درجة الحرارة علي السوائل محدودة الامتزاج

- تؤثر درجة الحرارة تأثيراً كبيراً علي السوائل محدودة الامتزاج، ويمكن تقسيمها طبقاً لتأثير درجة الحرارة إلى ثلاثة أنواع، وهي:

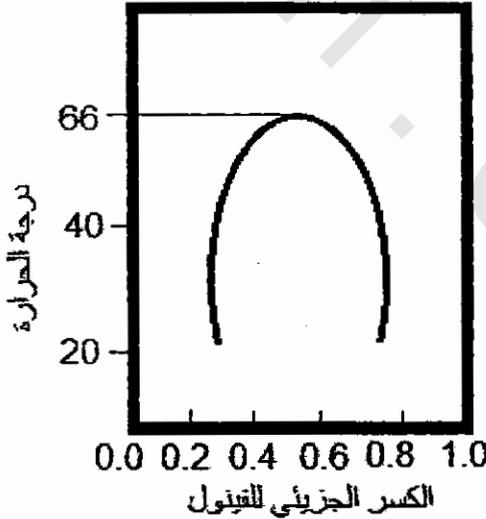
- 1- محاليل ذات نهاية عظمي.
- 2- محاليل ذات نهاية صغري.
- 3- محاليل ذات نهايتين عظمي وصغري.

محاليل السوائل محدودة الامتزاج ذات النهاية العظمي

- هي تلك المحاليل التي يزداد فيها امتزج السائلين محدودي الامتزاج، واللذين يكونان المحلول، بزيادة درجة الحرارة، حتي نصل إلي درجة حرارة معينة، يصبح فوقها السائلين ممتزجين تماما، وبأي نسب (أي يذوب كل منهما في الآخر عند جميع النسب).

- وتسمي درجة الحرارة هذه بالدرجة الحرجة، وتعرف الدرجة الحرجة العظمي بأنها: "درجة الحرارة التي يصبح فوقها السائلان ممتزجين مع بعضهما تماما وبأي نسب، مكونين محلولاً متجانساً من طبقة واحدة".
- وأحد أمثلة هذا النوع من المحاليل محدودة الامتزاج، والتي يزداد فيها الامتزاج بزيادة درجة الحرارة، هو محلول الفينول في الماء.
- ويمكن تمثيل منحنى الاذابة لهذا المحلول بالرسم البياني الموضح في الشكل (5-1).

- وعند رسم العلاقة بين تركيب المحلول ودرجة الحرارة، نحصل علي منحنى ذات درجة حرارة حرجة عليا، وهي 66°C ، كما هو موضح بالشكل.



الشكل (5-1): محلول محدود الامتزاج ذو نهاية عظمي

محاليل السوائل محدودة الامتزاج ذات النهاية الصغرى

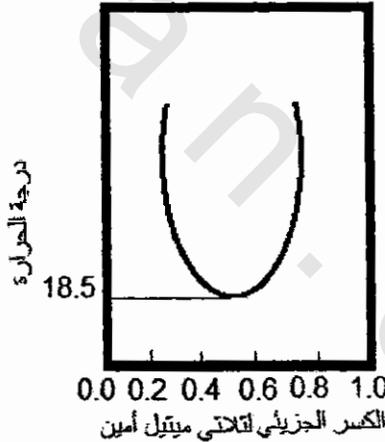
- هي تلك المحاليل التي يزداد فيها امتزج السائلين محدودي الامتزاج، والذين يكونان المحلول، بخفض درجة الحرارة، حتي نصل إلي درجة حرارة معينة، يصبح تحتها السائلين ممتزجين تماما، وبأي نسب (أي يذوب كل منهما في الآخر عند جميع النسب).

- وتسمى درجة الحرارة هذه بالدرجة الحرجة الصغرى. وتعرف الدرجة الحرجة الصغرى بأنها: "درجة الحرارة التي يصبح تحتها السائلين ممتزجين مع بعضهما تماما وبأي نسب، مكونين محلولاً متجانساً من طبقة واحدة.

- وأحد أمثلة هذا النوع من المحاليل محدودة الامتزاج، والتي يزداد فيها الامتزاج بخفض درجة الحرارة، هو محلول ثلاثي ميثيل أمين مع الماء.

- ويمكن تمثيل منحنى الاذابة لهذا المحلول بالرسم البياني الموضح في الشكل التالي (1-6).

- وعند رسم العلاقة بين تركيب المحلول ودرجة الحرارة، نحصل علي منحنى ذات درجة حرارة حرجة صغرى، وهي 18.5°C ، كما هو موضح بالشكل.



شكل (1-6): محلول محدود الامتزاج ذو نهاية عظمى

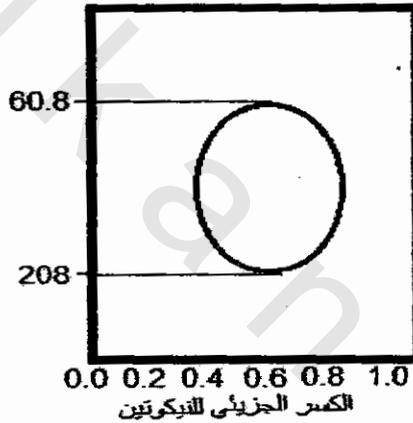
محاليل السوائل محدودة الامتزاج ذات النهايتين العظمى والصغرى

- هي تلك المحاليل التي يزداد فيها امتزج السائلين محدودي الامتزاج بخفض درجة الحرارة، حتي نصل إلي درجة حرارة عظمى، يصبح فوقها السائلين ممتزجين تماما.

- كما نجد أن الامتزاج بين السائلين يزداد بخفض درجة الحرارة حتي نصل إلي درجة حرارة صفري يصبح تحتها السائلين ممتزجين تماما، وبالتالي نحصل علي منحني مغلق.

- ومن أمثلة تلك هذه الأنظمة نظام نيكوتين - ماء. ففي هذا النظام نلاحظ زيادة الإذابة بخفض درجة الحرارة حتي نحصل علي درجة حرارة صفري (60.8°C)، كما أنه يمكن الحصول علي درجة حرارة عظمي (208°C)، وبالتالي نحصل علي منحني مغلق كما هو مبين بالشكل (1-7).

- ونلاحظ أنه خارج هذا المنحني، نحصل علي محاليل ممتزجة ومتجانسة تماما، بينما داخل المنحني، تكون محاليل غير ممتزجة وغير متجانسة.



الشكل (1-7): محلول محدود الامتزاج ذو نهايتين عظمي و صفري

أسئلة عامة متنوعة

أولاً- اختر الإجابة الصحيحة:

- 1- بخار الماء في الهواء يمثل محلولاً غازياً من النوع
 أ. غاز في غاز
 ب. غاز في سائل
 ج. سائل في غاز
 د. صلب في غاز
- 2- الماء مذيب قطبي بسبب فرق السالبية بين الأكسجين والهيدروجين والزاوية بين الروابط والتي قيمتها حوالي
 أ. 104.5°
 ب. 105.4°
 ج. 90°
 د. 140.5°
- 3- من امثلة الإلكتروليتات القوية
 أ. $H_2O_{(L)}$
 ب. البنزين
 ج. $HCl_{(g)}$
 د. $HCl_{(aq)}$
- 4- الوحدة المستخدمة في التعبير عن التركيز المولالي لمحلول ما هي
 أ. MOI/L
 ب. $G / eq.L$
 ج. g / L
 د. mol / Kg
- 5- حمض الفوسفوريك H_3PO_4 من الأحماض
 أ. احادية البروتون
 ب. ثنائية البروتون
 ج. ثلاثية البروتون
 د. عديد البروتون
- 6- الرقم الهيدروجيني pH لمحلول حمضي
 أ. 7
 ب. 5
 ج. 9
 د. 14
- 7- في تفاعل الأمونيا مع حوض الهيدروكلوريك يعتبر أيون الأمونيوم $(NH_4)^+$
 أ. حمض مقترن
 ب. قاعدة
 ج. قاعدة مقترنة
 د. حمض
- 8- أحد الأحماض التالية يعتبر حمض قوي
 أ. حمض الأسيتيك
 ب. حمض الكربونيك
 ج. حمض النيتريك
 د. حمض الستريك
- 9- قيمة pH التي يكون عندها لون الفينو لفتالين أحمر وردي
 أ. 2
 ب. 4
 ج. 6
 د. 9

10- في الوسط المتعادل يكون الدليل الذي له لون بنفسجي هو.....
أ. عباد الشمس
ب. الفينولفثالين
ج. الميثيل البرتقالي
د. أزرق برموتيمول

11- الرقم الهيدروجيني pH لمحلول قاعدي
أ. 7
ب. 5
ج. 2
د. 8

12- لون دليل الفينولفثالين في الوسط الحمضي.....
عديم اللون
ج. أزرق
ب. أحمر
د. بنفسجي

13- تتفاعل الأحماض مع الأملاح الكربونات والبيكربونات ويتصاعد غاز.....
أ. الهيدروجين
ب. الأكسجين
ج. ثاني أكسيد الكربون
د. ثاني أكسيد الكبريت

14- جميع ما يلي احماض معدنية غداً
حمض الكبريتيك
ج. حمض الستريك
ب. حمض الفسفوريك
د. حمض الهيدروكلوريك

15- الأحماض التالية جميعها قوية ما عدا
أ. HBr
ب. H_2CO_3
ج. $HClO_4$
د. HNO_3

16- عند ذوبان ملح في الماء ينتج محلولاً حامضياً؟
أ. NH_4Cl
ب. NaCl
ج. CH_3COONa
د. Na_2CO_3

17- أي الأملاح الآتية يكون محلولاً قلوي التأثير علي عباد الشمس
أ. NH_4Cl
ب. K_2CO_3
ج. $NaNO_3$
د. KCl

18- إذا أذيب 1 mol من كل من المواد التالية في 1L من الماء فأَي منها يكون له الأثر الأكبر في الضغط البخاري لمحلولها؟.....
أ. KBr
ب. $C_6H_{12}O_6$
ج. $MgCl_2$
د. $CaSO_4$

ثانياً- علل لما يأتى

- 1- عدم وجود بروتون حر في المحاليل المائية للأحماض.
- 2- جزيئات الماء على درجة عالية من القطبية.
- 3- ارتفاع درجة غليان محلول كربونات الصوديوم عن محلول كلوريد الصوديوم رغم ثبات كتلة كل من المذاب والمذيب في كلا المحلولين.
- 4- ينتج عن ذوبان السكر في الماء محلولاً بينما ذوبان اللبن المجفف في الماء ينتج عنه رغوي.
- 5- يعتبر النشادر قاعدة رغم عدم احتوائه على مجموعة هيدروكسيد (OH) في تركيبه.

- 6- حمض الهيدروكلوريك قوي بينما حمض الازيتيك ضعيف.
- 7- الرقم الهيدروجيني pH لمحلول كلوريد الأمونيوم أقل من 7.

ثالثاً- ما المقصود بكل من:

- 1- الذوبانية.
- 2- المحلول المشبع.
- 3- درجة الغليان بدلالة الضغط البخاري
- 4- حمض الكبريتيك له نوعين من الأملاح.

رابعاً- اكتب المصطلح العلمي:

- 1- مواد كيميائية تتفاعل مع القلويات لتنتج ملح وماء.
- 2- المادة التي تذوب في الماء لينطلق أيون الهيدروجين الموجب.
- 3- مادة تتفاعل مع الحمض لتكون ملح ماء.
- 4- مادة لها طعم قابض وترزق ورقة عباد الشمس المبللة بالماء.
- 5- المادة التي تتكون عندما تكتسب القاعدة بروتوناً.
- 6- حمض ضعيف او قاعدة ضعيفة يتغير لونها بتغير قيمة pH للمحلول.
- 7- المادة التي تنتج بعد ان يفقد الحمض بروتوناً.
- 8- عدد المولات المذابة في لتر من المحلول.
- 9- عدد مولات المذاب في كيلو جرام من المذيب.
- 10- كتلة المذاب في 100g من المذيب عند درجة حرارة معينة.

خامساً- صوب العبارات الاتية:

- 1- يتغير لون دليل الفينو لفتالين إلى اللون الأحمر عند وضعه في الوسط المتعادل.
- 2- يعتبر حمض الكربونيك H_2CO_3 حمض ثلاثي البروتون.

- 3- يعتبر حمض الستريك من الاحماض ثنائية البروتون.
- 4- الحمض طبقاً لتعريف أرهينيوس هو المادة التي تذوب في الماء لينتج أيون OH^- .
- 5- تعتبر المحاليل ذات الرقم الهيدروجيني أعلى من 7 أحماض.
- 6- تتفاعل الأحماض المخففة مع الفلزات النشطة وينتج غاز الاكسجين.
- 7- يكون المحلول متعادل عندما تكون قيمة الرقم الهيدروجيني أكبر من 7.
- 8- التركيز المولالي للمحلول الذي يحتوي على 0.5 M من المذاب في 500g من المذيب هو 2 mol/kg .

نماذج أخرى من الأسئلة

- س- عرف المحلول؟
- س- مالمقصود بعملية الذوبان؟
- س- ماذا تعرف عن القاعدة التي تقول: "الأشبهاء تذيب الأشبهاء"؟
- س- علل: ذائبية نترات الأمونيوم في الماء عالية؟
- س- علل: ذائبية نترات الفضة في الماء عالية؟
- س- ذائبية كلوريد الزئبق (II) في الماء قليلة؟
- س- ذائبية بروميد الفضة في الماء قليلة؟
- س- علل: ذائبية كلوريد الزئبق(II) في الكحول الإيثيلي عالية (علل)
- س- علل: ذائبية نترات الأمونيوم في الغول الأيثيلي قليلة؟
- س- كيف يمكن تحديد المذاب والمذيب في المحلول؟
- س- كيف يمكن تحديد المذيب والمذاب إذا كان المحلول سائلاً؟
- س- وضح كيفية التمييز بين المحاليل؟
- س- وضح أنواع المحاليل طبقاً لحجم الذرات أو الجزيئات للمادة المذابة؟
- س- وضح أنواع المحاليل طبقاً لتركيز المذاب في المحلول؟
- س- تكلم عن أطوار المحاليل؟
- س- وضح أنواع المحاليل طبقاً لدرجة توصيلها للتيار الكهربائي؟
- س- وضح طرق التعبير عن تركيز المحلول
- س- عرف المولارية (Molarity - M)
- س- كيف تحضر المحاليل المولارية في المعمل
- س- عرف المولالية (Molality - m)
- س- عرف الكسر المولي (Mole Fraction)
- س- عرف النسبة المئوية؟

- س- عرف النسبة المئوية بالوزن (weight percentage)؟
- س- عرف النسبة المئوية الحجمية (Volume Percentage)؟
- س- النسبة المئوية لوزن في حجم؟
- س- عرف العيارية أو النورمالية (Normality)؟
- س- عرف القوة الأيونية (The Ionic Strength)
- س- ما هو التركيز في الصورة اللوغارثمية؟
- س- تكلم عن محاليل الغازات في الغازات؟
- س- تكلم عن محاليل الغازات في السوائل؟
- س- أذكر العوامل التي تؤثر علي ذوبانية الغازات في السوائل؟
- س- تكلم عن محاليل السوائل في السوائل؟
- س- أكتب نبذة مختصرة عن محاليل السوائل تامة الامتزاج؟
- س- عرف المحاليل المثالية؟
- س- تكلم عن المحاليل غير المثالية؟
- س- اشرح بالتفصيل كلا من الحيوود الموجب والسالب في حالة محاليل السوائل؟
- س- تكلم عن السوائل محودة الامتزاج؟
- س- وضح تأثير درجة الحرارة علي السوائل محدودة الامتزاج؟
- س- تكلم عن محاليل السوائل محدودة الامتزاج ذات النهاية العظمي؟
- س- عرف درجة الحرارة الحرجة العظمي؟
- س- تكلم عن محاليل السوائل محدودة الامتزاج ذات النهاية الصغري؟
- س- تكلم عن محاليل السوائل محدودة الامتزاج ذات النهايتين العظمي والصغري؟

مسائل غير محلولة

- 1- عند إضافة 10g من السكر إلى كمية من الماء 240g . أحسب النسبة المئوية للسكر في المحلول.
- 2- أضف 25ml إيثانول إلى كمية من الماء ، ثم اكمل المحلول إلى 50ml . احسب النسبة المئوية للإيثانول في المحلول .
- 3- أحسب التركيز المولاري لمحلول حجمه 200 ml من هيدروكسيد الصوديوم . إذا علمت ان كتلة هيدروكسيد الصوديوم المذابة فيه 20g.
- 4- أحسب التركيز المولالي للمحلول المحضر بإذابة 53g كربونات صوديوم في 400g من الماء.