الفصل السادس

المحاليل

أولا: أسئلة وأجوبتها

س- عرف المحلول ؟

ج- 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. والمادة الموجودة بنسبة كبيرة (بوفرة) تسمي المذيب (solvent)، والمادة الموجودة بنسبة صغيرة (بقلة) تسمي المذاب (solute).

س- مالمقصود بعملية الذوبان؟

ج- 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. فمثلا، 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 تذيب الأشباه.

س- ماذا تعرف عن القاعدة التي تقول: "الأشباه تذيب الأشباه"؟

ج- هذه القاعدة تعني أن: المركبات الأيونية تذوب في المذيبات القطبية كالماء .وأن: المركبات القطبية تذوب في المذيبات القطبية كالماء. وأن: المركبات غير القطبية تذوب في المذيبات غير القطبية كالبنزين ورابع كلوريد الكربون.

س- علل: ذائبية نترات الأمونيوم في الماء عالية؟

ج- وذلك لأن المذاب (نترات الأمونيوم) أيوني والمذيب (الماء) قطبي.

س- علل: ذائبية نترات الفضة في الماء عالية؟

ج- وذلك لأن المذاب (نترات الفضة) أيوني والمذيب قطبي (الماء).

س- ذائبية كلوريد الزئبق (II) في الماء قليلة؟

ج- وذلك لأن كلوريد الزئبق مركب تساهمي قطبي والمذاب قطبي.

س- ذائبية بروميد الفضة في الماء قليلة؟

ج- وذلك لأن الروابط بين أيونات الفضة والبروم قوية جداً لدرجة أن ما يفقد المركب من استقرار يصعب تعويضه بالتجاذب بين أيونات بروميد الفضة والماء.

س- علل: ذائبية كلوريد الزئبق(II) في الكحول الإيثيلي عالية (علل)

ج- وذلك لأن كلوريد الزئبق (II)أقل أيونية والكحول الأيثيلي أقل قطبية.

س- علل: ذائبية نترات الأمونيوم في الغول الأيثيلي قليلة؟

ج- وذلك لأن المذاب أيوني والمذيب أقل قطبية.

س- كيف يمكن تحديد المذاب والمذيب في المحلول؟

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

مثلا في محلول السكر والماء يعد الماء مذيبا والسكر مذابا.

س- كيف يمكن تحديد المذيب والمذاب إذا كان المحلول سائلاً؟

ج- السائل الذي يوجد بنسبة أكبر في المحلول يعد المذيب.

مثلا عند إذابة 40 جرام من الايثانول في 60 جرام من الماء، يكون الماء مذيبا والايثانول مذابا.

س- وضح كيفية التمييز بين المحاليل؟

ج- هناك ثلاثة أنواع من المحاليل، وهي:

1- المحلول الحقيقي

2- المحلول المعلق

3- المحلول الغروي

وهناك بعض النقاط التي بإمكانها أن نميز هذه المحاليل

س- وضح أنواع المحاليل طبقا لحجم الذرات أو الجزيئات للمادة المذابة؟

ج- أولا: المحلول الحقيقي

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

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

ثانياً: المحلول المعلق

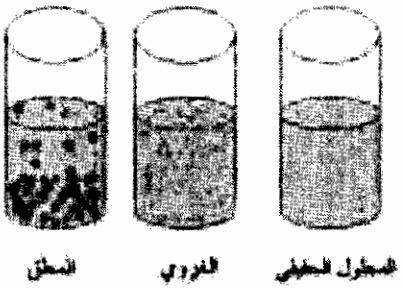
وهو المحلول الذي يمكن أن نرى المادة المذابة عالقة به بالعين المجردة ولا تمر من ورقة الترشيح، ومثالها: محلول الرمل في الماء. ويتميز بما يلي:

- 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



س- وضح أنواع المحاليل طبقا لتركيز المذاب في المحلول؟

ج- تقسم المحاليل طبقا لتركيز المذاب في المحلول إلي 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 محلولا مشبعا. أي إذا أضفنا من المادة المذابة إلي 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 مئويتين فإنه يذيب من المادة المذابة كمية أكبر عند تلك الدرجة العالية. ولفترض أن لدينا محلولا مشبعا بملح الطعام عند درجة حرارة 82 درجة مئوية، فإذا أخفضنا درجة الحرارة فجأة إلى 81 درجة مئوية مثلا أصبح المحلول "فوق مشبع" لفترة وجيزة، ثم يترسب الملح الزائد.

س- تكلم عن أطوار المحاليل؟

ج- على الرغم من وجود أعداد كبيرة من المحاليل التي تحتوي على مكونات كثيرة إلا أني سأتحدث عن المحاليل ذات المكونين فقط وحيث أن المادة توجد في ثلاثة أطوار (غازية, سائلة, صلبة)، ولكل طور ثلاثة أنواع، وهي:

الطور الأول: طور المحلول غاز

وينتج 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

وينتج عن ذوبان سائل في سائل آخر، وكما ينتج عن ذوبان شيء صلب أو غازي في سائل. ومن أمثلته: ذوبان الكحول مع الماء، وذوبان السكر في القهوة.

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 محاليلا 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 البلاد يوم
- سائل في صلب مثل الزئبق في الفضة
- صلب في صلب مثل جميع أنواع السبائك

ويمكن تمثيل جميع الانواع السابقة في الجدول التالي:

نوع المحلول	المذاب	المذيب	أمثلة
غاز	غاز	غاز	O_2 , 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 الإثيلي في الماء
	صلب	سائل	سكر في الماء
صلب	غاز	صلب	غاز الهيدروجين في البالاديوم
	سائل	صلب	سائل البنزين في اليود الصلب
	صلب	صلب	السبائك (النحاس في الذهب)

س- وضح أنواع المحاليل طبقا لدرجة توصيلها للتيار الكهربائي؟

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

أ- محاليل إلكتروليتيه: Electrolytes

ب- محاليل غير إلكتروليتيه: Non – electrolytes

وقد تم التعرض لها بالتفصيل في الفصل الثاني من هذا الكتاب (الاتزان الأيوني).

س- وضح طرق التعبير عن تركيز المحلول

ج- هناك عدة طرق للتعبير عن تركيز المحاليل، منها: العيارية، المولارية، المولالية، الكسر المولي، النسبة المؤوية.

س- عرف المولارية (Molarity -M)

ج- **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 (ديسم^3)

س- كيف تحضر المحاليل المولارية في المعمل

ج- 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 .

س- عرف المولالية (Molality- m)

ج- 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

المولارية = $(W_A \times 1000) / n_B$

وبما أن $n_B = W_B / M_B$

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

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

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 1000جرام من الماء للحصول على محلول مولالي. ليس لحجم المحلول النهائي أهمية ولا تختلف المولالية باختلاف درجة الحرارة .

س- عرف الكسر المولي (Mole Fraction)

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

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

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

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

يلاحظ أن مجموع الكسور المولية للمكونات يساوي الوحدة

أي أن : $x_A + x_B + x_C = 1$

س- عرف النسبة المئوية؟

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

س- عرف النسبة المئوية بالوزن (weight percentage)؟

ج- النسبة المئوبة 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 ورجة 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 :

$$w\,t\ \%\ of\ \ B = \left(\frac{w_B}{w_A + w_B}\right) \times 100$$

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 .

س- عرف النسبة المئوية الحجمية (Volume Percentage)؟

ج- النسبة المئوية الحجمية يرمز لها بالرمز (v/v) وهي حجم المادة المذابة منسوب لحجم المحلول (غالباً ما يكون 100 سم^3) وتستخدم عامة في المحاليل السائلة . يمكن تعيين النسبة المئوية بالحجم للمادة المذابة B كما يلي :

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

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 $40\%\ (v/v)$ ، هذا يعني أن في كل 100 سم^3 من المحلول أن هنالك 40 سم^3 كحول و 60 سم^3 ماء .

س- النسبة المئوية لوزن في حجم؟

ج- النسبة المئوية لوزن في حجم يرمز لها بالرمز (w/v) وهي عبارة عن عدد جرامات المادة المذابة في 100 سم^3 من المذيب. فمثلاً عندما يقال أن محلول السكر في الماء تركيزه $10\%\ (w/v)$. هذا يعني أن 10 جرامات من السكر مذابة في 100 سم^3 من الماء.

س- عرف العيارية أو النورمالية (Normality)؟

ج- 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 مولاريته $0.5\ M$ ولكن نورماليته $1.0\ N$ وذلك لأن الوزن 49 جرام يمثل نصف الوزن الجزيئي وتكون المولارية :

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

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

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

وعليه تكون العلاقة بين النورمالية والمولارية كالآتي :

النورمالية = المولارية × عدد الهيدروجينات الحمضية في الحامض

= المولارية × عدد الهيدوكسيدات القاعدية في القاعدة

س- عرف القوة الأيونية (The Ionic Strength)

ج- تعتبر القوة الأيونية مقياسا لقوة المجال الكهربي 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 :

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

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

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

حيث $C_+ =$ تركيز الأيون الموجب

$z_+ =$ شحنة أو تكافؤ الأيون الموجب

$C_- =$ تركيز الأيون السالب

$z_- =$ شحنة أو تكافؤ الأيون السالب

س- ما هو التركيز في الصورة اللوغارثمية؟

ج- 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 :

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

حيث $\left[H^+\right]$ هو تركيز أيون الهيدروجين بالمول / لتر ويأتي الحرف p في الرمز pH من الكلمة الألمانية potenz والتي تعني القوة .

وبصورة عامة يمكن كتابة المصطلح كالآتي :

$$pX = -\log x$$

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 كالآتي :

$$pK_a = -\log K_a$$

$$pK_b = -\log K_b$$

س- تكلم عن محاليل الغازات في الغازات؟

ج- 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 دالتوان 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 الجزئيات وإلى قوى التجاذب الواقعة بينها.

س- تكلم عن محاليل الغازات في السوائل؟

ج- يعد محلول الغاز في سائل محلولا حقيقا 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 التى تكون محلولا حقيقا في الماء غازي الأكسجين (O_2) والنتروجين (N_2)، فهما يذوبان بقلة ولا يتفاعلان مع الماء ويمكن طردهما تماما من المحلول.

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

س- أذكر العوامل التي تؤثر علي ذوبانية الغازات في السوائل؟

ح- 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 أخري لا تذوب في السائل نفسه أو تذوب بقلة. فنجد، مثلا، أن غاز كلوريد الهيدروجين يزوب تماما في الماء، بينما نجد غاز الأكسجين يذوب بقلة في الماء.

أيضا، غاز ثاني أكسيد الكربون يذوب تماما في الماء، بينما نجد أن غاز

النتروجين يذوب بقلة في الماء.

ب- طبيعة السائل

هناك غازات تذوب في سائل معين، في حين انها لا تذوب في سوائل اخري. فمثلا، نجد أن غاز الأكسجين يذوب بقلة 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 الجزئيات الماء وبذلك تفقد هذه الجزئيات قدرتها على إذابة الغاز أي أن عدد جزئيات الماء الحرة القادرة على إذابة الغاز يقل إلى حد ما 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". وهو ينص على ما يلي: تتناسب كتلة الغاز المذاب في قدر معين من السائل عند ثبوت درجة الحرارة تناسبا 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 علي 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 الفقاقيع التي تتكون عندما يسخن الماء إنما ترجع إلي أن الهواء المذاب يصبح أقل ذوبانا عند درجات الحرارة الأعلي. 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.

س- تكلم عن محاليل السوائل في السوائل؟

ج- تمتزج السوائل مع بعضها بدرجات متفاوتة؛ فمنها ما يمتزج امتزاجا تاما ليكون محلولا متجانسا، ومنها ما يمتزج جزئيا، ومنها ما هو عديم الامتزاج نهائيا.

ويمكن تقسيم محاليل السوائل في السوائل، طبقا لقابلية هذه السوائل للأمتزاج 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

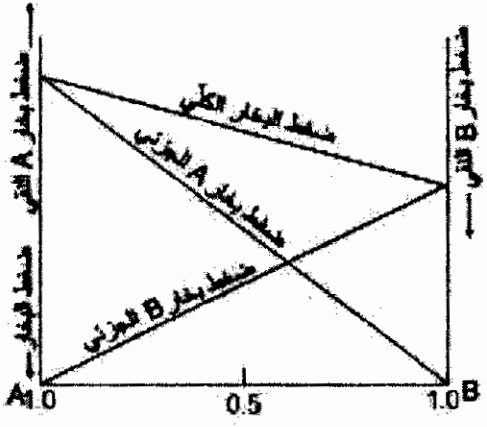
س- أكتب نبذة مختصرة عن محاليل السوائل تامة الامتزاج؟

ج- السوائل تامة الامتزاج هي تلك السوائل التي مع بعضها بأي نسب لتكون محلولا متجانسا 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.

س- عرف المحاليل المثالية؟

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

فإذا سلك خليط من سائلين A وB مسلكاً مثالياً؛ فإنه طبقاً لقانون راءولت Raoult's law، تظهر العلاقة بين الضغط البخاري لكل منهما وبين كسره الجزيئي في الطور السائل عند رسمها بيانياً، على هيئة خط مستقيم كما في الشكل التالي:



الشكل: ضغط بخار محلول مثالي مؤلف من مكوّنين درجة غليانهما منخفضة

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 للتبخر volatile هي المادة التي يمكنها أن تتبخر بسهولة، أي لها نقطة غليان منخفضة. وعندما يكون المذاب على هيئة جزيئات، ليس أيونات؛ تكون العلاقة بين ضغط بخار أي مكوّن وبين كسره الجزيئي علاقة بسيطة. وتسمى هذه العلاقة – قانون ضغط البخار – تركيز راؤول أو قانونه؛ نسبة إلى العالم الفرنسي فرانسوا ماري راؤول (1830–1901). ويعبّر عن قانون راؤول رياضياً بالعلاقة:

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

حيث P تدل على ضغط بخار المكوّن فوق المحلول، وP^0 ضغط بخار هذا المكوّن النقي عند درجة الحرارة نفسها، وX هو كسر المكوّن الجزيئي في الحالة السائلة. وعندما تكون مكوّنات المزيج جميعها ذات درجة غليان منخفضة، فقيمة P من أجل أي مكوّن تكون مساوية إلى الضغط الجزئي للمكوّن في المحلول. وأي محلول تنطبق عليه العلاقة (1) بدقة من أجل مكوّناته جميعها يدعى محلولاً مثالياً ideal solution.

وإن الضغط الكلي لبخار محلول مؤلّف من مكوّنين يساوي مجموع الضغوط الجزئية للمكوّنات جميعها. والضغط الكلي لبخار المزيج المؤلف من مكوّنين A وB هو الخط العلوي في الشكل (1). 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 خطاً مستقيماً (كما

في الشكل 1)، وإنما يكون خطاً منحنياً كما هو مبيَّن في الشكل.

س- تكلم عن المحاليل غير المثالية؟

ج- المحاليل غير المثالية هي تلك المحاليل التي تحيد عن قانون راءولت؛ ففي حالة المحاليل غير المثالية، نشاهد أن مخططات (ضغط البخار- التركيب) تعطي نهاية صغري (قيم أقل منها في حالة المحاليل المثالية) في منحني ضغط البخا مع التركيب. مثال ذلك: نظام (كلوروفورم-اسيتون)، ويطلق علي هذا السلوك اسم الحيود السالب. كما يمكن أن تعطي نهاية عظمي في هذا المنحني، حيث يكون فيه الضغط البخاري المقيس للمحلول أكبر من القيمة المتوقعة من تطبيق معادلة قانون راءولت، 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 (الشكل 2أ). أما النوع الثاني من الحيود فهو حيود سالب (الشكل 2ب)

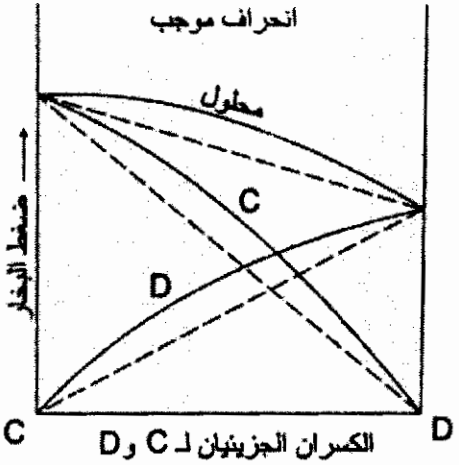
س- اشرح بالتفصيل كلا من الحيود الموجب والسالب في حالة محاليل السوائل؟

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

أولا: الحيود الموجب

فعندما يكون التجاذب بين جزيئات المكوّنين أضعف من تجاذب كل من المكوِّنين مع مثيلاته، يكون من الأسهل لكل مكوِّن أن يفلت من المحلول متحولاً إلى بخار. ويكون ضغط البخار الكلي في هذه الحالة أعلى مما لو كان المحلول مثالياً. ويقال: إن الحيود موجب.

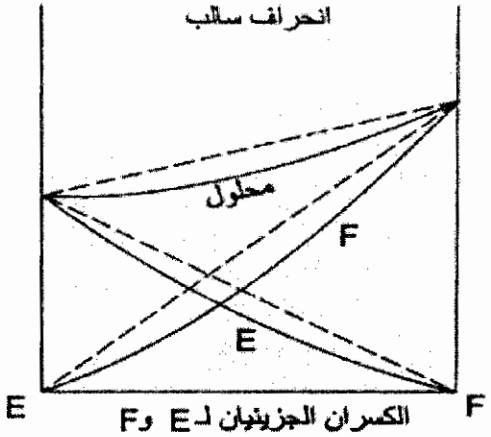
مثال ذلك: محلول الهبتان في الكحول الإيتيلي. وتمثل الخطوط المتقطعة في الشكل (- - -) السلوك المثالي في حين تمثل الخطوط الكاملة (-) السلوك الحقيقي أو الفعلي للمحلول.



ثانيا: 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 راؤول.

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.



س- تكلم عن السوائل محودة الامتزاج؟

ج- هي سوائل ذات قابلية امتزاج محودة. ومن أمثلة هذه الأنظمة: محاليل الاثير مع الماء عند درجة حرارة الغرفة؛ فمن الملاحظ أن المحلول المخفف من الأثير في الماء، أو من الماءفي الأثير يكون محلولا متجانسا من طبقة واحدة. ولكن عند زيادة تركيز الأثير في الماء أو الماء في الأثير، فإن المحلول ينفصل إلي طبقتين في حالة اتزان، إحداهما: محلول مشبع من الأثير في الماء، والأخري: 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.

س- وضح تأثير درجة الحرارة علي السوائل محدودة الامتزاج؟

ج- تؤثر درجة الحرارة تأثيرا كبيرا علي السوائل محدودة الامتزاج، ويمكن تقسيمها طبقا لتأثير درجة الحرارة إلي ثلاثة أنواع، وهي:

1- محاليل ذات نهاية عظمي.

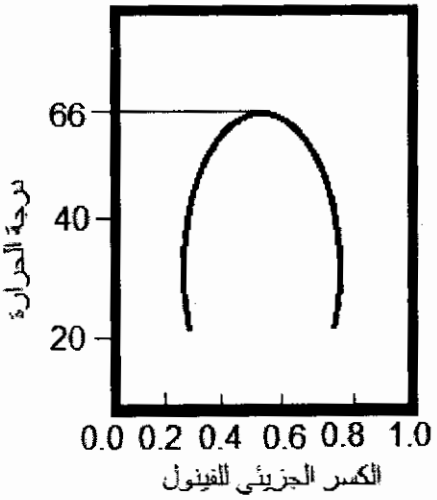
2- محاليل ذات نهاية صغري.

3- محاليل ذات نهايتين عظمي وصغري.

س- تكلم عن محاليل السوائل محدودة الامتزاج ذات النهاية العظمي؟

ج- 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 الأخر 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 محلولا متجانسا 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 منحني الاذابة لهذا المحلول بالرسم البياني الموضح في الشكل التالي. وعند رسم العلاقة بين تركيب المحلول ودرجة الحرارة، نحصل علي منحني ذات درجة حرارة حرجة عليا، وهي 66°C، كما هو موضح بالشكل.



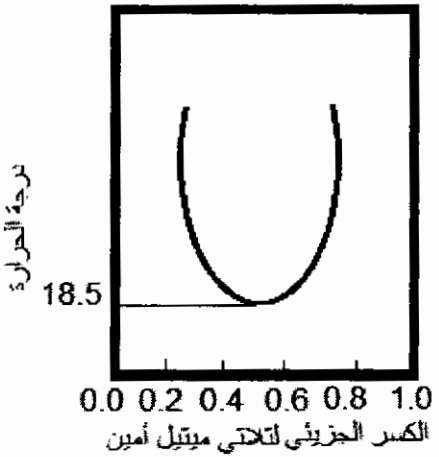
س- عرف درجة الحرارة الحرجة العظمي؟

ج- هي: "درجة الحرارة التي يصبح فوقها السائلان ممتزجين مع بعضهما تماما وبأي نسب، مكونين محلولا متجانسا من طبقة واحدة".

س- تكلم عن محاليل السوائل محدودة الامتزاج ذات النهاية الصغريي؟

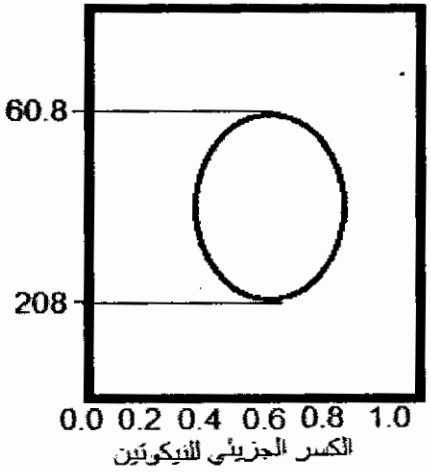
ج- هي تلك المحاليل التي يزداد فيها امتزج السائلين محدودي الامتزاج – واللذين يكونان المحلول – بخفض درجة الحرارة، حتي نصل إلي درجة حرارة معينة، يصبح تحتها السائلين ممتزجين تماما، وبأي نسب (أي يذوب كل منهما في الأخر عند جميع النسب). وتسمي درجة الحرارة هذه بالدرجة الحرجة الصغري. وتعرف الدرجة الحرجة الصغري بأنها: "درجة الحرارة التي يصبح تحتها السائلين ممتزجين مع بعضهما تماما وبأي نسب، مكونين محلولا متجانسا 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 منحني الاذابة لهذا المحلول بالرسم البياني الموضح في الشكل التالي. وعند رسم العلاقة بين تركيب المحلول ودرجة الحرارة، نحصل علي منحني ذات درجة حرارة حرجة صغري، وهي $18.5^{\circ}C$ ، كما هو موضح بالشكل.



س- تكلم عن محاليل السوائل محدودة الامتزاج ذات النهايتين العظمي والصغري؟

ج- هي تلك المحاليل التي يزداد فيها امتزج السائلين محدودي الامتزاج بخفض درجة الحرارة، حتي نصل إلي درجة حرارة عظمي، يصبح فوقها السائلين ممتزجين تماما، كما نجد أن الامتزاج بين السائلين يزداد بخفض درجة الحرارة حتي نصل إلي درجة حرارة صغري 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 الجرارة حتي نحصل علي درجة حرارة صغري ($60.8^{\circ}C$)، كما أنه يمكن الحصول علي درجة حرارة عظمي ($208^{\circ}C$)، وبالتالي نحصل علي منحني مغلق كما هو مبين بالشكل. ونلاحظ أنه خارج هذا المنحني، نحصل علي محاليل ممتزجة ومتجانسة تماما، بينما داخل المنحني، تكون محاليل غير ممتزجة وغير متجانسة.



ثانيا: مسائل وحلولها

(1) احسب مولارية محلول يتكون من إذابة 20 جرام هيدروكسيد الصوديوم في 500 سم^3 من الماء ؟

الحل :

عدد مولات NaOH = الوزن/ الوزن الجزيئي = 20 / 40 = 0.5 مول

حجم المذيب باللتر = 500 / 1000 = 0.5 لتر

المولارية = عدد مولات المادة المذابة / حجم المذيب باللتر = 0.5/ 0.5 = 1.0 مول/لتر

(2) احسب مولارية حمض الكبريت (VI) الناتج من إذابة 49جرام من الحمض في 100سم^3 من الماء ؟

الحل :

عدد مولات H_2SO_4 = 49 / 98 = 0.5 مول

حجم المحلول باللتر = 100 / 1000 = 0.1 اتر

المولارية = 0.5 / 0.1 = 5.0 مولار

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

الحل :

عدد مولات هيدروكسيد الصوديوم = الوزن / الوزن الجزيئي= 40 / 40 = 1.0 مول

الوزن = الحجم × الكثافة

وزن المحلول بالكيلوجرام = 1000 سم^3 × 1 جم / سم^3 = 1000 جرام

وذلك باستخدام كثافة الماء تعادل 1.0جم / سم^3

يمكن تطبيق القانون :

المولالية = عدد مولات المادة المذابة / وزن المذيب بالكيلو جرام

المولالية = 1.0 / (2000 / 1000) = 0.5 مول/كيلو جرام

أو باستخدام القانون :

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

المولالية = (40 / 40) x (2000 / 1000) = 0.5 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 :

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

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

$$\mathbf{85.73} = M_B$$

(5) احسب الكسر المولي لمكونات المحلول المكون من إذابة 20 جرام من هيدروكسيد الصوديوم في 500 سم**3** من الماء ؟

الحل :

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

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

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

الكسر المولي للماء $1-0.0176 = 0.983$

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

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

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

الحل :

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

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

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

$$= \frac{0.5}{0.5+0.25+0.5} = 0.4$$

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

الحل :

كتلة المحلول $= 100 + 10 = 110$ جرام

النسبة المئوية لـ $Na\,OH$ = (وزن هيدروكسيد الصوديوم× 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 كبرتيات البوتاسيوم (K_2SO_4) تركيزه $0.2\ m$

جـ- 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 $0.1\ m$

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

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

بتطبيق القانون :

$$\mu = 0.5\left(0.1\times 1^2 + 0.1\times 1^2\right) = 0.5\times 0.2 = 0.1\ m$$

ب- بالنسبة لمحلول كبريتات البوتاسيوم (K_2SO_4) فإن الملح يتأين ليعطي أيونين K^+ وأيون واحد من الكبريتات $S\overset{=}{O}_4$

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

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

بالتعويض في المعادلة :

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

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 $S\overset{=}{O}_4$

$$C_- = 0.2$$

$$z_- = 2$$

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

وعليه يمكن استنتاج :

أن القوة الأيونية للخليط تساوي حاصل جمع القوة الأيونية لمكوناته .

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

$$C_+ = 0.2 \quad , \quad C_- = 2 \times 0.2 = 0.4$$
$$z_+ = 2 \quad , \quad z_- = 1$$
$$\therefore \mu = 0.5\left(0.2 \times 2^2 + 0.4 \times 1^2\right) = 0.6m$$

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

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

وبالتعويض في المعادلة

$$pH = -\log\left[H^+\right]$$
$$= -\log\left[10^{-1}\right] = 1$$

(10) احسب قيمة pK_a لحمض الخليك ، علماً أن قيمة الثابت له تعادل : $K_a = 1.8\times10^{-5}$ ؟

الحل:

$$pK_a = -\log K_a$$
$$= -\log 1.8\times10^{-5}$$
$$= 4.75$$

ثالثا: أسئلة غير مجابة

أولاً : اختر الإجابة الصحيحة

1- بخار الماء في الهواء يمثل محلولاً غازياً من النوع .....

أ. غاز في غاز ب. غاز في سائل

جـ. سائل في غاز د. صلب في غاز

2- الماء مذيب قطبي بسبب فرق السالبية بين الاكسجين والهيدروجين والزاوية بين الروابط والتي قيمتها حوالي .....

أ. 104.5^{o} ب. 105.4^{o}

جـ. 90^{o} د. 140.5^{o}

3-من امثلة الإلكتروليتات القوية .....

$H_2O_{(L)}$ ب. البنزين

جـ. $HCl_{(g)}$ د. $HCl_{(aq)}$

4-الوحدة المستخدمة في التعبير عن التركيز المولالي لمحلول ما هي.....

أ. MOl/L ب. G / eq.L

جـ. g / L د. mol / Kg

5-حمض الفوسفوريك H_3PO_4 من الأحماض.....

أ. احادية البروتون ب. ثنائية البروتون

جـ. ثلاثية البروتون د. عديد البروتون

6-الرقم الهيدروجيني pH لمحلول حمضي.....

أ.7 ب. 5

جـ. 9 د. 14

7-في تفاعل الأمونيا مع حوض الهيدروكلوريك يعتبر أيون الأمونيوم $(NH_4)^+$

أ. حمض مقترن ب. قاعدة

جـ. قاعدة مقترنة د. حمض

8-أحد الأحماض التالية يعتبر حمض قوي.....

حمض الأسيتيك ب. حمض الكربونيك

جـ. حمض النيتريك د. حمض الستريك

9-قيمة pH التي يكون عندها لون الفينو لفثالين أحمر وردي.....

أ. 2 ب.4

جـ. 6 د. 9

10-في الوسط المتعادل يكون الدليل الذي له لون بنفسجي هو.....

أ.عباد الشمس ب. الفينولفثالين

جـ. الميثيل البرتقالي د. أزرق برموثيمول

11-الرقم الهيدروجيني pH لمحلول قاعدي .....

أ.7 ب.5

جـ. 2 د. 8

12-لون دليل الفينولفثالين في الوسط الحمضي.....

عديم اللون ب. أحمر

جـ. أزرق د. بنفسجي

13تتفاعل الأحماض مع الأملاح الكربونات والبيكربونات ويتصاعد غاز.....

أ.الهيدروجين ب. الأكسجين

جـ. ثاني أكسيد الكربون د. ثاني أكسيد الكبريت

14-جميع ما يلي احماض معدنية غداً .....

حمض الكبريتيك ب. حمض الفسفوريك

جـ. حمض الستريك د. حمض الهيدروكلوريك

15- الأحماض التالية جميعها قوية ما عدا .....

HBr ب. H_2CO_3

جـ. $HClO_4$ د. HNO_3

16 عند ذوبان ملح ..... في الماء ينتج محلولاً حامضياً؟

أ.NH_4Cl ب. NaCl

جـ. CH_3COONa د. Na_2CO_3

17- أي الأملاح الآتية يكون محلولاً قلوي التأثير علي عباد الشمس ؟.....

أ.NH_4Cl ب.K_2CO_3

جـ. $NaNO_3$ د. KCl

18- أذا أذيب 1 mol من كل من المواد التالية في 1L من الماء فأي منها يكون له الأثر الأكبر في الضغط البخاري لمحلولها ؟.....

أ. KBr ب. $C_6H_{12}O_6$

جـ. $MgCl_2$ د. $CaSO_4$

ثانيا : علل لما ياتى :

1- عدم وجود بروتون حر في المحاليل المائية للأحماض .

2- جزيئات الماء على درجة عالية من القطبية .

3- إرتفاع 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 الاسيتيك ضعيف .

7- الرقم الهيدروجيني pH لمحلول كلوريد الأمونيوم أقل من 7 .

ثالثا : ما المقصود بكل من ؟

1- الذوبانية .

2- المحلول المشبع .

3- درجة الغليان بدلالة الضغط البخاري حمض الكبرتيك له نوعين من الأملاح.

رابعا : 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 ما تحته خط في العبارات الاتية :

1- يتغير لون دليل الفينو لفثالين الى اللون الأحمر عند وضعه في الوسط التعادل .

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 أعلي 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 .

سادساً : أسئلة متنوعة

1- اكتب معادلات كيميائية موزونة للتفاعلات التالية، مع ذكر إسم الملح الناتج من كل تفاعل:

أ. حمض الكبريتيك مع فلز الخارصين .

ب. حمض النيتريك مع محلول مائي من هيدروكسيد البوتاسيوم .

2- أذيب عدد من المولات المتساوية من ملحي $MgCl_2$ و KCl في حجمين متساويين من الماء، أي المحلولين له درجة غليان أعلي ؟ فسر اجابتك؟

3- عرف المحلول ؟

4- مالمقصود بعملية الذوبان؟

5- ماذا تعرف عن القاعدة التي تقول: "الأشباه تذيب الأشباه"؟

6- علل: ذائبية نترات الأمونيوم في الماء عالية؟

7- علل: ذائبية نترات الفضة في الماء عالية؟

8- ذائبية كلوريد الزئبق (II) في الماء قليلة؟

9- ذائبية بروميد الفضة في الماء قليلة؟

10- علل: ذائبية كلوريد الزئبق(II) في الكحول الإيثيلي عالية (علل)

11- علل: ذائبية نترات الأمونيوم في الغول الأيثيلي قليلة؟

12- كيف يمكن تحديد المذاب والمذيب في المحلول؟

13- كيف يمكن تحديد المذيب والمذاب إذا كان المحلول سائلاً؟

14- وضح كيفية التمييز بين المحاليل؟

15- وضح أنواع المحاليل طبقا لحجم الذرات أو الجزيئات للمادة المذابة؟

16- وضح أنواع المحاليل طبقا لتركيز المذاب في المحلول؟

رابعا: مسائل غير محلولة

1- عند إضافة 10g من السكروز إلى كمية من الماء 240g . أحسب النسبة المئوية للسكروز في المحلول.

2- أضف 25ml ايثانول إلى كمية من الماء ، ثم اكمل المحلول إلى 50ml . احسب النسبة المئوية للايثانول 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.