الباب الثالث
المحاليـــــــــل

الباب الثالث

المحاليل

المحلول هو خليط متجانس من مادتين مختلفتين أو أكثر، موجودتين بصيغة امتزاج جزيئي لا تتفاعلان كيميائيا مع بعضهما البعض . ويمكن تغيير نسب مكوناته ضمن حدود معينة ، ولا يقتصر المحلول على المواد الصلبة المذابة في السائل ، فقد يكون الطور النهائي للمحلول غازا أو سائلاً أو صلبا .

فالمحلول الغازي يتكون من إذابة أو امتزاج غازين بعضهما ببعض ، وأي مزيج غازي يكون متجانسا ، ويتكون المحلول السائل من إذابة غاز ، سائل أو صلب في سائل ، مثال: محلول السكر في الماء ، والمحلول الصلب هو مادة صلبة تكون فيه جزيئات ، أو ذرات أحد مكوناته منتشرة عشوائيا خلال جزيئات ، أو ذرات المكون الآخر ، مثال على هذا النوع سبيكة النحاس والخارصين .

وفي دراسة المحاليل نجد تعبيرين هما المذاب **(Solute)** والمذيب **(Solvent)** ، وغالبا ما تعرف الحالة الطبيعية للمحلول بحالة المكون الذي تكون نسبته عالية ويسمى بالمذيب ، أما المكون الأقل نسبة فيسمى بالمذاب ، إن اختفاء ذرات أو جزيئات أو أيونات المادة المذابة بين ذرات أو جزيئات المادة المذيبة يعرف بالإذابة .

صفات المحاليل Properties of Solutions :

هنالك الكثير من المركبات التي تكون أزواجا قابلة للامتزاج مع بعضها ببعض **(Miscible)** وأزواجا غير قابلة للامتزاج **(Immiscible)** ، كما أن هنالك أزواجا أخرى من المركبات تكون قابلة للامتزاج الجزئي فيما بينها **(Partial miscible)**.

فإذا أضيفت كمية قليلة من البنزين إلى إناء يحتوي على الماء

يلاحظ مع رج المخلوط انتشار البنزين في الماء على شكل حبيبات صغيرة، ويكون مظهر المخلوط متعكرا ، وإذا ترك المخلوط فترة ، يطفو البنزين على سطح الماء مكوناً طبقة ثانية ، وهذا يعني أن البنزين لا يمتزج مع الماء وأن البنزين والماء لا يكونان محلولاً .

وإذا أضيف الكحول الأثيلي إلى الماء يختلط كلي.ا مكونً.ا مزيج.ا متجان.سا **(Homegenous mixture)** ، ولا تميل مكونات المخلوط إلى انفصال بع.ضهما عن بعض أي أن الكحول الأثيلي والماء يكونان محلولاً.

ومن أمثلة أزواج المركبات ذات الذوبان الجزئ.ي محل.ول أس.يتات الأثي.ل **(Ehylacetate)** مع الماء حيث يكون هذان المركبان محلولاً عند درج.ة ح.رارة المختبر إذا كانت نسبة أسيتات الأثيل في المخلوط أقل من **7.9%** ، أم.ا إذا زادت نسبة أسيتات الأثيل في المخلوط عن **7.9%** فيلاحظ عدم امتزاج المكونين وظهور طبقتين في المخلوط .

وقبل دراسة الصفات الجوهرية للمحاليل لابد من التطرق وبشكل موجز إل.ى سبب تكون المحلول في حالة وعدم تكونه في حالة أخ.رى م.ن وجه.ة النظ.ر الجزيئية. إن العامل الواضح والحاسم الذي يجب أخذه بنظر الاعتب.ار ف.ي ه.ذه المساءلة هو التغيير الحاصل في الطاقة عندما تمزج جزيئات المحلول .

وعند تكوين محلول من الكحول في الماء ، يجب التغلب على قوى التج.اذب بين جزيئات الكحول لفصل بعضها عن بعض ، وكذلك يجب التغلب عل.ى ق.وى التجاذب بين جزيئات الماء المتماثلة ، وكلتا العمليتين تحتاج إلى ص.رف طاق.ة ، وهذه الطاقة تأتي من التجاذب الحاصل بين جزيئات الماء والكحول ف.ي المحل.ول الناتج .

وبعبارة أخرى فإن تجاذب المذاب– المذيب يعوض عن فقدان تجاذب المذاب– المذاب، وتجاذب المذيب – المذيب . وفي مثال البنزين – الماء الذي ورد سابقًا فإن التجاذب بين جزيئات البنزين والماء ضعيف جدا لا يكافيء فقدان التج.اذب ب.ين الجزيئات المتماثلة لكل من البنزين والماء ؛ لذلك لا يكون الأخيران محلولاً .

وإذا أضيفت بلورة زرقاء من كبريتات النحاس $CuSO_4$ بحذر إلى كمية مـ.ن الماء فإن لون السائل حول البلورة يتحول إلى اللون الأزرق ، ومع التحريك تذوب البلورة ويتلون السائل كله باللون الأزرق .

ولو أضيفت بلورات أخرى من مادة كبريتات النحاس فإن لون السائل يغمـ.ق، ويكون توزيع اللون متساويا في جميع أجزاء الخليط . إذ إن خليط كبريتات النحاس والماء يعد محلولاً لكونه متجانسا ، ويمكن تلخيص صفات المحلول بشكل عام بمـ.ا يأتي :

1- أن يكون متجانسا ، أي أن ذرات أو جزيئات أو أيونات المذاب موزعة بـ.شكل منتظم في المذيب .
2- ألاّ يوجد لديه الميل إلى الانفصال إلى مكوناته .
3- إمكانية تغيير نسب مكوناته .
4- خواصه عبارة عن مجموع خواص مكوناته .
5- سهولة فصل واستعادة المذيب أو المذاب من المحلول .

أنواع المحاليل Types of Solutions :

بعد أن تطرقنا إلى الأنواع الثلاثة للمحاليل: الغازية ، والـ.سائلة ، والـ.صلبة ، اعتمادا على ما يمكن أن يكون عليه طورها النهائي ، يكون مـ.ن الممكـ.ن أيـ.ضا اعتماد حجم دقائق المذاب وتركيزه لتحديد أنواع مختلفة أخرى من المحاليل .

أولاً : بالنسبة لحجم ذرات أو جزيئات أو أيونات المادة المذابة في المحلول فهنـ.اك ثلاثة أنواع من المحاليل :

1- المحاليل الحقيقية **Ture Solutions** : وهي المحاليل التي تنتشر فيهـ.ا دقـ.ائق المذاب الصلب بصورة متجانسة في المذيب، ولا يمكن فصل المذاب بالترشيح، أو بالتركيد بفعل الجاذبية، ومثالها محلول السكر، أو كلوريد الـ.صوديوم فـ.ي الماء .

2- المحاليل العالقة **Suspended Solutions** : وهي المحاليل التي تكـ.ون فيهـ.ا

دقائق المذاب عالقة في السائل المذيب، ويسهل رؤيتها بالعين المجردة، كما يمكن فصلها عن المحلول بالترشيح أو بالتركيد ومثالها معلق التراب بالماء .

3- المحاليل الغروية **Colloidal Solutions** : وهي المحاليل التي فيها لا يمكن رؤية دقائق المذاب بالعين المجردة أو بالمجهر . كما لا يمكن فصلها بالتركيد مما لم تضف إليها مواد كيميائية تعمل على ترسيبها .

ثانيا : بالنسبة لتركيز المذاب في حجم معين من المذيب وبدلالة درجة الحرارة تقسم المحاليل إلى ثلاثة أنواع :

1- المحاليل المشبعة **Saturated Solutions** : وهي المحاليل التي فيها كمية مما يذوب من المذاب تساوي ما يترسب منه . بمعنى أن المذاب في حالة توازن حركي مع المحلول عند درجة حرارة معينة .

ويستخدم تعبير الذوبانية أو قابلية الذوبان **Solubility** لوصف مكونات المحلول كميا ، وتعرف الذوبانية بأنها: كمية المذاب القابلة للذوبان في حجم معين من المذيب في درجة حرارة معينة .

وهي بذلك تمثل تركيز المحلول المشبع عند تلك الدرجة الحرارية . هذا وسنتطرق إلى الذوبانية والعوامل التي تؤثر على ذوبانية الرواسب فيما بعد.

2- المحاليل غير المشبعة **UnSaturated Solutions** : وهي المحاليل التي قلّت فيها كمية المذاب عما يجب أن تكون عليه في حالة المحاليل المشبعة عند درجة حرارة معينة .

بمعنى أن للمذيب قابلية إذابة كمية إضافية من المذاب عن تلك الدرجة الحرارية ، وفي هذه الحالة تنعدم حالة الاتزان الحركي بين المذاب والمذيب التي شاهدناها في المحاليل المشبعة .

3- المحاليل فوق المشبعة **Super Saturated Solutions** : وهي المحاليل التي تحتوي على كمية من المذاب أكثر مما تحويه المحاليل المشبعة ، بسبب قدرة المذيب على إذابة كميات أخرى من المذاب عند رفع درجة حرارته .

حيث إن حالة المحاليل فوق الإشباع تكون عادة غير مستقرة بسبب ميلها إلى التخلص من الكمية الزائدة من المذاب عن حالة الإشباع ، وذلك بترسيبها وصولاً إلى حالة المحاليل المشبعة ، حيث الاتزان الحركي بين المذاب والمذيب .

هذا ومن المفيد هنا التعرف على معاني بعض المصطلحات المستخدمة في التعبير عن كمية المادة المذابة بوحدات وزنية كالجرام وأجزائه .

1- الوزن الذري الجرامي **Gram – atomic weight** وهو الوزن الذري للعنصر بالجرامات .

2- الوزن الجزيئي الجرامي **Gram – molecular weight** ، ويسمى كذلك مول **(mole)** ، وهو الوزن الجزيئي للعنصر، أو وزن الصيغة الجزيئية للمركب مقدرا بالجرامات ، ويتم حساب وزن الصيغة الجزيئية للمركب على أساس مجموع الأوزان الذرية للعناصر المكونة للمركب .

أمثلة :

الوزن الجزيئي لحامض الهيدروكلوريك **(HCI)** يحسب كما يلي :

HCI = H + CI = 1 +35.5 = 36.5 جم

كذلك بالنسبة لهيدروكسيد الصوديوم **(NaOH)** :

NaOH = Na + O +H = 23+16 + 1 = 40 جم

3- جرام – أيون **Gram –ion** وهي أوزان الأيونات التي يتكون منها المركب بالجرامات .

مثال :

يحتوي المول الواحد من نترات الفضة $AgNO_3$ على جرام – أيون واحد من

أيـ ـون الفـ ـضة **(108)** جـ ـم، وعلـ ـى جـ ـرام – أيـ ـون واحـ ـد مـ ـن أيـ ـون النترات **(62)** جم .

$$AgNO_3 = Ag+ + NO_3^-$$

(16 × 3) 14 + (16 × 3) +14+ 108 = 62 جم + 108 جم = 170 جم

4- الوزن المكافئ الجرامي للعنصر **Gram – equivalent Weight** ، هو عـ ـدد أوزان العنصر المتحدة ، أو التي تحل محل ثمانية أوزان من الأوكـ ـسجين ، أو وزنًا واحدا من الهيدروجين ، أو وزنًا مكافئًا واحدا لأي عنصر آخر ، ويرتبط الوزن المكافئ للعنصر بوزنه الذري وبتكافؤ (عدد تأكسده) بالعلاقة الآتية :

الوزن المكافئ للعنصر = وزنه الذري ÷ التكافؤ

فالوزن المكافئ للصوديوم **(Na)** يساوي وزنه الذري ، أي **23** جم باعتبار أنه تكافؤ واحد ، والوزن المكافئ للأوكسجين هو **8** جم على أساس وزنه الـ ـذري **16** جم وتكافؤه **2** .

وللعناصر التي لها أكثر من تكافؤ كالحديد مثلاً ، فإن الوزن المكـ ـافئ يعتمـ ـد على تكافؤ العنصر في المركب . فمع أن الوزن الذري للحديد **55.8** جم فإن وزنه المكافئ في كبريتات الحديديك $Fe_2(SO_4)_3$ هو ثلث وزنه الذري أي **18.6** جم .

5- الوزن المكافئ الجرامي للمركب :

أولاً : للحامـ ـ ـض :

هو وزن الحامض بالجرامات الذي يحتوي على وزن مكافئ من الهيدروجين أي **(1.008)** القابل للإحلال أو للتأين .

$$\text{الوزن المكافئ للحامض} = \frac{\text{وزن صيغته الجزيئية}}{\text{عدد ذرات H القابلة للإحلال}}$$

وعلى هذا الأساس فإن الأوزان المكافئة :

- للأحماض الأحاديـ ـة القاعـ ـدة **Monobasic acids** كحـ ـامض HNO_3 , HCI

CH_3COOH, مساوية لأوزان صيغها الجزيئية .

- للأحماض الثنائية القاعدة **Dibasic acids** كحـ.امض H_2SO_4 , H_2S , H_2SO_3 مساوية لنصف أوزان صيغتها الجزيئية . حيث إن أيا منها باستطاعته أن يحـ.ل محل ذرتي الهيدروجين وزنين مكافئين لأي عنصر؛ فالوزن المكافئ لحـ.امض الكبريتيك مثلاً يساوي $\frac{98}{2}$ = **49 جم**

- للأحماض الثلاثية القاعدة **Tribasic acids** كحامض H_3PO_4 مـ.ساوية لثلـ.ث أوزان صيغها الجزيئية إذا ما حل عنصر محل جميع ذرات الهيدروجين القابلـ.ة للإحلال .

كـ..ذلك تكـ..ون الأوزان المكافئـ..ة مـ..ساوية نـ..صف أوزان الـ..صيغ الجزيئيـ..ة إن حـ..ل عنـ..صر محـ..ل ذرتـ..ين مـ..ن الهيـ..دروجين أو أن يـ..ـساوي الـ..ـوزن المكـ..ـافئ للحـ..ـامض وزن صـ..ـيغته الجزيئيـ..ة إن حـ..ل العنـ..صر محـ..ل ذرة هيـ..دروجين واحـ..دة قابلـ..ة للإبـ..دال .

ثانيا : للقاعـ..ـدة :

هو وزن القاعدة بالجرامات الذي يحتوي على وزن مكـ.افئ مـ.ن مجموعـ.ة الهيدروكسيل **(OH)** القابلة للإحلال أو التأين .

الوزن المكافئ للقاعدة = وزن صيغته الجزيئية ÷ عدد أيونات الهيدروكسيل ، فمثلًا :

$$HCl + NH_4OH \rightarrow NH_4Cl + H_2O$$

الوزن المكافئ لهيدروكسيد الأمونيوم = $\frac{16+(1\times5)+14}{1}$ = **35**

كذلك في التفاعل الآتي: $Ca(OH)_2 + H2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + 2H_2O$

الوزن المكافئ لهيدروكسيد الكالسيوم = $\frac{(1\times2)+(16\times2)+40}{2}$ = 37

ثالثًا : للأمـ . . .ـلاح :

نجد في التفاعلات التي لا يحصل فيها تغيير في التكافؤات أن المكافئ الجرامي للملح هو وزنه بالجرامات الذي يحتوي على وزن من الفلز، والذي يمكن أن يتحـ.ـد أو يحل محل وزن مكافئ للهيدروجين ، أو ما يكـ.ـافئ هـ.ـذا الـ.ـوزن مـ.ـن غيـ.ـر الهيدروجين .

فالأملاح مثل: كلوريد الصوديوم **NaCl** ، ونترات الفضة **$AgNO_3$**، ونتـ.ـرات الصوديوم **$NaNO_3$** لها أوزان مكافئة مساوية لأوزان صـ.ـيغها الجزيئيـ.ـة ، أمـ.ـا الأملاح مثل: كبريتات الصوديوم **Na_2SO_4** ، وكربونـ.ـات الكالـ.ـسيوم **$CaCO_3$** ، وكبريتات الباريوم **$BaSO_4$** تكون أوزانها المكافئة مساوية لنصف أوزان صـ.ـيغها الجزيئية .

المحاليل الغروية Collodial Solutions :

يعتمد الفرق بين المحاليل المتجانسة والمحاليل غير المتجانسة على حجم دقائق المذاب المنتشرة ؛ ففي المحلول المتجانس تكون هذه الدقائق انفرادية، أمـ.ـا بهيئـ.ـة جزيئات أو أيونات ، بينما تكون دقائق المذاب في المحلول غير المتجانس تجمعات أكبر .

هذا من جهة ، ومن جهة أخرى فإن دقائق المذاب في المحلول المتجانس ذات حجوم دون المجهرية **(Submicroscopic)** ولا تركد في قعر الإناء الذي توجد فيه مهما طالت الفترة الزمنية .

أما دقـ.ـائق المـ.ـذاب فـ.ـي المـ.ـزيج فهـ.ـي أكبـ.ـر نـ.ـسبيا، وتمثـ.ـل تجمعـ.ـات من الذرات يمكن رؤيتهـ.ـا بـ.ـالمجهر إذا تعـ.ـذرت رؤيتهـ.ـا بـ.ـالعين المجـ.ـردة ، وتركـ..ـد فـ..ـي قعـ..ـر الإنـ..ـاء الـ..ـذي توجـ..ـد فيـ..ـه، وذلـ..ـك بفعـ..ـل جاذبيـ..ـة الأرض . ومثـ..ـل هـ..ـذا المحلـ..ـول يتـ..ـألف مـ..ـن طـ..ـورين يمكـ..ـن تمييزهمـ..ـا عن بعضهما .

وهنالك نـوع آخـر مـن الأمزجـة يتوسـط المـزيجين الـسابقين، حيـث إن دقائق المذاب المنتشرة في هذا المزيج أكبر حجما من مثيلاتها فـي المـزيجين الـسابقين ، لكنهـا ليـست مـن الكبـر بحيـث يمكـن رؤيتهـا بـالعين المجردة، أو بواسطة المكروسـكوب البـسيط، أو يمكـن فـصلها بالترشـيح، أو بفعل قوة الجاذبية الأرضية .

مثل هذا المزيج (بالمحلول الغروي) أو يسمى بالمنشر الغـروي **Colloidal dispersion** ولا يمكن أن يحدد بالضبط حجم دقائق المذاب في المحلول الغروي، وكذلك في المحاليل الأخرى .

فهي في المحلول الحقيقي تتراوح أقطارها بين 0.1 ملـي مـايكرون وملـي مايكرون واحد ، أما في المحاليل الغروية فتتراوح أقطار الذرات المنتشرة بين مللي مايكرون إلى حوالي **500** مللي مايكرون .

ويتألف المحلول الغروي من طورين؛ أحدهما: يمثل دقائق المـذاب، ويـسمى بالطور المنتشر، والثاني: يمثل المذيب ويسمى بالطور الناشر، أو بالوسط الناشر ، وقد تكون دقائق المذاب على هيئة تجمعات من ذرات ، أو أيونات أو جزيئات .

وفي بعض الأحيان تكون منتشرة على هيئة جزيئات منفصلة مثـل: جزيئـات النشا أو البروتينات وجزيئات بعض المواد المتبلمرة . حيث إن الهيموجلوبين ذو وزن جزيئي يزيد عن **60.000** ، وذو قطر جزيئي يساوي مللي مايكرون تقريبـا ينتشر بصورة غروية في الدم .

وعلى الرغم من كون دقائق المذاب في المحلول الغروي صـغيرة بحيـث لا يمكن رؤيتها بالعين المجردة، أو بواسطة الميكروسكوب البسيط ، فإنها كبيرة مـن حيث قابليتها على انعكاس الضوء .

وهذه حقيقة يستفاد منها أحيانا في التمييز بين المحاليـل الغرويـة والمحاليـل الحقيقية التي لا تمتلك دقائق المذاب فيها مثل هذا التأثير . فعند توجيه حزمة رفيعة من ضوء براق لتمر من خلال محلول غروي تقوم دقائق المذاب بتشتيت الضوء .

وعند النظر إلى هذا النظام من زاوية قائمة بالنسبة للحزمة الضوئية نـستطيع

ملاحظة مسار الحزمة الضوئية والاستدلال على دقائق المذاب داخل المحلول الغروي ، ويسمى هذا التأثير تيندال **Tyndall** .

إن دقائق المذاب في المحلول الحقيقي – كما أسلفنا – ليس لها مثل هذا التأثير؛ لأنها صغيرة جدا بحيث لا تتمكن سطوحها من عكس **(Reflect)** الضوء ، وفضلاً عن أهمية هذا التأثير في التمييز بين المحاليل الغروية والحقيقية .

فهو يزودنا أيضا بمعلومات عن انتظام دقائق المذاب في المحلول الغروي ومعرفة أبعادها . وقد لوحظ عند النظر إلى المحلول الغروي بالطريقة المذكورة آنفاً أن دقائق المذاب في حركة مستمرة توصف بالحركة البراونية **Brownian motion** وهذه الحركة هي المسئولة في إبقاء دقائق المذاب عالقة في المحلول الغروي .

والمحاليل الغروية ذات أهمية كبيرة جدا للأجسام الحية ولكثير من الأنظمة الأخرى ؛ فالتيار الدموي معظمه ماء أذيبت فيه أيونات أو جزيئات بسيطة وأخرى كبيرة تنتشر في المحلول بخط غروي .

والعصارات الهاضمة محاليل غروية تتألف من ماء ومواد كيميائية لا غنى عنها في جسم الكائن الحي ، والسوائل المكونة للخلايا عبارة عن محاليل حقيقية وأخرى غروية والحليب والعسل والأصماغ والنشا والبيض والمطاط كلها أمثلة تشكل المحاليل الغروية الجزء الأكبر منها .

أنـواع الغرويـات :

تصنف الغرويات بعدد من الطرق ، ولعل من أهمها التصنيف الذي يبنى على طبيعة المذاب والمذيب. وبالنسبة إلى هذا التصنيف تقع الغرويات في أربعة وهي :

1) الضبابيات **Aerosols** . 2) المستحلبات **Emulsions** .

3) السولس **Sols** . 4) الهلاميات **Gels** .

المحلول الغروي الضبابي : هو محلول طوره الناشر غاز تنتشر فيه دقائق المذاب

بهيئتها الصلبة كالدخان والغبار، أو بهيئتها السائلة كالغيوم والضباب وعدد من مبيدات الحشرات التي تستعمل برش رذاذها، وكذلك مزيلات الروائح **Deoderants** التي تستعمل بنفس الطريقة .

المستحلبات : محاليل غروية ينتشر فيه سائل بسائل آخر كالحليب والكريم والزيوت المنتشرة في الماء .

أما السولس : فهي محاليل غروية لمواد صلبة تنتشر في مواد سائلة كالمحاليل الغروية للذهب والكبريت ، وأيوديد الفضة في الماء، أو كالأصماغ ومحلول النشا ومحلول البروتينات .

الهلاميات : هي محاليل لمواد سائلة تنتشر في مذيبات بحالة صلبة كخثارة اللبن والجبن والجيلاتين .

وتصنف المحاليل الغروية نسبة لتركيبها الكيميائي إلى غروية لاعضوية وأخرى عضوية ، والغروية اللاعضوية هي غروية الفلزات كالذهب والفضة وغروية اللافلزات كالكبريت والكرافيت .

أما الغرويات العضوية فهي الأخرى تقسم إلى: غرويات متجانسة الاستقطاب **Homopolar** كالمطاط في البنزين، والغرويات الهيدروكسيلية كالنشا، وغرويات غير متجانسة الاستقطاب **Hetero Polar** كالبروتينات والصابون في الماء .

أما بالنسبة لطبيعة الشحنة التي تحملها دقائق المحلول الغروي فهي؛ إما أن تكون مشحونة بشحنات موجبة، مثل: المحلول الغروي لهيدروكسيد الحديديك، أو أن تكون مشحونة بشحنات سالبة، مثل: المحلول الغروي لكبريتيد الزرنيخ As_2S_3 .

وبالنسبة للتفاعلات المتبادلة بين الأطوار أو بالنسبة لقابلية دقائق المحلول الغروي للتمذوب **Solvation** فتصنف إلى غرويات كارهة للمذيب وأخرى محبة للمذيب ؛ فالمواد التي لا يمكن تحضير محاليلها الغروية باتصال مع المذيب هي من النوع الأول .

أما المواد التي يمكن تحضير محاليلها الغروية بوجود المذيب فهي من النوع الثاني ، وفي النوع الأول من هذه الغرويات لا توجد الفة بين دقائق المحلول الغروي والمذيب ، ومن أمثلة هذه الغرويات محاليل الذهب والفضة .

أما النوع الثاني من هذه الغرويات فيحتوي على مجموعات مميزة مثل (OH) أو–(COOH) أو (NH_2) ولها القابلية للاتحاد مع جزيئات المذيب ، ومن أمثلة هذه الغرويات الألبومين: والسكريات المتعددة، والبروتين، وحامض السليسيلك.

وعندما يكون المذيب هو الماء يستعمل المصطلح **Hydrophobic** (الكارهة للماء)، والمصطلح **Hydrophilic** (المحبة للماء) لغرويات النوع الثاني .

ويمكن تحضير المحاليل الغروية بعدد من الطرق نذكر منها: طرق الانتشار **Dispersion methods** ، وطرق التكثيف **Condensation methods** ، وفي طرق الانتشار تستعمل مطاحن خاصة تحول الدقائق الكبيرة إلى أخرى صغيرة بطريقة ميكانيكية ، ويضاف في أثناء الطحن مواد تساعد على انتشار الدقائق المطحونة .

وقد تجرى طريقة الانتشار كهربائيا كما في تحضير بعض المحاليل الغروية للفلزات في الماء ، وتتضمن هذه الطريقة إمرار قوس كهربائي تحت الماء (المذيب) بين سلكين الفلز المراد تحضير محلوله الغروي .

أما في طرق التكثيف فتتكون الدقائق الغروية من نمو الدقائق ذات الأبعاد الجزيئية معا، وذلك بواسطة الاتحاد مع بعضها البعض ، وفي هذه الطرق تهيأ المواد الأولية والتي تستعمل في تحضير المحلول الغروي بشكل محاليل حقيقية تحتوي على الأيونات أو الجزيئات .

وعند حصول تفاعل كيميائي بين هذه الأيونات أو الجزيئات يتكون المحلول الغروي . والتفاعلات التي تحدث قد تكون تفاعلات اختزال أو تفاعلات أكسدة ، وقد تكون أيضا تفاعلات تحدث نتيجة التحلل المائي .

ونجد أن تفاعلات الاختزال مهمة في تحضير المحاليل الغروية للفلزات كالذهب، والفضة، والرصاص، والبلاتين ، إذ تحضر المحاليل الغروية لها من اختزال محاليلها الحقيقية المخففة لأحد أملاحها بواسطة مواد مختزلة، مثل: الفورمالديهايد، أو حامض التانيك **Tannic acid**، أو الهايدرازين، أو سكر الكلوكوز وغيرها .

تخثر المحاليل الغروية :

تحتوي بعض المحاليل الغروية عادة على كميات زائدة من مواد إلكتروليتية ومواد شائبة ذائبة أخرى ، ويجدر بالذكر هنا أن وجود كمية معينة من المادة الإلكتروليتية ضروري لاستقرار المحلول الغروي ، غير أن ما يزيد عن ذلك الحد المعين يؤدي إلى نمو دقائق المحلول الغروي وتخثرها ، ولهذا السبب ينبغي أن تكون المادة إلكتروليتية في المحلول الغروي بحدها الأدنى .

وكدليل على هذا التأثير للمادة الإلكتروليتية نجد أن معاملة محلول كلوريد الزرنيخ مع كبريتيد الهيدروجين تؤدي إلى تكوين محلول غروي من كبريتيد الزرنيخ، غير أن الأخير لا ينفذ من ورقة الترشيح؛ لأن جزيئات كبريتيد الزرنيخ قد تجمعت مع بعضها وتخثرت بسبب وجود المادة إلكتروليتية **HCI** التي تكونت في مزيج التفاعل كما يلي :

$$^{-}\ AsCI_3 + 3H_2S \rightarrow A_s2S_3 + 6H^+ + 6CI2$$

إن قابلية ترسيب أو تخثير المحاليل الغروية هي صفة عامة للمواد الإلكتروليتية، وتعتمد كفاءتها في الترسيب على حالة تأكسد الأيونات الموجبة فيها ؛ فالأيون ذو الشحنة الثلاثية الموجبة M^{+3} أكثر كفاءة من الأيون ذي الشحن الثنائية الموجبة أو الأحادية الموجبة.

وتخثر المحاليل الغروية بواسطة المواد الإلكتروليتية هو في حد ذاته احتواء هذه المحاليل على الشحنات الكهربائية، والتي يمكن أن يعزى إليها عدم تجمع دقائق المحلول الغروي بعضها مع بعض في الأحوال الطبيعية .

إن الغرويات التي تتخثر بهذه الطريقة أي بمعادلة شحنتها عند إضافة المادة

الإلكتروليتية هي من نوع الغرويات الكارهة للمذيب ؛ أما الغرويات المحبة للمذيب فلا يمكن تخثيرها بهذه الطريقة، وإنما تخثر بواسطة التسخين ، ومن الأمثلة المألوفة تخثر الحليب، أو تخثر البيض عند التسخين .

وترجع فاعلية التسخين في تخثير هذه الغرويات إلى ازدياد عدد التصادمات بين دقائق المحلول الغروي بازدياد درجة الحرارة ، وهنالك طريقة أخرى لازدياد عدد التصادمات تتم بزيادة تركيز المحلول الغروي نتيجة تبخير جزء من المذيب .

تنقية المحاليل الغروية :

ذكرنا سابقًا أن وجود المواد الإلكتروليتية والمواد الشائبة الزائدة عن الحد الطبيعي يؤدي إلى تخثر المحاليل الغروية ، وعليه أصبح من الضروري أن ينقى المحلول الغروي كضرورة من ضرورات استقراره .

ومن الطرق الرئيسة المستعملة لهذا الغرض طريقة الديالیز **(Dialysis)** وهي: عملية إزالة المادة المذابة الموجودة مع المحلول الغروي عن طريق نفوذها خلال غشاء مناسب، هو عادة غشاء نصف ناضج يسمح بمرور المواد الإلكتروليتية أو الشوائب المذابة، وكذلك جزيئات المذيب ولا يسمح بمرور دقائق المحلول الغروي .

ومن أمثلة هذه الأغشية ورق البارجمنت والسلوفين وغشاء المثانة الحيوانية ، فإذا وضع محلول غروي لمادة بروتينية كأحد الأنزيمات المهمة مثلا ملوث بأحد الأملاح في غشاء ديالیزي وسمح للماء أن يجري حول هذا الغشاء فإن أيونات الملح سرعان ما تظهر في الماء الخارج من الإناء .

وذلك بمعنى أن أيونات الملح سرعان ما تغادر المحلول الغروي وسيبقي داخل الغشاء المحلول الغروي للمادة البروتينية، والذي سيصبح نقيا بالتدريج وذلك باستمرار جريان الماء .

وتقوم أغشية الجسم بعمليات ديالیز مماثلة ؛ فالأوعية الدموية مثلاً لا تسمح بنفوذ جزيئات البروتين الكبيرة، مثل: السيروم **(Serum)**، والألبومينات غير أنها

تسمح بنفوذ جزيئات الماء، وثاني أوكسيد الكربون ، والأوكسجين، وأيونات الأملاح ، والجزيئات العضوية الصغيرة التي تتسرب للجسم عن طريق الجهاز الهضمي .

قابلية المحاليل الغروية على امتصاص المواد الغريبة :

من الصفات المهمة لبعض الغرويات قابليتها لا امتصاص **(Adsorption)** كميات كبيرة من المواد الغريبة ؛ والامتصاص يعني التصاق المواد الغريبة على سطح دقائق المحلول الغروي ، وقد يعرف بأنه امتصاص على سطح الدقائق الغروية .

إذ تستطيع دقائق الغرويات امتصاص الأيونات من المحاليل العالقة بها . وهلام السليكا (**Silica gel**) مثل جيد لمحلول غروي يستطيع امتصاص كميات كبيرة من مواد غريبة صلبة أو سائلة أو غازية ، وأوكسيد الألمنيوم المنشط مثال آخر لغروي يستطيع امتصاص المواد الغريبة .

ويعد فحم الكوك المنشط من أحسن المواد التي تقوم بامتصاص المواد الغازية السامة ، فهو يزيل لون عصير القصب المستعمل في صناعة السكر والصبغات النباتية ، كما يستطيع إزالة الروائح الموجودة في الهواء .

ومن التطبيقات المهمة لقابلية المحاليل الغروية على امتصاص المواد الغريبة هو استعمالها في علم الكروماتوجرافي ، حيث يجهز لهذا الغرض عمود يملأ بمسحوق الكاربونات المغطى بطبقة من البترول – أثير .

وعندما يسمح مثلاً لمحلول أثيري من صبغة نباتية أن يمر خلال هذا الهلام، فإن امتصاص الكلورفيل وبقية الصبغات النباتية على سطح الهلام يسبب ظهور حزمة ملونة في المنطقة العليا من العمود ، ولو يمرر بعد ذلك محلول للكحول المثيلي تنفصل الحزمة الملونة إلى عدد من الحزم ذات ألوان مختلفة يمكن الاستدلال على مكوناتها .

استعمالات المحاليل الغروية :

تبين أن لقابلية الغرويات على امتصاص المواد الغريبة وعلى التخثر، وعمليات

الديناميز تطبيقات واسعة تغطي أهميتها الطبيعية والصناعة والزراعة والطب والتربة، كما وجدت استعمالات كثيرة في عمليات التحضير وعمليات التحليل الوزني والوصفي .

فإذا نظرنا إلى غرويات مثل: السليلوز والنشا والبروتينات تتجلى لنا أهميتها في التكنولوجيا الحديثة وفي صناعة النسيج والأصباغ والبوليمرات الغروية ؛ كالنايلون، والبولي ستايرين، والسليكونات، والمطاط الاصطناعي وهي أمثلة لا غنى للإنسان عنها في الوقت الحاضر .

ومن التطبيقات الطبيعية للغرويات :

1- التربة الخصبة غروية في طبيعتها ، وتفسخ الفضلات الحيوانية يفيد التربة ويزودها بمحاليل غروية ذاتية .

2- الحليب من مواد غروية .

3- البروتينات الموجودة في الأجسام الحية هي مواد غروية .

4- الجلد والفضلات وكثير من الأنسجة تعزى إلى مواد غروية من نوع الهلاميات .

5- الدم والبروتوبلازم محاليل غروية معقدة ؛ فالدم مثلاً هو محلول غروي لمواد البومينية ، يمكن تخثره إلى مادة متكتلة بواسطة أيونات الحديديك .

ومن التطبيقات الصناعية للغرويات :

1- صناعة المطاط : فالعصارة المأخوذة من نسيج بعض الأشجار هي عبارة عن مستحلب من دقائق المطاط المشحونة بشحنات سالبة والتي تنتشر في الماء ، ويقيها الجيلاتين ، فعند تسخين هذه العصارة مع الكبريت يتكون نوع من المطاط القاسي .

2- دباغة الجلود .

3- التنظيف بالصابون .

طرق التعبير عن تراكيز المحاليل :

إن خصائص المحاليل ، مثل لون المحلول الصبغي أو حلاوة المحلول السكري ، تعتمد على تراكيزها ، وتراكيز المحلول تتباين بتباين كمية المادة المذابة وكمية المادة المذيبة .

وفي الكيمياء التحليلية يعبر عن تركيز المحلول إما بوحدات الوزن للمادة المذابة في حجم معين من المذيب وهو ما يسمى بالمحلول القياسي، أي المحلول الذي يكون تركيزه معلوما بدقة .

ويمكن التعبير بوحدات الوزن للمادة المذابة في حجم أو وزن معين من المذيب أو المحلول، وهناك عدة مصطلحات تستخدم للتعبير عن تركيز المحلول وفقاً للوحدات التي توزن بها المادة المذابة وهي :

المولارية Molarity (M) :

تعرف بأنها عدد الأوزان الجزيئية الجرامية (عدد المولات) من المادة المذابة في لتر واحد من المحلول ويرمز لها عادة بالحرف **(M)** ، ويسمى المحلول بالمولاري إذا كان اللتر الواحد منه يحتوي على وزن جزيئي جرامي واحد من المادة المذابة بشكل جزيئات أو أيونات .

فالمحلول الناتج من إذابة (**40** جم) (مول واحد) من هيدروكسيد الصوديوم في لتر واحد من الماء هو محلول تركيزه مولار واحد **(1 M)** ، وإذا ما أذيب نصف الكمية (**20** جم) في لتر واحد من الماء كان تركيز المحلول نصف مولار **(2/1 M)** .

وإن إذابة **(20** جم) من هيدروكسيد الصوديوم في نصف لتر من المحلول، وإذابة (**4** جم) منها في (**100** مل) من المحلول يكون مساويا في التركيز لإذابة **(0.04** جم) من هذه القاعدة في **(1)** مل من المحلول ، أي أن :

1 مولار **(1 M)** = مول واحد من المادة المذابة ÷ لتر واحد

$$= \frac{40\text{جم}}{\text{لترواحد}} = \frac{20\text{ جم}}{\text{نصف لتر}}$$

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{وزن المادة المذابة}}{\text{وزنها الجزيئي}} = \frac{\text{Wt.}}{\text{M.Wt.}}$$

حيث إن **Wt** تعني وزن المادة بالجرامات، **M.Wt** تعني الـوزن الجزيئـي للمادة .

$$\text{المولارية (M)} = \frac{\text{عدد مولات المادة المذابة}}{\text{حجم المحلول بالألتار}}$$

وإذا كان حجم المحلول مقاس بالملليلترات ، فمن الممكن حساب المولارية كما يأتي :

$$\mathbf{M = \frac{1000}{Vml} \times \frac{Wt.}{M.Wt.}}$$

حيـث تمثـل (M) مولاريـة المحلـول و (V) حجـم المحلـول بالملليترات (سم3) .

مثـال :

مـا التركيـز المـولاري لمحلـول حـامض الكبريتيـك الـذي يحتـوي على **4.9** جم من H_2SO_4 في **400** مل .

الحـل :

الوزن الجزيئي للحامض = **98** جم

$$\mathbf{M = \frac{Wt.}{M.Wt.} \times \frac{1000}{Vml} = \frac{4.9}{98} \times \frac{1000}{400} = 0.125}$$

مثـال :

ما التركيز المولاري لمحلول كلوريد الصوديوم الذي نسبة وزنه إلـى حجمـه **%0.85** .

الحـ . ـل :

إن النـ ـسبة المئويـ ـة للـ ـوزن إلـ ـى الحجـ ـم $\frac{(W)}{(V)}$ تمثـ ـل عـ ـدد الجرامـ ـات في 100 مل ، أي أن اللتر الواحد من المحلول يحتوي على :

$$\text{8.5 جم} = 1000 \times \frac{0.85}{100}$$

الـ ـوزن الجزيئـ ـي لكلوريـ ـد الـ ـصوديوم = **8.4** جـ ـم ، وبتطبيـ ـق قانون المولارية :

$$M = \frac{Wt.}{M.Wt.} \times \frac{1000}{Vml} = \frac{0.85}{58.4} \times \frac{1000}{100} = 0.145$$

المولاليـة : Molality (M) :

تعرف بأنها: عدد مولات المذاب في **(1000)** جم من المذيب ، ويرمـ ـز لهـ ـا بالحرف **(m)** ؛ فعندما نقول محلول **6** مولالي **(6 m)** من حامض الهيدروكلوريك نعني محلولاً محضرا من إضافة **(1000)** جم ماء لكل **6** مول من الحامض .

$$\text{المولالية (m)} = \frac{\text{عدد مولات المذابة}}{\text{1000 غم من المذيب}}$$

مثـ ـال :

أذيب **23** جم من هيدروكسيد البوتاسيوم في **500** جم مـ ـن المـ ـاء . احـ ـسب التركيز المولالي للمحلول الناتج .

$$\text{عدد مولات المذاب} = \frac{Wt.}{M.Wt.}$$

$$\frac{23}{56} = \text{0.5 مول} \qquad \text{(m) التركيز المولالي} = \frac{\text{عدد مولات المذابة}}{\text{1000 غم من المذيب}}$$

$$= 0.5 \times \frac{1000}{500} = \text{1 مولالي}$$

العيارية (N) Normality :

تعرف العيارية بأنها: عدد الأوزان المكافئة الجرامية من المذاب التي يحتويها لتر من المحلول ، ويرمز لها عادة بالحرف (N) .

فالمحلول العياري لحامض الهيدروكلوريك هو: المحلول الذي يحتوي اللتر الواحد منه على **36.5** جم من غاز كلوريد الهيدروجين .

والمحلول العياري لهيدروكسيد الصوديوم يحتوي اللتر الواحد منه على **40** جم من هيدروكسيد الصوديوم ، كذلك لمحلول العياري لحامض الكبريتيك هو المحلول الذي يحتوي اللتر الواحد منه على وزن مكافئ جرامي واحد من الحامض ، أي على **49** جم .

$$\text{العيارية (N)} = \frac{\text{عدد الأوزان المكافئة الغرامية للمذاب}}{\text{حجم المذيب باللتر}}$$

$$\text{عدد الأوزان المكافئة الجرامية} = \frac{\text{وزن المذاب (جم)}}{\text{الوزن المكافئ الجرامي له}} = \frac{\text{Wt.}}{\text{eq.Wt.}}$$

$$\text{العيارية (N)} = \frac{\text{وزن المذاب في لتر}}{\text{الوزن المكافئ الجرامي}}$$

أي أن : وزن المذاب في لتر = العيارية × الوزن المكافئ الجرامي، وإذا كان حجم المحلول مقاسا بالمليلترات ، فمن الممكن حساب العيارية كما يأتي :

$$N = \frac{\text{Wt.}}{\text{eq.Wt.}} \times \frac{1000}{\text{Vml}}$$

وبالإمكان مقارنة العيارية مع المولارية ، وتوضيح العلاقة بين المحلولين العياري والمولاري . فلتحضير محلول مولاري من حامض الكبريتيك H_2SO_4 ينبغي إذابة **98** جم منه في لتر من المحلول .

وإن إذابة هذا الوزن يعني إذابة وزنين مكافئين جراميين من الحامض في لتـ.ر من المحلول، أي أن المحلول الناتج هو 2عياري (2N) . وعليه فإن محلـ.ولاً مـ.ن حامض الكبريتيك تركيزه العياري (2N) هو في واقع الحال ذو تركيـ.ز مـ.ولاري واحد (1M) .

مثـ. . .ال

ما عدد الجرامات المذابة من **250** مل مـ.ن محلـ.ول كاربوذ.ات الـ.صوديوم Na_2CO_3 الذي عياريته **0.2** .

الحـ. .ل :

$$N = \frac{Wt.}{eq.Wt.} \times \frac{1000}{Vml}$$

الوزن المكافئ لكاربونات الصوديوم = **53**

$$0.2 = \frac{Wt.}{53} \times \frac{1000}{250} \qquad Wt. = \frac{53 \times 250 \times 0.2}{1000} = 2.65 \text{ جم}$$

مثـ. .ال :

ما عيارية محلول يحتوي على اثنين من المكافئات الجرامية لمادة في لتر واحد منه .

الحـ. .ل :

$$N = \frac{\text{عدد الأوزان المكافئة الجرامية للمذاب}}{\text{حجم المذيب باللتر}} = \frac{2}{1} = 2 \text{ عياري}$$

ومن المفيد هنا أن نتطرق إلى كيفية حساب عيارية محلول يتفاعل مع محلـ.ول آخر معلوم العيارية ، إذ إن عدد الأوزان المكافئة يعتمـ.د بالأسـ.اس علـ.ى عـ.دد الوحدات المتفاعلة المجهزة من قبل كل جزيئة .

وكمثال على ذلك ، إذا كان هناك مول واحد من حامض الهيدروكلوريك **HCl**

فإن مولاً واحدا من البروتون H^+ سيتفاعل كحامض ، أي أن لدينا وزناً مكافئاً واحدا من H^+ .

ومن جهة ثانية، إذا كان هناك مولا واحدا من حامض الكبريتيك H_2SO_4 فسيكون هناك مولان اثنان (وزنان مكافئان) من الوحدات المتفاعلة H^+ .

إن التعبير عن التركيز بالعيارية والكميات بالمكافئات يفيد في إمكانية تفاعل مكافئ واحد من المادة أ مع مكافئ واحد من المادة ب؛ ولهذا فإن مكافئاً واحدا من هيدروكسيد الصوديوم **NaOH** (مول واحد) سوف يتفاعل مع مكافئ واحد من حامض الهيدروكلوريك **HCI** (مول واحد)، أو مع مكافئ واحد من حامض الكبريتيك H_2SO_4 (نصف مول) .

فإذا أذيبت أوزان مكافئة جرامية من حامض أو قاعدة في الماء، وأكمل به الحجم إلى لتر فإن المحلول العياري للحامض مكافئ للتر من المحلول العياري للقاعدة ، وإذا ما عرفت عيارية وحجم أحدهما وعيارية، أو حجم الآخر أمكن تعيين المجهول من العلاقة :

$$N_1 V_1 = N_2 V_2$$ **(حامض أو قاعدة) (حامض أو قاعدة)**

مثال :

ما حجم المحلول الذي عياريته (**2**عياري) ويحتوي نفس الكمية من المادة المذابة في **60** مل من محلول عياريته (**0.3** عياري) .

الحل :

بما أن كمية المادة المذابة متساوية في الحالتين، عليه فإن :

$$N_1 V_1 = N_2 V_2 \qquad 2 \times V_1 = 0.3 \times 60$$

$$V_1 = \frac{0.3 \times 60}{2} = 9 \text{ مل}$$

وفي حالات كثيرة تتطلب الضرورة تحويل التركيز العياري إلى مولاري أو

بالعكس، وهذا يتم وفقاً لعلاقة رياضية يمكن اشتقاقها من التعاريف والقوانين المعروفة وكما يأتي :

$$\text{(المولارية) } M = \frac{Wt.}{M.Wt. \times V}$$

$$Wt. = M \times M.Wt. \times V$$

$$\text{(العيارية) } N = \frac{Wt.}{eq.Wt. \times V}$$

$$Wt. = N \times eq.Wt. \times V$$

وبمساواة المعادلة الأولى والمعادلة الثانية :

$$M \times M.Wt. \times V = N \times eq.Wt. \times V$$

$$M \times M.Wt. = N \times eq.Wt.$$

وبما أن الوزن المكافئ $= \frac{\text{الوزن الجزيئي}}{n}$ $= \frac{M.Wt.}{n}$ $= eq.\ Wt$

حيث تمثل **(n)** نسبة الوزن المكافئ الجرامي إلى الوزن الجزيئي :

$$\therefore M \times M.Wt. = N \times \frac{M.Wt.}{n}$$

مثال :

ما عيارية محلول نترات البزموث الذي مولاريته **0.2** .

الحل :

إن الوزن المكافئ الجرامي للملح $Bi(NO_3)_3$ = $\frac{1}{3}$ **وزنه الجزيئي**

$$N = 3 \times M$$

$$\text{العيارية} = 0.2 \times 3 = 0.6$$

تقتضي الضرورة أحيانا تحضير محاليل بتراكيز أقل وبحجوم مختلفة، وذلك بتخفيف محاليل مركزة، وذلك بالاستعانة بمعلومات مثبتة على قناني المواد كسب

التراكيز المئوية التقريبية لمحتوياتها وأوزانها النوعية أو كثافتها ، كما يمكن تعيين الحجوم اللازم تخفيفها للحصول على حجم المحلول المخفف وتعيين عياريته، وذلك من العلاقة التالية :

$$\int \frac{\text{الوزن النوعي الكثافة} \times \text{النسبة المئوية}}{\text{وزن المللي مكافئ جرامي}}$$

مثـ . ـال :

ما عيارية حامض الكبريتيك المركز الذي وزنه النوعي **1.84** ويحتوي علـ . ـى **96.7** من H_2SO_4 .

$$\text{العيارية} = \frac{0.967 \times 1.84}{0.49} 36.3 = \textbf{عياري}$$

الفورماليـة : Formality (F)

تعرف بأنها: عدد أوزان الصيغة الوضيعة مقدرة بالجرامات للمادة المذابة فـ . ـي عدد التار المحلول ، ويرمز لها بالحرف **(F)** .

ويساوي الوزن الجرامي للصيغة الوضيعة مجموع الأوزان الذرية للعناصـ . ـر التي تكون صيغة المركب مقدرة بالجرامات .

F = وزن صيغة المذاب ÷ الزمن المحلول

وغالبـ . ـا مـ . ـا تكـ . ـون المولاريـ . ـة والفورماليـ . ـة متماثلـ . ـة خـ . ـصوصا عنـ . ـدما يكـ . ـون المركـ . ـب فـ . ـي المحلـ . ـول علـ . ـى شـ . ـكل جزيئـ . ـات، أي مـ . ـن الذ . ـوع التساهمي الآصرة .

وبـ . ـصورة عامـ . ـة يمكـ . ـن التعبيـ . ـر عـ . ـن الفورماليـ . ـة بالمعادلـ . ـة الرياضية الآتية :

$$F = \frac{Wt \cdot g}{FW} \times \frac{1000}{Vm1}$$

حيـ . ـث **Wt** وزن المـ . ـذاب مقاسـ . ـا بالجرامـ . ـات ، **FW** وزن صـ . ـيغة المادة المذابة ، **V** حجم المحلول بالمليلترات .

وعـ..ادة يـ..ستعمل مـ..صطلح الفورماليـ..ة للتعبيـ..ر عـ..ن تركيـ..ز محاليل المركبات الأيونيـ..ة ، حيـ..ث لا يتواجـ..د المـ..ذاب فـ..ي المحلـ..ول علـ..ى شكل جزيئات .

فمثلاً ملح كلوريد الصوديوم، ونترات الفضة، وخلات الرصـ..اص وحـ..امض الخليك، لا توجد كجزيئات في محاليلها، وإنما على شكل أيونات لا تمثل الـ..صيغة الجزيئية للمادة المذابة ، ومن هنا أصبح من المفضل التعبير عن تراكيز محاليلهـ..ا بالفورمالية .

مثـ..ال :

لتحضير محلول من هيدروكسيد البوتاسيوم ذات تركيز **0.1F** وحجم **500** مل، ما عدد جرامات القاعدة اللازم استعمالها ؟

وزن الصيغة الوضعية **FW** لهيدروكسيد البوتاسيوم **KOH** يساوي :

$$\text{جم } 56 = 1 + 16 + 39$$

$$F = \frac{Wt.}{FW} \times \frac{1000}{Vm1}$$

$$Wt. = \frac{F \times FW \times Vm1}{1000} = \frac{0.1 \times 56 \times 500}{1000} = 2.8 \text{ جرام}$$

1- نسبة الوزن إلى الوزن W/W :

يعتمد هذا التعبير على عدد جرامات المذاب في **100** جم من المحلول. فمـ..ثلاً تركيز محلول **20%** كلوريد الصوديوم يعني بأن المحلول يتكون من **20** جم مـ..ن **NaCl** لكل **80** جم من الماء، أي أن :

$$\frac{\text{20 جم}}{\text{(80+20) جم}} = \frac{20}{100} \text{NaCl } \%20$$

$$\text{وعموما } \% = \frac{\text{وزن المذاب}}{\text{وزن المذاب + وزن المذيب}}$$

2- نسبة الوزن إلى الحجم W/V :

تستخدم هذه النسبة للتعبير عن تراكيز المحاليل وهي تمثل وزن المادة المذابة إلى حجم معين من المذيب مثل جم / لتر أو ملجم / لتر . وغالبا ما تستخدم نسبة الأجزاء إلى المليون (ppm)، أو إلى البليون Parts per million or per Billion (ppb) .

الجزء بالمليون يعني ملجرام واحد من المذاب / لتر من المحلول .

الجزء بالبليون يعني ميكرو جرام واحد من المذاب / لتر من المحلول .

عدد الجرامات = % × الحجم .

حيث % تمثل الوزن إلى الحجم W/V .

مثال :

محلول حجمه لتر ونصف يحتوي على عصير الفاكهة بنسبة (20) جزء بالمليون منه. كم ملجراما يحتوي المحلول من العصير ؟

الحل :

عدد الملجرامات = ppm ($\frac{\text{ملجرام}}{\text{1000مل}}$) × الحجم (مل)

$$= \frac{20}{100} \times 1500 \text{ مل} = 30 \text{ ملجرام}$$

نسبة الحجم إلى الحجم V/V :

يعبر عن هذا التركيز بالنسبة المئوية لحجم السائل المذاب مقاسا بالملليلترات إلى حجم المحلول بالملليلترات :

$$\text{V/V \%} = \frac{\text{حجم السائل المذاب (مل)}}{\text{حجم المحلول (مل)}} \times 100$$

مثـ . ـال :

إذا أضيف **(50)** مل من الكحول الأثيلي إلى **(450)** مل من الماء . ما هـ . ي النسبة الحجمية للمحلول الناتج ؟

الحـ . ـل :

حجم المحلول الناتج = **450 + 50 = 500 مل** .

النسبة الحجمية $\frac{50}{500}$ × **100 = 10 %** .

* * *

"الأسئلـة"

1- عرف المحلول الغازي والسائل والصلب .

2- اذكر مع الشرح صفات المحاليل .

3- بين أنواع المحاليل من ناحية حجم الجزيئات المذابة، ومن ناحية تركيـز هـذه المواد .

4- بين بالأمثلة كيف يمكن الحصول على الوزن الجزيئي الجرامـي للأحمـاض والقواعد والأملاح .

5- تكلم عن المحاليل الغروية وأصنافها، وكيف يمكن تحـضيرها، وتخثـر هـذه المحاليل، وكذلك تنقيتها ، ثم بين أهم تطبيقاتها واستعمالاتها .

6- اكتب مذكرات وافية عن كل مما يأتي :

أ- المولارية . ب- المولالية . جـ- العيارية .

د- الفورمالية .

7- اشرح طريقة التعبير عن التراكيز بدلالات الوزن والحجم، أي نسبة الوزن إلى الوزن ونسبة الوزن إلى الحجم ، ثم نسبة الحجم إلى الحجم .

* * *