

المسوائل و المحاليل

Liquids and Solutions

إعداد

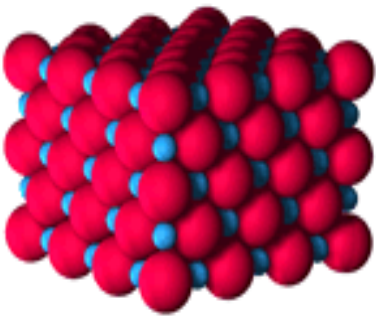
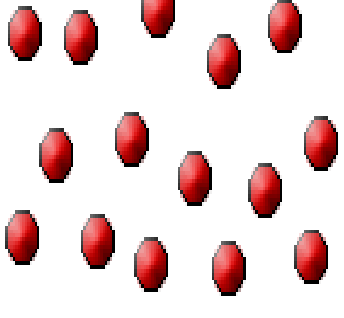
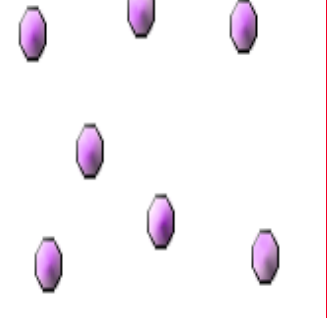
د/نور الهدى عبدالودود زيدان

أستاذ مساعد بقسم كيمياء وسمية المبيدات

كلية الزراعة - جامعة كفر الشيخ

الحالة السائلة

حالة المادة هو صفة فيزيائية للمادة تشير إلى شكل الترابط بين جزيئاتها، والحالات الممكنة للمادة هي الغازية والسائلة الصلبة والبلازما.

حالات المادة		
		
الحالة الصلبة	الحالة السائلة	الحالة الغازية

خصائص حالات المادة

✓ الحالة الصلبة

✓دقائقها متراسة ومنتظمة وتهتز موضعيا.

✓لها شكل خاص (ثابت).

✓لها حجم ثابت.

✓غير قابلة للانضغاط.

✓ الحالة السائلة

✓دقائقها متراسة وغير مرتبة وحركتها انتقالية ودائمة وعشوائية.

✓تأخذ شكل الوعاء الذي توضع فيه.

✓لها حجم ثابت.

✓صعبة الانضغاط.

✓قابلة للجريان.

✓ الحالة الغازية

✓ دقائقها غير مترابطة وغير مرتبة وتتحرك بسرعة دائمة وعشوائية في خطوط مستقيمة
و في كافة الاتجاهات.

✓ تأخذ شكل الوعاء الذي توضع فيه.

✓ حجمها يعتمد على حجم الوعاء الذي توضع فيه.

✓ قابلة للانضغاط بسهولة.

✓ تمتاز بخاصية الانتشار (التوسع).

اذن فالسائل حالة من حالات المادة ، وهو مائع له حجم ثابت عند ثبوت درجة الحرارة والضغط ، والذي يأخذ شكل الإناء الذي يحتويه . كما أن السائل يقوم بالضغط على سطح الإناء بنفس الكيفية التي يضغط بها السائل على أي شيء بداخله ، وهذا الضغط ينتقل بدون نقص في كل الاتجاهات.

لو أن هناك سائل في حالة استقرار في مجال جذب متجانس ، فإن الضغط p عند أي نقطة يعطى بالعلاقة :

$$p = \rho g z$$

حيث ρ هي كثافة السائل (يفترض ثباتها) ، z هي عمق النقطة - أي بعدها عن السطح - . يجب ملاحظة أن هذه المعادلة تفترض ان الضغط عند السطح الحر يساوى صفر ، بالتناسب مع مستوى السطح .

• الخواص التي تتميز بها السوائل

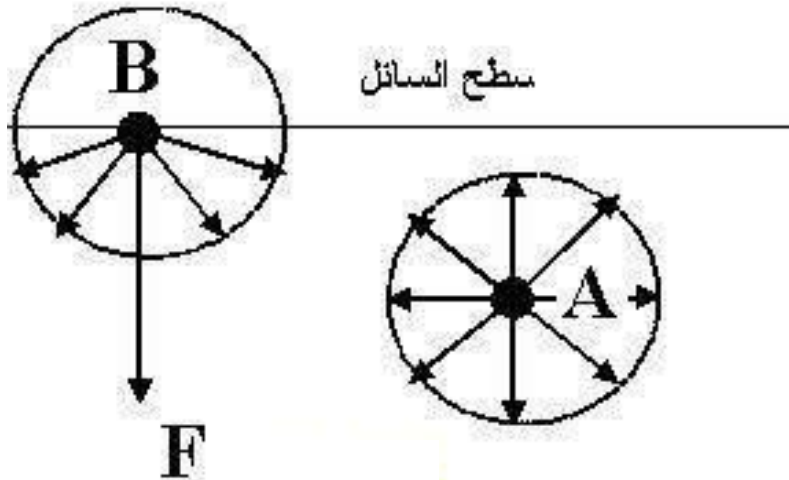
للسوائل خواص تتميز بها مثل خاصية التوتر السطحي ، الخاصية الشعرية، اللزوجة والضغط البخاري كما أن السوائل تتمدد بالتسخين ، وتنكمش بالتبريد . كما أن الأجسام التي تغمر في السوائل تتعرض لظاهرة الطفو .

ويتغير كل سائل عند نقطة غليانه إلى غاز ، وعند نقطة تجمده إلى صلب . وخلال التقطير التجزيئي يمكن فصل السوائل من بعضها عند تبخرها عند نقطة غليان كل منها . التلاصق بين جزيئات السائل لا يستطيع منع الجزيئات السطحية من التبخر .

أولاً: ظاهرة التوتر السطحي Surface Tension

من منا لم يسأل نفسه لماذا قطرة الماء تبقى معلقة في صنوبر الماء لبعض الوقت؟ ولماذا تميل السوائل لجعل سطوحها شبه كروية؟، أيضاً لم تكون بعض الحشرات قادرة أن تمشي على سطح الماء؟، و كيف بإمكاننا جعل إبرة فولاذية جافة قادرة أن تطفو على سطح الماء إذا وضعت بعناية؟.

إن سبب هذه الظواهر هو الظاهرة السطحية للسوائل التي تعرف باسم التوتر السطحي. تربط بين جزيئات المادة المتجانسة قوى تسمى قوى الجذب الجزيئية (قوى التماسك) تعمل على تماسك جزيئات هذه المادة بعضها ببعض ، إن قيمة هذه القوى في السوائل تكون أقل مما عليه في الأجسام الصلبة و هذا ما يفسر تغير شكل السائل بتغير الإناء الموجود فيه ، بالإضافة على تلك القوى يوجد قوى تؤثر بين جزيئات السائل و جزيئات الأوساط الأخرى التي تلامسها سواء أكانت حالة تلك الأوساط صلبة أو سائلة أو غازية تدعى هذه القوى ب (قوى التلاصق) .
الآن و اعتماداً على ما سبق سوف نوضح الفرق بين محصلة قوى الجذب الجزيئية لجزيئات السائل في أوضاعها المختلفة سواء عند السطح أو داخل السائل . الشكل (١)



بالنسبة للجزيئات الواقعة في داخل السائل أي على بعد عدة أقطار جزيئية إلى الأسفل من سطحه ، فإن كل جزيء مثل (A) سوف يتأثر بقوة تماسك مع جزيئات السائل الأخرى من جميع الجهات و بنفس القدر تقريباً مما يعني أن جزيء مثل (A) سيكون متأثر بمجموعة مترنة من القوى محصلتها معدومة . أما بالنسبة لجزيئات السائل عند السطح فإن كل جزيء مثل (B) سوف يكون متأثر بقوة تماسك مع جزيئات السائل من الجهة السفلى و متأثر بقوة التلاصق مع جزيئات الهواء من الجهة العليا و حيث أن كثافة السوائل أكبر بكثير من كثافة الغازات لذلك فإن محصلة هذه القوى تكون في اتجاه قوى التماسك .

أي أن كل جزيء عند السطح يكون متأثراً بقوة جذب إلى الداخل (مما يقلل من فرصة شغله موقع سطحي) تؤدي إلى تقلص سطح السائل ليشتغل أصغر مساحة ممكنة له . و هذا يفسر الشكل الشبه الكروي لفطرات السائل و يكون عندئذ سطحها أصغرياً بالنسبة لحجم معين . و بالتالي عدد الجزيئات الموجودة على السطح أقل من جزيئات السائل ، و لذلك فإن البعد المتوسط بين الجزيئات على السطح أكبر قليلاً من البعد المتوسط داخل السائل و هذا يؤدي وسطياً إلى وجود قوى تجاذبية بين جزيئات السطح و هذا يفسر وجود التوتر السطحي.

من ناحية أخرى : يلاحظ أن للجزيئات الموجودة على سطح السائل طاقة كامنة أكبر من الطاقة الكامنة للجزيئات الموجودة وسط السائل وهذا يعود إلى أنه عندما نريد جلب جزيء من السائل إلى السطح يجب كسر عدد من روابطه أي يجب بذل عمل للقيام بذلك وهذا العمل يتحول إلى طاقة كامنة داخل الجزيء. و لكن هذا يخالف الميل الطبيعي للأجسام لتقليل طاقتها ، و يتحقق ذلك في السوائل من خلال ميلها الطبيعي لتقليل مساحة سطحها إلى أقل قدر ممكن حيث يبرهن رياضياً أن ذلك يتحقق عندما يكون شكل السطح كروياً .

و الآن لنعرف التوتر السطحي (γ) لسائل : ويعرّف بأنه القوة المؤثرة عمودياً على طول خط عمل وحدة القوى عندما تكون هذه القوة موازية للسطح. ويقاس التوتر السطحي بوحدات نيوتن لكل متر ($N \cdot m^{-1}$) ، أو دايين لكل سنتيمتر. وبالنسبة للديناميكا الحرارية يعرف التوتر السطحي على انه الشغل المبذول لوحدة المساحات.

Surface Tensions and Related Properties

Liquid	γ (mN/m)	ΔH_{vap} (kcal/mol)
Hexane	18.4	31.9
Octane	21.7	38.6
Decane	23.9	45.6
Dodecane	25.0	49.6
Water	72.0	40.7
Mercury	470	23.8*

*at 401°F, 4 PSI

بعض التجارب والملاحظات التي توضح أن التوتر السطحي لسائل يعمل على انقاص السطح المعرض له:

(١) تصرف الزيت فوق الزجاج:

إذا صببنا كمية من الزيت فوق سطح من الزجاج الأملس النظيف ثم ضغطنا على الزيت بساق زجاجية مثلاً ، نجد أن الزيت ينقسم إلى قطرات صغيرة كروية الشكل. و من المعروف أن الكرة هي الشكل الهندسي لحجم معين الذي له أصغر مساحة سطح. أي أن التوتر السطحي يحاول إنقاص مساحة السطح المعرض للزيت.

(٢) قطرات المطر و قطرات الماء بصفة عامة كالساقطة من صنوبر مثلاً تأخذ شكلاً كروياً و هو الشكل الهندسي الذي له أصغر مساحة سطح لهذا الحجم.

معامل التوتر السطحي :

هناك تعريفان لمعامل التوتر السطحي :

التعريف الأول : يعرف معامل التوتر السطحي على أنه الشغل المبذول لزيادة مساحة سطح السائل بمقدار وحدة المساحات و وحداته هي جول/ م^٢ .

التعريف الثانى : هو القوة السطحية المؤثرة عموديا على وحدة الأطوال من سطح السائل. و وحداته هي نيوتن/ متر
و يتضح أن

$$\frac{\text{joule}}{\text{m}^2} = \frac{\text{Nm}}{\text{m}^2} = \frac{\text{N}}{\text{m}}$$

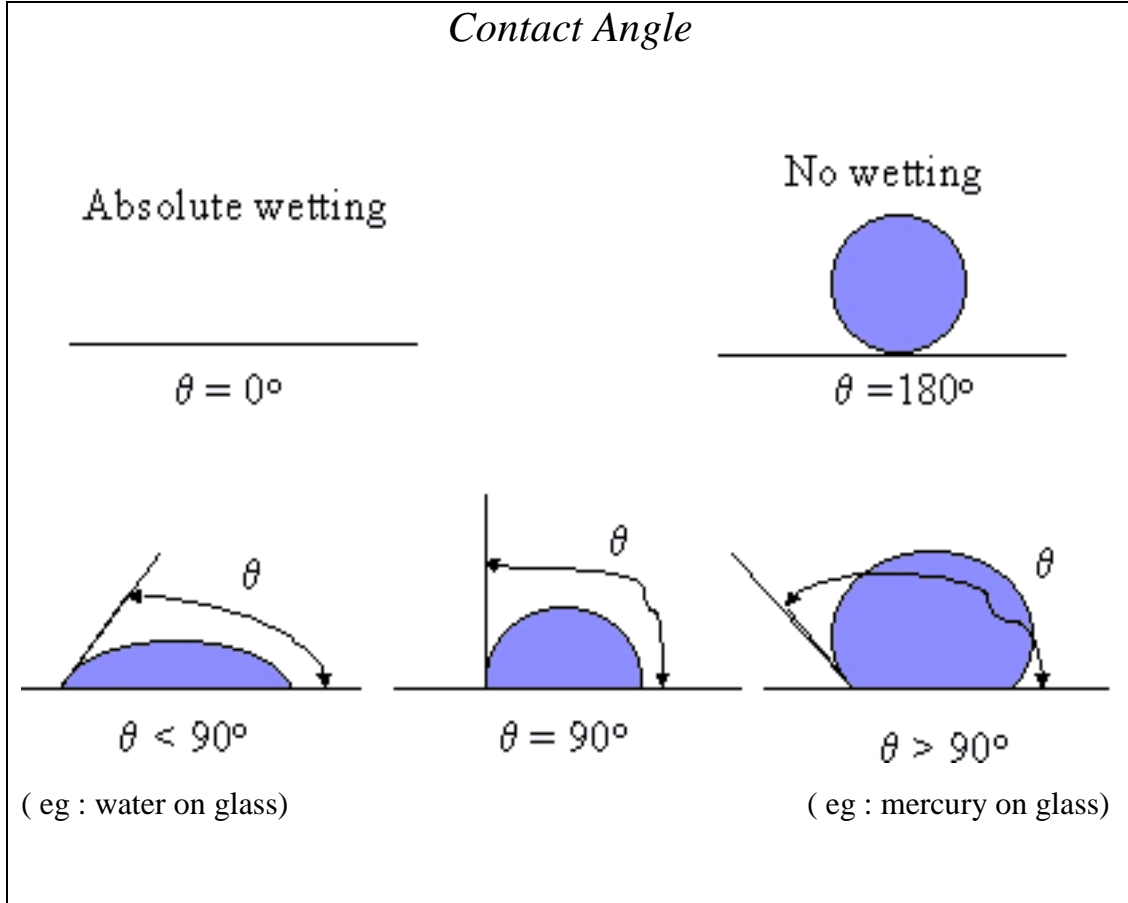
زاوية التماس : Contact angle

عندما يتلامس السائل مع سطح جسم آخر كأن يوضع السائل فى إناء نشاهد فى أجزاء السائل المجاورة للإناء الذى يحتويه بعض الظواهر التى تنتج عن قوى التجاذب بين جزيئات السائل مع بعضها و تسمى قوى التماسك cohesive forces و قوى التجاذب بين جزيئات السائل و جزيئات الإناء و التى تسمى قوى الالتصاق forces adhesive فإذا وضعنا كمية من الماء فى إناء من الزجاج نجد أن سطح الماء عند التقائه مع جدار الإناء قد ارتفع قليلا عن مستوى بقية أجزاء السطح. و نفس الشيء يحدث إذا سكبنا قطرة من الماء على سطح لوح زجاجى نظيف نجد أن الماء يلتصق بسطح اللوح الزجاجى و يببله. و يرجع السبب فى ذلك أن جذب الزجاج للماء أى قوى الالتصاق بين الماء و الزجاج أكبر من قوى التجاذب بين جزيئات الماء.

والأمر مختلف فى حالة الزئبق مع الزجاج. فإذا وضعنا كمية من الزئبق فى إناء زجاجى صغير نجد سطح الزئبق عند نقطة التقائه مع جدار الإناء ينخفض عن بقية أجزاء السطح و يتحدب السطح الحر للزئبق. كذلك إذا سكبنا قطرة من الزئبق على سطح لوح زجاجى أملس نظيف نجد أن قطرة الزئبق تتكور أى أنه فى كلا الحالتين نجد أن جزيئات الزئبق تحاول أن تبتعد عن جزيئات الزجاج التى وجدت بجوارها و بصيغة أخرى فإن قوى التماسك بين جزيئات الزئبق بعضها البعض أكبر من قوى الالتصاق بين الزئبق و الزجاج. و الآن إذا رسمنا المماس لسطح السائل عند نقطة تماسه مع سطح الصلب الملامس له أى سطح الإناء الذى يحتويه فإن الزاوية بين السطح الصلب الملامس للسائل حتى المماس لسطح السائل عند تلامسه مع سطح الصلب تسمى زاوية التماس أى أن :

زاوية التماس : هي الزاوية في باطن السائل بين سطح الجسم الصلب و المماس لسطح السائل عند موضع تقابله معه .

و قد تكون زاوية التماس اكبر من 90° كما في حالة الزئبق و الزجاج (137° درجة) و قد تكون أقل من 90° كما في حالة الماء و الزجاج غير النظيف أما إذا كان الزجاج نظيفا فإن زاوية التماس مع الماء تساوى الصفر و يقال أن الماء يبيلل الزجاج تماما. و يظهر ذلك جيدا إذا وضعنا كمية من الماء في أنبوبة زجاجية أو مخبر فإن قوى الماسك بين جزيئات الماء تكون أقل من قوى الإلتصاق بينها و بين جزيئات الزجاج فيغلب تأثير قوى الإلتصاق و يؤدي هذا إلى إنتشار سطح الماء على سطح الزجاج و من ثم يرتفع سطح الماء عند تلامسه لجدار الأنبوبة و يتقعر السطح الحر له و تكون زاوية التماس حادة. أما إذا وضع زئبق في الأنبوبة فإن قوى التماسك بين جزيئات الزئبق تكون أكبر من قوى الإلتصاق بينها و بين جزيئات الزجاج و بالتالي تكون محصلتها نحو باطن الزئبق فينخفض سطحه عند التقائه مع جدار الأنبوبة و يتحدب السطح الحر له و تكون زاوية التماس منفرجة.



تطبيقات على التوتر السطحي:

(١) قدرة الصابون و المنظفات الصناعية على التنظيف:

عند سكب ماء نقي على لوح من الزجاج مغطى بطبقة دهنية تلاحظ أن الماء ينتشر عليه على هيئة قطرات متقطعة بسبب كبر معامل التوتر السطحي للماء . ولكن عند إضافة الصابون الى الماء يعطى محلولاً معامل التوتر السطحي له أقل لذلك عند سكبه على اللوح الزجاجي السابق ينتشر على سطحه ويبلله تماماً فيتمكن بذلك الصابون من ازاله البقع .

(٢) قتل يرقات البعوض :

يلقى الزيت أو الكيروسين فوق سطح الماء ليعمل على قتل يرقات البعوض. فالزيت و الكيروسين لهما كثافة أقل من كثافة الماء و لذلك فهي تطفو فوق سطح الماء .بالإضافة إلى ذلك فكل من الزيت و الكيروسين له توتر سطحي أقل من التوتر السطح للماء لذلك لا يمكن ليرقات البعوض أن تعلق به فتغوص و تغرق بينما تتعلق يرقات البعوض بسطح الماء لكبر التوتر السطحي له بالنسبة للزيت أو الكيروسين.

(٣) تسوية فوهات الأنابيب الزجاجية :

عند قطع انبوبة زجاجية يقوم صانع الزجاج بتسخين فوهتها إلى درجة الانصهار حيث تعمل خاصية التوتر السطحي للزجاج المنصهر على جذب الأجزاء الحادة فيستدير طرف الأنبوبة بشكل منتظم.

ثانياً : اللزوجة Viscosity

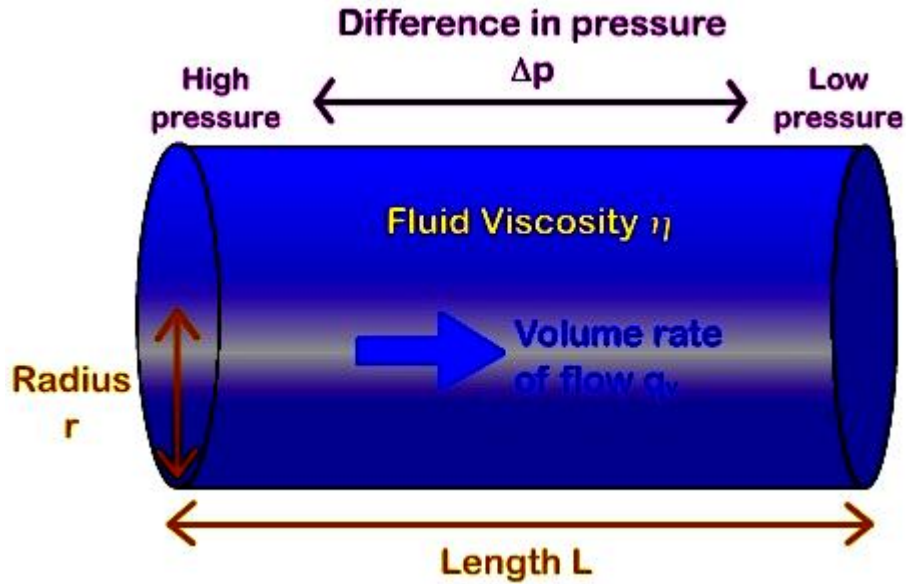
هناك مشاهدات يومية كثيرة توضح لنا معنى اللزوجة منها :

- ١- اذا صب سائلين مثل الماء والجلسرين على لوح زجاجي نشاهد ان حركة الجلسرين ابطأ من حركة الماء على اللوح الزجاجي .
 - ٢- اذا صب الماء والجلسرين في قمعين متماثلين ووضعنا اسفل كل منهما كاس نجد ان سرعة انسياب الجلسرين اقل كثيراً من سرعة انسياب الماء الساقط من القمع .
 - ٣- اذا احضرنا كاسين متماثلين وملأنا احدهما بالماء والاخر بنفس الحجم من العسل ثم حركنا ساقا زجاجية في كل من الكاسين سنجد ان الساق الزجاجية تتحرك في الماء بسهولة اكبر واذا اخرجنا الساق من كل منهما ستجد ان الماء يستمر في الحركة فترة زمنية اكبر
 - ٤- اذا احضرنا مقدارين طويلين احدهما مملوء بالماء والاخر بالجلسرين او العسل واسقطنا في كل منهما كرة معدنية متماثلة نلاحظ ان الكرة تتحرك في الماء بسرعة اكبر من سرعة الكرة في الجلسرين او العسل .
- اذن فاللزوجة: هي مقياس لمقدار قوة الاحتكاك الداخلي بين طبقات المائع مع بعضها أثناء الجريان بسبب قوى التماسك والتلاصق.
- تعريف اخر : هي مقاومة السائل للجريان



The liquids in this photograph have different levels of viscosity or fluidity

وتستخدم معادلة بواس **Poiseuille's formula** لوصف معدل سريان سائل خلال أنبويه وعلاقة ذلك باللزوجه كما يلي :



POISEUILLE'S LAW

$$\eta = \frac{\pi r^4 \Delta p t}{8 V L}$$

π , the constant 3.1415926...

r , radius of the capillary tube

Δp , pressure difference between the ends of the capillary (this causes the flow)

t , time required for volume V of liquid to flow through the capillary tube

V , volume of liquid which flows through a capillary tube

L , length of the capillary tube

حيث :

η ← معامل اللزوجة

π ← ثابت

r ← نصف قطر الأنبوبه

Δp ← فرق الضغط بين نهايتى الأنبوبه الشعريه

T ← الزمن اللازم لإنسياب السائل

V ← حجم السائل

L ← طول الأنبوبه

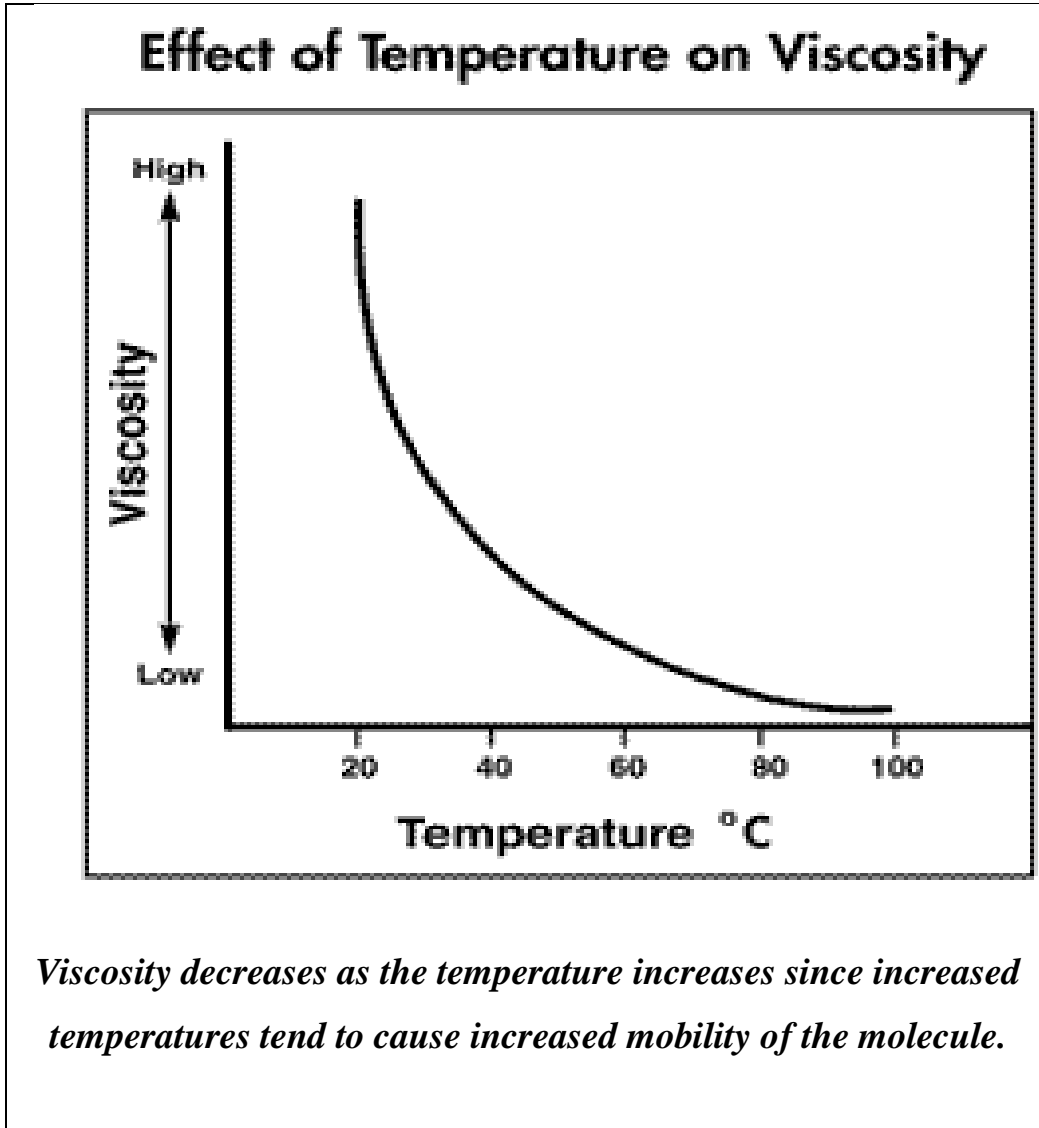
ويعرف معامل اللزوجة على انه القوة المماسية المؤثرة على وحدة المساحات التى ينتج عنها فرق في السرعة مقداره الوحدة بين طبقتين من السائل المسافة العمودية بينهما الوحدة أو هو القوه بمقدار ١ دابن اللازمه لتحريك طبقه من السائل مساحتها ١ سم^٢ بسرعه مقدارها ١ سم/ث بالنسبه لطبقه أخرى من السائل موازيه الأولى وتبعد عنها مسافه عموديه قدرها ١ سم ووحدته هي : دابن ث سم^{-٢} أو جم سم^{-١} ث^{-١} أو كجم م^{-١} ث^{-١}

ويوضح الجدول التالى قيم اللزوجه لبعض السوائل على درجة ٢٠ م :

Viscosity of Some Common Liquids at 20°C	
Liquid	Viscosity (N s/m²)*
Acetone (C ₃ H ₆ O)	3.16 × 10 ⁻⁴
Benzene (C ₆ H ₆)	6.25 × 10 ⁻⁴
Blood	4 × 10 ⁻³
Carbon tetrachloride (CCl ₄)	9.69 × 10 ⁻⁴
Ethanol (C ₂ H ₅ OH)	1.20 × 10 ⁻³
Diethyl ether (C ₂ H ₅ OC ₂ H ₅)	2.33 × 10 ⁻⁴
Glycerol (C ₃ H ₈ O ₃)	1.49
Mercury (Hg)	1.55 × 10 ⁻³
Water (H ₂ O)	1.01 × 10 ⁻³

* The SI units of viscosity are newton-second per meter squared.

بينما يوضح الشكل التالي تأثير درجة الحرارة على اللزوجة :



ثالثاً الضغط البخاري : Vapor Pressure

الضغط البخاري : هو ضغط البخار الناتج فوق سطح السائل عند حدوث حالة اتزان بين السائل وبخاره في درجة حرارة معينة.

من المعروف ان لكل سائل ضغط بخاري خاص به!!!!!! كلما زاد الضغط البخاري للمادة كلما زادت خطورتها من نواحي الحريق والانفجارات.

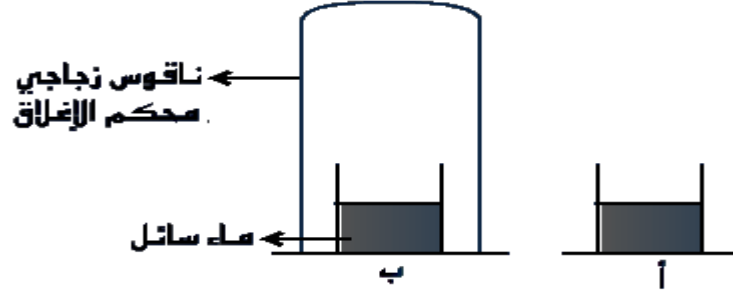
عندما يتم تسخين سائل حتي الغليان فإنه يبدأ في التبخر وتبدأ الجزيئات في ترك سطح السائل إلي الفراغ الموجود فوقه. وفي حالة ما إذا تمت عملية التبخير هذه لكمية من سائل ما في وعاء مغلق عند درجة حرارة معينة يلاحظ انخفاض مستوى سطح السائل لفترة ثم يتوقف . ويكون الضغط علي جدران الإناء هو مجموع الضغط الجوي + الضغط الحادث بواسطة جزيئات البخار. ويمكن تفسير هذه الظاهرة علي النحو التالي:

سبب انخفاض مستوى سطح السائل يرجع إلى هروب بعض من جزيئات السائل وتحولها إلى بخار أما توقف الانخفاض فيرجع إلى وصول السائل لحالة اتزان بين صورته السائلة وصورته البخارية.

ولا شك أن هذا البخار يسبب ضغطاً يعرف هذا الضغط بالضغط البخاري للسائل فالضغط البخاري للسائل هو الضغط الناشيء عن بخار السائل عندما يكون في حالة اتزان مع سائله. وتعتمد قيمة الضغط البخاري للسائل على طبيعة السائل ودرجة الحرارة .

ونوضح ذلك لك عزيزي الطالب بصوره أخرى كالآتي :

إذا ترك كأس ماء مكشوفاً تحت الضغط الجوي الخارجي (شكل أ) فإن الماء سوف يتبخّر تماماً بعد فترة ولا يبقى في الكأس شيئاً منه.



ولكن ماذا يحدث إذا وضع كأس الماء على الطاولة وأبعد عن الإتصال بالجو الخارجي (شكل ب) إنه في هذه الحالة لن يتبخر كلياً، بل سنجد في الناقوس جزيئات من البخار، وسنجد أن هذه الكمية من الجزيئات تبدو ثابتة وكأن الماء لم يعد يتبخر ، يبقى هذا الأمر ثابتاً ظاهرياً طالما بقيت درجة الحرارة ثابتة، يكون البخار عندها في حالة اتزان مع السائل وإذا قيس ضغط بخار الماء عند درجة حرارة معينة فإننا سنجد نفسه بغض النظر عن كمية الماء في الكأس ، يعرف الضغط عند ذلك باسم الضغط البخاري للماء عند تلك الدرجة . ينطبق الأمر نفسه على السوائل الأخرى ولكن بالطبع سيكون لكل سائل ضغط بخاري خاص به .

هذا وسوف نتكلم عن الضغط البخاري بشيء من التفصيل فيما بعد .



" كيمياء المحاليل "

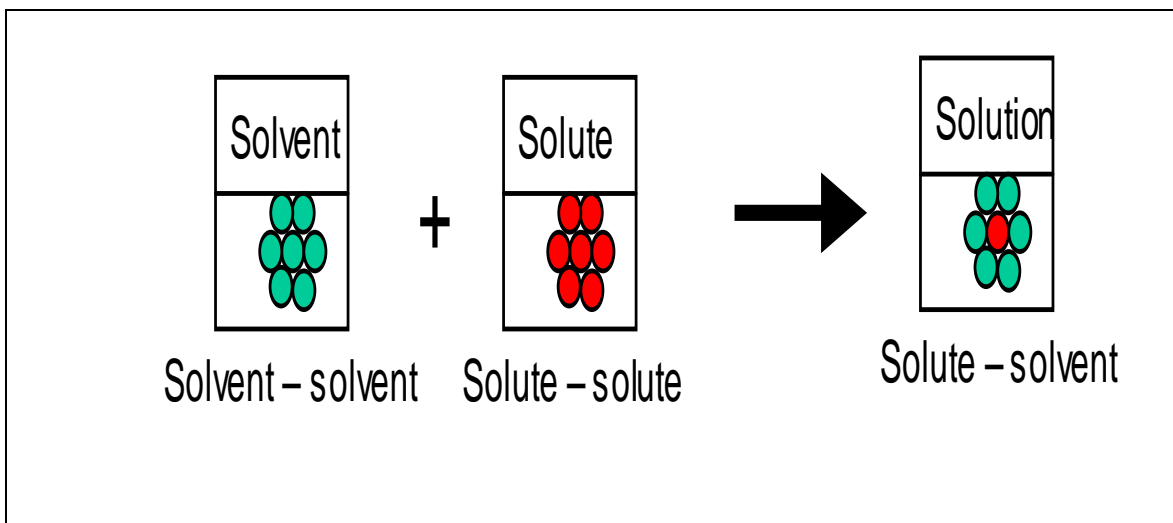
Solutions Chemistry



المحلول :- هو مخلوط متجانس من مادتين او اكثر لا يحدث بينهما تفاعل كيميائي والماده الموجوده بنسبه اقل تسمى المذاب والماده الموجوده بنسبه اكبر تسمى المذيب .

Parts of a Solution

- **SOLUTE** – the part of a solution that is being dissolved (usually the lesser amount)
- **SOLVENT** – the part of a solution that dissolves the solute (usually the greater amount)
- **Solute + Solvent = Solution**



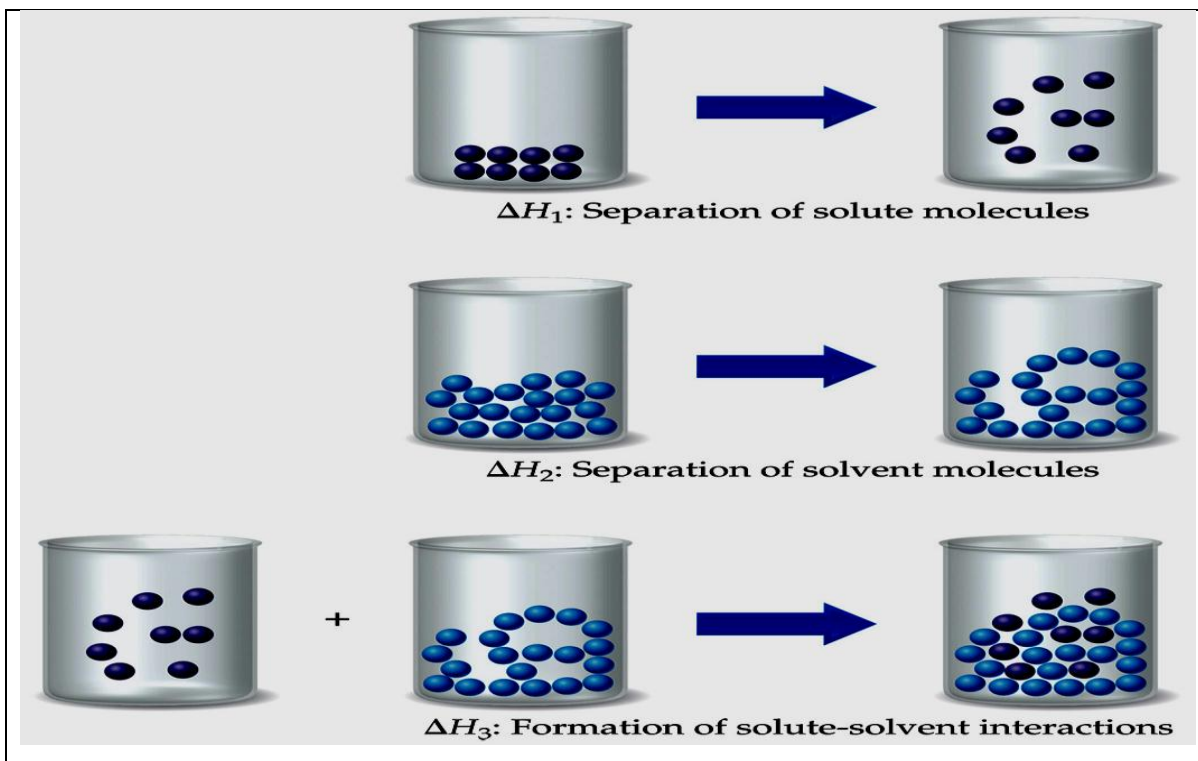
انثالبي الاذابة :Solubility Enthalpy of

هو عبارة عن التغير في الانثالبي المصاحب لعملية يذوب فيها مذاب في مذيب . و تعتمد قيمة انثالبي الاذابة (معبرا بوحدة KJ لكل مول من المذاب) على التركيز النهائي للمحلول . و يكون انثالبي الاذابة ثابت تقريبا في حالة المحلول المخفف .

و التغير الملاحظ في الانثالبي عندما يحضر محلول عبارة عن محصلة الطاقة اللازمة لكسر روابط كيميائية او

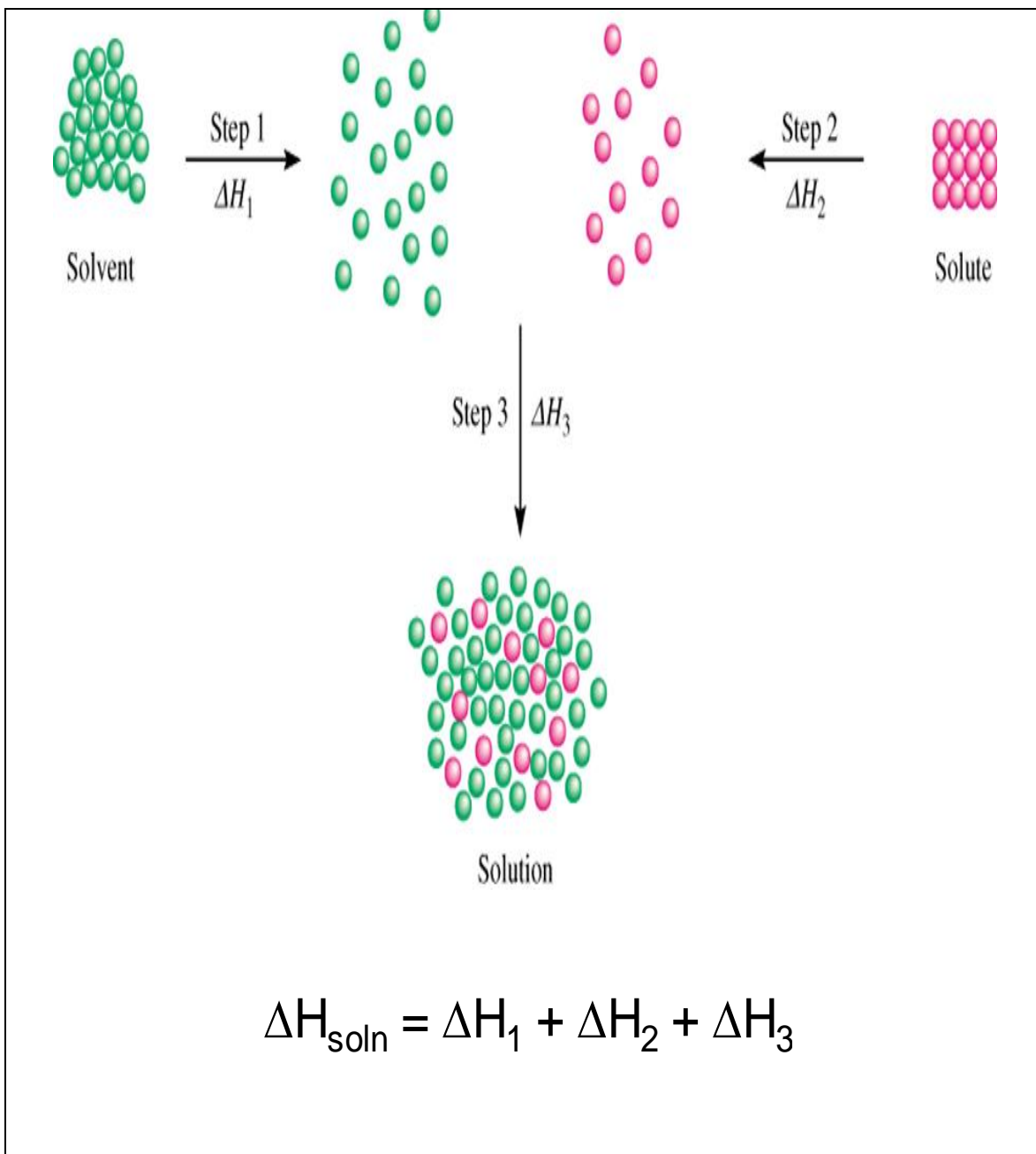
تجاذبات معينة بعيدا عن بعضها . ولتقدير التغير في الانثالبي To determine the enthalpy change نقسم العملية لثلاث خطوات:

- 1- فصل جزيئات المذاب . Separation of solute particles.
- 2- فصل جزيئات المذيب 'holes' Separation of solvent particles to make 'holes'
- 3- تكوين التفاعلات الجديدة بين المذاب والمذيب Formation of new interactions between solute and solvent (أنظر الأشكال التوضيحية الآتية)



Three types of interactions in the solution process:

- solvent-solvent interaction
- solute-solute interaction
- solvent-solute interaction





انواع المحاليل :



تصنف المحاليل غالبا طبقا لحالتها الفيزيائية ، فهناك المحاليل الغازية و الصلبة و السائلة . ويعتبر الهواء الجوي (خليط متجانس من غازات لا تتفاعل كيميائيا مع بعضها) . كما ان مياه البحر (بما تحويه من املاح ذائبة) تعتبر مثالا للحالة السائلة. كذلك فان العملات المعدنية الفضية (و هي عبارة عن سبيكة نحاس ذائب في فضة بصورة متجانسة) تعتبر مثالا للمحلول الصلب .

والجدول التالي يوضح أمثله لانواع المحاليل :

State of Solution	State of Solvent	State of Solute	Example
Gas	Gas	Gas	Air
Liquid	Liquid	Gas	Oxygen in water
Liquid	Liquid	Liquid	Alcohol in water
Liquid	Liquid	Solid	Salt in water
Solid	Solid	Gas	Hydrogen in palladium
Solid	Solid	Liquid	Mercury in silver
Solid	Solid	Solid	Silver in gold

تصنيف المحاليل

١ - تصنيف المحاليل بناءً على طبيعة المذيب والمذاب

في أي محلول ثنائي يمكن أن يكون كلاً من المذاب والمذيب غاز ، سائل أو صلب وبالتالي يمكن أن يكون هنالك تسعة أنواع من المحاليل حيث يتم تصنيف أنواع المحاليل بحسب الحالة الطبيعية للمادة كما في الجدول الموضح أدناه :

نوع المحلول	المذاب	المذيب	أمثلة
غاز	غاز	غاز	CO_2 , O_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 البالاديوم
	سائل	صلب	سائل البنزين في اليود الصلب
	صلب	صلب	السبائك (النحاس في الذهب)

٢ - تصنيف المحاليل بناءً على حجم دقائق المادة المذابة

عند وضع كمية من السكر في قليل من الماء ورج المخلوط فإن السكر يذوب ، ولا يمكن فصله بالترشيح ، ولا بترك المحلول ساكناً تحت تأثير الجاذبية الأرضية وعليه يكون حجم الدقائق (الجزيئات أو الأيونات) متناهية في الصغر ولا يمكن فصلها ولا رؤيتها بالعين المجردة أو الميكروسكوب . يسمى مثل هذا النوع من المحاليل بالمحاليل الحقيقية (True Solutions) .

أما إذا وضع مسحوق الطباشير في كمية من الماء ورج المخلوط فإننا نحصل على معلق من الطباشير في الماء ، يمكن رؤية دقائقه إما بالعين المجردة أو بالميكروسكوب . إذا ترك المخلوط ساكناً فإن دقائق الجسم الصلب المعلقة تتجمع بمرور الوقت في قاع الإناء تحت تأثير الجاذبية الأرضية وعليه يكون هذا المحلول مختلفاً من الحالة الأولى ويسمى هذا النوع من المحاليل بالعوالق أو المعلقات (المحاليل المعلقة) (suspensions) .

بين هاتين الحالتين (محاليل حقيقية ومعلقات) توجد حالة ثالثة تسمى بالحالة الغروية ، يكون حجم الجزيئات (الدقائق) فيها وسطاً ويتراوح نصف قطر هذه الدقائق في أغلب المحاليل الغروية بين $10 - 1000A^\circ$ وعليه يكون المحلول الحقيقي له دقائق نصف قطرها أصغر من $10A^\circ$ والمعلقات نصف قطرها أكبر من $1000A^\circ$.

لا يمكن وضع حد معين بين هذه المحاليل ، ولكن للمحاليل الغروية خواص محددة تحتم وضعها في فصيلة خاصة سوف نتعرض لها في جزء آخر من هذا الكتاب .

٣- تصنيف المحاليل بناءً على درجة توصيلها للتيار الكهربائي

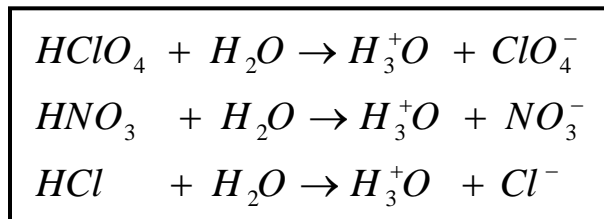
تصنف المحاليل من حيث درجة توصيلها للتيار الكهربائي إلى نوعين :

أ- محاليل إلكتروليتيه : Electrolyte

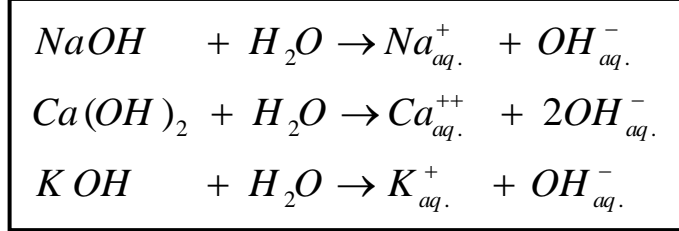
ب- محاليل غير إلكتروليتيه : Non - electrolytes

أ- المحاليل الإلكتروليتيه تتكون من مادة مذابة لها المقدرة على التأين في المذيب ، وبذلك تكون لها القدرة على توصيل التيار الكهربائي ، وتختلف درجة التأين من مادة لها المقدرة على التأين الكلي أو بنسبة عالية ، وفي هذه الحالة تسمى إلكتروليت قوي strong electrolytes مثل محاليل الأحماض والقواعد والأملاح في الماء ، ومادة تتأين جزئياً وتسمى إلكتروليت ضعيف .

ومن أمثلة الأحماض القوية حمض البيروكلوريك $HClO_4$ ، حمض النيتريك HNO_3 وحمض الهيدوكلوريك في الوسط المائي كالاتي :

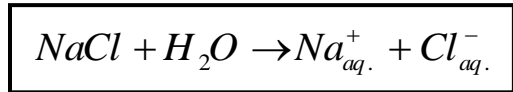


ومن أمثلة القواعد القوية هيدروكسيد الصوديوم ($NaOH$) ، هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$ وهيدروكسيد البوتاسيوم (KOH)

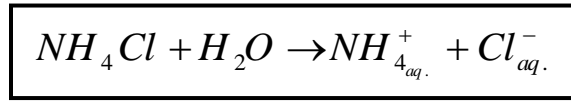


من أمثلة الأملاح التي تتأين بنسبة عالية :

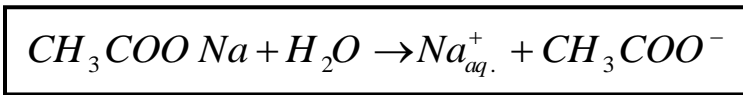
أملاح تتكون من أحماض قوية ، وقواعد قوية ، مثل كلوريد الصوديوم $NaCl$



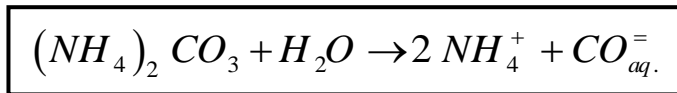
أملاح تتكون من حمض قوي وقاعدة ضعيفة مثل ملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl



أملاح تتكون من حمض ضعيف وقاعدة قوية مثل خلات الصوديوم CH_3COONa



أملاح تتكون من حمض ضعيف وقاعدة ضعيفة مثل ملح كربونات الأمونيوم $(NH_4)_2CO_3$



أما الإلكتروليتات الضعيفة (weak electrolytes) فهي التي تتأين جزئياً في محاليلها ، وتكون ضعيفة التوصيل للتيار الكهربائي ، مثل الأحماض والقواعد الضعيفة .

مثال لحمض ضعيف : حمض الخليك CH_3COOH

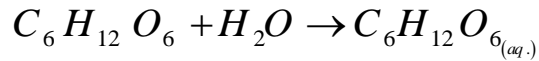


مثال لقاعدة ضعيفة : هيدروكسيد الأمونيوم



وعامه يتم التمييز بين الإلكتروليت القوي والإلكتروليت الضعيف بوضع سهم ذي اتجاه واحد للإلكتروليت القوي دلالة على التأين التام ووضع سهمين متعاكسين دلالة على عدم التأين الكامل أو الوصول إلى مرحلة الاتزان بين الجزيء المتأين وأيوناته في محاليلها المائية .

ب- المحاليل غير الإلكتروليتية (Non - electrolytes) هي تلك المحاليل التي تتكون من مادة مذابة لا تتفكك إلى أيونات في محاليلها ، مثل محلول السكر في الماء ومحلول النشأ في الماء .



٤- تصنيف المحاليل بناءً على نسبة المادة المذابة للمذيب

إذا كان المحلول لا يمكنه أن يذوب زيادة من المادة المذابة عند نفس درجة الحرارة فيطلق عليه المحلول المشبع (Saturated Solution) ، أما إذا كان المحلول يمكنه أن يذوب زيادة من المادة المذابة فيطلق عليه المحلول غير المشبع (Unsaturated Solution) ، أيضاً يمكن الحصول على محاليل فوق المشبعة (Super saturated) إذا كانت تحتوي على زيادة من المذاب أكثر مما يمكن إذابته عند درجة حرارة معينة في ظروف معينة .

لكي نوضح فكرة المحلول والذوبانية يجب أن نحدد كمية كل من المادة المذابة والمذيب الموجودين بالمحلول ، وهناك طرق عديدة لتعبير عن تلك التركيزات .



كيفية التمييز بين المحاليل



هناك ثلاثة انواع من المحاليل وهي

١- المحلول الحقيقي

٢- المحلول المعلق

٣- المحلول الغروي

ولكم بعض النقاط التي بإمكاننا ان نميز بها هذه المحاليل

اولا / المحلول الحقيقي :

فالمحلول الحقيقي يعرف بأنه (مزيج متجانس التركيب والخواص من مادتين أو أكثر وغير

متحدتين كيميائياً وتتكون من مذيب ومذاب واحد أو أكثر.

-لا يمكن تمييز دقائق المذاب بالعين المجردة او بالمجهر

-لايمكن فصل مكوناته بالترويق او الترشيح

-متجانس

-مثل السكر في الماء

ثانياً / المحلول المعلق:

-يمكن تمييز دقائق المذاب بالعين

-يمكن فصل مكوناته بالترويق او الترشيح

-غير متجانس

-مثل الطباشير في الماء

ثالثاً / المحلول الغروي:

-يمكن تمييز دقائق المذاب بالمجهر الإلكتروني

-لا يمكن فصل مكوناته بالترويق او الترشيح

-متجانس

-مثل الحليب في الدم

طبيعة المحاليل :

يوجد حد معين من كمية المادة التي تذوب في مذيب معين . و ان اذابة مادة في مذيب معين عند درجة حرارة محددة هي اقصى كمية من مذاب ، يمكن ان تذوب في كمية محددة من مذيب لكي ينتج نظام ثابت .

و يوصف المحلول الذي يحتوي على كمية قليلة من المذاب بالمحلول المخفف بينما يعرف المحلول الذي يحتوي على كمية اكبر من المذاب بالمحلول المركز .

و عامة يوصف **المحلول المخفف** بانه ذلك المحلول الذي يمكنه اذابة المزيد من المذاب عند درجة حرارة معينة .

والشكل التالي يوضح المحلول المخفف ومعادلة التخفيف :

Converting a Concentrated Solution to a Dilute Solution

Concentrated solution:
More solute particles per unit volume

Dilute solution:
Fewer solute particles per unit volume

$V_1 \times M_1 = \text{moles solute} = V_2 \times M_2$

The Dilution Equation

$$\text{For initial solution : } C1 \times V1 = n1$$

$$\text{For final solution : } C2 \times V2 = n2$$

$$\text{However } n1 = n2$$

$$\text{therefore : } C1 \times V1 = C2 \times V2$$

$$\text{or : } C1V1 = C2V2$$

و يعرف المحلول المشبع على انه ذلك المحلول الذي لا يقبل اذابة المزيد من المذاب عند درجة الحرارة و الضغط المعين . أو هو ذلك المحلول الذي يحتوي علي اكبر كميته من المذاب بحيث يكون كل من المذاب والجزء المتبقي منه في صورته غير ذائبه في حاله اتزان مع بعضهما في المحلول . كما تعرف الاذابة لثمة ما في مذيب معين عند ضغط و درجة حرارة معينة ، بانها الكمية القصوى من المذا التي تذوب في كمية محددة من المذيب لتكون محلولاً مستقرًا و في هذه الحالة يوجد اتزان بين المذاب الصلب و المذاب الذائب في المحلول ، و عند الاتزان يتساوى معدل اذابة او دخول الجسيمات للمذاب في المحلول و مع معدل انفصال او تبلور المذاب من المحلول . و قد يحتوي المحلول على كمية من المذاب عند درجة حرارة و ضغط معينين ، تفوق ما قد يمكن للمذيب اذابته في الظروف العادية و تسمى هذه المحاليل بالمحاليل فوق المشبعة . و تعتبر هذه المحاليل غير ثابتة اذ انها لا تبقى على هذه الحال بل تلفظ الكمية الزائدة من المذاب معطية محلول مشبع (ثابتاً) . و اذا احتوى المحلول على كمية من المذاب اقل من الكمية اللازمة للتشبع عند درجة حرارة و ضغط معينين فانه يعرف بالمحلول غير المشبع ، و هنا يمكن القول ان الاذابة الذائبية تحت ظروف معينة من الضغط و الحرارة و ما هي الا تركيز المحلول عند حالة التشبع .

مثال : أحسب حجم حمض الهيدروكلوريك 0.0155 M الذي يستخدم لإعداد 100 mL من محلول

حمض الهيدروكلوريك $5.23 \times 10^{-4} M$.

$$C1 = 0.0155 M$$

$$V1 = ?$$

$$C2 = 5.23 \times 10^{-4} M$$

$$V2 = 100 mL$$

طرق التعبير عن تركيز المحلول :-

يمكن ان يعبر عن تركيب المحلول او نسبه كل مكونه المحلول بعده طرق كميّه :

أولاً : النسبة المئوية الوزنية .

هي عبارة عن كتلة المذاب بالجرام في 100 جم من المحلول.

Percent by Mass

$$\begin{aligned} \% \text{ by mass} &= \frac{\text{mass of solute}}{\text{mass of solute} + \text{mass of solvent}} \times 100\% \\ &= \frac{\text{mass of solute}}{\text{mass of solution}} \times 100\% \end{aligned}$$

فلو افترضنا أن لدينا محلول مائي لكلوريد الصوديوم يبلغ تركيزه (٥ % وزناً) فهذا يعني أن كل 100 جم من المحلول يحوي ٥ جرام من ملح كلوريد الصوديوم (المذاب).

مثال : تم إذابة ١.٢ جرام من كلوريد الصوديوم في كمية كافية من الماء بحيث أصبح حجم المحلول ١٦٠ مللتر ، احسب النسبة المئوية الوزنية للمحلول (تركيز المحلول % w/v).
الحل: يمكن الحصول على المطلوب بكل بساطه بقسمة وزن المذاب (كلوريد الصوديوم) على حجم المحلول.

$$\frac{1.2 \text{ g}}{160 \text{ mL}} \times 100 = 0.75 \text{ w/v \% (NaCl)}$$

ثانياً : النسبة المئوية الحجمية.

النسبة المئوية الحجمية عبارة عن حجم المذاب الموجود في ١٠٠ ملتر من المحلول.

$$\text{Concentration solute (v/v \%)} = \frac{\text{volume solute (mL)}}{\text{Total volume of solution (mL)}} \times 100$$

فالمحلول البالغ تركيزه ٢ % حجماً يعني أن كل ٢ ملتر (وحدة حجمية) من المذاب موجودة في ١٠٠ ملتر (وحدة حجمية ممتلئة) من المحلول.

% Concentration	
% (w/w) =	$\frac{\text{mass solute}}{\text{mass solution}} \times 100$
% (w/v) =	$\frac{\text{mass solute}}{\text{volume solution}} \times 100$
% (v/v) =	$\frac{\text{volume solute}}{\text{volume solution}} \times 100$

مثال : احسب تركيز محلول يتألف من ١٢ ملتر من الايثانول في ١٠٠ ملتر من المحلول.

الحل

ببساطه نقسم حجم المذاب على حجم المحلول.

$$\frac{12 \text{ mL alcohol}}{100 \text{ mL Solution}} \times 100 = 12 \text{ v/v \% alcohol}$$



ثالثاً : المولارية (Molarity)

المولارية هي عدد مولات المذاب (الجزيئات الجرامية) الموجودة في واحد لتر (١٠٠٠ مللتر) من المحلول.

$$\text{molarity solute (M)} = \frac{\text{moles of solute}}{\text{Liter of solution}}$$

تأمل الأمثلة الآتية جيداً :

$$2.0 \text{ M HCl} = \frac{2.0 \text{ moles HCl}}{1 \text{ L HCl solution}}$$

$$6.0 \text{ M HCl} = \frac{6.0 \text{ moles HCl}}{1 \text{ L HCl solution}}$$

ويمكن حساب عدد المولات دائماً بقسمة وزن المذاب بالجرام على الوزن الجزيئي له .
ملاحظه: نظراً لأن الحجم يعتمد على درجة الحرارة ، فإن المولارية تتغير بتغير درجة الحرارة .

مثال : بافتراض أننا أذبنا ٢٣ جرام من كلوريد الأمونيوم (NH₄Cl) في كمية كافية من الماء ليصبح حجم المحلول ١٤٥ مللتر ، احسب مولارية كلوريد الأمونيوم في هذا المحلول ؟
الحل: تذكر أن المولارية تساوي عدد مولات المذاب مقسوماً على حجم المحلول باللتر.
إذا لا بد في البداية من حساب عدد مولات المذاب (كلوريد الأمونيوم) من معلومية وزنه.
عدد المولات = الوزن بالجرام / الوزن الجزيئي .

$$1) 23 \text{ g NH}_4\text{Cl} \times \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{Cl}}{53.5 \text{ g NH}_4\text{Cl}} = 0.43 \text{ mol NH}_4\text{Cl}$$

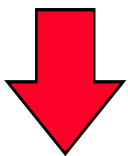
$$2) 145 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0.145 \text{ L}$$

$$3) \frac{0.43 \text{ mol NH}_4\text{Cl}}{0.145 \text{ L}} = 2.97 \text{ M (NH}_4\text{Cl)}$$

كيفية حساب وزن المذاب بمعلومية حجم المحلول :

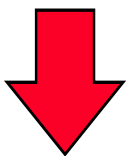
Calculating Mass of Solute from a Given Volume of Solution

Volume (L) of Solution



x Molarity ($M = \text{mol solute} / \text{Liters of solution} = M/L$)

Moles of Solute



x Molar Mass ($M = \text{mass} / \text{mole} = g/mol$)

Mass (g) of Solute



رابعاً : المولالية (Molality)

وهي طريقة غير شائعة كثيراً في التعبير عن تركيز المحاليل في الوقت الحالي ولكنها مفيدة في موضوع تحديد الأوزان الجزيئية للمواد بالطرق العملية التقليدية.

والمولالية عبارة عن عدد مولات المذاب المذابة في ١٠٠٠ جرام من المذيب.

المولالية = عدد مولات المذاب / وزن المذيب بالكجم

أو

المولالية = عدد مولات المذاب / ١٠٠٠ x وزن المذيب بالجرام

Molality (m)

$$m = \frac{\text{moles of solute}}{\text{mass of solvent (kg)}}$$

ملاحظه:

نظراً لأن عدد مولات المذاب لا تتغير بتغير درجة الحرارة ، فإن المولالية لا تعتمد على درجة الحرارة.

Because neither moles nor mass change with temperature, molality (unlike molarity) is *not* temperature dependent.

مثال : احسب مولالية محلول محضر من إذابة ٥.٨٥ جرام من كلوريد الصوديوم في ٥٠٠ جرام من الماء .

الحل :

نوجد أولاً عدد مولات الملح

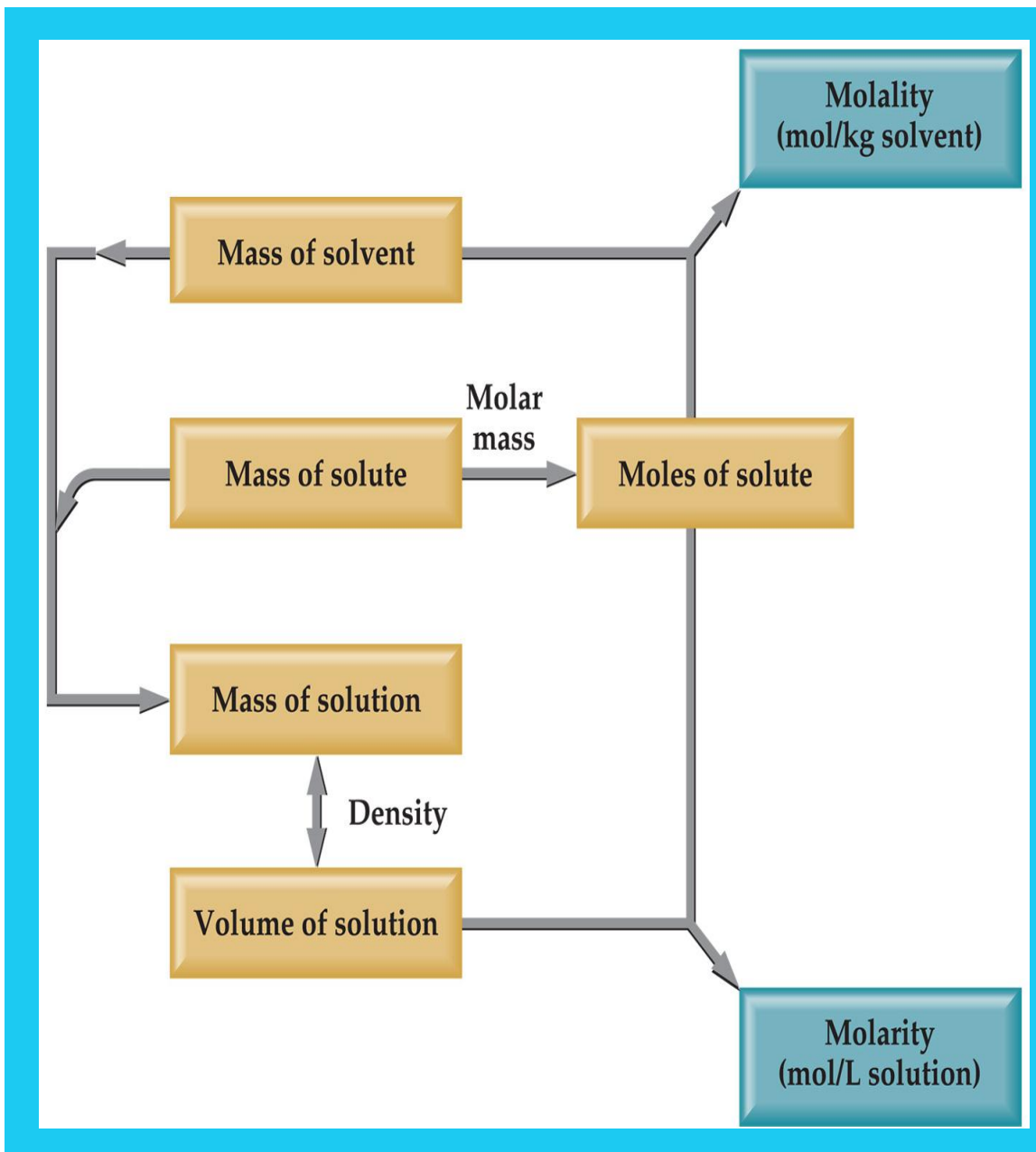
عدد المولات = الوزن بالجرام / الوزن الجزيئي

عدد مولات الملح = $5.85 / 58.5 = 0.1$ مول

المولالية = $0.1 = 0.2 / 0.5$ مولال.

التحويل من المولارية إلى المولالية Changing Molarity to Molality

إذا عرفنا كثافة المحلول **density of solution** نستطيع حساب المولالية **Molality** من المولارية **Molarity** والعكس صحيح **and vice versa**.



خامساً : العيارية. (Normality)

من أهم طرق التعبير عن تركيز المحاليل وهي تعتمد على ما يعرف باسم المكافئ الجرامي .

ماهو المكافئ الجرامي ؟

المكافئ الجرامي كمية من المادة ذات علاقة بالمول تم اصطلاحه في الأساس لغرض عمليات التعادل بين الأحماض والقواعد ثم شمل بعد ذلك غيره من التفاعلات .

ماهي العلاقة بين المول والمكافئ الجرامي ؟

المكافئ الجرامي للحمض أو القاعدة = عدد المولات / درجة الحمض أو القاعدة .

المكافئ الجرامي للمادة في تفاعلات الأكسدة والاختزال = عدد مولات المادة / عدد الالكترونات المفقودة أو المكتسبة للمول الواحد .

ماهو مفهوم العيارية ؟

العيارية هي عدد المكافئات الجرامية (الجرامات المكافئه) من المذاب الموجودة في واحد لتر من المحلول .

العيارية = عدد المكافئات الجرامية للمذاب / حجم المحلول باللتر .

فالمحلول الذي يبلغ تركيزه ١ عياري يعني أنّ كل واحد لتر من المحلول يحوي مكافئ جرامي واحد من المذاب .

مثال : احسب عيارية محلول محضّر من إذابة 9.8 جرام من حمض الكبريتيك في كمية من الماء بحيث أصبح حجم المحلول ٨٠٠ مللتر .

الحل :

عدد مولات الحمض = $9.8 / 98$ (الوزن الجزيئي $0.1 =$ مول)

بما أنّ حمض الكبريتيك ثنائي... H_2SO_4

عدد مكافئات الحمض = $0.1 / 2 = 0.05$ مكافئ جرامي .

العيارية = $0.05 / 0.8 = 0.0625$ عياري.



سادساً : الكسر الجزئي (X) :-

والكسر الجزئي لمكون ما في المحلول هو عدد مولات هذا المكون مقسومه علي العدد الكلي لمولات جميع مكونات المحلول وبهذا يكون الكسر الجزئي للمذاب B

$$X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

ومجموع الكسور الجزئيه للمحلول تساوي دائما الواحد . فبالنسبه لمحلول من مكونتين تكون

$$X_A + X_B = 1$$

واذا اعطيت اوزان المكونات ، واوزانها الجزئيه ، فانه يمكن حساب الكسر الجزئي لكل مكونه

من المعادله:

$$n_B = \frac{W_B / M_B}{W_A / M_A + W_B / M_B}$$

حيث MA ، MB هي الاوزان الجزئيه للمكونتين A ، B .

Mole Fraction (X)

$$X_A = \frac{\text{moles of A}}{\text{total moles in solution}}$$

$$X_A = \frac{\text{moles of solute}}{\text{moles of solute} + \text{moles of solvent}}$$



سابعاً : الجزء في المليون والجزء في البليون (Parts per million (ppm) & parts per billion (ppb) s .

طريقة من طرق التركيز المعتمدة على كتلة المادة وتستخدم لتقدير التراكيز الصغيرة للغاية (آثار) (almost trace amounts) فعندما نقول محلول تركيزه واحد في المليون فهذا معناه أن كل مليون جرام من المحلول مثلاً يحوي واحد جرام من المذاب .

$$\frac{\text{mass solute}}{\text{mass solution}} \times 10^6 = \text{concentration (ppm)}$$
$$\frac{\text{mass solute}}{\text{mass solution}} \times 10^9 = \text{concentration (ppb)}$$

مثال : عينة وزنها ١٥٥.٣ جرام من ماء البرك وجد أنها تحتوي على 1.7×10^{-4} جرام من الفوسفات ماهو تركيز الفوسفات فيها بالجزء في المليون ؟

$$\frac{1.7 \times 10^{-4} \text{ g Phosphates}}{1.553 \times 10^2 \text{ g Solution}} \times 10^6 = 1.1 \text{ ppm}$$



(ملخص ماسبق)

$$\text{Mass}\% = \frac{\text{mass } A}{\text{total mass of solution}} \times 100$$

Mass/Mass

$$\text{ppm} = \frac{\text{mass } A}{\text{total mass of solution}} \times 10^6$$

$$\text{ppb} = \frac{\text{mass } A}{\text{total mass of solution}} \times 10^9$$

Moles/Moles

$$X_A = \frac{\text{moles of solute}}{\text{total moles}}$$

$$M = \frac{\text{moles of solute}}{L \text{ of solution}}$$

Moles/L

$$m = \frac{\text{moles of solute}}{\text{kg of solvent}}$$

Moles/Mass





أمثلة عامة



١- أذيب 3.5 g من CoCl_2 في 100mL فإذا علمت أن كثافة المحلول هي 1.0 g/mL فما هو تركيز المحلول بالنسبة المئوية الوزنية

$\%m = \frac{3.5 \text{ g CoCl}_2}{100 \text{ g H}_2\text{O}}$

$= 3.5\% \text{ (m/m)}$

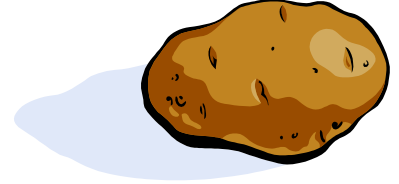
100 mL

35 mL of 10% (m/v) CoCl_2

100 mL of 3.5% (m/v) CoCl_2

٢- تستخدم NaOH لمعاملة مادة السليلوز عند صناعة النيلون وكذلك فى إزالة قشرة البطاطس تجارياً ، فإذا استخدم 4.0 g من NaOH لعمل محلول حجمه 500 mL من NaOH ،فماهى مولارية المحلول ؟

الحل



$$1) 4.0 \text{ g NaOH} \times \frac{1 \text{ mole NaOH}}{40.0 \text{ g NaOH}} = 0.10 \text{ mole NaOH}$$

$$2) 500. \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0.500 \text{ L}$$

$$3. \frac{0.10 \text{ mole NaOH}}{0.500 \text{ L}} = \frac{0.20 \text{ mole NaOH}}{1 \text{ L}} = 0.20 \text{ M NaOH}$$

٣- أذيب ٢ مول من KOH فى محلول حجمه 400 مل فما هى مولارية المحلول (هل هى ٢ أم ٥ أم ٨ مولار) ؟

الحل

$$M = \frac{2 \text{ mole KOH}}{0.4 \text{ L}} = 5 \text{ M}$$

٤- أذيب 72 g من glucose (C6H12O6) في دورق سعته 2.0 L ، فإذا كان الوزن الجزيئي a molar mass للجلوكوز هو 180. g/mole ، فما هي مولارية المحلول (هل هي ٠.٢٠ أم ٥ أم ٣٦ مولار)؟

الحل

$$72 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mole}}{180. \text{ g}} \times \frac{1}{2.0 \text{ L}} = 0.20 \text{ M}$$

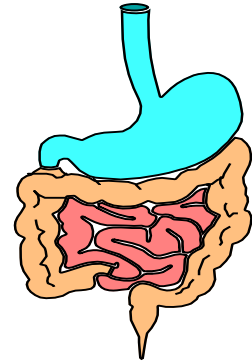
٥- إذا كانت المعدة تحتوى على محلول حامضى HCl تركيزه 0.10 M فكم عدد مولات HCl الموجودة في 1500 mL من محلول المعدة الحامضى (هل هي ١٥ أم ١.٥ أم ٠.١٥ مول)؟

الحل

$$1500 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 1.5 \text{ L}$$

$$1.5 \text{ L} \times \frac{0.10 \text{ mole HCl}}{1 \text{ L}} = 0.15 \text{ mole HCl}$$

(Molarity factor)



٦- كم عدد جرامات KCl الموجودة في محلول حجمه 2.5 L و تركيزه 0.50 M من KCl) هل هي 1.3 أم 5.0 أم 93 جرام) ؟

الحل

$$2.5 \text{ L} \times \frac{0.50 \text{ mole}}{1 \text{ L}} \times \frac{74.6 \text{ g KCl}}{1 \text{ mole KCl}} = 93 \text{ g KCl}$$

٧- كم عدد مليلترات حامض المعده الذى تركيزه 0.10 M من HCl ويحتوى على 0.15 mole من HCl (هل هى 150 أم 1500 أم 5000 mL)؟

الحل

$$0.15 \text{ mole HCl} \times \frac{1 \text{ L soln}}{0.10 \text{ mole HCl}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}}$$

(Molarity inverted)

$$= 1500 \text{ mL HCl}$$

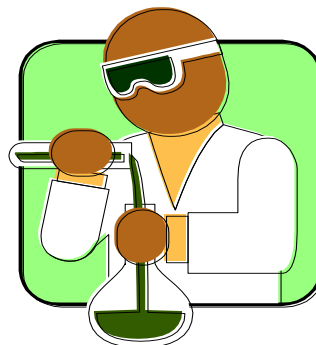
٨- كم عدد جرامات NaOH اللازمه لتحضير محلول من NaOH تركيزه 3.0 M وحجمه 400 mL (هل هى 12 أم 48 أم 300 جرام)؟

الحل

$$400. \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0.400 \text{ L}$$

$$0.400 \text{ L} \times \frac{3.0 \text{ mole NaOH}}{1 \text{ L}} \times \frac{40.0 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mole NaOH}}$$

$$= 48 \text{ g NaOH (molar mass)}$$



٩- تم إذابة 5.00g من $\text{NiCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ في كمية كافية من الماء لعمل محلول حجمه 250 mL،
أحسب التركيز المولاري لهذا المحلول؟

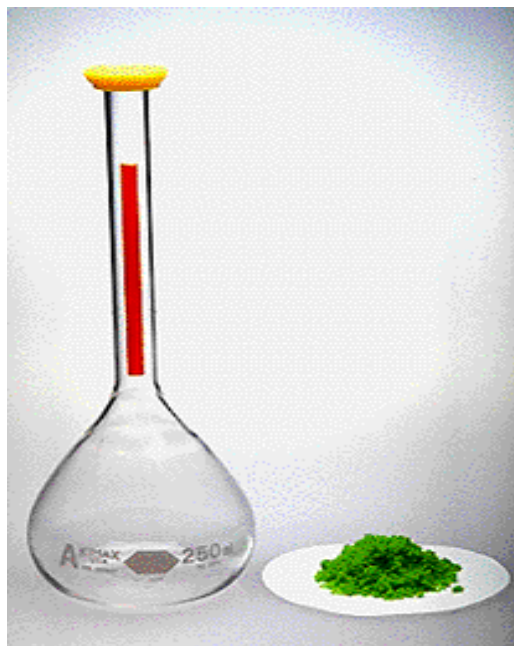
الحل

Step 1: Calculate moles of $\text{NiCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

$$5.00 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{237.7 \text{ g}} = 0.0210 \text{ mol}$$

Step 2: Calculate Molarity

$$\frac{0.0210 \text{ mol}}{0.250 \text{ L}} = 0.0841 \text{ M}$$



$$[\text{NiCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}] = 0.0841 \text{ M}$$

١٠- ما هي كتلة حامض الأكساليك $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ اللازمه لتحضير محلول حجمه 250 mL وتركيزه
0.0500 M من هذا الحامض؟

الحل

$$\text{Moles} = \text{M} \cdot \text{V}$$

Step 1: Change mL to L.

$$250 \text{ mL} * 1\text{L}/1000\text{mL} = 0.250 \text{ L}$$

Step 2: Calculate.

$$\text{Moles} = (0.0500 \text{ mol/L}) (0.250 \text{ L}) = 0.0125 \text{ moles}$$

Step 3: Convert moles to grams.

$$(0.0125 \text{ mol})(90.00 \text{ g/mol}) = 1.13 \text{ g}$$

١١- تم إذابة 62.5g (1.00 mol) من الايثلين جليكول فى 250.g من الماء . أحسب المولالية و النسبه المئويه الوزنيه للايثلين جليكول ؟

الحل

Calculate molality

$$\text{conc (molality)} = \frac{1.00 \text{ mol glycol}}{0.250 \text{ kg H}_2\text{O}} = 4.00 \text{ molal}$$

Calculate weight %

$$\% \text{glycol} = \frac{62.1 \text{ g}}{62.1 \text{ g} + 250. \text{ g}} \times 100\% = 19.9\%$$

١٢- عينه من المياه الجوفيه وزنها 2.5g وجد أنها تحتوى على 5.4 µg من الزنك Zn²⁺ ، ما هو تركيز الزنك بالجزء فى المليون ؟

الحل

$$\text{ppm} = \frac{\text{mass of solute}}{\text{mass of soln}} \times 10^6 = \frac{5.4 \times 10^{-6} \text{ g}}{2.5 \text{ g}} \times 10^6 = 2.2 \text{ ppm}$$

١٣- أحسب الكسر الجزيئى أو الكسر المولى mole fraction لـ NaOCl فى محلول تبيض تجارى a commercial bleach يحتوى على 3.62 mass percent من NaOCl فى الماء ؟

الحل

$$\frac{3.62 \text{ gNaOCl}}{100 \text{ g solution}} = \frac{3.62 \text{ gNaOCl}}{3.62 \text{ gNaOCl} + 96.38 \text{ gWater}}$$

$$\frac{3.62gNaOCl \frac{1molNaOCl}{74.44gNaOCl}}{3.62gNOCl \frac{1molNaOCl}{74.44gNaOCl} + 96.38gWate \frac{1molH_2O}{18gH_2O}}$$

$$\frac{0.048628molNaOCl}{0.048628molNOCl + 5.3544molWate}$$

$$=0.00900$$

١٤- ما هي مولالية محلول محضر بإذابة 36.5 g من النافثالين $C_{10}H_8$ في 420 g طولوين C_7H_8 ؟

الحل

$$\text{Molality} = \frac{\text{moles solute}}{\text{kilograms of solvent}}$$

$$m = \frac{36.5gC_{10}H_8 \frac{1molC_{10}H_8}{128.17gC_{10}H_8}}{420gSolvent \frac{1kg}{10^3g}} = 0.28477 / .420 = 0.678024 \text{ m}$$

١٥- إذا علمت أن كثافة محلول مكون من 5.0 g من الطولوين و 225 g من البنزين هي 0.876 g/mL، أحسب مولارية المحلول وكذلك النسبة المئوية الوزنية للمذاب ؟

الحل

$$\text{Mass soln} = 5.0 \text{ g} + 225 \text{ g} = 230 \text{ g}$$

$$\text{Milliliters soln} = (230 \text{ g}) \left(\frac{1 \text{ mL}}{0.876 \text{ g}} \right) = 263 \text{ mL}$$

$$\text{Moles } C_7H_8 = (5.0 \text{ g } C_7H_8) \left(\frac{1 \text{ mol } C_7H_8}{92 \text{ g } C_7H_8} \right) = 0.054 \text{ mol}$$

$$\text{Molarity} = \frac{\text{moles } C_7H_8}{\text{liter soln}} = \left(\frac{0.054 \text{ mol } C_7H_8}{263 \text{ mL soln}} \right) \left(\frac{1000 \text{ mL soln}}{1 \text{ L soln}} \right) = 0.21 \text{ M}$$

$$\text{Mass \% } C_7H_8 = \frac{5.0 \text{ g } C_7H_8}{5.0 \text{ g } C_7H_8 + 225 \text{ g } C_6H_6} \times 100 = \frac{5.0 \text{ g}}{230 \text{ g}} \times 100 = 2.2\%$$