الجمهورية العربية السورية
جامعة حماة
كلية الصيدلة- السنة الثانية
المحاضرة الثانية في الكيمياء التحليلية الصيدلانية 1
د. شهامة عدي

من المعروف أن المادة تتواجد على ثلاث حالات في الطبيعة الحالة الغازية، الحالة السائلة، الحالة الصلبة.

ومن الصعب أن توجد المواد في الطبيعة بشكلٍ نقي وإنما توجد بشكل مزائج، وهذه المزائج إما أن تكون متجانسة: أي تتألف من طور واحد ولا يوجد حدود بين أقسامها مثال على ذلك: محاليل الأملاح الذوابة والحموض والأسس ومحلول السكر في الماء

وإما أن تكون غير متجانسة: أي تتألف من عدة أطوار وتوجد حدود فاصلة بين أقسامها، فمثلاً جسم الإنسان يعتبر وسط يتم في جميع التفاعلات الحيوكيميائية التي يستفيد منها الجسام في التغذية والنمو وغيرها، إن الدم الموجود في أجسامنا، والهواء الجوي المخلوط بالغازات، وما هو متوفر لنا من المواد المستخدمة في الخدمات الطبية كالمغذيات والأدوية والمضادات الحيوية وغيرها، أو المستخدمة في بعض الصناعات كالمنظفات الصناعية والعطور والسبائك التي يصنع منها هياكل الطائرات وغيرها، كل ما سبق يمكن أن نطلق على محاليل.

المحاليل

المحلول: هو مزيج متجانس مكوَّن من مادتين أو أكثر لا يحدث بينهما تفاعل كيميائي. تسمى المادة التي تتواجد بنسبة أكبر في المحلول **بالمُحِل أو المذيب** والمادة الأقل نسبة **بالمذاب أو المادة المذابة** (المادة المنحلّة).

تصنيف المحاليل حسب:

1. طبيعة المذيب والمادة المذابة
2. كمية المادة المذابة
3. حجم دقائق المادة المذابة
4. ناقليتها للتيار الكهربائي

أولاً: تصنيف المحاليل حسب طبيعة مكوناتها (المذيب والمُذاب)

محلول غاز – صلب: والطور الناتج صلب، مثال: انحلال الغازات مثل الهيدروجين والأكسجين في المعادن.

محلول سائل –سائل: والطور الناتج سائل، مثال: محلول كحول مع الماء، والبنزن مع التولوين.

محلول صلب– سائل: والطور الناتج سائل، مثال: محلول الملح NaCl مثلاً في الماء

محلول غاز – سائل: والطور الناتج سائل، مثال: محلول الهواء والغازات الأخرى في الماء. (ماء+CO_2)

محلول غاز – غاز: والطور الناتج غازي، مثال: الهواء مؤلف من الآزوت والأكسجين والأرغون

ثانياً: تصنيف المحاليل حسب كمية المادة المذابة:

- المحلول غير المشبع: وهو المحلول الذي لديه القدرة على إذابة كميات إضافية من المادة المنحلّة عند درجة حرارة ثابتة.
- المحلول المشبع: هو المحلول الذي يحتوي على أكبر كمية من المادة المنحلّة عند درجة حرارة ثابتة ولم يعد المحلول قادراً على حل كميات إضافية من هذه المادة.
- المحلول فوق المشبع: هو المحلول الذي يحتوي على كمية من المادة المنحلّة أكبر من حد الإشباع عند درجة حرارة ثابتة.

ثالثاً: تصنيف المحاليل حسب حجم دقائق المادة المذابة:

1. المحلول الحقيقي: هي محاليل متجانسة مكونة من مادتين أو أكثر في طور واحد وتكون الذرات أو الأيونات أو الجزيئات منحلة بشكل كامل. وهذه المحاليل تمر من خلال ورقة الترشيح وبصورة تامة وتكون محاليل شفافة مثل محلول السكر او ملح الطعام في الماء والهواء الجوي ولا يمكن رؤية دقائق المذاب بالعين المجردة ولا تترسب بعد فترة من الزمن ويتراوح قطر الجسيم حوالي $10A^{\circ}$.

2. المحاليل المعلقة والمستحلبات: هي محاليل غير متجانسة والتي لا تمر دقائق المذاب فيها من ورقة الترشيح ويسهل رؤية دقائق المذاب العالقة فيها وتترسب اذا ما تركت فترة من الزمن بفعل الجاذبية الأرضية حجم دقائقها أكبر من $1000A^{\circ}$. وتكون محاليل غير شفافة أي معكرة. إذا كانت المادة المذابة صلبة يسمى المحلول المعلق مثل مسحوق الطباشير في الماء وحبيبات الرمل في الماء أما إذا كانت المادة المذابة سائلة يسمى المحلول المستحلب مثل الزيت والماء

3. المحاليل الغروية: وهي محاليل غير متجانسة لا يمكن أن تمر دقائق المذاب فيها من ورقة الترشيح ولا تترسب اذا ترك المحلول راكدا ما لم يضاف اليها مواد كيميائية تتسبب في ترسيبها ولا يمكن رؤية دقائق المذاب فيها مثل النشاء في الماء، الحليب، الدم وتكون نصف شفافة وحجم دقائقها تكون بين $10\text{-}1000A^{\circ}$.

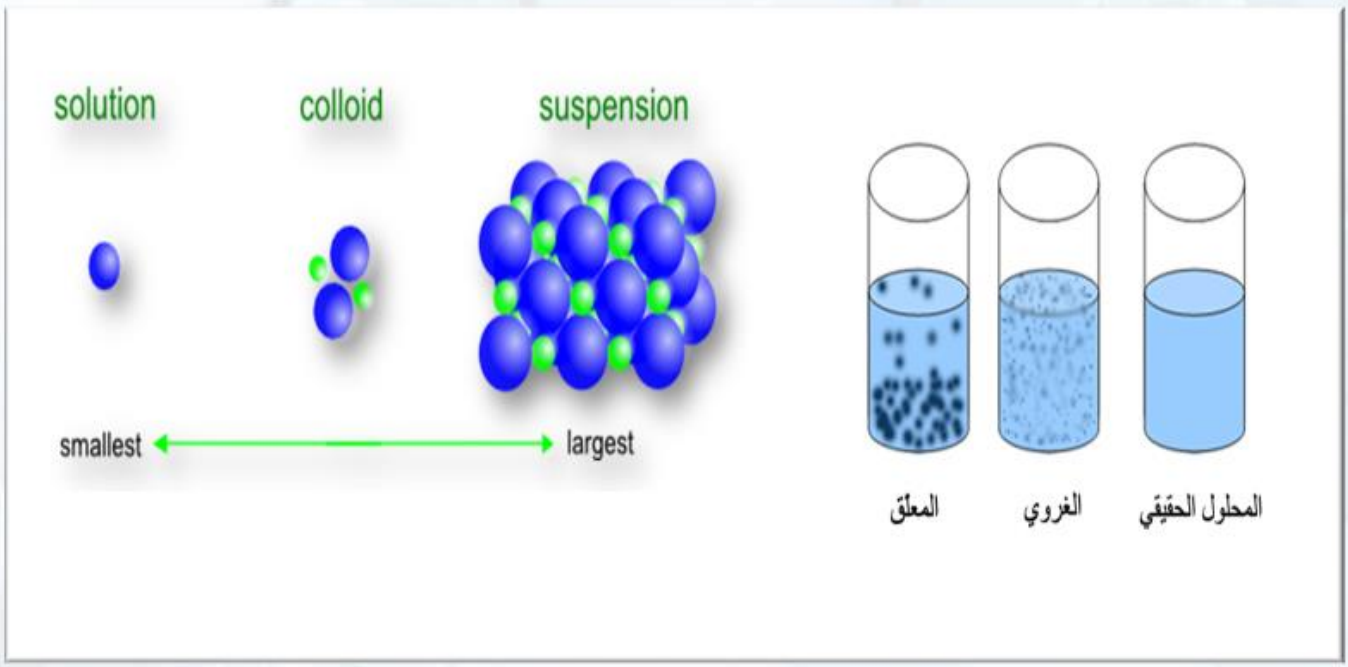
- يمكن للمادة الواحدة تكوين محاليل حقيقية أو غروية حسب الشروط المطبقة.

مثلاً: NaCl يشكل محلولاً حقيقياً عند إذابته في الماء، أما في البنزول فيشكل محلولاً غروياً.

- وبالتالي المحاليل الغروية هي محاليل غير متجانسة لأنها تحوي على دقائق معلقة من المادة الصلبة أو السائلة في السائل المذيب يُدعى هذا المزيج بالنظام الغروي.

يطلق على الجسيمات المنتشرة في المحلول الغروي بالطور المنتشر.

والسائل المذيب يُدعى وسط الانتشار.



رابعاً: تصنيف المحاليل حسب ناقليتها للتيار الكهربائي

محاليل الكهرليتية ومحاليل اللاكهرليتية

فالمركَّبات الكهرليتية: هي المركَّبات التي تتشرد في محاليلها إلى شوارد موجبة وأخرى سالبة وتكون ناقلة للتيار الكهربائي. ويشمل هذا النوع محاليل الأملاح والحموض والأسس في الماء.

تُقسَم المركَّبات الكهرليتية إلى قسمين: مركَّبات كهرليتية قوية ومركَّبات كهرليتية ضعيفة، تكون الأولى كاملة التشرد في محاليلها

وبالتالي فهي جيدة النقل للتيار الكهربائي ومن الكهرليتات القوية نذكر الحموض القوية والأسس القوية، وبعض الأملاح كاملة الانحلال والتشرد أما **الكهرليتات الضعيفة**، تكون ضعيفة التشرد في محاليلها المائية وناقليتها للتيار الكهربائي تكون ضعيفة جداً. ومن الكهرليتات الضعيفة نذكر الحموض والأسس الضعيفة والأملاح الضعيفة الانحلال حيث تتشرد مثل هذه الكهرليتات بشكلٍ متوازن.

الانحلالية (الذوبانية): هي كمية المادة المنحلة اللازمة للحصول على محلول مشبع في كمية معينة من المحل.

مثال: انحلالية ملح الطعام في الماء عند الدرجة صفر مئوية هي 35.7g في 100mL ماء وهو الحد الأعظمي ليعطي محلول مشبع (متوازن) عند تلك الدرجة من الحرارة في حين الكمية الأقل من ذلك يصبح المحلول غير مشبع.

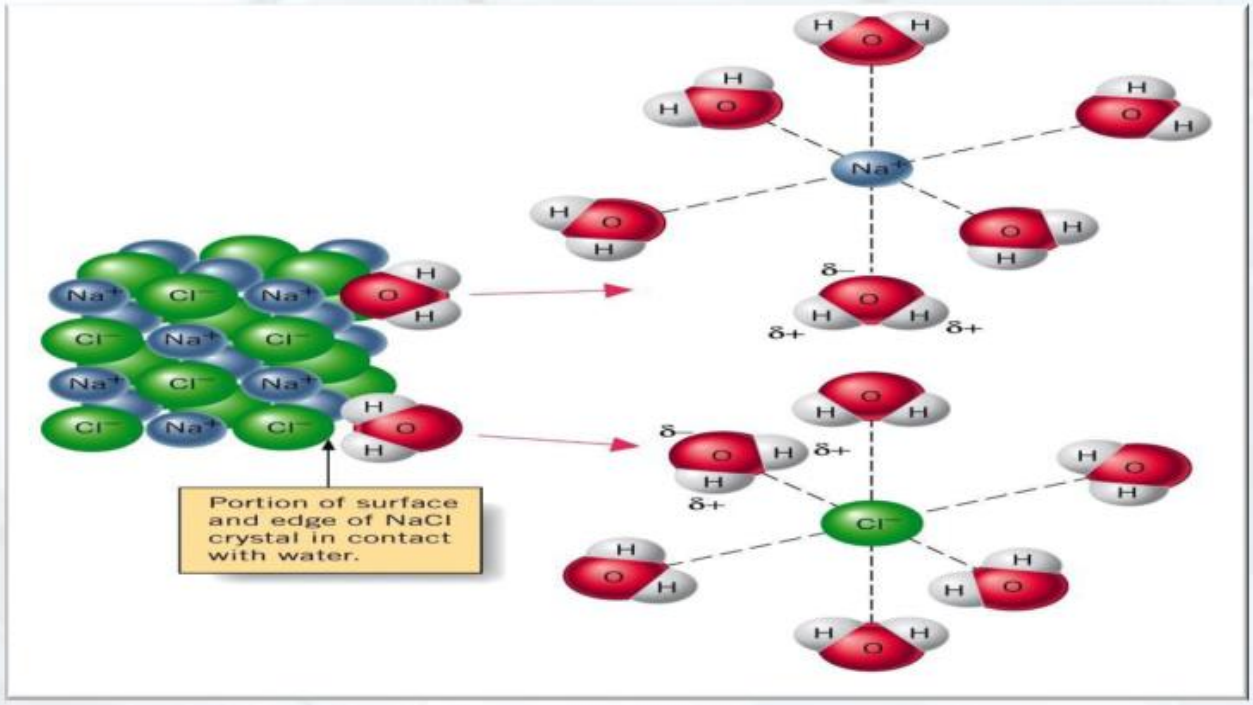
آلية الانحلال

1. انحلال كيميائي: هنا يحدث تغير في طبيعة المواد (أي يحدث تفاعل بين المادة المنحلة والمحل) مثل انحلال معدن في حمض قوي.

$$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$$

2. انحلال فيزيائي: وهو الذي لا يرافقه تغير في طبيعة المادة المنحلة عند انحلالها في المحل ويمكن استرداد المادة المنحلة بتبخير المذيب مثل ذوبان ملح كلوريد الصوديوم في الماء.

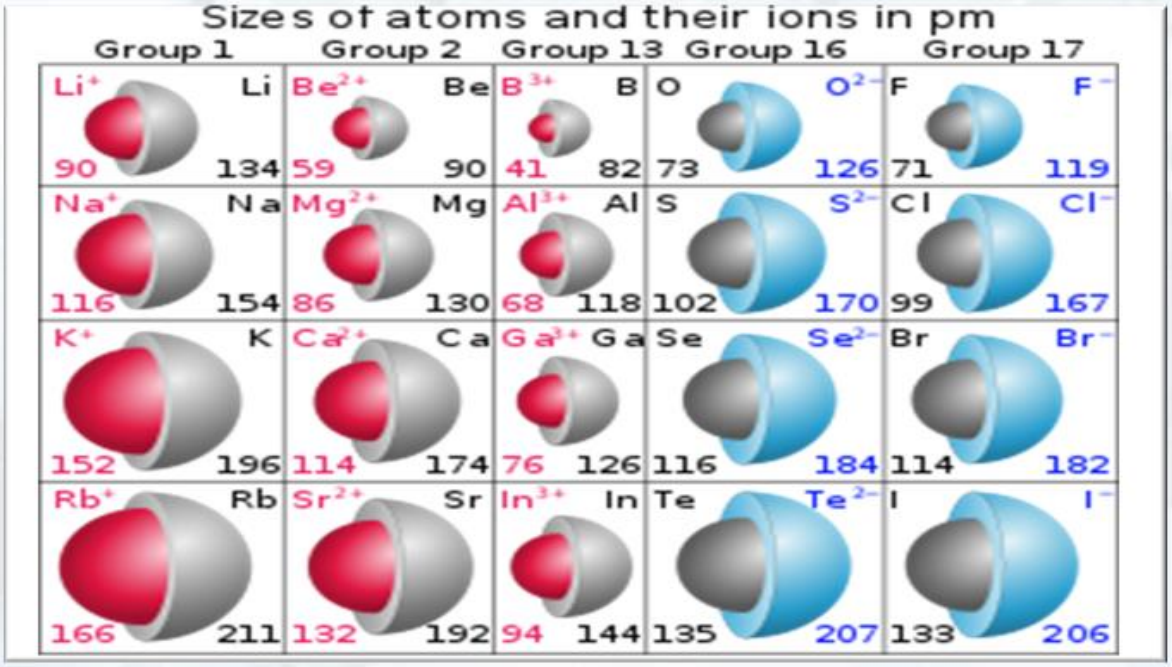
مثال: عند إضافة بلورات كلوريد الصوديوم إلى الماء فإن جزيئات الماء القطبية تتجه نحو بلورة NaCl الشاردية بحيث يتجه الطرف الموجب في الماء نحو شاردة Cl^- في حين يتجه الطرف السالب باتجاه شاردة Na^+. إن قوى التجاذب بين كل من شوارد الكلور والصوديوم من جهة وجزيئات الماء من جهة أخرى قوية بشكل كاف لجذب هذه الشوارد من موضعها في البلورة.



العوامل المؤثرة على الانحلالية:

1. حجم الشوارد المنحلّة

إن ازدياد حجم الشوارد المنحلّة يزيد من الانحلالية بصورة عامة، لأن قوى الارتباط بين الشوارد تتناقص بازدياد حجم هذه الشوارد، وذلك بسبب ازدياد نصف قطرها الشاردي. فمثلاً انحلالية KCl أكبر بكثير من انحلالية NaCl.لأن حجم K^+ أكبر بكثير من حجم Na^+.أي نصف القطر الشاردي للبوتاسيوم أكبر من نصف القطر الشاردي للصوديوم.



2. شحنة الشوارد المنحلّة

إن ازدياد شحنة الشاردة المنحلّة يؤدي إلى إضعاف الانحلالية بسبب ازدياد قوة الارتباط بين الشوارد بازدياد الشحنة لهذه الشوارد فمثلاً $CaCl_2$ أكثر انحلالاً من $CaSO_4$ و $NaOH$ أكثر انحلالاً من $Ca(OH)_2$.

3. طبيعة المُحِل والمادة المنحلّة

إن لطبيعة المُحِل أهمية كبيرة جداً في التأثير على الانحلالية.

فالمركَّبات الشاردية والقطبية تميل إلى الانحلال في المُحِلات القطبية.

مثل كلوريد الهيدروجين HCl ويوديد الهيدروجين HI ومركَّب شاردي مثل $NaCl$ و $NaNO_3$ تنحل بسهولة وبكمّيات كبيرة في مُحِل قطبي مثل الماء. إلا أن هناك مركَّبات شاردية ضعيفة الانحلال في الماء لأن الرابطة الشاردية فيها تكون قوية جداً، لا تُجدي قطبية الماء في إضعافها ولا تكفي الطاقة الناتجة عن الإماهة لتحطيمها.

أما المركَّبات اللاقطبية فتنحل بشكلٍ كبير في المُحِلات اللاقطبية، فمركَّب لاقطبي مثل رابع كلوريد الكربون لا ينحل في الماء. ولكن رابع كلوريد الكربون ينحل في البنزن مثلاً وهما يمتزجان بأية نسبة.

4. تأثير درجة الحرارة

إن لدرجة الحرارة تأثير كبير في الانحلالية، حيث تزداد الكمّية المنحلّة من المادة بازدياد درجة الحرارة بالنسبة للتفاعلات التي يرافقها امتصاص للحرارة، وتنقص بازدياد درجة الحرارة في العمليات التي يرافقها انتشار للحرارة.

واحدات تركيز المحاليل

1. التركيز الغرامي

يُعرف بأنه عدد الغرامات من المادة المنحلّة في ليتر من المحلول، ووحدته الأساسية هي (gr/L)

ويُحسب التركيز الغرامي (C) للمحلول بتطبيق العلاقة:

$$C(gr/L) = \frac{m\ (gr)}{V\ (L)} \quad (1)$$

حيث تُمثِّل m كتلة المادة المنحلّة ويُمثِّل (V) حجم المحلول مقدراً بالليتر.

في حال أعطي الحجم ب mL نقوم بالتحويل من الليتر إلى ميلي ليتر ويصبح القانون:

$$C(gr/L) = \frac{m \times 1000}{V\ (mL)}$$

مثال 1:

احسب تركيز محلول حمض كلور الماء مقدراً بالغرام على الليتر إذا علمت أنه تم إذبة 5gr من الحمض في 500mL من الماء المقطر.

الحل:

$$C(gr/L) = \frac{m\ (gr)}{V\ (L)}$$

$$C(gr/L) = \frac{5 \times 1000}{500} = 10gr/L$$

2. التركيز الجزيئي الحجمي (Molarity)

يُعرف بأنه عدد الجزيئات الغرامية من المادة المنحلّة في ليتر من المحلول، ووحدته الأساسية

هي المول/ل (mol/L)

ويُحسب التركيز الجزيئي الحجمي (M) للمحلول بتطبيق العلاقة:

$$M(mol/L) = \frac{n}{V} \qquad (1)$$

$$n = \frac{m\,(g)}{M_m(g/mol)}$$

$$M(mol/L) = \frac{m}{M_m \times V\,(L)}$$

حيث تُمثِّل M_m الكتلة الجزيئية للمادة المنحلّة (g/mol) ويُمثِّل (m) كتلة المادة المنحلّة مقدَّرةً بالغرام.

عندما يعطى الحجم بـ mL نقوم بالتحويل من ميلي ليتر إلى الليتر ويصبح القانون:

$$\mathbf{M(mol/L) = \frac{m \times 1000}{M_m \times V\,(mL)}}$$

مثال (1): احسب التركيز المولاري لـ 1.06gr من كربونات الصوديوم. مع العلم أن M_m=106gr/mol

الحل:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{m}{M_m \times V} = \frac{1.06}{106 \times 1} = 0.01 mol/L$$

مثال (2): احسب وزن ملح كلوريد الصوديوم اللازم لتحضير محلول منه بحجم 100mL وتركيز مقداره 0.1M.

مع العلم أن: M_{Na}= 23, M_{Cl}=35.5

الحل:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{m \times 1000}{M_m \times V(mL)}$$

$$m = \frac{M \times M_m \times V}{1000} = \frac{0.1 \times 58.5 \times 100}{1000} = 0.585 gr$$

تُوضع الوزنة السابقة في دورق حجمي سعة 100mL ويتمم الحجم بالماء المقطر حتى الإشارة.