

المحاليل The Solutions

لا تتواجد المواد في الطبيعة سواء أكانت صلبة أم سائلة أم غازية بشكل نقي إلا ما ندر، وإنما يوجد معظمها على شكل مزائج متجانسة homogeneous (مؤلفة من طور واحد) أو غير متجانسة heterogeneous (مؤلفة من أكثر من طور).

المحلول عبارة عن مزيج متجانس يمكن تغيير تركيبه ضمن حدود معينة، فالهواء هو محلول لمجموعة من الغازات، والسوائل التي تجري في أجسامنا هي محاليل، وسبيكة البرونز المؤلفة من التوتياء والنحاس هي أيضاً محلول وبذلك يمكننا تعريف المحلول بأنه جملة متجانسة صلبة أو سائلة أو غازية مؤلفة من مكونين أو أكثر من المواد الكيميائية، يمكن لهذه المواد أن تكون ذات طبيعة شاردية أو جزيئية.

تقسم المحاليل حسب طبيعة المواد الداخلة في تركيبها إلى:

* محلول غاز-غاز: يكون الطور الناتج غاز مثال: الهواء مؤلف من الأوزون والأوكسجين والأرغون.
* محلول غاز-سائل: يكون الطور الناتج سائلاً مثال: محلول الهواء وغازات أخرى في الماء.
* محلول غاز-صلب: يكون الطور الناتج صلباً مثال: ذوبان الغازات كالهيدروجين والأوكسجين في المعادن (الهيدروجين في البلاديوم).

* محلول سائل-سائل: ويكون الطور الناتج سائلاً مثال: محلول الكحول في الماء.
* محلول صلب-سائل: ويكون الطور الناتج سائلاً مثال: محلول السكر في الماء.
* محلول صلب-صلب: ويكون الطور الناتج صلباً مثال: محاليل المعادن مع بعضها المؤلفة للسبائك.
تتميز المحاليل السائلة بأنها الأكثر انتشاراً في الطبيعة، ففي الواقع تجري أغلب التفاعلات الكيميائية والحيوية في محاليل مائية، ولذلك سنركز اهتمامنا على بنية وخواص هذه المحاليل.

تدعى المادة المتواجدة بأعلى نسبة والتي عادة ما يكون لها نفس الحالة الفيزيائية للمحلول الناتج باسم **المحل أو المذيب Solvent** في حين تدعى المواد الموجودة بكمية أقل في المحلول والتي تتوزع بانتظام على شكل شوارد أو جزيئات بالمركبات المنحلة أو المذابة **Solutes**.

$$\text{Solution} = \text{Solvent} + \text{Solute}$$

آليات الانحلال Mechanism of Solution:

يوجد نوعان من الانحلال:

أ- **الانحلال الكيميائي:** وهو الذي يرافقه تغير في طبيعة المواد (تفاعل بين المادة المنحلة والمحل) مثل ذوبان معدن في حمض.

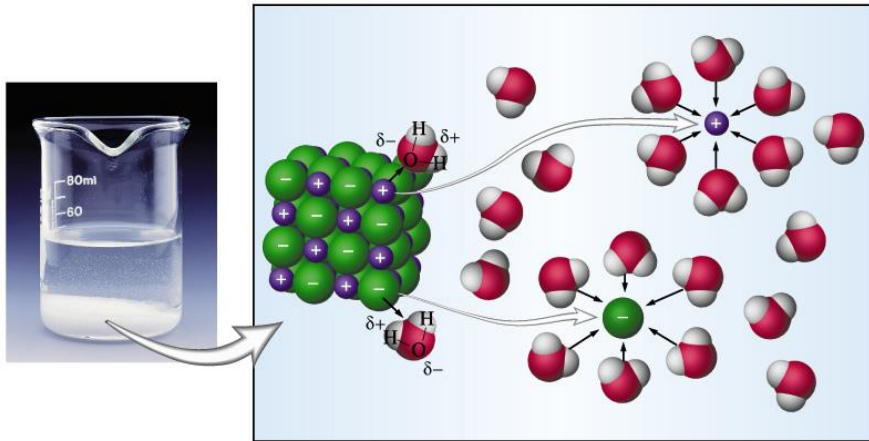
ب- **الانحلال الفيزيائي:** وهو الذي لا يترافق بتغير في طبيعة المادة المنحلة عند انحلالها في المحل ويمكن استردادها بتبخير المحل مثل ذوبان ملح الطعام NaCl في الماء، سنهتم في دراستنا في هذا المقرر بالانحلال الفيزيائي.

للانحلال الفيزيائي آليتان تتعلقان بطبيعة كل من المحل والمواد المنحلة:

1- التبثر: عبارة عن دخول جزيئات المادة المذابة في الفراغات الموجودة بين جزيئات المذيب وترتبط جزيئات المادة المنحلة بجزيئات المحل بقوى فاندرالس، ويحدث ذلك عندما تكون جزيئات المواد المنحلة لا قطبية (ذوبان الغازات في الماء، ذوبان سائل لا قطبي في الماء....).

2- الإماهة Hydration: وتحدث عند ذوبان مواد شاردية أو قطبية في محل قطبي كالماء فيحصل تجاذب كهربائي ساكن بين جزيئات المحل القطبي وجزيئات المواد المنحلة.

مثال ذوبان NaCl في الماء: فعند إضافة بلورات كلور الصوديوم إلى الماء فإن جزيئات الماء القطبية تتجه نحو بلورة كلور الصوديوم الشاردية بحيث يتجه الطرف الموجب $\sigma +$ من ثنائية القطب للماء نحو شاردة Cl^- في حين يتجه الطرف السالب $\sigma -$ باتجاه شاردة Na^+ ، وإن قوى التجاذب بين كل من شوارد الكلور و الصوديوم من جهة و جزيئات الماء من جهة أخرى قوية بشكل كاف لجذب هذه الشوارد من مواضعها في البلورة، وبذلك تحيط ست جزيئات ماء متوجهة بقطبها السالب بكل شاردة صوديوم في حين تحيط ست جزيئات ماء متوجهة بقطبها الموجب بكل شاردة كلور تغادر سطح البلورة.



انحلال جزيئة كلور الصوديوم في الماء

تتشكل ضمن المحلول مجموعة من الشوارد المميهة نتيجة ذوبان الأملاح الشاردية في الماء
مثال $[Fe(H_2O)_6]^{+3}$ و $[Cu(H_2O)_4]^{+2}$.

يسمى عدد جزيئات الماء التي تحيط بالشاردة المركزية بالعدد التساندي ويتعلق هذا العدد بحجم وشحنة
الشاردة المركزية وكذلك بدرجة حرارة المحلول.

إذا تركت هذه المحاليل فترة من الزمن فإن جزيئات بعض الأملاح تتبلور مع عدد من جزيئات الماء،
تسمى هذه الأملاح المتبلورة بالهيدريدات أما الماء فيدعى بماء التبلور.

مثال: كبريتات النحاس المائية $CuSO_4.5H_2O$ وكبريتات الحديد المائية $FeSO_4.7H_2O$.

المحاليل المشبعة والانحلالية **Saturated Solutions and Solubility**:

عندما تبدأ المادة المنحلة الصلبة بالانحلال في المحل يأخذ تركيزها بالازدياد وبالتالي تزداد فرصة
اصطدامها مع بعضها وهذا ما يعطي احتمال إعادة ارتباطها من جديد، تدعى هذه العملية بعملية البلورة
Crystallization وهي عملية معاكسة لعملية الانحلال.
يمكن تمثيل هذا الوضع بالمعادلة التالية:



عندها تصبح هذه المعادلة في حالة توازن أي لا تزداد كمية الانحلال، تعتبر هذه الحالة مثلاً عن عملية
التوازن الكيميائي.

يدعى المحلول الموجود في حالة توازن مع المنحل الصلب بالمحلول المشبع Saturated لأنه عند إضافة
أي كمية من المادة المنحلة الصلبة فإنها ستترسب ولن تنحل.

**فالانحلالية Solubility تعرف بأنها كمية المادة المنحلة اللازمة للحصول على محلول مشبع في كمية
معينة من المحل.**

مثال: إن انحلالية كلور الصوديوم في الماء عند درجة الصفر هي 35.7g في 100ml ماء وهو الحد
الأعظمي من كلور الصوديوم الذي ينحل في الماء ليعطي محلولاً مستقرّاً ومتوازناً عند تلك الدرجة من
الحرارة، في حين تشكل الكمية الأقل من ذلك محلولاً يدعى بالمحلول غير المشبع Unsaturated
Solution.

في بعض الأحيان وتحت شروط مناسبة يمكن تحضير محاليل تحتوي على كمية أكبر من المادة المنحلة
اللازمة لتحضير محلول مشبع، تدعى هذه المحاليل بالمحاليل فوق المشبعة Super Saturated فمثلاً:
يمكن زيادة كمية خلات الصوديوم المنحلة عن كميتها في محاليلها المشبعة وذلك برفع درجة الحرارة
ومن ثم ترك المحلول الناتج ليبرد بالتدريج.

لكن هذه المحاليل فوق المشبعة غير مستقرة، لذلك نجدها أحياناً وبعد فترة من الزمن تبدأ كميتها الزائدة المنحلة بالتبلور أو عند إضافة بلورة من المنحل لهذا المحلول، ويتحول عندها المحلول فوق المشبع إلى محلول مشبع على تماس مع الصلب الزائد.

العوامل المؤثرة على الانحلالية **Factors Affecting Solubility**:

ينأثر الانحلال بعدة عوامل أهمها:

1- **طبيعة المحل**: إن لطبيعة المحل أهمية بالغة في تعيين انحلال المواد وهناك قاعدة عامة تقول: إن

الشبيه يحل الشبيه **Like Dissolve Like**.

وقبل شرح هذه القاعدة لابد أن نذكر بأن المحلات تقسم حسب طبيعتها إلى محلات قطبية (محببة للماء)

Polar (Hydrophile) ومحلات لا قطبية (محببة للدهن) **Non Polar (Lipophile)**.

وكذلك الأمر بالنسبة للمركبات الكيميائية فهناك المركبات الشاردية والمركبات القطبية والمركبات

اللاقطبية: فكيف تطبق هذه القاعدة؟ يمكن تفصيل هذه القاعدة بنقطتين:

أ- تتحلل المركبات الشاردية والقطبية في المحلات القطبية و لا تتحلل أو تتحل هذه المركبات بشكل

ضعيف في المحلات القطبية فمثلاً تتحلل المركبات الشاردية NaNO_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, NaCl

والمركبات القطبية HCl , HI بشكل جيد وبسهولة في محل قطبي مثل الماء و لا تتحلل في محل لا

قطبي مثل الهكسان أو رابع كلور الكربون، لكن يجب الانتباه الى أن هناك مركبات شاردية ضعيفة

الانحلال بالماء مثل BaSO_4 إذا تكون الرابطة في هذه المركبات قوية جداً بحيث لا تستطيع قطبية

الماء إضعافها و لا تكفي طاقة الإماهة لتخطيمها.

ب- تتحلل المركبات اللاقطبية بشكل جيد في المحلات اللاقطبية فمركب لا قطبي مثل رباعي كلور

الكربون CCl_4 لا ينحل في الماء (محل قطبي)، ذلك لأنه لا يوجد ما يربط بين جزيئاته وجزيئات

الماء القطبية لذلك نلاحظ عند مزجهما وجود طبقتين: طبقة ماء وطبقة رابع كلور الكربون أما عند

مزج رابع كلور الكربون مع البنزن فإننا نحصل على محلول متجانس تماماً وذلك لأن كليهما ذو

طبيعة لا قطبية.

2- **طبيعة المادة المنحلة**: تؤثر طبيعة المادة المنحلة على الانحلال من خلال حجم الشوارد وشحنة

الشوارد حيث يزداد الانحلال بزيادة حجم شوارد المادة المنحلة لأن قوة الارتباط بين الشوارد تتنافس

بزيادة حجمها أي بزيادة نصف قطرها الشاردي، فمثلاً إن انحلال KCl أكبر بكثير من انحلال

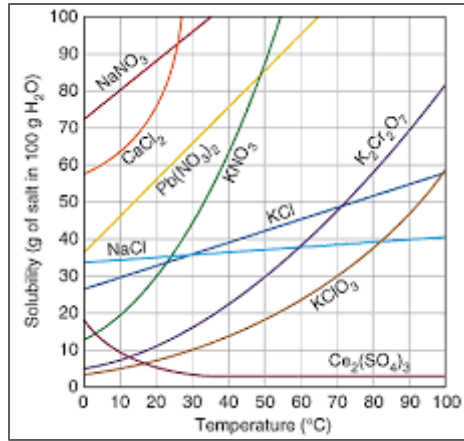
NaCl ذلك لأن نصف القطر الشاردي للشاردة K^+ أكبر من نصف القطر الشاردي للشاردة Na^+

وهذا يعني أن حجم شاردة البوتاسيوم أكبر من حجم شاردة الصوديوم.

المحاضرة الثانية
أما ازدياد شحنة الشوارد فيؤدي الى إضعاف الانحلال ذلك لأن قوة الارتباط بين الشوارد تزداد بازدياد شحنة الشوارد فمثلاً ان انحلال CaCl_2 أكثر من انحلال CaSO_4 .

3-تأثير درجة الحرارة على الانحلالية Influence Temperature on Solubility: تزداد انحلالية المواد الصلبة في المحلات السائلة أكثر بازدياد درجة الحرارة مثل انحلال KNO_3 في الماء، ولكن ذلك لا يمنع من وجود بعض المواد التي ينقص انحلالها بازدياد درجة الحرارة مثل Na_2SO_4 أو لا تتغير كثيراً بتغيرات الحرارة مثل انحلال NaCl .

وقد وجد أن تغيرات الانحلال بتغير درجة الحرارة له علاقة وثيقة بالحرارة المنتشرة أو الممتصة المرافقة لعملية الانحلال وبناء على ذلك فإن الانحلال يزداد بازدياد درجة الحرارة في العمليات التي يرافقها امتصاص حرارة وينقص بازدياد الحرارة في العمليات التي يرافقها انتشار حرارة.



4-تأثير الضغط على الانحلالية Influence Pressure on Solubility: لا تؤدي زيادة الضغط إلى زيادة محسوسة في ذوبان الأجسام الصلبة أو السائلة في المحاليل السائلة بينما يزداد ذوبان الغازات في السوائل بزيادة الضغط.

الحسابات الستوكيومترية وأساليب التعبير عن التركيز

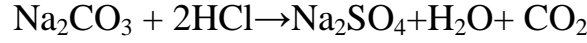
لابد للمحلل أن يكون ملماً إماماً تماماً بكل طرائق التعبير عن التركيز المستخدمة في الكيمياء التحليلية، وأن يكون على دراية كبيرة في طريقة الانتقال من طريقة لأخرى، ولهذا فإننا سنعمل على التذكير ببعض التعاريف لبعض المصطلحات التي تساعدنا في هذا المجال:

- **التفاعلات الستوكيومترية Stoichiometric Reaction:** وهي التفاعلات التقليدية والتي تتم على مستوى الإلكترونات السطحية للذرات، وتكون فيها المواد الداخلة في التفاعل مساوية للمواد الناتجة عن التفاعل وبذلك يمكننا حساب نسبة المواد الداخلة والناتجة عن التفاعل من خلال كتابة معادلة موزونة (وهذا مخالف للتفاعلات النووية والتي لا يمكن تطبيق الحسابات التقليدية عليها).

مثال: ماهي كمية كربونات الصوديوم اللازمة للتفاعل مع 50ml من حمض كلور الماء تركيزه

0.4mol/L

الحل: في البداية نكتب معادلة التفاعل بين كربونات الصوديوم وحمض كلور الماء:



إن تركيز محلول HCl هو 0.4mol/L وهذا يعني أن كل 1000ml من محلول HCl تحوي 0.4mol من HCl نقي.

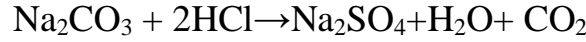
فإذاً: يكون عدد المولات الموجودة في 50ml من المحلول السابق والتي تفاعلت مع الكربونات هو:

كل 1000ml من محلول HCl تحوي 0.4mol

كل 50ml تحوي x

$$x = \frac{50 * 0.4}{1000} = 0.02\text{mol}$$

وبالعودة إلى معادلة التفاعل:



106 2

x 0.02

$$x = \frac{106 * 0.02}{2} = 1.06\text{g}$$

1- التركيز بالغرام في اللتر g/L: وهو عبارة عن كتلة المادة المنحلة مقدره بالغرام في ليتر واحد من المحلول.

مثال: لتحضير محلول تركيزه 50g/L من NaCl نقوم بإذابة 50gr من كلور الصوديوم في كمية من الماء المقطر ضمن بالون المعايرة ونكمل الحجم حتى 1L.

2- النسبة المئوية الحجمية %w/v: وهي كمية المادة المنحلة مقدره بالغرام في 100ml من المحلول.

مثال: لتحضير محلول 10% من ماءات الصوديوم: يوزن 10gr من ماءات الصوديوم وتحل بكمية قليلة من الماء المقطر ضمن بالون المعايرة ويكمل الحجم إلى 100ml بالماء المقطر.

3- النسبة المئوية الوزنية %w/w: وهي كمية المادة المنحلة مقدره بالغرام في 100gr من المحلول.

مثال: لتحضير محلول 10% وزناً من ماءات الصوديوم يوزن 10gr بدقة من ماءات الصوديوم وتحل في 90gr من الماء المقطر.

4- التركيز المولي الحجمي (المولارية) Molarity: وهو عدد المولات (الجزيئات الغرامية) من المادة المنحلة في ليتر من المحلول ويرمز لها بالرمز M أو C وواحدتها mol/L.

$$c = \frac{m}{M}$$

M: الكتلة المولية

m: كتلة المادة

مثال: لتحضير محلول تركيزه 2M من حمض الكبريت المركز وزنه الجزيئي 98g/mol يلزمنا x غرام من حمض الكبريت المركز تحسب من العلاقة السابقة:

$$2 = \frac{x}{98} \Rightarrow x = 98 \times 2 = 196g$$

أي أننا نزن 196gr من H₂SO₄ بدقة وتوضع في دورق حجمي ويضاف لها الماء المقطر حتى يصل الحجم إلى 1L.

5- النظامية Normality N: وهي عدد المكافئات الغرامية من المادة المنحلة الموجودة في ليتر من المحلول.

وتحضر هذه المحاليل بإذابة المكافئات الغرامية اللازمة من المادة المنحلة في حجم من المحل بحيث يكون الحجم النهائي للمحلول ككل واحد ليتر وتحسب النظامية بالشكل التالي:

النظامية = وزن المادة المذابة في ليتر من المحلول (m) / وزن المكافئ الغرامي من المادة المذابة

علماً أن: **وزن المكافئ الغرامي من المادة المذابة = الوزن الجزيئي الغرامي (M) / تكافؤ المادة e**

يختلف تكافؤ المادة الذي يرمز له بالرمز e من مادة لأخرى، فهو في الحموض يساوي عدد الشوارد الحمضية التي يستبدلها الحمض في التفاعل، وفي الأسس يساوي عدد شوارد الهيدروكسيل التي يستبدلها الأساس في التفاعل، أما في الأملاح فهو يساوي جداء عدد الشوارد الموجبة بشحنتها أو عدد الشوارد السالبة بشحنتها، وفي تفاعلات الأكسدة والارجاع فتكافؤ مادة ما يساوي عدد الالكترونات المتبادلة في التبادل النصفى الذي تدخله المادة.

وعلى هذا الأساس تحسب النظامية حسب العلاقة التالية:

$$N = \frac{m}{M} * Z$$

m وزن المادة بالغرام الواجب اضافته في ليتر من المحلول

M: الوزن الجزيئي للمادة المذابة (وزن المول)

e: تكافؤ المادة المذابة

كما يمكن الإشارة الى ان العلاقة التي تربط النظامية بالمولارية هي:

$$N = M * Z$$

6- المولالية Molality: هي عدد المولات (الجزئيات الغرامية) من المادة المنحلة في **1000gr** من **المحل** ويرمز لها بالرمز **m** وتحضر هذه المحاليل بإضافة العدد اللازم من مولات المادة المنحلة الى 1000gr من المحل.

مثال: ماهي المولالية لحمض كلور الماء المركز الذي تبلغ كثافته $d=1,6$ ويحتوي على 38% وزناً من الحمض الصافي؟

الحل: تعطى الكثافة d بالعلاقة التالية:

$$d = \frac{m}{v}$$

d : كثافة المادة

m : وزن المادة

v : حجم المادة

إن وزن ليتر من هذا المحلول يساوي بالتعويض في العلاقة السابقة:

$$1.16 = \frac{m}{1000}$$

$$m = 1,16 \times 1000 = 1160 \text{gr}$$

هذه الكمية تحتوي على نسبة 38% حمض كلور الماء وبالتالي:

كل 100 تحوي 38

كل 1160 تحوي x

$$x = \frac{38 * 1160}{100}$$

وزن حمض كلور الماء في 1000ml من المحلول $x = 440.8g$

وزن الماء الموجود في هذا المحلول = وزن المحلول - وزن حمض كلور الماء في المحلول

$$1160 - 440,8 = \text{وزن الماء في ليتر من المحلول}$$

$$719.2 =$$

$$\frac{440.8}{36.5} = \text{عدد المولات في المحلول}$$

$$2.08 \text{ mol/L} =$$

كل 719,2 ml ماء يحوي 12.08

x 1000ml ماء يحوي

$$X = \frac{1000 \times 12.08}{719.2}$$

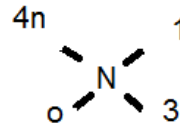
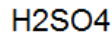
$$X=16.7 \text{ mol}$$

قاعدة التصالب في حساب التركيز:

تستخدم قاعدة التصالب غالباً في حساب النسبة التي يجب مزجها من محلولين لا يتفاعلان مع بعضهما للحصول على محلول بتركيز محدد.

مثال: احسب حجم الماء الذي يجب اضافته الى 1000ml من حمض الكبريت تركيزه 4N للحصول على محلول تركيزه 1N من حمض الكبريت.

نرسم إشارة التصالب ثم نكتب في أعلى الجهة اليسرى تركيز الحمض العالي وفي أسفل الجهة اليسرى تركيز الماء، ثم نكتب التركيز المرغوب في وسط التصالب، بعد ذلك نطرح من التركيز العالي للحمض التركيز المرغوب ونكتبه في أسفل الجهة اليمنى ثم نطرح من التركيز المرغوب تركيز الماء ونكتبه في أعلى الجهة اليمنى من التصالب.



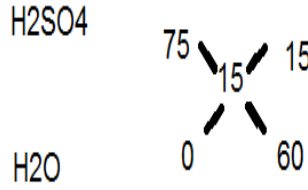
إذاً لتحضير المحلول المطلوب يجب أن تكون نسبة الماء الى الحمض هي:



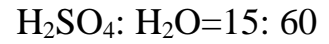
وبالتالي يضاف 3 حجوم من الماء الى حجم واحد من حمض الكبريت 4N للحصول على محلول حمض

الكبريت تركيزه 1N

مثال: احسب حجم الماء الذي يجب إضافته الى محلول لحمض الكبريت تركيزه 75% وزناً للحصول على محلول تركيزه 15% وزناً.



إذاً لتحضير المحلول المطلوب يجب أن تكون النسبة بين حمض والماء هي:



أي للحصول على المحلول المطلوب نأخذ وزناً قدره 15g من حمض الكبريت 75% ونضيف إليه 60gr من الماء المقطر، وهكذا نحصل بتطبيق هذه الطريقة على النسبة بين حمض كل من المحلول العالي التركيز والمحلول المنخفض التركيز.

التمديد وعلاقة التمديد:

عندما يمدد محلول معلوم التركيز بالماء فإن ذلك يؤدي إلى اختلاف تركيزه بعد التمديد بما عليه قبل التمديد، غير أن كمية المادة المنحلة تبقى واحدة في كلا الحالتين بحيث يمكننا أن نكتب:
كمية المادة تبقى ثابتة ⇐

حجم المحلول الأصلي * تركيزه = حجم المحلول الممدد * تركيزه

$$N_2 \cdot V_2 = N_1 \cdot V_1$$

ومن هذه العلاقة يمكننا حساب كمية الماء التي يلزم إضافتها الى حجم ما من محلول معلوم التركيز لكي يصبح تركيزه ذو قيمة معينة مرغوبة.

مثال: كيف تحضر محلول حجمه 100ml وحجمه 30% انطلاقاً من محلول تركيزه 75%

الحل:

عدد المولات يبقى ثابتاً

بعد التمديد = قبل التمديد

$$N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2$$

$$75 * V_1 = 30 * 100$$

$$V_1 = 40 \text{ ml}$$

أي أننا نأخذ 40ml من المحلول الأصلي ونمدده بإضافة 60ml ماء مقطر حتى الحجم 100ml.