

جامعة
المنارة

MANARA UNIVERSITY

مقرر عملي الكيمياء الفيزيائية

كلية الصيدلة

مشرف المقرر

د. سميرة سليمان

إعداد

مهند حسن

اللاذقية - المشروع العاشر

www.Manara.edu.sy

المحتويات

1	الجلسة الأولى: قياسات (1) -الكثافة
9	الجلسة الثانية: قياسات (2) - اللزوجة
13	الجلسة الثالثة: قياسات (3) – التوتر السطحي
19	الجلسة الرابعة: حركية التفاعل الكيميائي (1)- سرعة التفاعل -عامل التركيز
23	الجلسة الخامسة: حركية التفاعل الكيميائي (2)-سرعة التفاعل-عامل الوسيط
27	الجلسة السادسة: حركية التفاعل الكيميائي (3)-سرعة التحلل المائي للأسبرين
31	الجلسة السابعة: الترموديناميك الكيميائي (1)-السعة الحرارية لمسعر
37	الجلسة الثامنة: الترموديناميك الكيميائي (2)-حرارة التعديل
43	الجلسة التاسعة: الترموديناميك الكيميائي (3)-حرارة الذوبانية
47	الجلسة العاشرة: الفعالية السطحية (1)-التركيز الحرج لتشكيل الميسيلات
53	الجلسة الحادية عشرة: الفعالية السطحية (2)-دراسة بنية جزيئات المواد الفعالة سطحياً
57	الجلسة الثانية عشرة: الفعالية السطحية (3)-دراسة الامتزاز على سطح المواد الصلبة

الجلسة الأولى: قياسات (1)

الغاية من الجلسة:

➤ تحديد كثافة المواد السائلة والصلبة.

1. تمهيد نظري:

الكيمياء هي دراسة المادة والتغيرات التي تخضع لها. حيث يقوم الاختصاصيون بمراقبة المادة من خلال تحديد وقياس الخواص الفيزيائية والكيميائية لها. والخاصية هي أي خاصية يمكن استخدامها لوصف المادة (مثل الحجم واللون والكتلة والكثافة والذوبان.....إلخ). وفي هذه التجربة، سوف نحدد كثافة السوائل والمواد الصلبة، حيث يمكن استخدام كثافة المادة لتحديد سائل أو صلب لأن الكثافة هي خاصية حدية. والخواص الحدية هي خواص لا تعتمد على كمية المادة. على سبيل المثال، يمكن فصل الذهب وهو كثيف نسبياً عن الرمال والتربة والصخور عن طريق تحريكه في مجرى ما بسبب كثافته الأكبر.

1-1. تحديد كثافة بعض السوائل والمواد الصلبة:

تعتبر الكثافة من الخواص الفيزيائية المميزة للمواد النقية السائلة والصلبة والغازية ولها قيمة ثابتة في شروط معينة من الحرارة والضغط. بالإضافة إلى ذلك يمكن الاعتماد عليها في تحديد تركيز ونقاوة الكثير من المواد السائلة.

الكثافة هي نسبة كتلة المادة إلى حجمها، ويرمز لها بالرمز d :

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

← m -كتلة السائل المقاس كثافته.

← V -حجم السائل المقاس كثافته.

عادة ما يتم التعبير عن واحدة الكثافة بـ g/ml أو g/cm^3 . (حيث $1ml = 1cm^3$).

2. التجارب العملية

1-2. التجربة الأولى: تعيين كثافة المواد السائلة:

يمكن تحديد كثافة السائل عن طريق وزن حجم معروف للسائل، سواء تم ذلك باستخدام البيكنومتر أو باستخدام سلندر.

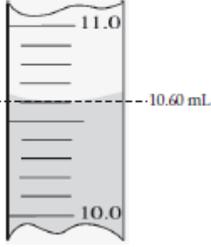
المواد والأدوات المستخدمة: قنينة الكثافة (البيكنومتر pycnometer)، سلندر سعة $10ml$ ، بيشر، ميزان حساس، ميزان درجة حرارة (ترمومتر).

1-1-2. أولاً: تعيين الكثافة باستخدام البيكنومتر:

1. نظف البيكنومتر بالماء جيداً ثم بالاسيتون ثم يجفف تماماً.
2. زن البيكنومتر فارغاً وليكن W_1 .
3. ضع كمية من الماء المقطر في بيشر وسخن للوصول إلى درجة الغليان (لطرذ الغازات الذائبة فيه)، ثم يُبرد إلى درجة حرارة الغرفة. سجل درجة حرارة السائل.
4. امأ البيكنومتر بهذا الماء حتى الامتلاء بحيث لا يكون هناك أي فقاعات هواء في القنينة.
5. جفف المحيط الخارجي للبيكنومتر بالمناديل الورقية.
6. زن البيكنومتر وهو مملوء تماماً بالماء، وليكن W_2 .
7. أعد الخطوات السابقة بالنسبة للسوائل المجهولة الكثافة.
(ملاحظة: الخطوة الثالثة خاصة بالماء فقط).

2-1-2. ثانياً: تعيين الكثافة باستخدام سلندر $10ml$:

1. نظف السلندر بالماء جيداً ثم بالاسيتون ثم يجفف تماماً.
2. قم بوزن السلندر فارغاً وليكن W_1 .
3. ضع في السلندر حجم ما من السائل المراد قياس كثافته (بين $6ml$ – 4 مثلاً) وتخلص من فقاعات الهواء، خذ قراءة الحجم للسائل بشكل صحيح من السلندر وسجلها في النتائج.



ملاحظة هامة: يشار إلى السطح المقعر أو المحذب للسائل باسم الهلال. من أجل التناسق، يتم قراءة الهلال المقعر في أسفل الانحناء على مستوى العين. بينما يتم قراءة الهلال المحذب الذي يعرضه الزئبق السائل، في الجزء العلوي من الانحناء على مستوى العين.

4. جفف المحيط الخارجي للسندرم بالمناديل الورقية، ثم قم بوزن السندرم مع السائل وليكن W_2 .

5. أعد الخطوات السابقة أربع مرات مستخدماً في كل مرة حجماً مختلفاً من السائل (ينصح بأن يكون الاختلاف بين الحجم لا يقل عن $3ml$)، واحسب معدل الكثافة.

6. كرر الخطوات السابقة بالنسبة لأي سائل مطلوب قياس كثافته.

2-2. التجربة الثانية: تعيين كثافة مادة صلبة:

1-2-2. مقدمة:

يمكن أن تكون المواد الصلبة بشكل منتظم (أسطواني ، مكعب ، كروي ، إلخ) أو غير منتظمة الشكل. ويحدد شكل المادة الصلبة أيًا من الطريقتين التاليتين يتم استخدامه لتحديد حجمه.

فمن أجل الأجسام الصلبة المنتظمة الشكل يمكن قياس أبعاد الشكل باستخدام المسطرة وبالتالي يحسب الحجم باستخدام المعادلة الهندسية المناسبة. ويوضح الجدول التالي معادلات حجوم الأشكال المنتظمة:

مكعب	L^3
مستطيل صلب	$L \times W \times H$
كروي	$4/3\pi r^3$
اسطواني	$\pi r^2 L$

أما بالنسبة للمواد الصلبة غير منتظمة الشكل فلا يمكن بسهولة قياس أبعادها باستخدام المسطرة. لذلك بدلاً من ذلك يتم تحديد حجمها بسهولة أكبر عن طريق إزاحة الماء أو بعض السوائل الأخرى، حيث يتم وضع المادة الصلبة (والتي يجب ألا تتفاعل مع السائل أو تذوب فيه وتكون كثافته أكبر من السائل) في إناء مدرج (عادةً أسطوانة مدرجة) تحتوي على حجم تم قياسه مسبقاً من السائل. سوف تزيح المادة الصلبة كمية من السائل تساوي حجمها. الفرق في حجم السائل في الأسطوانة قبل وبعد إضافة المادة الصلبة يساوي حجم المادة الصلبة غير منتظمة الشكل.

المواد والأدوات اللازمة: سلندر سعة $10ml$ ، مواد صلبة مختلفة الأشكال مطلوب قياس كثافتها، ميزان

حساس، مسطرة، ماء مقطر، قمع زجاجي.

2-2-2. تعيين كثافة المواد الصلبة منتظمة الشكل:

1. قم بوزن المادة الصلبة المطلوب قياس كثافتها وسجلها في جدول النتائج.
2. باستخدام مسطرة مدرجة قم بقياس أبعاد المادة الصلبة.
3. باستخدام المعادلة الهندسية المناسبة قم بحساب حجم المادة الصلبة، وسجل نتائج في جدول النتائج.
4. قم بحساب كثافة المادة الصلبة وسجل نتائجك في جدول النتائج.

3-2-2. تعيين كثافة المواد الصلبة غير منتظمة الشكل:

1. ضع في سلندر سعة $10ml$ حجم معين من سائل مناسب (بين $4 - 6ml$) وليكن V_1 . (يجب اختيار سائل مناسب بحيث لا يتفاعل مع المادة الصلبة ولا يذوبها).
2. نأخذ وزن معين من المادة الصلبة (w) المراد قياس كثافتها ونضعها في السائل الموجود في السلندر باستخدام قمع زجاجي (نستخدم قمع زجاجي لكي لا يعلق أي جزء من المادة الصلبة على حواف السلندر أي لتكون كامل المادة الصلبة في السائل).
3. قم بأخذ حجم السائل في السلندر بعد إضافة المادة الصلبة بشكل صحيح وليكن V_2 .
4. كرر الخطوات السابقة من أجل أوزان مختلفة لنفس المادة، واحسب معدل الكثافة للمادة المقاسة.

3. النتائج والمناقشة:

3-1. التجربة الأولى: تعيين كثافة السوائل باستخدام البيكنومتر والسلندر

1. نتائج حسابات كثافة بعض السوائل المقاسة بطريقتين:

باستخدام البيكنومتر				
نوع السائل	w_1 (g)	w_2 (g)	$w = w_2 - w_1$ (g)	$d = \frac{w}{V}$ (g/ml)
.....
.....
.....

باستخدام سلندر

التجربة رقم 1

نوع السائل	w_1 (g)	w_2 (g)	$w = w_2 - w_1$ (g)	V (ml)	$d = \frac{w}{V}$ (g/ml)
.....
.....

التجربة رقم 2

.....
.....

التجربة رقم 3

.....
.....

التجربة رقم 4

.....
.....

معدل الكثافة للسائل المقاس باستخدام السلندر

.....
.....

2. باستخدام الورق الميليمتري ارسم العلاقة بين الكتلة (المحور العمودي) والحجم (المحور الأفقي)، ثم احسب الكثافة من الرسم البياني.

3. أيهما أقرب إلى الصحة الكثافة المحسوبة من خلال الرسم البياني أو المحسوبة بالطريقة الرياضية.

.....
.....

4. هل نتائجك وفقا لطريقتي السلندر والبيكنومتر متوافقه، وأي الطريقتين أدق، وضح رأيك؟

.....
.....

2-3. التجربة الثانية: تعيين كثافة المواد الصلبة:

1-2-3. المواد الصلبة منتظمة الشكل:

1. نتائج حسابات المواد الصلبة منتظمة الشكل:

المادة الصلبة	الشكل الهندسي	V (cm^3)	w (g)	$d = \frac{w}{V}$ (g/cm^3)
.....
.....
.....

2-2-3. المواد الصلبة غير منتظمة الشكل:

1. نتائج حسابات المواد الصلبة غير منتظمة الشكل:

التجربة رقم 1					
المادة الصلبة	w (g)	V_1 (ml)	V_2 (ml)	$V = V_2 - V_1$ (ml)	$d = \frac{w}{V}$ (g/ml)
.....
.....
التجربة رقم 2					
.....
.....

التجربة رقم 3

.....
.....

التجربة رقم 4

.....
.....

2. باستخدام الورق الميليمتري ارسم العلاقة بين الكتلة (المحور العمودي) والحجم (المحور الأفقي)، ثم احسب الكثافة من الرسم البياني.

3. أيهما أقرب إلى الصحة الكثافة المحسوبة من خلال الرسم البياني أو المحسوبة بالطريقة الرياضية.

.....

.....

أضف ملاحظتك

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

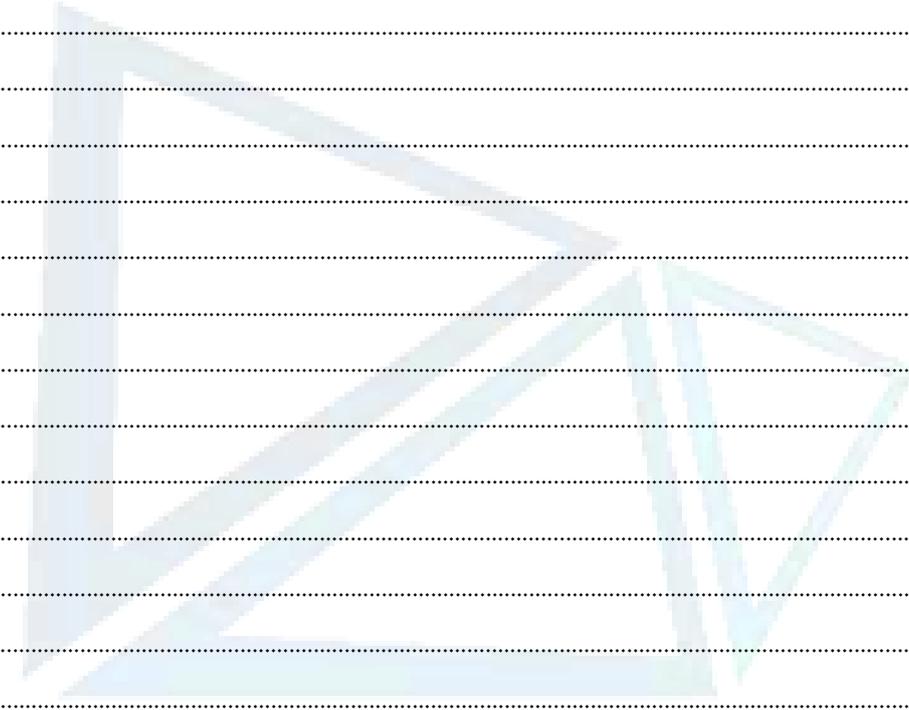
.....

.....

.....



جَامِعَة
الْمَنَارَة
MANARA UNIVERSITY



جَامِعَة
الْمَنَارَة
MANARA UNIVERSITY

الجلسة الثانية: قياسات (2)

الغاية من الجلسة:

➤ التعرف على بعض طرق قياس اللزوجة وتحديد اللزوجة النسبية للسوائل.

1. تمهيد نظري:

تعرف اللزوجة بأنها قياس لمقاومة السائل للاحتكاك أو للجريان، وتعبّر عن مدى سهولة أو صعوبة تحرك جزيئات السائل بالنسبة لبعضها البعض، ويتعلق ذلك بالقوى المتبادلة بين الجزيئات.

يعتمد تحديد اللزوجة (μ) لسائل ما باستخدام جهاز أوستوالد على جريان السائل داخل الأنابيب الشعرية ويخضع لقانون بوازوي (Poiseuille) التالي:

$$\eta = \frac{\pi P r^4 t}{8 l V}$$

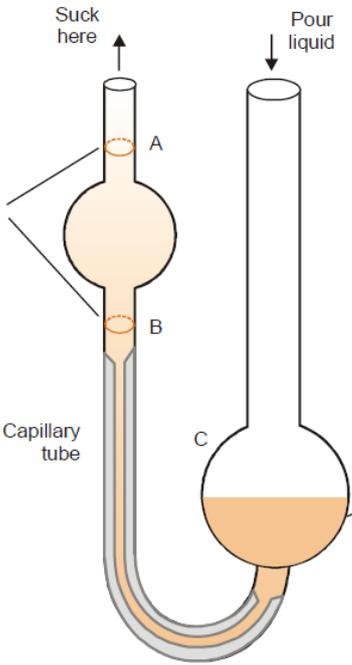
← V - حجم السائل الذي يجتاز الأنبوب الشعري.

← P - الضغط (ثابت).

← t - زمن الانسياب.

← L - المسافة التي قطعها السائل.

← r - قطر الأنبوب الشعري.



وبما أن تحديد اللزوجة المطلقة يعتبر عملية صعبة القياس لأن ذلك يتطلب معرفة

الثوابت المذكورة سابقاً بدقة، لذلك نلجأ إلى تحديد اللزوجة النسبية وذلك بالنسبة إلى لزوجة سائل معروف. وبالتالي:

$$\frac{\eta_1}{\eta_2} = \frac{\pi P_1 r^4 t_1}{8 l V} \times \frac{8 l V}{\pi P_1 r^4 t_1} = \frac{P_1 t_1}{P_2 t_2}$$

يعطى الضغط الذي يسيل به السائل داخل الأنبوب الشعري بالعلاقة:

$$P = h \cdot d \cdot g$$

← d - كثافة السائل.

← h - فرق المستوى بين شعبيتي مقياس اللزوجة.

← g - تسارع الثقالة الأرضية.

فإذا جعل فرق المستوى h ثابتاً في جميع العمليات يكون لدينا:

$$P_1 = Kd_1 \quad \text{بالنسبة للمحلول المعلوم الأول:}$$

$$P_2 = Kd_2 \quad \text{وبالنسبة للمحلول المجهول:}$$

وإذا حدد زمن انسياب السائل الأول t_1 وزمن انسياب السائل الثاني t_2 بالمقياس نفسه وبالشروط نفسها تصبح اللزوجة النسبية :

$$\frac{\eta_1}{\eta_2} = \frac{d_1 t_1}{d_2 t_2}$$

وبما أن السائل العياري هو الماء يكون لدينا:

$$\eta_2 = \frac{d_2 t_2}{t_1}$$

2. التجارب العملية:

المواد الكيميائية والأدوات اللازمة: سوائل مختلفة لقياس لزوجتها، مقياس أوستوالد، ميزان حرارة مدرّج 0.1 درجة مئوية، بيشر سعة 400 ml (حمام مائي)، إجاصة مطاطية، ميقاتيه، أسطوانة مدرّجة سعة 100 ml، ماء مقطر.

1-2. خطوات العمل:

1. ينظف مقياس اللزوجة جيداً بالماء ثم جيداً بالماء المقطر فالغول ثم الايتر. يثبت بعدها داخل مثبتة الحرارة بالدرجة 20°C ، يدخل بعدها بواسطة ممص معاير 5ml من الماء المقطر ويحذر داخل مقياس أوستوالد من الجهة اليمنى ويترك حتى ثبات الحرارة بين 15-30 دقيقة.
2. بعدها وبواسطة إجاصة مطاطية مثبتة على النهاية اليسرى يمص السائل حتى يصل سطحه أعلى بـ 1 cm من الخط A، يترك السائل يسيل وعند الوصول إلى الخط A يحدد الزمن اللازم حتى يقطع السائل المسافة ما بين A و B. وتكرر هذه العملية ثلاث مرات ويؤخذ متوسط الزمن.
3. تعاد العمليات السابقة لكل سائل مراد تحديد لزوجته، ويحدد زمن الجريان بالطريقة نفسها.
4. كرر التجربة لكل سائل عند درجات حرارة مختلفة.

3. النتائج والمناقشة:

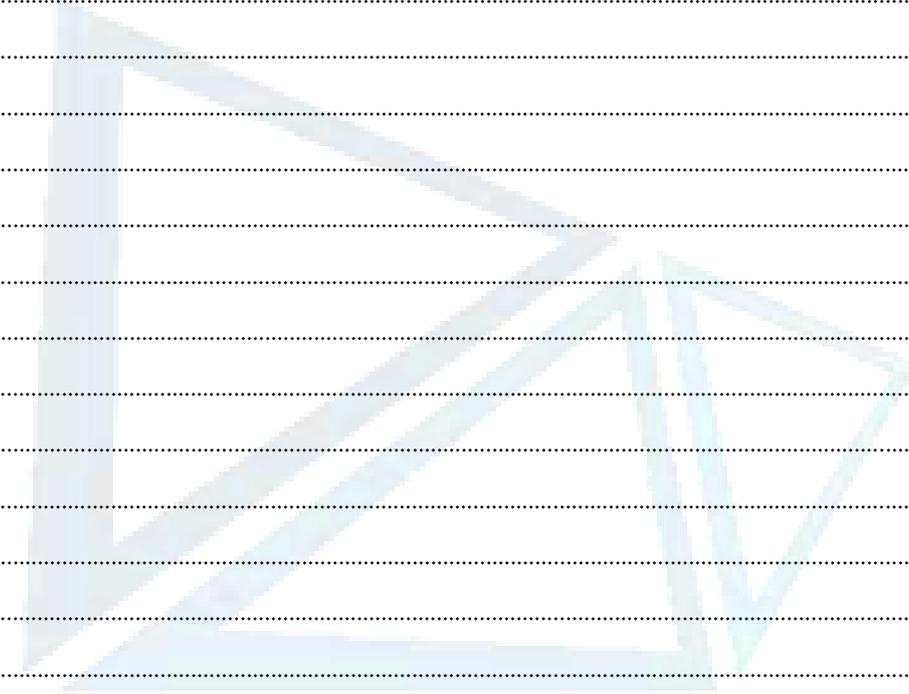
1. سجل أزمان الانسياب للسوائل المدروسة التي حصلت عليها في الجدول التالي:

تزامن الانسياب $t (min)$									المادة
عند الدرجة °C			عند الدرجة °C			عند الدرجة °C			
3	2	1	3	2	1	3	2	1	
.....	الماء المقطر
.....
.....

2. احسب اللزوجة النسبية للسائل المدروس بالنسبة للماء المقطر عند درجات الحرارة المختلفة انطلاقاً من كثافة السائل المدروس وزمن انسياب الماء والسائل، وسجل نتائجك في الجدول التالي:

المادة	زمن الانسياب الوسطي	الكثافة	μ اللزوجة
الماء المقطر
.....
.....

3. وضع بالرسم على ورقة ميليمترية كيف تتغير اللزوجة بدلالة درجة الحرارة.



جَامِعَة
الْمَنَارَة
MANARA UNIVERSITY

الجلسة الثالثة: قياسات (3)

الغاية من الجلسة:

➤ تحديد التوتر السطحي للسوائل

1. تمهيد نظري:

بالنسبة للجزيئات الواقعة في داخل السائل أي على بعد إلى الأسفل من سطحه، فإن كل جزيء مثل (A) سوف يتأثر بقوى تماسك مع جزيئات السائل الأخرى من جميع الجهات وبنفس القدر تقريباً مما يعني أن جزيء مثل (A) سيكون متأثر بمجموعة متزنة من القوى محصلتها معدومة (قوى جذب متساوية في جميع الاتجاهات من الجزيئات المحيطة بها).

أما بالنسبة لجزيئات السائل عند السطح فإن كل جزيء مثل (B) سوف يكون متأثر بقوى تماسك مع جزيئات السائل من الجهة السفلى والجانبية ومتأثر بقوى التلاصق مع جزيئات الهواء من الجهة العليا (تخضع فقط لجذب جانبي ونحو داخل السائل من جزيئات السائل المحيطة) وحيث 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 بقوى جذب إلى الداخل (مما يقلل من فرصة شغله موقع سطحي) تؤدي إلى تقلص سطح السائل ليشغل أصغر مساحة ممكنة له. وهذا يفسر الشكل الشبه الكروي لقطرات السائل ويكون عندئذ سطحها أصغرياً بالنسبة لحجم معين.

ملاحظة: تكون القطرات على شكل كروي لأن الكرة هي الشكل الهندسي الذي يحقق أصغر نسبة مساحة لحجم في الفراغ.

وبالتالي عدد الجزيئات الموجودة على السطح أقل من جزيئات السائل، ولذلك فإن البعد المتوسط بين الجزيئات على السطح أكبر قليلاً من البعد المتوسط داخل السائل وهذا يؤدي وسطياً إلى وجود قوى تجاذبية بين جزيئات السطح وهذا يفسر وجود التوتر السطحي.

2. التجارب العملية:

1-2. الطريقة الأولى: قياس التوتر السطحي استناداً إلى الخاصية الشعرية

يمكن تحديد التوتر السطحي للسوائل النقية بطريقة الأنبوب الشعري باستخدام علاقة قانون جورين low Jurin:

$$\sigma = \frac{1}{2} h d g r$$

σ - تمثل التوتر السطحي. h - تمثل ارتفاع السائل في الأنبوب الشعري.

g - تسارع الجاذبية الأرضية. d - كثافة السائل. r - نصف قطر الأنبوب الشعري.

سوف نقتصر الدراسة على حالة السوائل التي تبلل الزجاج وهي الحالة الأكثر أهمية من الناحية العلمية. لما كان من الصعب تحديد نصف قطر الأنبوب الشعري r بدقة عالية نلجأ لتحديد التوتر السطحي للسائل المدروس بالنسبة إلى التوتر السطحي لسائل آخر معلوم التوتر السطحي، ولهذا نستخدم الأنبوب الشعري ذاته فيكون لدينا في حالة المادة المعلومة التوتر السطحي:

$$\sigma_1 = \frac{1}{2} h_1 d_1 g r$$

وبالنسبة إلى المادة المجهولة:

$$\sigma_2 = \frac{1}{2} h_2 d_2 g r$$

وبما أن r و g ثابتان يصبح لدينا:

$$\frac{\sigma_1}{\sigma_2} = \frac{h_1 d_1}{h_2 d_2}$$

وبما أن $h_1, d_1, h_2, d_2, \sigma_1$ معلومة يمكن بسهولة حساب σ_2 المجهولة.

المواد الكيميائية والأدوات اللازمة: سوائل بتركيز مختلفة لقياس توترها السطحي، أنابيب شعرية، جفانات بورسلين صغيرة، حامل معدني مع ملقط، مسطرة جيدة التدرج، ورق ميلليميتر.

1-1-2. خطوات العمل:

1. يثبت الأنبوب الشعري النظيف الجاف داخل سداده من الفلين تثبت نفسها على حامل معدني (أو يمسك بملقط معدني جيد).
 2. يغمس طرف الأنبوب الشعري السفلي بالسائل موضوعاً داخل جفنة صغيرة من البورسلين ويقاس ارتفاع السائل داخل الأنبوب بوساطة مسطرة مناسبة أو ورق ميليمتري.
 3. يكرر القياس عدة مرات ويؤخذ متوسط ارتفاع السائل المعلوم داخل الأنبوب الشعري وبذلك تعرف قيمة h_1 .
 4. يجري قياس ثاني بالطريقة نفسها (وباستعمال أنبوب شعري له نفس نصف القطر للأنبوب الشعري السابق) للسائل المجهول وبذلك تحدد قيمة h_2 .
 5. وبعد معرفة كثافة كل من السائل الأول والسائل الثاني والتوتر السطحي للسائل الأول يمكن حساب التوتر السطحي للسائل الثاني المجهول.
- ملاحظات: 1. يجب استعمال قطع من أنبوب شعري منتظم المقطع بحيث يكون المقطع واحداً في كل القياسات.

2. يجب ألا يستعمل الأنبوب الشعري إلا لسائل واحد وذلك لأن الشوائب تؤثر على قيمة التوتر السطحي.

2-2. الطريقة الثانية: قياس التوتر السطحي بمقياس القطرات

عندما تتشكل قطيرة في نهاية أنبوب شعري تكون قوى التوتر السطحي هي الحامل لهذه القطرة. عندما تتساوى قوة ثقل القطرة مع قوة التوتر السطحي تنفصل القطيرة ويكون لدينا عند هذه اللحظة:

$$\text{قوة الثقل نحو الأسفل} = \text{قوة التوتر السطحي نحو الأعلى}$$

هناك طريقتان تجريبتان لحساب قوة التوتر السطحي بمقياس القطرات:

1-2-2. طريقة وزن القطرات Drop-weight Method:

نزن عشرين قطرة من السائل المراد حساب التوتر السطحي له (1) نحسب وزن قطرة واحدة، ننظف القطارة ونعيد التجربة باستخدام الماء (2) بالمقارنة يمكن أن نكتب:

$$m_1 g = 2\pi r \sigma_1$$

$$m_2 g = 2\pi r \sigma_2$$

نسب العبارتين السابقتين فنجد:

$$\frac{\sigma_1}{\sigma_2} = \frac{m_1}{m_2}$$

2-2-2. عد القطرات Drop-number Method:

نملاً القطارة بالسائل الأول حتى العلامة A ونعد القطرات أثناء التفريغ للسائل من A إلى B . نكرر التجربة من أجل السائل المعياري الثاني. نرسم n_1 و n_2 بعدد القطرات التي لها نفس الحجم فيكون لدينا حجم

$$\frac{V}{n_1}$$

القطرة الواحدة:

وبالتالي كتلة القطرة:

$$m_1 = \frac{V}{n_1} \times d_1$$

$$m_2 = \frac{V}{n_2} \times d_2$$

$$\Rightarrow \frac{\sigma_1}{\sigma_2} = \frac{Vd_1/n_1}{Vd_2/n_2} = \frac{n_2 d_1}{n_1 d_2}$$

المواد والأدوات اللازمة: سوائل بتركيز مختلفة لقياس توترها السطحي، سحاحات، ممص مدرج سعة 10 cm عدد 2، ممص مدرج سعة 2 cm^3 عدد 2، ماء مقطر، بالون معايرة سعة 100 cm^3 عدد 1.

3-2-2. خطوات العمل:

1. تغسل السحاحة جيداً بالماء الجاري ثم بالماء المقطور وبعده بالغول فالإيترا حتى تكون نظيفة تماماً.
2. تملأ السحاحة بالماء المقطر.
3. نأخذ بيشرونقوم بتنظيفه جيداً ثم نوزنه وهو فارغ ونسجل الوزن بدقة وليكن m' .
4. نقطر من السحاحة 25 قطرة بحيث يكون بين القطرة والقطرة من 3-5 ثانية ثم نوزن البيشرون الحاوي على 25 قطرة ونسجل الوزن بدقة وليكن m'' .
5. نحضر محاليل مختلفة التركيز من السائل المراد قياس توتره السطحي، ونقيس التوتر السطحي لها بتكرار الإجراءات من 1 إلى 4.

3. النتائج والمناقشة:

1-3. الطريقة الأولى: قياس التوتر السطحي استناداً إلى الخاصية الشعرية:

1. سجل القياسات للسوائل المدروسة التي حصلت عليها في الجدول التالي:

السوائل المدروسة	ارتفاع السائل في الأنبوب الشعري h_i	كثافة السائل d_i
الماء المقطر
.....
.....

2. احسب التوتر السطحي للسوائل المدروسة من خلال العلاقة، وسجل نتائجك في الجدول التالي:

السائل المدروس	الماء المقطر
التوتر السطحي σ

استفد من المعطيات التالية للمقارنة:

المركب	الماء	البزن	التولون	رابع كلور الفحم	الاستون	الميتانول	الغول الايتيلي	الايتر الايتيلي
التوتر السطحي 20°C دينة/سم	72.8	28.9	28.4	26.9	23.7	22.6	22.3	16.9



جامعة
المنارة
MANARA UNIVERSITY

2-3. الطريقة الثانية: قياس التوتر السطحي بمقياس القطرات

1. سجّل نتائج وزن القطرات للتركيز المختلفة للسائل المدروس واملأ الفراغات في الجدول التالي:

رقم المحلول	التركيز (mol/l)	وزن البيشر فارغ m'	وزن البيشر مع 25 قطرة m''	وزن 25 قطرة $m''' = m'' - m'$	وزن قطرة واحدة $m = \frac{m'''}{25}$
الماء المقطر
1
2
3
4
5

2. احسب التوتر السطحي للتركيز المختلفة للسائل المدروس وفقاً لطريقة وزن القطرات من خلال العلاقة، وسجّل نتائجك في الجدول التالي:

المحلول	التركيز (mol/l)	التوتر السطحي σ (dyn/cm)
الماء المقطر
1
2
3
4
5

3. ارسم على ورقة ميليمترية المنحني البياني المعبر عن العلاقة $\sigma = f(C)$.

جامعة
المنارة
MANARA UNIVERSITY

الجلسة الرابعة: حركية التفاعل الكيميائي (1)

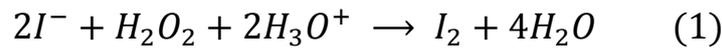
الغاية من التجربة:

➤ دراسة تأثير تركيز المواد المتفاعلة على سرعة التفاعل من خلال دراسة سرعة تفاعل بطيء باستخدام تفاعل سريع آخر وتحديد قيمة ثابت سرعة التفاعل.

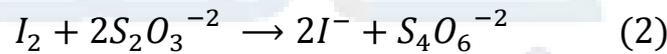
1. تمهيد نظري:

لإتمام أي تفاعل كيميائي لا بد من اصطدام جزيئات المواد المتفاعلة، وعندما يكون الاصطدام فعال فإنه يؤدي إلى حدوث التفاعل. وهذا يفسر لماذا تزيد سرعة التفاعل بزيادة تركيز المواد المتفاعلة، حيث أن الاصطدامات تزداد. ولكن يُلاحظ من الدراسة أن تركيز بعض المواد المتفاعلة فقط هو المؤثر، لماذا؟ يعود السبب في ذلك إلى أن التفاعل الكيميائي يحدث على مراحل أو خطوات مختلفة السرعة، والمحدد لسرعة التفاعل الظاهرية بالطبع هي الخطوة الأبطأ.

تناسب سرعة التفاعل الكيميائية طردياً مع تركيز المواد المتفاعلة وذلك حسب مرتبة التفاعل الجزيئية بالنسبة لكل مادة، وسندرس في هذه التجربة تفاعل أكسدة أيونات اليود بمحلول الماء الأكسجيني الذي يتم وفق المعادلة التالية:



يمكننا أن نحدد الزمن اللازم لتشكيل كمية معينة من اليود I_2 ولتكن n مول بإضافة كميات ثابتة من ثيوسلفات الصوديوم Na_2SO_3 الذي يتفاعل بشكل شبه آني مع اليود الناتج وفق معادلة التفاعل الآتية:



2. التجارب العملية:

المواد الكيميائية والأدوات اللازمة: محلول للماء الأكسجيني 1M، محلول لثيوسلفات الصوديوم 0.1M، محلول النشاء، محلول حمض الكبريت 0.5M، محلول يود البوتاسيوم محضر بتركيزين: 0.5M & 0.1M، إيرلن ماير 200ml، سحاحة 25ml، ممص 1ml، ميقاتية، ورق ميليمتري، مغناطيس تحريك، بيشر غسيلي.

1-2. خطوات العمل:

1. نحضر في بيشر محلول (A) يحوي ما يلي:

a. 5 ml من محلول يود البوتاسيوم 0.1 M

b. 50 ml من حمض الكبريت 0.5 M

c. 1 ml من النشاء

d. 1ml من ثيوسلفات الصوديوم 0.1mol.l-1

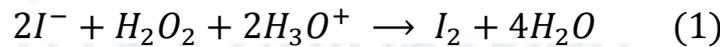
2. في اللحظة $t = 0$ نضيف 1 ml من الماء الأكسجيني.

3. بعد زمن معين نرمزه t_1 يأخذ المحلول اللون الأزرق والذي يميز وجود اليود، نضيف مباشرة بعد ظهور اللون الأزرق 1ml من محلول ثيوسلفات الصوديوم ونحرك مما يؤدي إلى اختفاء اللون الأزرق وبذلك نكون قد استهلكنا كامل كمية اليود المتشكلة وفق التفاعل (1).

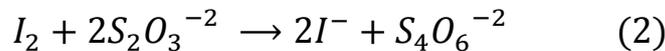
4. يعود ويظهر اللون الأزرق في المحلول في اللحظة t_2 ، فنقوم بإضافة 1ml من ثيوسلفات الصوديوم فيختفي اللون الأزرق ليعود للظهور في اللحظة t_3 وهكذا في كل مرة يظهر فيها اللون الأزرق نضيف مباشرة 1ml من محلول ثيوسلفات الصوديوم لإرجاع كمية اليود المتشكلة ونسجل الزمن (مقدراً بالدقائق) اللازم لتشكيل اللون الأزرق في كل مرة وننظم النتائج في جدول.

3. النتائج المناقشة:

في هذ التجربة لدينا تفاعلين الأول بطيء وهو التفاعل المدروس:



والثاني سريع:



يمثل التفاعل الأول أكسدة أيونات اليود بالماء الأكسجيني ليعطي اليود الحر (لون محلول اليود الحر أصفر قريب للبيتي) والذي يشكل مع مطبوخ النشاء معقد بلون أزرق غامق.
يمثل التفاعل الثاني إرجاع اليود الحر I_2 بأيون $S_2O_3^{2-}$ إلى أيون اليود I^- .

إن التفاعل الثاني سريع جدا فما أن تتشكل جزيئات اليود I_2 الناتجة عن التفاعل الأول حتى تُرجع مباشرة طالما لم تنته كمية الثيوسلفات $S_2O_3^{2-}$ المضافة للمحلول، وعندما يتم استهلاك جميع أيونات الثيوسلفات المضافة يعود اللون الأزرق للظهور من جديد.

إن كمية الثيوسلفات التي نضيفها في كل مرة هي كمية ثابتة، وبذلك نقيس الزمن اللازم لتشكل الكمية نفسها من اليود الحر في كل مرة. وبالتالي فإن كمية اليود الناتجة $n_i(I_2)$ مقدرة بالمول (mole) في كل مرة وفق التفاعل (1) تكون:

$$n_i(I_2) = \dots \dots \dots \text{mol}$$

وبالتالي نستطيع حساب عدد مولات الماء الأكسجيني المتبقية في التفاعل الأول بعد كل إضافة من الثيوسلفات من خلال العلاقة:

$$n(H_2O_2)_{\text{المتبقية}} = n^\circ(H_2O_2)_{\text{الابتدائية}} - \dots \dots \dots$$

وفقا للتفاعل الأول يمكن أن نكتب عبارة سرعة التفاعل على الشكل:

$$v = k[I^-]^n[H_2O_2] \dots \dots \dots (3)$$

وفقا لهذه العلاقة تكون سرعة التفاعل من المرتبة

وبما أن جزيئات اليود سرعان ما ترجع فور تشكلها فيمكننا افتراض تركيزها ثابت أي:

$$v = k'[H_2O_2]$$

وبالتالي فإن التفاعل من المرتبة

ونذكر بأن سرعة التفاعل بالتعريف هي $-\frac{d[H_2O_2]}{dt}$ وبالتالي يكون لدينا:

$$-\frac{d[H_2O_2]}{dt} = k'[H_2O_2]$$

بالتكامل نجد:

$$\ln\left(\frac{[H_2O_2]}{[H_2O_2]^\circ}\right) = k't$$

بفرض ثبات الحجم الكلي للمحلول نجد:

$$\ln\left(\frac{n(H_2O_2)}{n^\circ(H_2O_2)}\right) = k't$$

1. سجّل الأزمنة التي حصلت عليها من العمل التجريبي وفق الخطوتين 3 و 4 في الجدول التالي:

8	7	6	5	4	3	2	1	0	رقم الإضافة i
.....	0	t_i

حيث t_i الزمن اللازم لظهور اللون الأزرق بعد كل إضافة من الثيوسلفات

2. احسب عدد مولات اليود الناتجة وعدد مولات الماء الأكسجيني المتبقية بعد كل إضافة من الثيوسلفات، ثم نظم نتائجك في الجدول التالي:

رقم الإضافة i	t_i	$n_i(I_2) \text{ mol}$	$n(H_2O_2) \text{ المتبقية mol}$	$\ln n(H_2O_2) \text{ المتبقية}$
0	0
1
2
3
4
5
6
7
8

3. ارسم مستخدماً ورقة ميليمترية الخط البياني للوغاريتم عدد مولات H_2O_2 المتبقية بدلالة الزمن وحدد عليه ثابت سرعة التفاعل.

$$k_1 = \dots\dots\dots$$

الجلسة الخامسة: حركية التفاعل الكيميائي (2)

الغاية من التجربة:

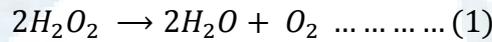
➤ دراسة تأثير الوسيط على سرعة تفاعل تفكك الماء الأكسجيني H_2O_2 ، ومعايرة الماء الأكسجيني
ببرمنغنات البوتاسيوم $KMnO_4$.

1. تمهيد نظري:

الوسيط هو عبارة عن مادة كيميائية تؤثر على سرعة التفاعل الكيميائي وفق ميكانيكية معقدة دون أي تغيير في نواتج هذا التفاعل.

يدعى الوسيط وسيطا مسرعا عندما يزيد من سرعة التفاعل، ويدعى وسيطا مثبطا عندما يخفض من سرعة التفاعل.

وسندرس في هذه التجربة حركية تفكك الماء الأكسجيني الذي يتم وفق المعادلة:



وذلك تحت تأثير الوسيط كلور الحديد ($FeCl_3$) فقط.

2. التجارب العملية:

المواد الكيميائية والأدوات اللازمة: محلول ($FeCl_3$) 0.05 mol. l^{-1} ، محلول (H_2O_2) 1%، وآخر مجهول التركيز، حمض الكبريت (H_2SO_4) 2.5 mol. l^{-1} ، محلول ($KMnO_4$) 0.1 mol. l^{-1} ، سحاحة 50ml، بيشر 600 ml، قارورة غسيل، مغناطيس تحريك (1 كبير + 2 صغير)، إيرلن ماير 250ml، ممص 10ml، سلندر ساعات: 100ml، 25ml، 10ml، ميقاتية.

1-2- التجربة الأولى: معايرة الماء الأكسجيني:

1-1-2. خطوات العمل:

1. تغسل السحاحة بالماء المقطر وبقليل من محلول برمنغنات البوتاسيوم ثم تملأ بمحلول البرمنغنات 0.1 mol. l^{-1} (انتبه إلى ضبط صفر السحاحة).

2. نضع بواسطة السلندر 10 ml من حمض الكبريت 2.5 mol. l^{-1} في إيرلن ماير (سعة 100ml) ثم يضاف بواسطة الممص 10ml من الماء الأكسجيني المجهول التركيز.

3. ابدأ المعايرة، حيث يستدل على نقطة التعادل عند الحصول على لون زهر خفيف والذي يدل على أننا أضفنا كمية قليلة جدا بعد التعادل من البرمنغنات. (تعطي الأيونات MnO_4^- المحلول لونا زهريا أما Mn^{2+} فهي عديمة اللون تقريبا).

4. تعاد المعايرة مرة ثانية وذلك لتحديد نقطة التعادل بشكل دقيق. استنتج من المعايرة السابقة تركيز الماء الأكسجيني.

2-2. التجربة الثانية: دراسة سرعة تفكك الماء الأكسجيني بوجود وسيط:

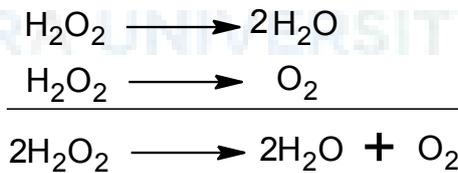
هذه التجربة تحتاج إلى الدقة في زمن إضافة المواد وزمن الانتظار لذلك تأكد قبل البدء من نظافة الزجاجيات التي سوف تستعملها بغسلها بالماء المقطر.

1-2-2. خطوات العمل:

1. ضع في كل إيرلن ماير (سعة 100ml عدد2) 10ml من حمض الكبريت.
2. نخلط في إيرلن ماير (سعة 250ml) 100ml من الماء الأكسجيني 1% ثم 10ml من الماء المقطر و25ml من محلول كلور الحديد ($FeCl_3$)، ونضبط الزمن فور انتهاء آخر إضافة.
3. يؤخذ بعد 5 دقائق 10ml من المزيج السابق بواسطة سلندريووضع في الإيرلن ماير الحاوي على 10ml من حمض الكبريت (يعمل حمض الكبريت كمتبسط لفعل الوسيط فيسمح بوقف التفاعل) وتعاير كمية الماء الأكسجيني المتبقية ببرمنغنات البوتاسيوم على الفور.
4. بعد 10 دقائق تعاد العملية السابقة نفسها باستخدام الإيرلن ماير الثاني الحاوي على 10ml من حمض الكبريت.
5. بعد 15 دقيقة تكرر العملية السابقة نفسها ثم بعد 30 دقيقة، وفي هذه الأثناء يكون المزيج خاضعا للتحريك المستمر.

3. النتائج والمناقشة:

يلعب الماء الأكسجيني دور مذئذب(مؤكسد/ مرجع) فعندما يلعب دور مؤكسد يعطي H_2O وعندما يلعب دور مرجع يعطي O_2



وتعتبر المعادلة الأخيرة عن التفكك الذاتي للماء الأكسجيني.

وهنا نقوم بدراسة تأثير الوسيط على سرعة تفكك الماء الأكسجيني.

إذا علمنا أن سرعة تفكك الماء الأكسجيني في اللحظة t تتناسب طردياً مع تركيزه:

$$v = k[H_2O_2] \quad (a)$$

ويمكن أن نكتب عبارة سرعة التفاعل بالشكل:

$$v = -\frac{d[H_2O_2]}{dt} \quad (b)$$

بمساواة العلاقتين (a) و (b) يكون لدينا المعادلة التفاضلية التالية:

$$-\frac{d[H_2O_2]}{dt} = k[H_2O_2]$$

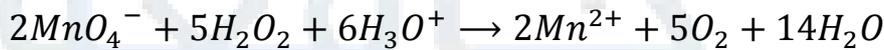
وبمكاملة هذه العلاقة بين اللحظة $t=0$ واللحظة t نحصل على:

$$[H_2O_2]_t = [H_2O_2]_0 \cdot e^{-kt}$$

أو بالشكل اللوغاريتمي النيبري:

$$\ln[H_2O_2]_t = \ln[H_2O_2]_0 - kt$$

يتم تحديد التراكيز المولية للماء الأكسجيني $[H_2O_2]_0$ و $[H_2O_2]_t$ في اللحظات 0 و t بمعايرته بمحلول برمنغنات البوتاسيوم وذلك وفق تفاعل المعايرة الآتي:



حيث يكون لدينا عند نقطة التكافؤ:

$$\frac{[H_2O_2] \cdot V}{5} = \frac{[MnO_4^-] \cdot V_{eq}}{2}$$

حيث $[H_2O_2]$ تركيز الماء الأكسجيني المراد حسابه. V حجم الماء الأكسجيني المستخدم في المعايرة.

$[MnO_4^-]$ تركيز البرمنغنات المستخدم في المعايرة. V_{eq} حجم البرمنغنات المستهلك لمعايرة الماء

الأكسجيني.

1-3. التجربة الأولى: معايرة الماء الأكسجيني مجهول التركيز:

احسب تركيز الماء الأكسجيني المجهول من خلال قانون المعايرة عند نقطة التكافؤ.

$$[H_2O_2]_0 = \dots \dots \dots \text{mol.l}^{-1}$$

2-3. التجربة الثانية: دراسة سرعة تفكك الماء الأكسجيني بوجود الوسيط:

1. بعد معرفة الحجم اللازم من محلول البرمنغنات لمعايرة الماء الأكسجيني المتبقي في العينات المأخوذة بعد 5، 10، 15، 30 دقيقة احسب التركيز المولي للماء الأكسجيني $[H_2O_2]_t$ المتبقي في هذه العينات، وسجل نتائجك في الجدول التالي:

رقم العينة	t_i (min)	V_{eq} (ml)	$[H_2O_2]_t$ (mol.l ⁻¹)	$\ln[H_2O_2]_t$
0	0
1	5
2	10
3	15
4	30

2. ارسم المنحني البياني المعبر عن تغيرات اللوغاريتم النييري ل $\ln[H_2O_2]_t$ بدلالة الزمن (t).

3. حدد بيانيا قيمة ثابت سرعة التفاعل:

$$k = \dots \dots \dots$$

4. استنتج قيمة زمن نصف التفاعل $t_{1/2}$ أي الزمن اللازم لتفاعل نصف كمية $[H_2O_2]_0$ الابتدائية:

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k} = \dots \dots \dots$$

الجلسة السادسة: حركية التفاعل الكيميائي (3)

الغاية من الجلسة:

➤ دراسة سرعة التحلل المائي للأسبرين من خلال مطيافية الأشعة فوق البنفسجية.

1. تمهيد نظري:

Aspirin® هي العلامة التجارية للإستر (حمض أسيتيل الساليسيليك) وهو دواء يعطى بدون وصفة طبية، يستخدم في علاج حالات الألم والالتهابات والحمى. تعتمد كفاءة أي دواء على استقراره الكيميائي، ويمكن أن يكون التحلل المائي للدواء سبباً رئيسياً لعدم استقرار المحاليل الدوائية. يخضع الأسبرين لتحلل مائي بطيء ليعطي حمض 2-هيدروكسي بنزويك (حمض الساليسيليك) وحمض الايتانويك، وفقاً للمعادلة التالية: سرعة حدوث هذا التفاعل مهمة لسببين أولاً من حيث سرعة تحلله داخل الجسم وثانياً إذا تم تخزينه في بيئة رطبة.

2. التجارب العملية:

المواد والأدوات اللازمة: سيكتروفوتومتر، كوفيتات لجهاز السيكرومتر، ماصات مدرجة 1ml و 5ml ، إيرلنماير سعة 200ml ، محلول نترات الحديد الثلاثي 0.025M ، محلول بفر $\text{pH} = 7.5$ ، ميزان حرارة، محرك مغناطيسي، مسحوق أسبرين.

1-2. خطوات العمل:

1. قم بقياس 100ml من المحلول الموقى باستخدام سلندر وضعها في إيرلنماير سعة 200ml ، ثم ضع الإيرلنماير على سخانه كهربائية مزودة بمحرك مغناطيسي وارفح درجة الحرارة إلى 70°C .
2. قم بوزن 0.10g من مسحوق الأسبرين، ثم أضفها إلى المحلول الموقى وحرك المزيج بلطف باستخدام المحرك المغناطيسي حتى تذوب كامل كمية الأسبرين المضافة (يجب ألا تجرى أي عملية قياس حتى تذوب المادة الصلبة بالكامل).

3. خذ $4ml$ من كاشف نترات الحديد الثلاثي وضعها في كوفيت، وأضف لها $1ml$ من المحلول الموتي وحرك المزيج ثم ضع الكوفيت في الخلية الأولى لجهاز المطيافية والذي سيستخدم كمحلول شاهد للقياس (أي قم بتصفير الجهاز عليه).

4. خذ $4ml$ من كاشف نترات الحديد الثلاثي وضعها في كوفيت آخر، وأضف لها $1ml$ من مزيج التفاعل (الموجود في الإيرلنماير)، وامزجه جيدا ثم قم بوضع الكوفيت في الخلية الثانية لمقياس المطيافية وقم بقياس الامتصاصية للمزيج عند $\lambda_{max} = 530nm$ ، وتمثل هذه القراءة الامتصاصية عند الزمن 0 على الرغم من حدوث بعض التحلل ولكن يمكن اهماله. (تعتمد قيمة الامتصاصية على شدة اللون وبالتالي تعتمد على تركيز حمض 2-هيدروكسي البنزويك الناتج).

5. كرر الخطوة 4 كل 5 دقائق لمدة ساعة، وسجل نتائج قيم الامتصاصية في جدول النتائج.

3. النتائج والمناقشة:

يشكل حمض حمض الساليسيليك مع أيونات الحديد الثلاثية معقد بلون بنفسجي مزرق، وبالتالي يمكن تحديد كمية حمض الساليسيليك الناتج في التحلل المائي للأسبرين من شدة لون المعقد الناتج مع أيونات الحديد الثلاثية.

معادلة التفاعل للتحلل المائي للأسبرين معقدة، ولكن عند درجة الحموضة المعطاة في محلول مائي مخفف، تنخفض المعادلة إلى معادلة من الرتبة الأولى:

$$rate = k[A]$$

حيث: $[A]$ - تركيز الاسبرين k - ثابت سرعة التفاعل (تعتمد قيمته على درجة الحرارة ودرجة pH)

1. سجل نتائج قيم الامتصاصية التي حصلت عليها في أزمنة مختلفة في الجدول التالي:

75	60	45	30	15	0	t_{min}
.....	A

2. حساب تركيز الاسبرين المتبقي:

a. تعطي علاقة بيير لامبرت العلاقة بين التركيز والامتصاصية وبالتالي يمكن حساب تركيز حمض

الساليسيليك الناتج باستخدام هذه العلاقة:

$$A = \epsilon lC$$

حيث:

ϵ : ثابت الامتصاصية لحمض الساليسيليك. l : المسافة التي يقطعها الضوء (الكوفيت).

C : تركيز حمض الساليسيليك.

b. يحسب تركيز الاسبرين المتبقي من خلال العلاقة:

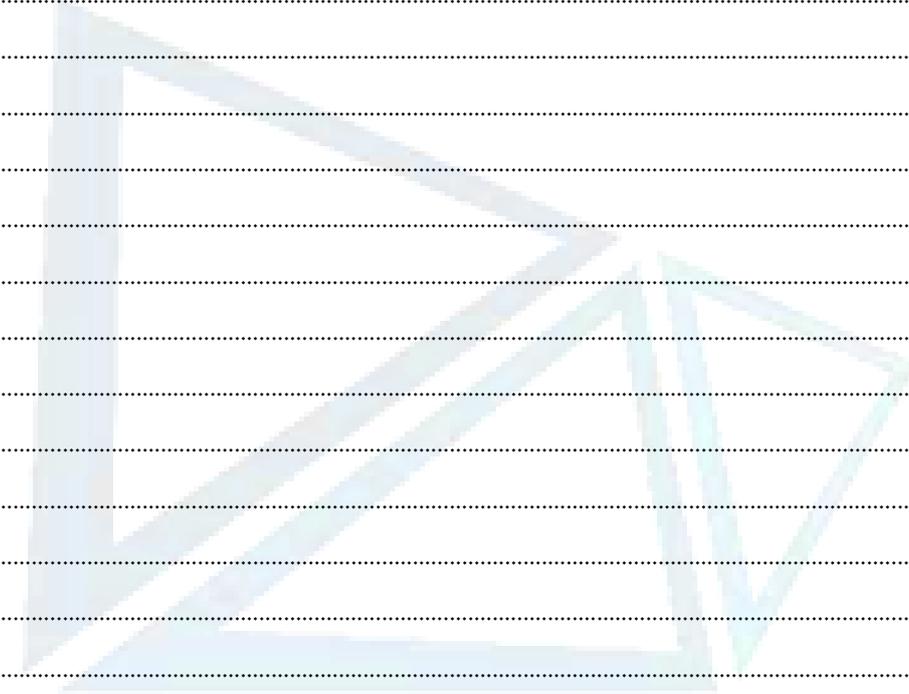
$$[Aspirin]_{\text{متبقي}} = [Aspirin]_{\text{ابتدائي}} - [2 - \text{Hydroxy benzoic acid}]_{\text{نتج}}$$

بعد الحسابات نظم نتائجك في الجدول التالي:

Time	A	[2 - Hydroxy benzoic acid] ناتج	[Aspirin] متبقي
0
15
30
45
60
75
90
105
120

3. ارسم بيانياً العلاقة بين لوغاريتم تركيز الاسبرين $\log[A]$ والزمن t . وحدد على الرسم البياني ثابت سرعة التفاعل.

4. احسب عمر النصف للتحلل المائي للاسبرين.



جَامِعَة
الْمَنَارَة
MANARA UNIVERSITY

الجلسة السابعة: الترموديناميك الكيميائي (1)

الغاية من الجلسة:

➤ التعرف على المسعر ومبدأ عمله وتحديد السعة الحرارية لمسعر.

1 تمهيد نظري:

1-1 الترموديناميك الكيميائي أو علم الحركة الكيميائي (Chemical thermodynamics):

هو أحد فروع علم الحركة الحرارية (الترموديناميكا) التي تهتم بدراسة الحركة الحرارية في الأجسام والأنظمة. وتعلق الترموديناميكا الكيميائية بدراسة علاقة الحرارة والعمل بالتفاعلات الكيميائية.

ما الفرق بين مفهوم الحرارة ودرجة الحرارة؟

مفهوم الحرارة Q : هي الطاقة المنتقلة بين أجسام تختلف في درجة حرارتها، حيث تنتقل الطاقة من الجسم الدافئ إلى الجسم البارد.

مفهوم درجة الحرارة T : هي الكمية الفيزيائية التي يمكن من خلالها تحديد مدى سخونة جسم أو برودته عند مقارنته بمقياس معياري.

مثال: الاناء الذي يحوي 2L من الماء المغلي فيه كمية من الطاقة الحرارية تساوي ضعف تلك الموجودة في إناء يحوي 1L من الماء المغلي ولكن درجة حرارتهما تكون متساوية.

الحرارة النوعية: تتناسب كمية الحرارة التي يفقدها الجسم أو يكتسبها طردا مع كتلة العينة m ومقدار التغير في درجة الحرارة ΔT والحرارة النوعية C .

تعرف الحرارة النوعية بأنها كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة وحدة الكتلة من مادة ما درجة سيلزيوس واحدة، ويطلق عليها أيضا الحرارة الكتلية لارتباطها بالكتلة، ويرمز لها بالرمز (C) ووحدتها في النظام الدولي $J.Kg^{-1}K^{-1}$

مثال: عند تسخين كتلتين متساويتين لمادتين مختلفتين مثلا مكعب من الزجاج ومكعب من الحديد، بالشروط ذاتها، يكتسب كلاهما كمية الحرارة نفسها ونلاحظ أن درجة حرارة المكعبان ستكون غير متساوية، يمكن أن نفسر ذلك باختلاف الحرارة النوعية لكلا المادتين.

يمكن تحديد كمية الحرارة Q التي يكتسبها أو يفقدها الجسم خلال عمليات التسخين أو التبريد أو عملية تغير حالة المادة أو عملية التبادل الحراري باستخدام قانون انحفاظ الطاقة:

كمية الحرارة التي تفقدها الجملة = كمية الحرارة المكتسبة من قبل الوسط الخارجي

ويعطى قانون كمية الحرارة بالعلاقة:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T$$

m - كتلة الجملة وتقدر بـ kg

Q - كمية الحرارة وتقدر بـ J

ΔT - التغير في درجة حرارة الجملة K C - الحرارة النوعية وتقدر بـ $J \cdot kg^{-1} K^{-1}$

السعة الحرارية: نعرف السعة الحرارية C بأنها كمية الطاقة الحرارية التي يجب تزويد جملة ما كتلتها m بها لرفع درجة حرارتها درجة مئوية واحدة.

ونعرف الحرارة (كالوري) (Cal) بأنها كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة $1g$ من الماء درجة سيليزيوس واحدة.

$$1 \text{ cal} = 4.184 \text{ j}$$

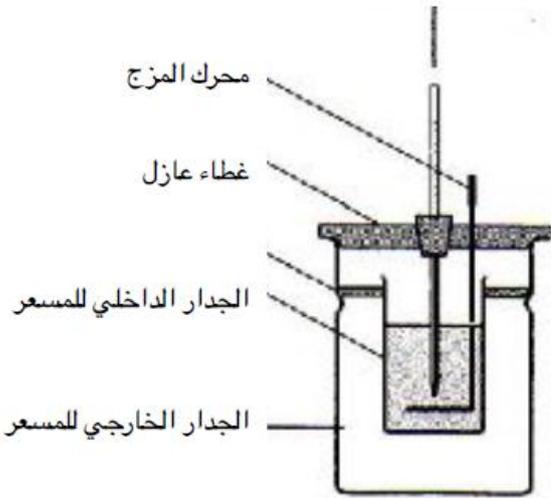
2-1 المسعر Calorimeter

مقياس درجة الحرارة

تقاس كمية الحرارة باستعمال المسعر الذي يتألف من وعاء زجاجي مضاعف الجدران، حيث يؤمن الفراغ المخلى من الهواء بين جدرانها عزلا جيدا للجملة المدروسة، تطلّى جدرانها بالفضة لتخفيف الفقد الحراري بالاشعاع أيضا.

يجهز المسعر بغطاء من الخشب أو البلاستيك يحتوي على ثقب لإدخال الميزان الحرارة وثقب آخر لإدخال مخلط لتحريك محتوياته باستمرار لإسراع تجانس درجة حرارة مواد الجملة، يصنع المخلط من مواد ذات ناقلية حرارية ضعيفة مثل الزجاج أو البلاستيك.

يستهلك قسم من الحرارة المنتشرة من تحول يجري ضمن المسعر في تسخين جدران المسعر نفسه ويجب أخذ هذه الحرارة بعين الاعتبار.



تعرف السعة الحرارية للمسعر بأنها كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة المسعر نفسه درجة مئوية واحدة.

يجب عند استخدام المساعِر إيجاد السعة الحرارية لذلك الجزء من المسعر الذي سيكون على تماس فعلي مع الجملة المدروسة.

2. التجارب العملية:

المواد الكيميائية والأدوات اللازمة: مسعر أو بيشر معزول مزود بغطاء مع خلاط، ميزان حرارة مدرج 0.1 درجة مئوية، أسطوانة مدرجة سعة (100 ml)، زجاجة ساعة، ماء مقطر، أنبوب مدرج، بيشر سعة (250 ml)، ميقاتية.

1-2. الطريقة الأولى:

1-1-2. خطوات العمل:

1. استخدم مسعراً نظيفاً وجافاً مجهزاً بغطاء وخلاط.
2. ضع في المسعر 50g من الماء المقطر ثم أغلق المسعر وحرك بلطف.
3. سجل درجة حرارة الماء بعد أن تصل درجة حرارته إلى درجة حرارة الغرفة (تصبح درجة حرارة الماء ثابتة مع الزمن).
4. ضع 50g من الماء المقطر في بيشر وغطه بزجاجة ساعة وسخنه، أوقف التسخين عندما تصبح درجة حرارة الماء أعلى من درجة حرارة الغرفة بحوالي 15 درجة سلتزيوس، حرك الماء الساخن بلطف وسجل درجة حرارته كل حوالي نصف دقيقة لمدة 5 دقائق، صب بسرعة محتويات البيشر في المسعر مع ملاحظة الزمن عند اللحظة التي تكون قد أفرغت عندها نصف كمية الماء الساخن إلى المسعر، اعتبر هذه اللحظة هي لحظة المزج.
5. حرك المسعر بلطف وسجل درجة حرارته كل نصف دقيقة لمدة خمس دقائق وسجل القراءات في جدول منظم.

2-2. الطريقة الثانية:

1-2-2. خطوات العمل:

1. قم بوزن المسعر الفارغ وليكن وزنه W_1 .
2. ضع في المسعر الفارغ 50 ml من الماء المقطر الساخن عند الدرجة 60°C ، وقس درجة حرارة المسعر بأكبر سرعة ممكنة بعد سكب الماء فيه ولتكن درجة الحرارة T_1 .
3. بعد ثبات درجة الحرارة (انتظر لمدة دقيقتين) قس درجة الحرارة ولتكن T_2 .
4. قم بوزن المسعر مع الماء وسجل الوزن بدقة وليكن W_2 .

3. النتائج والمناقشة:

1-3. الطريقة الأولى:

1. سجل قراءات درجة الحرارة التي حصلت عليها في الجدول التالي:

قراءات درجة الحرارة									t (min)
T المزيج			T الماء الساخن			T الماء البارد			
رقم التجربة			رقم التجربة			رقم التجربة			
3	2	1	3	2	1	3	2	1	
.....	0
.....	0.5
.....	1
.....	1.5
.....	2
.....	2.5
.....	3
.....	3.5
.....	4
.....	4.5
.....	5

بفرض أن C السعة الحرارية للمسعر مقاسة بوحدة cal/deg ، ولتكن T_h و T_c درجة حرارة الماء البارد والساخن على الترتيب مقدرة بدرجة سلسيوس و T_m درجة حرارة المزيج. استناداً إلى قانون انحفاظ الطاقة نكتب:

$$50(T_m - T_c) + C(T_m - T_c) = 50(T_h - T_m)$$

وباعتبار أن كتلة الماء الساخن = كتلة الماء البارد = 50g، والسعة الحرارية النوعية للماء = $1 cal/deg.g$ ومنه نجد السعة الحرارية للمسعر تساوي:

$$C = \left[\frac{50(T_h - T_m)}{T_m - T_c} - 50 \right] cal/deg$$

2. ارسم باستخدام ورقة ميليمترية الخط البياني المبرع عن كل من درجة حرارة الماء الساخن والبارد والمزيج، واستنتج منه درجة حرارة الماء الساخن والبارد والمزيج لحظة المزج:

$$T_c = \dots\dots\dots, T_h = \dots\dots\dots, T_m = \dots\dots\dots$$

3. احسب السعة الحرارية مقدرةً بـ cal/deg بتكرار التجربة ثلاث مرات واحصل على السعة الحرارية من متوسط النتائج، وسجل نتائجك في الجدول التالي:

رقم التجربة	1	2	3	المتوسط
السعة الحرارية للمسر

2-3. الطريقة الثانية:

1. يمكن حساب وزن الماء المقطر W_3 من حساب الفرق في الوزن بين وزن المسعر فراغ ووزنه مع الماء، أي:
 $W_3 = W_2 - W_1$

2. نظم النتائج التي حصلت عليها في الجدول التالي:

التجربة	W_1	W_2	W_3	$T_1(K)$	$T_2(K)$	$\Delta T = T_1 - T_2$
1
2
3

إن كمية الحرارة التي يكتسبها المسعر هي كمية الحرارة التي يفقدها الماء الساخن ويمكن حسابها من خلال العلاقة:
 $Q = W_3 C_{water} \Delta T$

وبالتالي يمكن حساب السعة الحرارية للمسر من خلال العلاقة:

$$C_c = \frac{Q}{\Delta T}$$

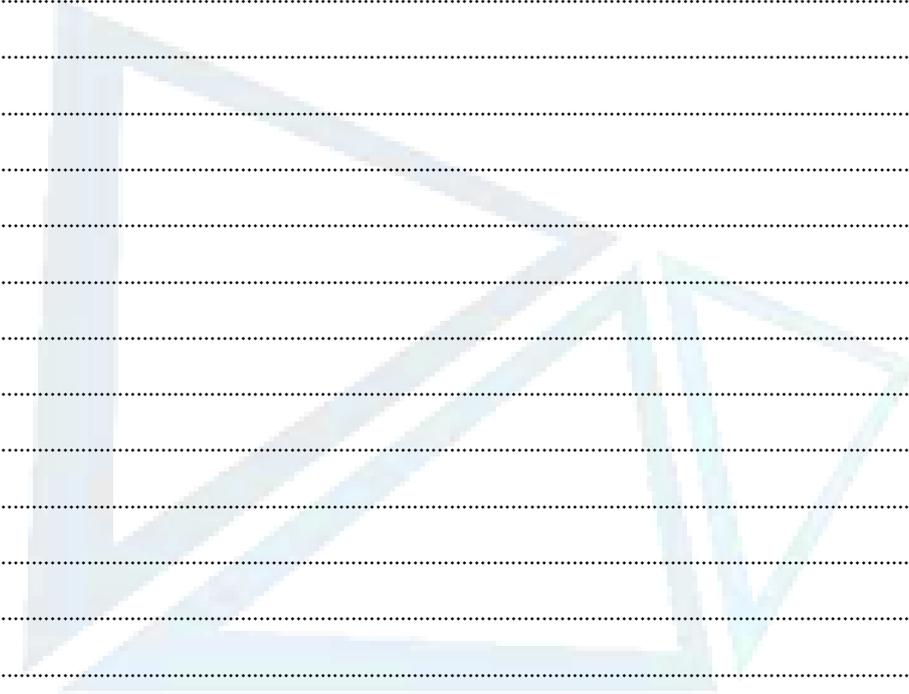
3. بعد تكرار التجربة ثلاث مرات احسب وسطي السعة الحرارية وسجل نتائجك في الجدول التالي:

رقم التجربة	1	2	3	المتوسط
السعة الحرارية للمسر



جَامِعَة
الْمَنَارَة
MANARA UNIVERSITY

أضف ملاحظتك



جَامِعَة
الْمَنَارَة
MANARA UNIVERSITY

الجلسة الثامنة: الترموديناميك الكيميائي (2)

الغاية من الجلسة:

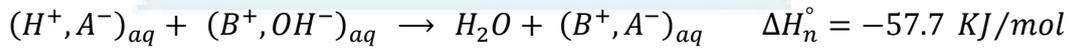
➤ قياس حرارة التعديل

1. تمهيد نظري:

تسمى الحرارة التي ترافق تفاعلات حمض-أساس بـ حرارة التعديل والتي تعرف بأنها الحرارة المنتشرة عند تعديل مول واحد من حمض قوي ممدد مع مول واحد من أساس قوي ممدد ويرمز لها ΔH_n .

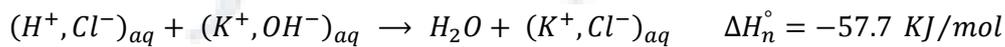
وعندما يحدث هذا التفاعل في الشروط القياسية (ضغط 1atm ودرجة حرارة 298.18 k) نحصل على حرارة التعديل القياسية ΔH_n° .

وجد العالم هس (1840) أن حرارة تعديل جميع الحموض القوية مع الأسس القوية ثابتة وتساوي في الشروط القياسية -57.27 KJ/mol أو -13.7 Kcal/mol ، ويمكن تفسير هذه النتيجة استناداً إلى النظرية الأيونية كما يلي: "يكون تأين الحموض القوية والأسس القوية كاملاً في محاليلها المائية الممددة حسب نظرية أرينوس ولذلك يمكن تمثيل تفاعل تعديل حمض قوي HA مع أساس قوي BOH بالشكل:

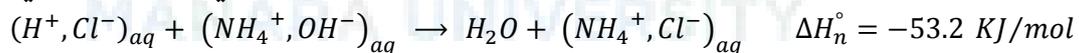


وبما أن هذه العملية الأيونية تجري في جميع تفاعلات التعديل التي تتم بين الحموض القوية والأسس القوية فتكون حرارة التعديل ثابتة."

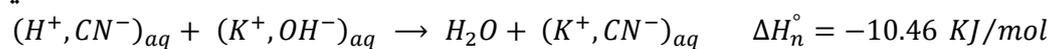
يلاحظ أن حرارة التعديل في تعديل الأسس الضعيفة أو الحموض الضعيفة أصغر من حرارة تعديل الحموض والأسس القوية مع بعضها وذلك لأن تفاعل التعديل ليس التفاعل الوحيد الذي يجري في هذه الحالات. إذ يتم إلى جانب تشكيل الماء تفاعل تأين الحمض أو الأساس الضعيف ويستهلك جزءاً من الحرارة ولذلك يمثل الفرق بين حرارة التعديل في هذه الحالات والقيمة 13.7 Kcal الحرارة المستهلكة في تأين الحمض الضعيف أو الأساس الضعيف. وتشكل هذه الملاحظة أساس الطرق التجريبية المستخدمة في تحديد حرارة تأين الحموض والأسس الضعيفة.



أساس قوي حمض قوي



أساس ضعيف حمض قوي

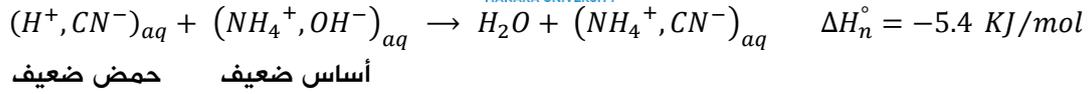


أساس قوي حمض ضعيف



جامعة
المنارة

MANARA UNIVERSITY



2. التجارب العملية:

المواد الكيميائية والأدوات اللازمة: مسعر بسعة 500 ml، أو بيشر معزول مزود بغطاء مع خلاط، ميزان حرارة مدرج 0.1 درجة مئوية، هيدروكسيد الصوديوم 1 mol.l^{-1} ، حمض كلور الماء 1 mol.l^{-1} ، حمض الخل 1 mol.l^{-1} ، هيدروكسيد الأمونيوم 1 mol.l^{-1} ، مشعر مناسب (الفيينول فتالين)، أسطوانة مدرجة سعة 100 ml، زجاجة ساعة، ماء مقطر، أنبوب مدرج، بيشر سعة 250 ml، ميقاتية.

1-2. خطوات العمل:

1-1-2. التجربة الأولى:

1. ضع 25 ml من محلول هيدروكسيد الصوديوم 1 mol.l^{-1} في المسعر وأغلق المسعر، وثبت ميزان الحرارة وحرك بلطف وسجل درجة حرارة المحلول كل نصف دقيقة لمدة خمس دقائق.

2. ضع 25 ml من حمض كلور الماء 1 mol.l^{-1} في بيشر وسجل درجة حرارة المحلول كل نصف دقيقة لمدة خمس دقائق أيضاً.

3. صب محلول الحمض إلى المسعر بسرعة مع تجنب ضياع السوائل خارج المسعر واعتبر أن لحظة المزج هي اللحظة التي يتم عندها تفرغ نصف كمية الحمض إلى الأساس وسجل أيضاً لحظة المزج.

4. أغلق المسعر وحرك بلطف وسجل درجة الحرارة كل نصف دقيقة لمدة 5 دقائق. أضف قطرة من مشعر فيينول فتالين إلى المزيج بعد انتهاء التفاعل وذلك للتأكد بأن كامل كمية الحمض قد تم تعديلها وذلك من خلال تحول لون المزيج إلى اللون الزهري وهو دلالة على أن الوسط لم يعد حمضياً.

2-1-2. التجربة الثانية: تحديد حرارة تعديل حمض ضعيف مع أساس قوي

نكرر نفس الخطوات في التجربة السابقة من أجل حمض الخل مع هيدروكسيد الصوديوم.

3-1-2. التجربة الثالثة: طريقة ثانية لتحديد حرارة تعديل حمض قوي مع أساس قوي

1. خذ بواسطة أسطوانة مدرجة 25 ml من حمض كلور الماء (1 M)، وقس درجة حرارة هذا المحلول في الأسطوانة بواسطة ميزان حرارة.

2. صب الحمض في مسعر زجاجي.

3. اغسل الأسطوانة بالماء جيداً، وخذ بها 25 ml من هيدروكسيد الصوديوم (1 M)، وقس درجة الحرارة الابتدائية لهيدروكسيد الصوديوم.

4. تحسب درجة الحرارة الابتدائية للمحلولين من متوسط الدرجتين المقاستين.

5. أضف كمية هيدروكسيد الصوديوم إلى المسعر الزجاجي بحذر، وحرك المحلول بشكل هادئ ومستمر.

6. يحرك المحلول بشكل جيد وهادئ ومستمر حتى تتوقف درجة الحرارة عن الارتفاع وتقرأ الدرجة النهائية للمزيج.

3. النتائج والمناقشة:

1-3. التجربة الأولى:

1. سجل قراءات درجة الحرارة التي حصلت عليها في الجدول التالي:

قراءات درجة الحرارة									t (min)
T المزيج			T محلول الحمض			T محلول الأساس			
رقم التجربة			رقم التجربة			رقم التجربة			
3	2	1	3	2	1	3	2	1	
.....	0
.....	0.5
.....	1
.....	1.5
.....	2
.....	2.5
.....	3
.....	3.5
.....	4
.....	4.5
.....	5

2. ارسم على ورقة ميليمترية الخط البياني لتغير درجة حرارة الحمض والأساس والمزيج مع الزمن، وحدد من خلاله درجة حرارة الحمض والأساس والمزيج:

$$T_{\text{حمض}} = \dots\dots\dots, T_{\text{أساس}} = \dots\dots\dots, T_{\text{مزوج}} = \dots\dots\dots$$

بفرض T_1 درجة حرارة الأساس، و T_2 درجة حرارة الحمض عند لحظة المزج، تُحسب درجة حرارة المحلولين قبل المزج حسب العلاقة:

$$\frac{T_1 + T_2}{2}$$

وذلك لأننا نمزج حجمين متساويين منهما.

3. احسب الحرارة المنتشرة من التفاعل بوحدة $kcal$ وبوحدة kJ ($1 cal = 4.184 j$). مستخدماً العلاقة التالية:

$$Q = (C + 50) \left[T - \frac{T_1 + T_2}{2} \right]$$

حيث C تمثل السعة الحرارية للمسعر مقاسة بوحدة cal/deg (بفرض أنها تساوي $20 cal/deg$) وبافتراض أن السعة الحرارية النوعية لنواتج التفاعل مساوية للسعة الحرارية النوعية للماء .
وبتكرار التجربة ثلاث مرات احصل على الحرارة المنتشرة من متوسط النتائج وسجل نتائجك في الجدول التالي:

رقم التجربة	1	2	3	المتوسط
الحرارة المنتشرة

2-3. التجربة الثانية: تحديد حرارة تعديل حمض ضعيف مع أساس قوي

1. سجل قراءات درجة الحرارة التي حصلت عليها في الجدول التالي:

قراءات درجة الحرارة									t (min)
T المزج			T محلول الحمض			T محلول الأساس			
رقم التجربة			رقم التجربة			رقم التجربة			
3	2	1	3	2	1	3	2	1	
.....	0
.....	0.5
.....	1
.....	1.5
.....	2
.....	2.5

.....	3
.....	3.5
.....	4
.....	4.5
.....	5

2. ارسم على ورقة ميليمترية الخط البياني لتغير درجة حرارة الحمض والأساس والمزيج مع الزمن، وحدد من خلاله درجة حرارة الحمض والأساس والمزيج:

$$T_{\text{حمض}} = \dots\dots\dots, T_{\text{أساس}} = \dots\dots\dots, T_{\text{مزيج}} = \dots\dots\dots$$

3. احسب الحرارة المنتشرة من التفاعل بوحدة $kcal$ وبوحدة kJ ، بتكرار التجربة ثلاث مرات واحصل الحرارة المنتشرة الوسطية، وسجل نتائجك في الجدول التالي:

رقم التجربة	1	2	3	المتوسط
الحرارة المنتشرة

3-3. التجربة الثالثة: طريقة ثانية لتحديد حرارة تعديل حمض قوي مع أساس قوي

تحسب حرارة التفاعل لكل من التجارب السابقة من العلاقة:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T$$

حيث أن: Q : كمية حرارة التفاعل.

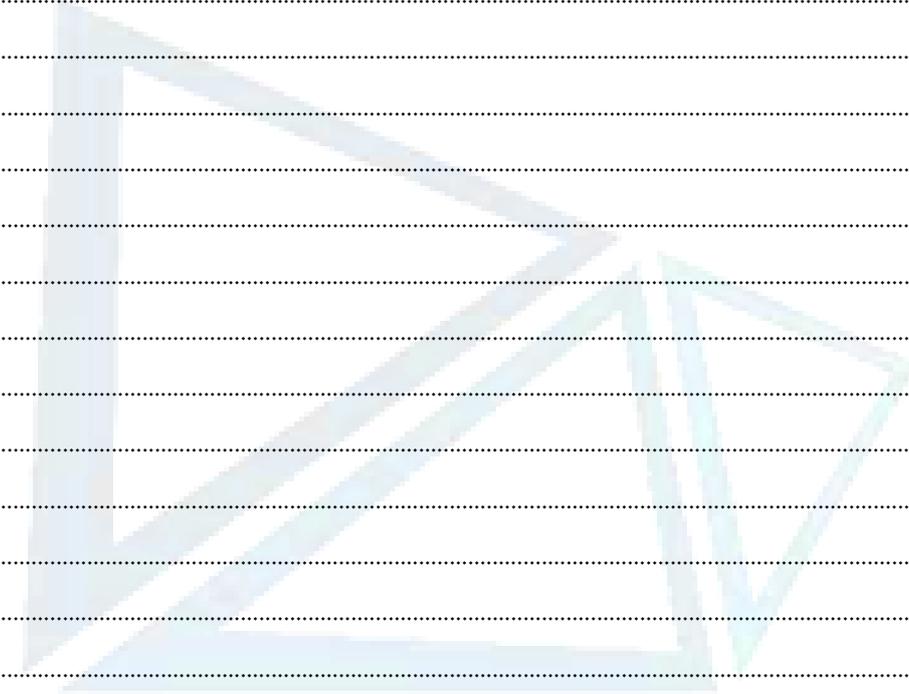
m : كتلة المحلول (كتلة المواد المتفاعلة حمض + أساس وهي 50g)

c : الحرارة النوعية وتعتبر مساوية إلى الواحد ($1 \text{ cal/g} \cdot ^\circ\text{C}$)

ΔT : الفرق بين درجة الحرارة النهائية والابتدائية في كل تجربة.

1. رتب نتائجك في الجدول التالي:

نوع التجربة	T الحمض الابتدائية	T الأساس الابتدائية	درجة حرارة التفاعل	درجة حرارة التفاعل النهائية	درجة الحرارة أثناء التفاعل
حمض قوي + أساس قوي



جَامِعَة
الْمَنَارَة
MANARA UNIVERSITY

الجلسة التاسعة: الترموديناميك الكيميائي (3)

الغاية من الجلسة:

➤ تعيين حرارة الذوبانية لبعض الأملاح

1. تمهيد نظري:

حرارة الذوبانية هي كمية الحرارة المنتشرة أو الممتصة عند ذوبان جزئ غرامي من مادة في الماء لتكوين محلول ممدد جدا. ومن المعروف أن ذوبانية بعض المواد في الماء هي عملية ناشرة للحرارة وبعضها الآخر ماصة للحرارة. ومن المواد الماصة للحرارة أثناء الذوبان (KNO_3, NH_4Cl) ، ومن المواد الناشرة للحرارة $(NaOH, KOH, Na_2SO_4)$.

وفي حالة الأملاح فإن التغير في الحرارة عند الذوبان يكون محصلة عمليتين هما:

a. تحطيم الشبكة البلورية

b. إماهة الأيونات.

2. التجارب العملية

المواد الكيميائية والأدوات اللازمة: مسعر حراري (أو كوب بلاستيكي)، ميزان درجات حرارة، أملاح $(Na_2SO_4, NH_4Cl, KNO_3)$ ، ماء مقطر، ميزان حساس.

1-2. الطريقة الأولى:

1-1-2. خطوات العمل:

1. قم بوزن المسعر مع ميزان الحرارة وليكن W_1 .
2. ضع 100ml من الماء المقطر في المسعر وسجل درجة الحرارة بعد ثباتها.
3. أضف إلى المسعر 2.5g من الملح المطلوب دراسة حرارة ذوبانيته (KNO_3 أو NH_4Cl أو Na_2SO_4) مع التحريك السريع وسجل درجة الحرارة لمدة 10 دقائق (كل نصف دقيقة).
4. قم بوزن المسعر وميزان الحرارة وبه محلول الملح وليكن الوزن هو W_2 .
5. قم بالحسابات اللازمة المطلوبة في فقرة النتائج والمناقشة وسجلها.

2-2. الطريقة الثانية:

1-2-2. خطوات العمل:

1. قم بوزن المسعر فارغاً مع ميزان الحرارة وليكن m_1 .
2. ضع $100ml$ من الماء المقطر في المسعر وسجل درجة الحرارة بعد ثباتها (T_1).
3. قم بوزن المسعر مع ميزان الحرارة والماء المقطر، وليكن m_2 .
4. أضف إلى المسعر $2.5g$ من الملح المطلوب دراسة حرارة ذوبانيته (KNO_3 أو NH_4Cl أو Na_2SO_4) مع التحريك السريع وسجل درجة الحرارة العظمى للمحلول (T_2).
5. كرر التجربة 3 مرات.
6. قم بالحسابات اللازمة المطلوبة في فقرة النتائج والمناقشة وسجلها.

3. النتائج والمناقشة:

1-3. الطريقة الأولى:

1. سجل قراءات درجة الحرارة التي حصلت عليها في الجدول التالي:

قراءات درجة الحرارة		$t_{(min)}$
T_2 محلول ملح	T_1 ماء مقطر	
.....	0
.....	0.5
.....	1
.....	1.5
.....	2
.....	2.5
.....	3
.....	3.5
.....	4
.....	4.5
.....	5

2. ارسم على ورقة ميليمترية الخط البياني لتغير درجة حرارة الماء المقطر ومحلل الملح مع الزمن، وحدد من خلاله درجة حرارة الماء المقطر والمحلل.

$$T_1 = \dots\dots\dots, T_2 = \dots\dots\dots$$

3. احسب الحرارة المنتشرة من التفاعل بوحدة $kJ.mol^{-1}$ وبوحدة $1 cal = kcal.mol^{-1}$ ($4.184 j$)، مستخدماً العلاقة التالية:

$$Q = (C_{cal} \times W_{cal} + C_{sol} \times W_{sol})\Delta T$$

حيث:

C_{cal} : الحرارة النوعية للمسعر. ←

W_{cal} : وزن المسعر فارغ ←

C_{sol} : وتساوي $1 cal.g^{-1}.k^{-1}$ ، على افتراض أن السعة الحرارية النوعية للمحلل مساوية للسعة الحرارية للماء. ←

W_{sol} : وزن المحلول ويساوي $W_2 - W_1$ ←

ΔT هي الفرق بين درجة الحرارة قبل وبعد الذوبان ($T_2 - T_1$) ونحصل عليها من الرسم البياني بين الزمن ودرجة الحرارة عند الخلط.

4. احسب حرارة الذوبانية ΔH من خلال العلاقة:

$$\Delta H = \frac{Q}{W_{(salt)}} \times M_{(salt)} \quad cal/mol$$

حيث: $W_{(salt)}$ ، $M_{(salt)}$ وزن الملح ووزنه الجزيئي.

5. ثبت نتائج الحسابات السابقة في الجدول التالي:

الواحدة	الحرارة المنتشرة Q	حرارة الانحلال ΔH
$kcal.mol^{-1}$
$kJ.mol^{-1}$

2-3. الطريقة الثانية:

1. رتب نتائج الاجراء العملي في الجدول التالي:

رقم التجربة	T_1	T_2	ΔT	m_1	m_2	m
1
2
3

2. احسب الحرارة المنتشرة ذوبانية من العلاقة التالية، وثبت نتائجك في الجدول بالأسفل:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T$$

حيث أن:

← Q : كمية الحرارة المنتشرة.

← m : كتلة الماء (وهي تمثل $m_2 - m_1$)

← c : الحرارة النوعية للماء وتساوي ($1 \text{ cal/g} \cdot ^\circ\text{C}$)

← ΔT : الفرق بين درجة الحرارة الأعظمية للمحلول والابتدائية للماء المقطر ($\Delta T = T_2 - T_1$).

3. احسب حرارة الانحلال لكل تجربة وثبت النتائج في الجدول التالي:

رقم التجربة	kcal. mol^{-1}		kJ. mol^{-1}	
	Q	ΔH	Q	ΔH
1
2
3
متوسط

الجلسة العاشرة: الفعالية السطحية (1)

الغاية من الجلسة:

➤ دراسة تشكل الميسيلات في محاليل المواد الفعالة سطحياً من خلال تحديد التركيز الحرج لتشكيل الميسيلات (CMC) للمواد الفعالة سطحياً.

1. تمهيد نظري:

تعد المواد الفعالة سطحياً (SAM) أكثر المواد استخداماً وتوافراً في مجالات كيميائية وبيولوجية، حيث تعتبر المكوّن الرئيسي لمواد التنظيف، كما أنها تستعمل بشكل كبير في الصناعات الصيدلانية. وتكون بنية المادة الفعالة سطحياً مكوناً من رأساً قطبياً هيدروفيلياً (زمرة وظيفية محبة للماء) وذيلاً لاقطبياً هيدروفوبياً (سلسلة ألكيلية طويلة كارهة للماء).

وتصنف هذه المواد إلى: مواد فعالة أنيونية أو كاتيونية أو غير أيونية أو مذذبة.

ويمكن تعريف المادة الفعالة سطحياً على أنها المادة القادرة على تخفيض التوتر السطحي على السطح الفاصل ويكون امتزازها على السطح موجب.

هذه المواد الفعالة ذات البنية الثنائية القطب في المحلول المائي عند تركيز محدد تشكل تجمّع بنيوي (كروي أو اسطواني أو..... وفقاً لقمية هذا التركيز) يطلق عليه الغروي ميسيلي (micelle)، حيث يشكل القسم الهيدروفوبي نواة هذا التجمع، والمجموعة القطبية الهيدروفيلية تكون للخارج بتماس مع الماء، ويدعى هذا التركيز بالتركيز الميسيلي الحرج (CMC) critical micelle concentration، وبالتالي يتحول المحلول من محلول حقيقي إلى محلول غروي للعوامل الفعالة سطحياً.

يحدد خواص المادة الفعالة وسلوكها في المحلول المائي بتعيين قيمة CMC، فالقيمة المنخفضة لـ CMC يعني فعالية سطحية أعلى، إذ يكون عدد جزيئات المادة الفعالة سطحياً في البنية الميسيلية كبيراً وعددها في المحلول قليلاً.

تستخدم طريقة قياس التوتر السطحي لتحديد قيمة CMC، حيث تعتمد هذه الطريقة على تناقص قيمة التوتر السطحي σ لمحاليل المركبات الفعالة سطحياً بزيادة تركيزها في المحلول، وذلك حتى الوصول إلى قيمة CMC، حيث تمثل العلاقة $\sigma = \ln C_{SAM}$ خطاً منحنياً، وحيث تتزايد قيمة امتزاز جيبس على السطوح البينية للأطوار، وذلك تبعاً لزيادة التركيز. يتحول الخط البياني وعند قيمة محددة للتركيز C_m إلى خط

مستقيم تقريباً، وتكون قيمة $\frac{d\sigma}{d \ln C}$ ثابتة، أي أن الامتزاز يصل إلى قيمة أعظمية حدية وثابته. وتتشكل عند هذه الحالة على الحدود الفاصلة بين الأطوار طبقة امتزازية أحادية الجزيئة مشبعة.

عند ازدياد تركيز SAM ($C_{SAM} > CMC$) تتشكل الميسيلات، ويصل التوتر السطحي إلى قيمة ثابتة. وتتحدد قيمة CMC من خلال إسقاط نقطة انكسار المنحني (نقطة وصول التوتر السطحي إلى قيمة ثابتة) على المحور $\ln C$.

2. التجارب العملية

1-2. تحديد التركيز الحرج لتشكل الميسيلات (CMC) للمواد الفعالة سطحياً:

تسمح طريقة التوتر السطحي بتحديد قيمة CMC وذلك لمحاليل المواد الفعالة سطحياً الشاردية وغير الشاردية. يجب أن تكون المواد المدروسة نقية لأن الشوائب تؤثر بشكل واضح في شكل المنحني وخاصة في النقطة القريبة من CMC.

المواد الكيميائية والأدوات اللازمة: حوجلات عيارية سعة 100ml، سحاحات 25ml، محلول توكسابون (سائل الجلي)

2-2. خطوات العمل:

1. قم بتحضير محاليل مختلفة من التوكسابون (5%) كما يلي:

a. حضر من المحلول الأم محلول أم ثاني وذلك بأخذ 1ml من المحلول الأم الأصلي (الأول) وتمديده حتى 40ml بالماء المقطر.

b. حضر من المحلول الأم الأول مجموعة المحاليل التالية بأخذ الحجم الموضحة في الجدول التالي:

0	7	5	2	1	الحجم من المحلول الأم الأول (ml)
10	3	5	8	9	حجم الماء المضاف (ml)

c. حضر من المحلول الأم الثاني مجموعة المحاليل التالية بأخذ الحجم الموضحة في الجدول التالي:

0	7	5	2	1	الحجم من المحلول الأم الثاني (ml)
10	3	5	8	9	حجم الماء المضاف (ml)

ملاحظة: يجب أن تكون المحاليل حديثة التحضير، أي قبل القياس مباشرة وذلك لمنع حدوث عملية حلمهة للمادة الفعالة سطحياً.

2. حدد التوتر السطحي للمحاليل المحضرة باستخدام إحدى طرائق قياس التوتر السطحي (راجع تجربة قياس التوتر السطحي للسوائل).

للتذكير: يمكن حساب التوتر السطحي للمحاليل المحضرة بطريقة وزن القطرات وفق التالي:

- a. خذ بيشروم بتجفيفه جيداً ونوزنه وهو فارغ ونسجل الوزن بدقة وليكن m' .
- b. نضع المحلول في السحاحة النظيفة ونقوم بتنقيط 25 قطرة من المحلول في البيشر السابق بحيث يكون بين القطرة والقطرة التي تليها 3-5 ثانية، ثم نقوم بوزن البيشر مع 25 قطرة ونسجل الوزن بدقة وليكن m'' .
- c. نحسب وزن القطرة الواحدة ثم نحسب التوتر السطحي للمحلول.
- d. بنفس الطريقة نقوم بحساب التوتر السطحي للماء المقطر.

3. ارسم المنحنى البياني $\sigma = f(\log C + 4)$ ، وحدد عليه قيمة CMC.

4. نظم نتائجك في فقرة النتائج والمناقشة.

3. النتائج والمناقشة:

1-3. تحديد التركيز الحرج لتشكيل الميسيلات (CMC) للمواد الفعالة سطحياً:

1. حساب تركيز المحلول الأم والثاني بوحدة mol/l :

a المحلول الأم الأول: بما أن المحلول تركيزه الأصلي 5% وزناً أي $5 g/100ml$ أي $50 g/l$ وبالتالي:

$$C_{mol/l} = \frac{C_{g/l}}{M_w} = \frac{50}{420} = 0.119 mol/l$$

احسب التراكيز للمحاليل المحضرة من المحلول الأم الأول باستخدام قانون التمديد وثبت نتائجك في الجدول

التالي: $(N.V)_{\text{بعد التمديد}} = (N'.V')_{\text{قبل التمديد}}$

رقم المحلول	1	2	3	4	5
التركيز $C_{mol/l}$
$\log C_{mol/l}$
$\log C_{mol/l} + 4$

b. المحلول الأم الثاني: قمنا بتحضيره من المحلول الأم الأول لذلك احسب تركيزه من قانون التمديد، ثم احسب تراكيز المحاليل المحضرة منه، وثبت نتائجك في الجدول التالي:

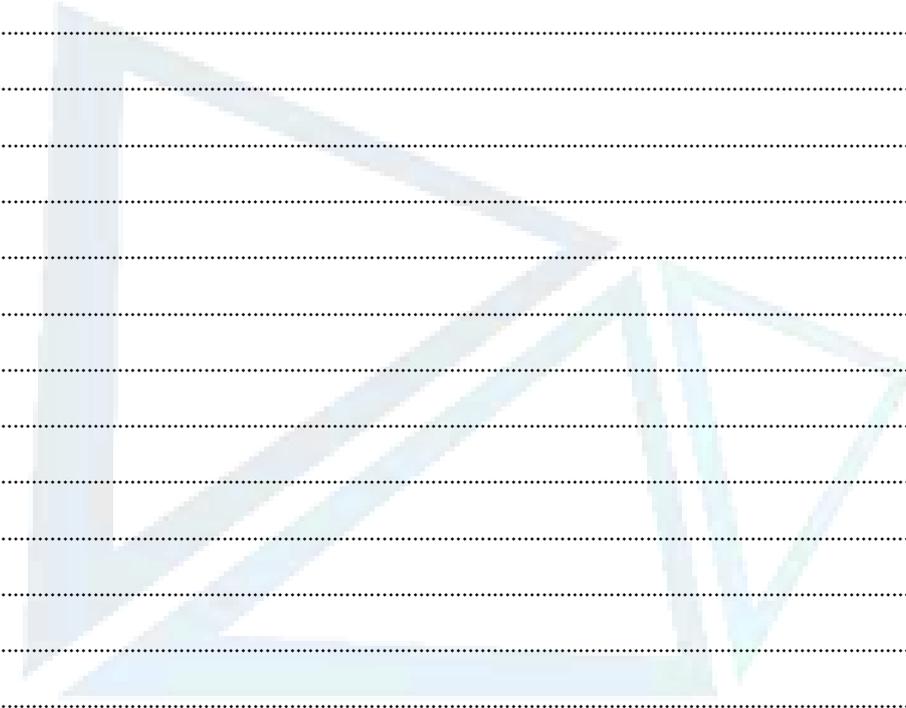
تركيز المحلول الأم الثاني =					
رقم المحلول	1	2	3	4	5
التركيز
$C_{mol/l}$
$\log C_{mol/l}$
$\log C_{mol/l} + 4$

2. بعد تحديد قيمة التوتر السطحي بطريقة وزن القطرات لكل محلول، ثبت نتائجك في الجدول التالي:

الماء المقطر					
m'	m''	$m''' = m'' - m'$	$m_0 = \frac{m'''}{25}$		
.....		
المحلول الأم الأول					
رقم المحلول	m'	m''	$m''' = m'' - m'$	$m = \frac{m'''}{25}$	$\sigma = \sigma_0 \cdot \frac{m}{m_0}$
1
2
3
4
5
المحلول الأم الثاني					
رقم المحلول	m'	m''	$m''' = m'' - m'$	$m = \frac{m'''}{25}$	$\sigma = \sigma_0 \cdot \frac{m}{m_0}$
1
2
3
4
5



جَامِعَة
الْمَنَارَة
MANARA UNIVERSITY



جَامِعَة
الْمَنَارَة
MANARA UNIVERSITY

الجلسة الحادية عشرة: الفعالية السطحية (2)

الغاية من الجلسة:

- دراسة تأثير بنية جزيئات المواد الفعالة سطحياً على الفعالية السطحية من خلال:
- ← الحصول على منحنيات التوتر السطحي والامتزاز للمحاليل المائية والأغوال الأليفاتيه.
- ← تحديد فعالية هذه المركبات حسب ازدياد المجموعات CH_2 .

1. تمهيد نظري:

تتعلق الفعالية السطحية للمواد الفعالة سطحياً SAM بعدد المجموعات الميتيلية في السلسلة الهيدروكربونية.

وتحدد القدرة الامتزازية لجزيئات SAM من خلال فعاليتها السطحية g . يمكن تحديد الفعالية السطحية تجريبياً من خلال المعطيات التجريبية لتغير التوتر السطحي بتابعة التركيز $\sigma = f(C)$ ومن ثم من خلال حساب ميل المماس لهذه المنحنيات عندما يتناهي التركيز إلى الصفر أي:

$$g = - \left(\frac{d\sigma}{dC} \right)_{C \rightarrow 0} \dots \dots (1)$$

عند رسم منحنيات التوتر السطحي بتابعة التركيز لبعض الأغوال المتسلسلة (تزايد عدد المجموعات CH_2 بمقدار مجموعة واحدة)، يتبين أن تزايد عدد المجموعات CH_2 يؤدي إلى ازدياد الفعالية السطحية (أي تناقص التوتر السطحي).

لقد درس كل من (ديوكل و تراوي) تجريبياً تأثير مجموعات CH_2 على الفعالية السطحية، وتوصلا إلى نتيجة مفادها أن الفعالية السطحية للأغوال والحموض الدسمة والأمينات الخ (على الحد الفاصل بين محاليلها والهواء) تزداد بمقدار 3.2 مرة بازدياد CH_2 بمقدار مجموعة واحدة أي:

$$\frac{g_{n+1}}{g_n} = const \approx 3.2$$

حيث n عدد مجموعات CH_2

تتحقق قاعدة (تراوي) من أجل المحاليل المائية ل SAM فقط، ولكن من أجل محاليل SAM في المذيبات اللاقطبية تتناقص الفعالية السطحية بازدياد عدد المجموعات الميتيلية.

تكون قيمة الثابت $\beta = 3.2$ عند درجة الحرارة 20 درجة مئوية، ولكن عند ارتفاع درجة الحرارة تتناقص قيمة الثابت وتبقى قريبة من الواحد، ويفسر ذلك بحدوث عملية مج (خروج الجزيئات من الطبقة الممتزة وهي عملية معاكسة للامتزاز).

2. التجارب العملية:

المواد الكيميائية والأدوات اللازمة: سحاحات، حوكلات عيارية سعة 50ml، ورق ترشيح، محاليل أغوال (إيتيلي، بروبيلي) بتركيز 0.2M.

1-2. خطوات العمل:

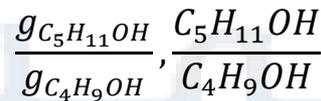
1. حضر خمسة محاليل مائية من المحلول الابتدائي 0.2M للأغوال المستخدمة وذلك باستخدام طريقة التمديد وفق ما يلي:

رقم المحلول	1	2	3	4	5
حجم المحلول الابتدائي ml	25	19	12.5	6.3	3.2
حجم الماء المضاف ml	0	6	12.5	18.7	21.8
تركيز المحلول الناتج $C, mol/l$	0.2	0.15	0.10	0.05	0.025

2. حدد قيمة التوتر السطحي للمحاليل السابقة (باستخدام إحدى طرائق تحديد التوتر السطحي).

3. ارسم المنحني البياني $\sigma = f(C)$ وحدد قيمة الفعالية السطحية باستخدام العلاقة (1) ثم حدد عدة قيم لـ $\frac{d\sigma}{dC}$ في نقاط مختلفة.

4. احسب النسبة بين الفعاليات السطحية للأغوال المستخدمة وفق تسلسل السلسلة الهيدروكربونية أي:



3. النتائج والمناقشة:

1. احسب التوتر السطحي لكل محلول كحولي وثبت نتائجك في الجدول التالي:

رقم المحلول	1	2	3	4	5
التركيز $C, mol/l$	0.2	0.15	0.10	0.05	0.025
التوتر السطحي للبروبانول σ
التوتر السطحي للايتانول σ

2. ارسم المنحنى البياني $\sigma = f(C)$ وحدد قيمة الفعالية السطحية باستخدام العلاقة (1)، ثم احسب النسبة بين الفعاليات السطحية وفق تسلسل السلسلة الهيدروكربونية وثبت نتائجك في الجدول التالي:

الفعالية السطحية للايتانول (g_n)	الفعالية السطحية للبروبانول (g_{n+1})	النسبة بين الفعاليات السطحية $\frac{g_{n+1}}{g_n}$
.....

أضف ملاحظتك

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

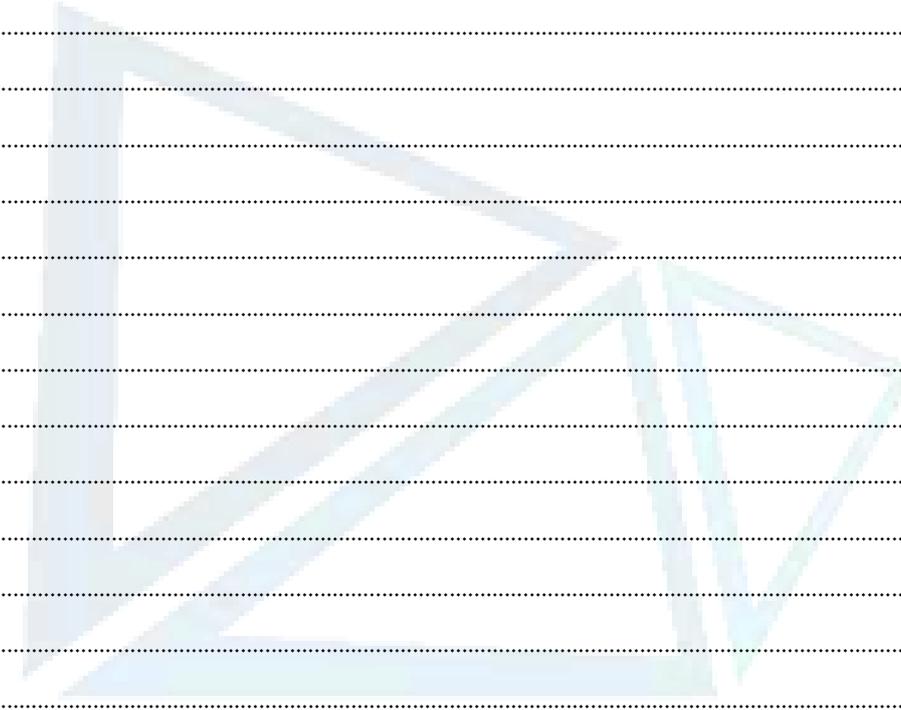
.....

.....

.....



جَامِعَة
الْمَنَارَة
MANARA UNIVERSITY



جَامِعَة
الْمَنَارَة
MANARA UNIVERSITY

الجلسة الثانية عشرة: الفعالية السطحية (3)

الغاية من الجلسة:

➤ دراسة الامتزاز على سطح المواد الصلبة من خلال دراسة امتزاز حمض الخل على الفحم الفعال وتحديد ثابتي فريندليش.

1. تمهيد نظري:

يتميز السطح البيئي بين الأطوار أحياناً بنشاط غير معتاد مقارنة بنشاط وسط الطور، مما يجعل دراسة السطح البيئي بين الأطوار مهماً في الكيمياء، ومن بين الدراسات التي تهتم بها كيمياء السطح دراسة ظاهرة الامتزاز (الادمصاص) adsorption، وتعني تركيز مادة ما على سطح مادة أخرى بسبب قوى التجاذب بين المادة المازة adsorbent والمادة الممتزة adsorbate. وهو يختلف عن الامتصاص absorption فهو تشبع مادة في كل أجزائها بالمادة الممتصة (أي تنتشر المادة إلى سائل أو صلب لتكوين محلول).

يمكن أن نميز بين نوعين من الامتزاز هما:

1. الامتزاز الفيزيائي **physical adsorption**: هو نوع من الامتزاز الذي يرتبط فيه الممتز بالسطح فقط بقوى فاندر فالس (ضعيفة بين الجزيئات).

2. الامتزاز الكيميائي **chemical adsorption**: هو نوع من الامتزاز يتم من خلال ارتباط الجزيئة بالسطح عن طريق تكوين رابطة كيميائية.

وتعتمد درجة امتزاز المادة المذابة (الممتز) على المادة المازة على أربعة عوامل:

1. الطبيعة الكيميائية للممتز والماز.

2. مساحة السطح النوعي للمادة المازة.

3. درجة حرارة الممتز.

4. تركيز الممتز.

2. التجارب العملية

1-2. دراسة امتزاز حمض الخل على الفحم النباتي النشط:

في هذه التجربة ستتم دراسة حمض الخل على الفحم النباتي وذلك بإضافة جرام واحد من الفحم إلى عدد من الزجاجات الحاوية حمض الخل المختلف التركيز، حيث تعين عيارية حمض الخل قبل وبعد الامتزاز ومن ثم الكمية الممتزة المقابلة لكل تركيز.

المواد الكيميائية والأدوات اللازمة: محلول حمض الخل 0.1 N، محلول هيدروكسيد الصوديوم 0.1 N، دوارق حجمية سعة 100ml (عدد 5)، أرلنمايرات سعة 100ml (عدد 5)، مشعر فينول فتالئين، سحاحة، محرك مغناطيسي، مشعر فينول فتالئين.

1-1-2. خطوات العمل:

1. حضّر انطلاقاً من محلول حمض الخل 0.1N، 5 محاليل بتركيز مختلفة (0.02، 0.04، 0.06، 0.08) وذلك بأخذ حجوم مختلفة من محلول حمض الخل وتمديدها بالماء المقطر كما هو موضح في الجدول التالي:

رقم المحلول	1	2	3	4	5
حجم حمض الخل اللازم للتحضير (ml)	20	40	60	80	100
حجم الماء المقطر المضاف (ml)	80	60	40	20	0
تركيز محلول حمض الخل (N)	0.02	0.04	0.06	0.08	0.1

2. أضف إلى كل دورق من الدوارق المحتوية على حمض الخل كمية مقدارها 1g من الفحم النباتي المنشط.

3. رج الزجاجات المحتوية على الحمض والفحم النباتي المنشط لمدة 20 دقيقة بيدك أو باستخدام جهاز الهز (التحريك).

4. قم بفصل الفحم بعد الامتزاز وذلك بترشيحه مستخدماً ورق الترشيح.

5. اسحب 10ml من الرشيع وضعه في ارلنماير ثم أضف إليه بضع قطرات من مشعر الفينول فتالئين حيث يصبح عديم اللون في الوسط الحمضي.

6. امأ السحاحة بهيدروكسيد الصوديوم ثم ابدأ المعايرة للحمض الموجود في الارلنماير حتى تصل نقطة نهاية المعايرة (يصبح اللون وردي خفيف).

7. احسب تركيز حمض الخل (الرشاحة) من قانون المعايرة.

8. احسب تركيز الكمية الممتازة من الحمض على سطح الفحم النباتي.

9. أجري الحسابات اللازمة وسجل نتائجك في فقرة النتائج والمناقشة.

3. النتائج والمناقشة:

يمكن التعبير عن العلاقة بين الامتزاز والتركيز ضمن مجال واسع نسبياً للتركيز بالمعادلة البسيطة التي وضعها العالم فريندليش عام 1990 وهي من الشكل التالي:

$$\frac{X}{m} = K \times C^{\frac{1}{n}}$$

حيث:

m - كمية الممتز. x - كمية المادة المازة. C - تركيز الممتز. n, K - ثوابت الامتزاز.

يمكن حساب ثابتي فريندليش وذلك بعد تحويل العلاقة السابقة إلى علاقة خطية ويتم ذلك كتابتها بالشكل اللوغاريتمي وذلك كما يلي:

$$\log \frac{x}{m} = \log K + \frac{1}{n} \log C$$

أو من خلال التمثيل البياني حيث نجد أنه عند رسم تغيرات $\ln \frac{X}{m}$ بدلالة $\ln C$ نحصل على خط مستقيم يتقاطع مع محور الترتيب بنقطة تساوي المقدار $\ln K$ أما ميل المستقيم فيساوي المقدار $\frac{1}{n}$.

3-1. دراسة امتزاز حمض الخل على الفحم النباتي النشط:

1. بعد إجراء المعايرة لمحاليل حمض الخل المختلفة التركيز بعد الامتزاز باستخدام هيدروكسيد الصوديوم،

احسب تراكيز هذه المحاليل (N) باستخدام قانون المعايرة عند نقطة نهاية المعايرة:

$$(N \cdot V)_{(CH_3COOH)} = (N' \cdot V')_{(NaOH)}$$

$$N_{(CH_3COOH)} = \frac{(N' \cdot V')_{(NaOH)}}{V_{(CH_3COOH)}}$$

2. احسب قيمة X (التي تمثل الكمية الممتازة) من خلال العلاقة:

$$x = N_{\text{بعد الامتزاز}} - N_{\text{قبل الامتزاز}}$$



جامعة
المنارة
MANARA UNIVERSITY

3. أجز الحسابات السابقة وثبت نتائجك في الجدول التالي:

رقم المحلول	1	2	3	4	5
تركيز محلول حمض الخل قبل الامتزاز N (eq/l) قبل الامتزاز	0.02	0.04	0.06	0.08	0.1
تركيز محلول الحمض بعد الامتزاز N (eq/l) بعد الامتزاز
x
$\frac{x}{m}$
$\log N$ قبل الامتزاز
$\log \left(\frac{X}{m} \right)$

4. ارسم الخط البياني الممثل للعلاقة بين $\log N$ و $\log \left(\frac{X}{m} \right)$.

5. حدد ثوابت الامتزاز من خلال الرسم البياني.

جامعة
المنارة
MANARA UNIVERSITY