

الجمهورية الجزائرية الديمقراطية الشعبية
وزارة التعليم العالي والبحث العلمي
جامعة عبد الحفيظ بوالصوف ميله
معهد العلوم والتكنولوجيا

أعمال تطبيقية في الكيمياء العامة و الكيمياء الحرارية

مطبوعة بيداغوجية موجهة لطلبة السنة الأولى جذع مشترك
علوم المادة و علوم و تقنيات

من إعداد : د. كركور رشيدة



الجزء الأول (الكيمياء العامة)

01	مقدمة عامة
02	العمل التطبيقي رقم 01 (قواعد السلامة في مخبر الكيمياء)
09	العمل التطبيقي رقم 02 (تحضير المحاليل)
16	العمل التطبيقي رقم 03 (المعايرة الحمضية الأساسية باستخدام الكواشف اللونية)
21	العمل التطبيقي رقم 04 (المعايرة الحمضية / الأساسية باستخدام مقياس ال pH)
25	العمل التطبيقي رقم 05 (المعايرة الحمضية الأساسية باستخدام الناقلية الكهربائية)
29	العمل التطبيقي رقم 06 (معايرة الأكسدة و الارجاع باستعمال برمنغنات البوتاسيوم)
33	العمل التطبيقي رقم 07 (تحديد عسر الماء)
37	العمل التطبيقي رقم 08 (معايرة أيونات الكلور الموجودة في الماء بطريقة موهر)

الجزء الثاني (الكيمياء الحرارية)

40	العمل التطبيقي رقم 01 (حساب السعة الحرارية لمسر حراري Kcal)
44	العمل التطبيقي رقم 02 (حساب الحرارة النوعية الكتلية لجسم صلب C _{metal})
48	العمل التطبيقي رقم 03 (قياس الحرارة المولية للذوبان ΔH_{diss})
52	العمل التطبيقي رقم 04 (الحرارة الكامنة لإنصهار الجليد)
56	العمل التطبيقي رقم 05 (قياس الحرارة المولية لتعديل HCl بـ NaOH)
59	العمل التطبيقي رقم 06 (تطبيق قانون هيس لقياس الحرارة المولية لتشكل MgO)
63	المصادر

n	عدد المولات
M	الكتلة المولية
C_M	المولارية
C_m	المولالية
T	التركيز الكتلي
C_N	النظامية
Δx	الارتياح المطلق
$\frac{\Delta x}{x^\circ}$	الارتياح النسبي
pH	حموضة المحلول
σ	الناقلية
ρ	المقاومة
TH	عسر الماء
NaOH	هيدروكسيد الصوديوم
KOH	هيدروكسيد البوتاسيوم
HCl	حمض كلور الماء
NaCl	كلور الصوديوم
NH_4Cl	كلوريد الأمونيوم
H_3PO_4	حمض الفوسفوريك
H_2SO_4	حمض الكبريت
CH_3COOH	حمض الخل
$KMnO_4$	برمنغنات البوتاسيوم
$H_2C_2O_4$	حمض الأكساليك
EDTA	إثيلين ثنائي الأمين رباعي حمض الخليك
N.E.T	أسود الأبروكروم
NH_4OH+NH_4Cl	المحلول المنظم
ppm	جزء من المليون
AgCl	كلوريد الفضة
Ag_2CrO_4	كرومات الفضة
$AgNO_3$	نترات الفضة
MgO	أكسيد المغنزيوم
Mg	المغنزيوم
Ca	الكالسيوم
Q	كمية الحرارة
K	السعة الحرارية
c	الحرارة النوعية
C_{metal}	الحرارة النوعية الكتلية لجسم صلب
ΔH_{diss}	الحرارة المولية للذوبان
ΔH_{fus}	الحرارة الكامنة للانصهار
ΔH_{neut}	الحرارة المولية للتعديل

مقدمة عامة

العمل المخبري يشكل جزءا مهما في حقبة الكيمياء المخصصة للطلبة المبتدئين في فروع علوم المادة وعلوم وتقنيات، الهدف الأساسي منه التعرف على الأسلوب العلمي لإجراء القياسات الكيميائية، الإلمام بالمبادئ النظرية ذات العلاقة بالتجارب العملية، تطوير المهارات اليدوية الأساسية المطلوبة في المخابر الكيميائية، أيضا اكتساب خبرة في تفسير النتائج على أساس المعلومات التجريبية وكذا تقدير الأخطاء المرافقة للتجارب العلمية حتى يتم فهم التجارب ومحاولة التفسير المنطقي لها.

هذه المطبوعة خاصة بالأعمال التطبيقية لمادة الكيمياء الموجهة لطلبة السنة أولى جذع مشترك علوم المادة وعلوم وتقنيات، المطبوعة مقسمة إلى قسمين الأول خاص بالكيمياء العامة أما القسم الثاني فهو مخصص للكيمياء الحرارية. في القسم الأول (الكيمياء العامة) يتعرف فيه الطلاب على قواعد و إجراءات السلامة في مخابر الكيمياء، طرق تحضير المحاليل من المواد الكيميائية الصلبة والسائلة والتي تعتبر من الأساسيات الهامة في الكيمياء وأيضا يوجد في هذا القسم المعايرة الحمضية الأساسية باستعمال الكواشف اللونية، الأس الهيدروجيني و الناقلية الكهربائية، بالإضافة إلى ذلك معايرة الأكسدة و الإرجاع باستعمال برمنغنات البوتاسيوم، تحديد عسر الماء و معايرة أيونات الكلور الموجودة في الماء بطريقة موهر. أما في القسم الثاني الخاص بالكيمياء الحرارية فيحتوي على ستة أعمال تجريبية منها حساب السعة الحرارية لمسر حراري، حساب الحرارة النوعية الكتلية للأجسام الصلبة (معادن)، قياس الحرارة المولية للذوبان لبعض المواد الكيميائية، الحرارة الكامنة لإنصهار الجليد، قياس الحرارة المولية للتعديل، و تطبيق قانون هيس لقياس الحرارة المولية للتشكل.

الفصل الأول

تجارب الكيمياء العامة

العمل التطبيقي رقم 01 (قواعد السلامة في مخبر الكيمياء)

1. المقدمة :

يوجد في المخبر العديد من المخاطر المحتملة بسبب وجود مواد كيميائية خطيرة في حالاتها الثلاث صلبة ، سائلة وغازية منها ماهو مسبب للتآكل منها ماهو سام ، لذلك فإن العمل في المخبر يتطلب وعي كامل بأهمية وخطورة هذه المواد ومع ذلك، فإن كل هذا لا ينبغي أن يثير الذعر لأنه يمكن التقليل من هذه المخاطر من خلال تطبيق تدابير السلامة في المخابر.

2 . الهدف من العملي :

الهدف من معرفة قواعد السلامة في مخابر الكيمياء هي أن يصبح كل من يعمل في المخبر على اطلاع بمجموعة من المبادئ التوجيهية التي يمكن أن تخفف من الأضرار الناجمة عن التعرض للمواد الكيميائية و أن يعمل في أسلم بيئة ممكنة و كذلك أن يكون على دراية بممارسات الإسعافات الأولية و من بين هذه القواعد نذكر ما يلي .

1. لا يسمح بدخول المخبر الا للأشخاص المصرح لهم بذلك (عمال، تقنيين، طلبة و أساتذة).
2. إرتداء المنزر إجباري في المخبر حفاظا على الجسم والملابس من المواد الكيميائية ومن الأفضل أن يكون قطنيا.
3. يمنع منعاً مطلقاً الأكل ، الشرب، التدخين، وكذلك إدخال المأكولات أو المشروبات حيث توجد المواد الكيميائية الخطرة .
4. إن طول شعر العاملين وكذلك الثياب الفضفاضة أو استعمال الحلي يجب أن يكون محدوداً عند العمل في المخبر.
5. بالنسبة للأشخاص الذين يستعملون عدسات لاصقة يجب عليهم عدم استعمالها في المخابر وخصوصاً عند التعامل مع الأبخرة والغازات لأن هذه العدسات قد تزيد من الضرر وتمنع من المعالجة بواسطة الإسعافات الأولية.
6. العمل في المكان المخصص و لا يسمح بالتجول في أنحاء المخبر وذلك منعاً لإرباك العمل .
7. لا تحاول التعرف على أي مادة من المواد الخطرة كالأحماض المركزة أو القواعد المركزة عن طريق اللمس أو الشم أو التذوق.
8. يُفضّل إجراء التجارب التي تتصاعد منها غازات أو أبخرة تحت ساحة الهواء الموجودة في المخبر .

9. التعامل مع المحاليل المركزة و المواد السامة بحذر و حرص شديد و التأكد من أسماء المواد الكيميائية قبل استعمالها، والانتباه لأي تحذيرات حول استخدامها، فبعضها قد يكون حارقاً أو كاوياً أو ساماً.
10. لا يتم استعمال الماصة بالفم لأخذ محاليل الأحماض والقواعد المركزة بل يتم استخدام الاجاصة المطاطية.
11. عند تخفيف الحمض بالماء ينبغي دائماً إضافة الحمض إلى الماء قطرة - قطرة وليس العكس.
12. عند أخذ أية مادة كيميائية كعينة من زجاجات المواد لا تترك غطاء الزجاجاة مفتوحاً على طاولة المخبر، خذ حاجتك ثم أغلق الزجاجاة مباشرة كما يجب مراعاة عدم فتح عدة زجاجات في وقت واحد فقد تختلط أغطية الزجاجات مع بعضها الأمر الذي يسبب تلوث المحتويات.
13. لا تنقل المواد الكيميائية أو الأجهزة خارج الأماكن المخصصة لها.
14. يجب عدم إلقاء المواد الصلبة الزائدة عن حاجتك وكذلك أوراق الترشيح المستعملة في الأحواض ، بل وضعها في السلات الخاصة بها.
15. يجب عدم الإسراف في استعمال المواد الكيميائية المستخدمة، وكذلك المياه أو الكهرباء أو الغاز.
16. القراءة الجيدة للتجربة والإلمام بها قبل الشروع في العمل لتفادي سوء الفهم و تضييع الوقت و كذا لحسن التعامل مع المواد الكيميائية.
17. اتباع سريان التجربة بنأى والحرص على تدوين الملاحظات أولاً بأول وكل الاستنتاجات (تغير الألوان ، ظهور رواسب ..)
18. في حالة الحروق بالمركبات الكيميائية يجب الغسل بالماء جيداً و بغزارة.
19. عند الانتهاء من كل تجربة يجب تنظيف الأدوات التي استخدمت وإعادتها إلى مكانها، مع مراعاة تنظيف الطاولات، فالمخبر النظيف، المنظم يكون أقل عرضة لوقوع حوادث به.
20. عند نهاية كل حصة من حصص الاعمال التجريبية يجب على الطالب تنظيف مكان عمله والوانى التي استعمالها وقبل مغادرته المخبر عليه غسل اليدين جيداً بالماء.

3. مدى خطورة المواد الكيميائية و دلائل ملصقاتها :

الغالبية العظمى من المواد الكيميائية خطرة و قد تسبب خطراً شديداً على الأرواح والممتلكات والبيئة. يمكن تقسيم المواد الكيميائية اعتماداً على ما إذا كانت مواد متفجرة (E) ، قابلة للاشتعال (I) أو مؤكسدة (O) ، البعض من هذه الأخطار تم تمثيلها بالصور التوضيحية الموجودة في الجدول التالي .

جدول 1 : بعض الرموز و دلالتها و نصائح السلامة

الرمز (Pictogramme)	الدلالة (Signification)	نصائح السلامة (Consigne de sécurité)
	مادة سامة جدا Substance toxique	- التعامل معها بحذر شديد. - تجنب استنشاق أبخرتها، أو تذوقها، أو ملامستها. - عند أخذ كمية منها بالخطأ يجب زيارة الطبيب فوراً.
	مادة متفجرة Substance explosive	- تعامل معها بحذر شديد. - تجنب الاحتكاك والصدمات والشرارات الكهربائية أو الحرارية. مثال - غاز البيتان - غاز البروبان.
	مادة آكلة أو قارضة Substance corrosive	- ابتعد عن أبخرتها. - تجنب ملامستها للجلد والملابس. مثال - حمض الكلوريدريك - حمض الفوسفوريك.
	مادة قابلة للاشتعال بسرعة Substance facilement inflammable	- أحفظها بعيدا عن مصادر الحرارة. - تجنب وضعها بالقرب من اللهب أو ملامستها للنار. أو وضعها تحت أشعة الشمس المباشرة.. مثال - الأسيتون- الايثانول- الايثر
	مادة مؤكسدة Substance comburante	- أحفظها بعيدا عن المواد القابلة للاشتعال. - أحفظها عن مصادر الحرارة واللب. مثال - حمض النتريك - أكسيد الكروم .
	مادة ضارة للبيئة Danger pour l'environnement	- قم بتخزينها بطريقة صحيحة. - استعملها بعقلانية . - لا ترمي بها إلى الطبيعة.

4. بعض الإسعافات الأولية عند التعرض لحوادث بالمخبر:

1- في حالات التسمم بالمواد الكيماوية : أول قاعدة أساسية يجب إتباعها هي " كن هادئا" ثم احذر ماذا تفعل .

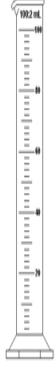
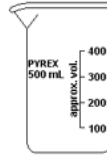
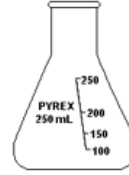
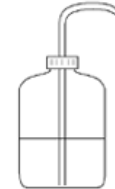
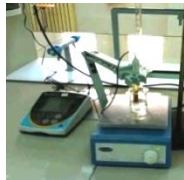
2- لا تحاول أبدا وضع أحماض أو أسس لمعادلة السائل المسبب لتآكل الجلد، لأن الحرارة الناتجة عن التفاعل يمكن أن تجعل الوضع أسوأ.

5 . قائمة بعض الأدوات و الأجهزة المخبرية الكيماوية :

تشمل جميع مخابر الكيمياء بشكل أساسي على معدات و أجهزة مخبرية و أواني زجاجية مثل وجهاز الماء المقطر، الساحبة الهوائية و كذا خزائن خاصة للمواد الكيماوية، كما يوجد أيضا مغسلة لغسل الأيدي و الأواني الزجاجية. فيما يلي معظم الأواني الزجاجية و الأجهزة التي يمكن استخدامها:

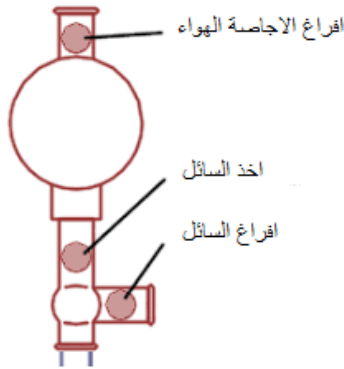


Ballon دورق

أسطوانة مدرجة
Eprouvette graduéeماصة ذات إشارتين
Pipette jaugée de deux traitsماصة ذات إشارة واحدة
Pipette jaugée d'un seul traitماصة مدرجة
Pipette graduéeسحاحة مع حامل
Burette avec supportجفنه زاجية
Verre de montreقمع
Entonnoirكأس بيشر
Bécherأرلين ماير
Erlenmeyerحوجلة
Fiole jaugéeقمع فصل
Ampoule à décanterورق ترشيح
Papier filtreترمومتر
Thermomètreقارورة الماء المقطر
Pissetteملعقة مخبريه
Spatuleجهاز الأس الهيدروجيني
pH mètreجهاز الناقلية
Conductimètreمسعر
Calorimètreجهاز خلط
Agitateurميزان الكتروني
Balance

مخطط 01 : قائمة بصور بعض أدوات المخبر الكيميائي

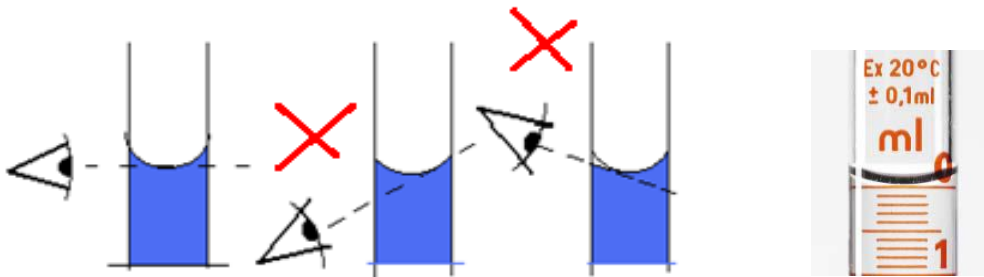
طريقة استعمال الاجاصة المطاطية : الاجاصة المطاطية تستعمل مع الماصة والطريقة الصحيحة لاستعمالها موضحة في الشكل التالي:



إجاصة مطاطية
poire

القراءة الصحيحة في حالة استعمال الأجهزة ذات العنق الضيق :

مثل السحاحة ، الماصة ، الحوجلة و الأسطوانة المدرجة، حيث يجب ملؤها حتى المستوى العلوي (عند الصفرة) و القراءة تكون عند التقعر في حالة السوائل الشفافة أما في حالة ما إذا كان السائل ملونا فان القراءة تكون عند نهاية اللون كما هو موضوع في الشكل الآتي:



مخطط 02 : القراءة الصحيحة في حالة استعمال الأجهزة ذات العنق الضيق

6. الارتياب في القياس :

الكيمياء علم يعتمد على التجربة والقياس، فعندما نقيس كمية كيميائية فإن القيمة المقاسة لا تكون مساوية بالضبط للقيمة الحقيقية ، لهذا ينبغي أن نبين مدى دقة القياس ومدى التعويل عليه ونفعل ذلك بأن نرفق النتيجة بمقدار الخطأ فيها. فتقديم الخطأ له أهمية عظيمة لأننا لا نستطيع من دونه أن نحصل على استنتاجات ذات معنى من النتائج العملية ، و يمكن التمييز بين نوعين من القياس :

- **القياس المباشر:** و يتم مباشرة باستخدام أجهزة القياس كقياس الضغط، أو قياس الناقلية ، أو الحموضة .
- **القياس غير المباشر:** و يتم بالحساب ، كحساب الطاقة أو حساب الكتلة أو التركيز .

أنواع الارتياح :

1 - الارتياح المطلق : أكبر قيمة للخطأ يمكن ارتكابه ويكون بالقيمة المطلقة و نرسم له بالرمز Δx .
يمكن حساب الارتياح المطلق عن طريق :

إعادة التجربة عدة مرات للمقدار x ويحدد المقدار Δx .

نقوم بحساب القياس و ذلك بقياس القيمة المتوسطة للقيم المقاسة x_0 .

$$x_0 = \frac{x_1 + x_2 + x_3 + \dots + x_n}{n}$$

$$\Delta x = \frac{|x_0 - x_{max}| + |x_0 - x_{min}|}{2}$$

و منه تعطى القيمة الحقيقية للارتياح المطلق على الشكل :

$$x = x_0 \pm \Delta x$$

$$x_0 - \Delta x \leq x \leq x_0 + \Delta x \quad \text{إذن:}$$

2 - الارتياح النسبي : وهو النسبة بين الارتياح المطلق والقيمة المقاسة $\frac{\Delta x}{x_0}$ وهو عدد حسابي بدون وحدة .

3 - دقة القياس : تعطى على شكل نسبة مئوية $(\%) \cdot 100 \cdot \frac{\Delta x}{x_0}$

7. طريقة إعداد التقرير :

كل عمل مخبري يتم توزيعه على الطلاب يتم فيه شرح البروتوكول التجريبي الذي يجب إتباعه أثناء تجارب الكيمياء و مطلوب من الطلبة تقديم تقرير من أجل تقييم مستوى الفهم لديهم عند نهاية كل عمل تطبيقي و يشمل هذا التقرير بشكل عام العناصر التالية :

1. صفحة الغلاف : تشمل اسم الجامعة، الكلية، القسم، عنوان و رقم العمل التطبيقي و أسماء

الطلبة المشاركين في إعداده والسنة الجامعية .

2. المقدمة : عادة ما تتكون المقدمة من فقرة واحدة يعرض فيها الطالب من خلال عدة أسطر

مدخل إلى موضوع التجربة.

3. الهدف من التجربة : و يلخص في سطر أو سطرين حيث يقوم الطالب بذكر الهدف من العمل

التجريبي .

4. العرض : يمكن تقديم بعض التعاريف والنظريات الخاصة بالعمل التجريبي و يستحسن أن ترفق

ببعض المراجع .

5. **المواد و الأجهزة :** وضع قائمة لجميع المواد الكيميائية و الأجهزة اللازمة لإجراء التجربة.
6. **الطريقة أو المنهجية :** يتم وصف خطوات العمل التطبيقي بشكل تفصيلي و متسلسل بحيث يمكن لأي شخص أن يقرأها و يقوم بتكرار التجربة بشكل صحيح .
7. **البيانات و النتائج :** البيانات العديدة يحصل عليها الطالب خلال إجرائه للتجربة و هي تشمل مختلف القياسات و الملاحظات (ارتفاع درجة الحرارة ، ظهور راسب ، تغير اللون ، تسجيل الحجم . . الخ).
8. **المناقشة و التحليل و الاستنتاجات :** يتم من خلالها شرح و تفسير النتائج و البيانات و الإجابة على الأسئلة المطروحة .
9. **الخلاصة :** يلخص فيها الطالب بايجاز النتائج المتحصل عليها.
10. **المراجع:** إذا ذكرت معلومات تتطلب التوثيق فيجب إدراج هذه المراجع على شكل قائمة.

العمل التطبيقي 02 (تحضير المحاليل)**1. مفاهيم عامة:**

محلول : هو عبارة عن مزيج متجانس من مادتين نقيتين أو أكثر لا تتفاعل فيما بينها. و يسمى الجسم الذي يشكل الأغلبية بالمذيب (solvant) و تسمى بقية الأجسام بالمذابة (solutés) و المحاليل لها أنواع مختلفة و التي تعتمد على الحالة الفيزيائية لكل من المذاب و المذيب إذن :

$$\text{المحلول} = \text{مذيب} + \text{مذاب}$$

3. تراكيز المحاليل: يعبر عن التراكيز بعدة صيغ أهمها :

$$C_M = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \left(\frac{\text{mol}}{L} \right) \quad \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المحلول}} = \text{التركيز المولي}$$

$$T = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \left(\frac{g}{L} \right) \quad \frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{حجم المحلول}} = \text{التركيز الكتلي}$$

$$C_N = \frac{n_{\text{eq.g}}}{V_{\text{solution}}} \left(\frac{\text{eq.g}}{L} \right) \quad \frac{\text{عدد المكافئات الغرامية للمذاب}}{\text{حجم المحلول}} = \text{التركيز النظامي}$$

$$C_m = \frac{n_{\text{soluté}}}{m_{\text{solvant}}} \left(\frac{\text{mol}}{L} \right) \quad \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{كتلة المذيب}} = \text{التركيز المولالي}$$

4. تحضير المحاليل: من المعروف أن هنالك نوعين من المواد يمكن تحضير المحاليل منها :

1. محاليل محضرة من مواد صلبة - طريقة الإذابة (Dissolution)

2. محاليل محضرة من مواد سائلة - طريقة التخفيف (Dillution)

طريقة الإذابة: تعتمد هذه الطريقة على وزن كتلة $m(g)$ من المادة الصلبة باستخدام ميزان حساس و إذابتها في حجم معلوم من المذيب ($V(L)$) (غالبا ماء مقطر) للحصول على التركيز المطلوب. إذن

$$\text{لتحضير أي محلول بتركيز مولي من مادة صلبة نطبق العلاقة التالية : } \frac{n_{\text{المذاب}}}{V_{\text{المحلول}}} = C_{\text{المحلول}}$$

حيث :

- $C_{\text{المحلول}}$: تركيز المحلول ب (mol/L) ، (g/L) أو (ég/L)
- $n_{\text{المذاب}}$: كمية المذاب ب (mol) ، (g) أو (ég)
- $V_{\text{المذيب}}$: حجم المذيب ب (L)

طريقة التخفيف : الكثير من المركبات الكيميائية تباع على شكل محاليل مركزة جدا و التي تخفف للحصول على التراكيز المطلوبة . اذا أردنا تحضير محلول بتركيز مولي من مادة بالأصل سائلة فيجب في هذه الحالة تخفيف المحلول الأكثر تركيزا للحصول على المحلول المراد تحضيره والمطلوب هنا حساب الحجم الذي يجب أخذه من المحلول الأصلي لتحضير المحلول الجديد ويطبق في ذلك العلاقة التالية :

$$C_i \cdot V_i = C_f \cdot V_f \rightarrow C_i = \frac{C_f \cdot V_f}{V_i}$$

حيث :

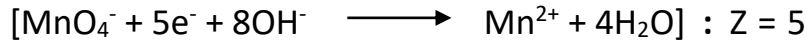
- C_i : تركيز المحلول الابتدائي.
- V_i : حجم المحلول الابتدائي.
- C_f : تركيز المحلول النهائي.
- V_f : حجم المحلول النهائي.

علاقة النظامية بالمولارية:

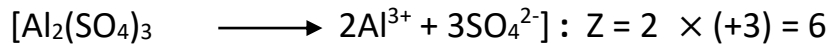
$$C_N = Z C_M$$

حيث :

- ✚ في حالة الحمض Z هو عدد البروتونات H^+ التي يمكن للحمض أن يفقدها .
مثلا ($1 = Z : HCl$) - ($2 = Z : H_2SO_4$)
- ✚ في حالة الاساس Z هو عدد الهيدروكسيد OH^- التي يكمن للأساس أن يفقدها .
مثلا ($1 = Z : NaOH$) - ($2 = Z : Ba(OH)_2$)
- ✚ في حالة الأكسدة و الارجاع Z هو عدد الالكترونات المتبادلة بين المؤكسد والمرجع.



- ✚ في حالة الأملاح Z هو عدد ذرات المعدن في تكافؤه .



5. الهدف من التجربة:

1. التعرف على بعض الأدوات و الأجهزة الخاصة بتحضير المحاليل و كيفية استعمالها .
2. تحضير محلول هيدروكسيد الصوديوم (الصودا) ($NaOH$) بالإذابة .
3. تحضير محلول حمض كلور الماء (HCl) بالتخفيف .

6. أدوات التجربة و موادها :

المواد الكيميائية	الأدوات و الزجاجيات
<ul style="list-style-type: none"> • هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) • حمض كلور الماء (HCl) • ماء مقطر 	<ul style="list-style-type: none"> • حوالة 100 مل و قمع • ماصة مدرجة أو اسطوانة مدرجة • اجاصة مطاطية • ميزان إلكتروني و جفنه زجاجية • ملعقة مخبرية

7. طريقة العمل:

أ- حضر 100 مل من محلول الصودا (NaOH) بتركيزه المولي 0.1mol/L (M=40 g/mol).

1. تأكد من نظافة الأدوات المستعملة.
2. قم بحساب كتلة NaOH اللازم أخذها من القارورة لتحضير 100 مل من محلول الصودا (NaOH) تركيزه 0.1mol/L.

لدينا :

$$C_M = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V} \rightarrow m = C_M \cdot M \cdot V$$

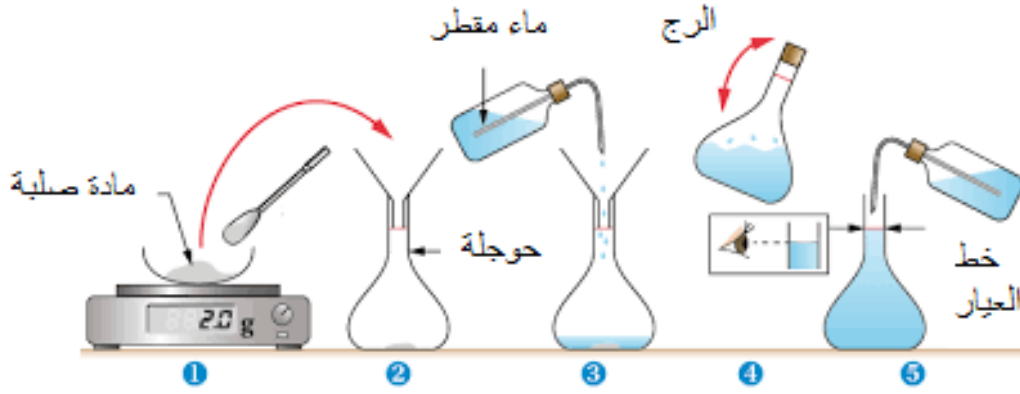
اذن :

$$m_{NaOH}(g) = C_{المحلول} \left(\frac{mol}{L} \right) \cdot M_{NaOH} \left(\frac{g}{mol} \right) \cdot V_{المحلول} (L)$$

و منه :

$$m_{NaOH}(g) = 0,1 \times 40 \times 0.1 = 0.4 g$$

3. بعد عملية الحساب قم بوزن كتلة 0.4 g من مادة NaOH .
4. افرغ كتلة NaOH في حوالة (على عنقها قمع) سعتها 100 مل بها كمية من الماء المقطر.
5. قم برج المحلول حتى الذوبان الكلي لمادة NaOH .
6. أكمل ملأ الحوالة لغاية الخط الموجود على عنقها بالماء المقطر.
7. اغلق الحوالة بالمغلق و رج عدة مرات حتى يتجانس الخليط.



مخطط 01 : رسم تخطيطي لتحضير المحاليل بالاذابة

- ب- حضر 100 مل من محلول حمض كلور الماء (HCl) بتركيزه المولي 0.1mol/L .
1. يجب قراءة البطاقة على القارورة المركزة (التجارية) الكثافة نسبة النقاوة والكتلة المولية (M=36.5g/mol ,d=1.18 37%).
 2. قم بحساب حجم HCl المركز اللازم أخذها من القارورة المركزة لتحضير 100 مل من محلول حمض كلور الماء (HCl) تركيزه 0.1mol/L .

لدينا :

$$C_i \cdot V_i = C_f \cdot V_f \rightarrow V_i = \frac{C_f \cdot V_f}{C_i}$$

نقوم بحساب كتلة HCl التجاري :

لدينا d= 1.18 اذن $\rho=1.18\text{Kg/L}$ أي 1L من حمض HCl يزن 1180g
حساب كتلة HCl المركز النقية:

$$m_{HCl}(\text{مركز}) = \frac{1180 \cdot 37}{100} = 436.6 \text{ (g)}$$

حساب تركيز HCl المركز:

$$C_{HCl} = \frac{n_{HCl}}{V} = \frac{m_{HCl}}{M_{HCl} \cdot V} = \frac{436.6}{36.6 \times 1} = 11.96 \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)$$

حساب حجم HCl المركز:

$$V_{HCl} = \frac{C_f \cdot V_f}{C_{HCl}} = \frac{0.1 \times 100}{11.96} = 0.83 \text{ (ml)}$$

- 3 . باستعمال ماصه مدرجة ناخذ 0.83 mL و نضعه في حوجة سعتها 100 mL بها كمية من الماء المقطر ثم قم برج المحلول .
- 4 . أكمل ملاً الحوجة لغاية الخط الموجود على عنقها بالماء المقطر.



مخطط 02 : رسم تخطيطي لتحضير المحاليل بالتخفيف

8 . أسئلة التقرير :

- 1- حضر 100 مل محلول هيدروكسيد البوتاسيوم (KOH) تركيزه المولي 0.5M .
- 2- حضر 200 مل من محلول حمض الكبريت (H₂SO₄) تركيزه النظامي 0.25N .
- 3- حضر 250 مل من محلول حمض الخل (CH₃COOH) الماء تركيزه المولي 0.5N .

المعطيات :

KOH (صلب) : (M=56.11 g/mol ، %=85) .

H₂SO₄ (سائل) (M=98 g/mol ، %=96 ، d= 1,18) .

CH₃COOH (سائل) (M=60 g/mol ، %=99 ، d=1.05) .

9 . الإجابة على الأسئلة :

1 . لتحضير 100 mL من محلول هيدروكسيد البوتاسيوم تركيزه 0.5 M نقوم بحساب كتلة KOH

الصلبة بالعلاقة التالية :

$$C_{\text{المحلول}} = \frac{n_{\text{KOH}}}{V} = \frac{m_{\text{KOH}}}{M_{\text{KOH}} \times V_{\text{المحلول}}} \rightarrow m_{\text{KOH}} = C_{\text{المحلول}} \times M_{\text{KOH}} \times V_{\text{المحلول}}$$

$$m_{\text{KOH}} = 0,5 \times 56,1 \times 0,1 = 2,80 (g)$$

و بما أن نسبة النقاوة التجارية لمادة KOH هي 98% فإن الكتلة الحقيقية تحسب كالتالي :

$$V_{\text{KOH}} = \frac{2.80 \times 100}{98} = 2.85 (g)$$

التحضير: نقوم بوزن 2.85 g من KOH و نضعه في حوالة سعتها 100 mL على عنقها قمع بها كمية من الماء المقطر ثم نقوم برج المحلول حتي الذوبان الكلي ثم نكمل بالماء المقطر الي غاية خط العيار و نرجّ عدة مرات حتى الحصول على محلول متجانس .

2 . لتحضير 200 mL من محلول حمض الكبريت H_2SO_4 تركيزه النظامي

0.25N نقوم بحساب كتلة H_2SO_4 الصلبة بالعلاقة التالية :

نقوم بحساب كتلة H_2SO_4 التجاري :

لدينا $d=1.18$ اذن $\rho=1.18$ 1Kg/L أي 1L من حمض H_2SO_4 يزن 1180 g

حساب كتلة H_2SO_4 المركز النقية:

$$m_{H_2SO_4}(\text{مركز}) = \frac{1180 \times 96}{100} = 1132.8 \text{ (g)}$$

حساب تركيز H_2SO_4 المركز:

$$C_{H_2SO_4} = \frac{n_{H_2SO_4}}{V} = \frac{m_{H_2SO_4}}{M_{H_2SO_4} \cdot V} = \frac{1132.8}{98 \times 1} = 11.55 \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)$$

حساب حجم H_2SO_4 المركز:

بما أن حمض الكبريت حمض ثنائي إذن :

$$Z = 2 \rightarrow C_M = \frac{C_N}{2}$$

و منه :

$$V_{H_2SO_4} = \frac{\left(\frac{C_N}{2}\right) \cdot V_f}{C_{H_2SO_4}} = \frac{\left(\frac{0.25}{2}\right) \times 200}{11.55} = 2.16 \text{ (ml)}$$

التحضير: نقوم بواسطة ماصة مدرجة نأخذ حجم 2.16 mL و نضعه في حوالة سعتها 200 mL على عنقها قمع بها كمية من الماء المقطر ثم نقوم برج المحلول ثم نكمل بالماء المقطر الي غاية خط العيار و نرجّ عدة مرات حتى الحصول على محلول متجانس .

3 . لتحضير 250 mL من محلول حمض الخل CH_3COOH الماء تركيزه المولي 0.5M

نقوم بحساب كتلة حمض الخل CH_3COOH الصلبة بالعلاقة التالية :

لدينا :

$$C_i \cdot V_i = C_f \cdot V_f \rightarrow V_i = \frac{C_f \cdot V_f}{C_i}$$

نقوم بحساب كتلة CH_3COOH التجاري :

لدينا $d=1.05$ اذن كتلة CH_3COOH المركز النقية

$$m_{\text{CH}_3\text{COOH}}(\text{مركز}) = \frac{1050 \times 99}{100} = 1039.5 \text{ (g)}$$

حساب تركيز CH_3COOH المركز :

$$C_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{n_{\text{CH}_3\text{COOH}}}{V} = \frac{m_{\text{CH}_3\text{COOH}}}{M_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot V} = \frac{1039.5}{60 \times 1} = 17.32 \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)$$

بما أن حمض CH_3COOH حمض أحادي إذن :

$$Z = 1 \rightarrow C_N = C_M$$

و منه:

$$V_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{C_f \cdot V_f}{C_{\text{CH}_3\text{COOH}}} = \frac{0.5 \times 250}{17.32} = 7.21 \text{ (ml)}$$

التحضير: نقوم بواسطة ماصة مدرجة نأخذ حجم 7.21 mL من القارورة المركزة و نضعه في حوجلة

سعتها 250 mL على عنقها قمع بها كمية من الماء المقطر ثم نقوم برج المحلول ثم نكمل بالماء

المقطر الي غاية خط العيار و نرجّ عدة مرات حتى الحصول على محلول متجانس .

العمل التطبيقي رقم 03 (المعايرة الحمضية / الأساسية باستخدام الكواشف الملونة)**1. مفاهيم عامة :**

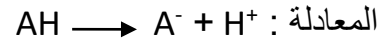
المعايرة : تعتبر عملية المعايرة فرعاً من دراسات وتجارب الكيمياء التحليلية، والتي تعني إضافة محلول معلوم التركيز بشكل تدريجي إلى مادة أخرى مجهولة التركيز و تعتبر طريقة تمكن من تحديد تركيز محلول مجهول بواسطة إضافة محلول تركيزه معروف .

❖ **الحمض (Acide) :** الحمض هو كل فرد كيميائي بإمكانه أن يحرر (يفقد) بروتون أو أكثر أثناء تفاعل كيميائي .

❖ **الأساس (Base):** الأساس هو كل فرد كيميائي بإمكانه أن يكتسب (يثبت) بروتون أو أكثر أثناء تفاعل كيميائي .

❖ **الثنائية حمض أساس (Base / Acide) :** لكل حمض أساس مرافق له ولكل أساس

حمض مرافق له أيضا حيث يمكن المرور من الحمض AH إلى الاساس A^- وفق



كما يمكن المرور من الاساس A^- الى الحمض AH وفق المعادلة: $A^- + \text{H}^+ \longrightarrow \text{AH}$

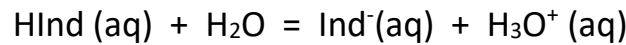
وتعرف الثنائية (Base / Acide) بأنها جملة مكونة من الحمض AH وأساسه المرافق

A^- وتكتب (AH / A^-) .

2 . الكواشف الملونة :

الكواشف الملونة هي أجسام عضوية ذات مجال لوني يتغير بتغير pH المحلول في معظم الأحيان تكون الكواشف عبارة عن أحماض ضعيفة.

إذن الكاشف الملون هو ثنائية أساس ضعيف / حمض ضعيف (Ind/HInd) حيث الأفراد المرافقة لها ألوان مختلفة.



لون مخالف معين لون

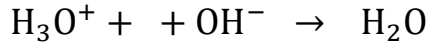
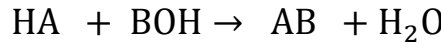
Hind يمثل الحالة الحمضية بالنسبة للكاشف الملون بينما Ind^- يمثل الحالة الأساسية له .

$$pH = pK_i + \log \frac{[\text{Ind}^-]_{\text{aq}}}{[\text{HInd}]_{\text{aq}}} \quad (1) \quad \text{مما سبق نستطيع أن نكتب}$$

إذن لون الكاشف يترتب على النسبة $\frac{[\text{Ind}^-]_{\text{aq}}}{[\text{HInd}]_{\text{aq}}}$

3. المبدأ:

تقوم المعايرة الحمضية الأساسية في المحاليل المائية على أساس التفاعل بين الحمض (HA) حامل البروتون و الأساس (BOH) حامل الهيدروكسيل و ناتج التفاعل هو دائما ملح وماء .



عند التكافؤ يتغير اللون و يكون:

$$n_{Acide} = n_{Base} \Leftrightarrow C_{acide} \cdot V_{acide} = C_{base} \cdot V_{base}$$

$$C_{acide} = \frac{(C_{base} \cdot V_{base})}{V_{acide}}$$

4. جدول بعض الكواشف ومجال التغير اللوني فيها :

الكاشف	منطقة تغير اللون	اللون في الحالة الحمضية	اللون في الحالة القلوية
أزرق التيميل	2,8 - 1,2	أحمر	أصفر
ميثيل برتقالي	4,4 - 3,1	برتقالي	أصفر
أحمر الميثيل	6,6 - 4,2	أصفر	أحمر
أزرق البروموثيمول	7,6 - 6,0	أصفر	أزرق
فينولفتالين	8.3-10	عديم اللون	بنفسجي

5. الهدف من التجربة:

تحديد تركيز الحمض القوي HCl و الحمض الضعيف CH₃COOH بواسطة أساس قوي NaOH تركيزه معلوم .

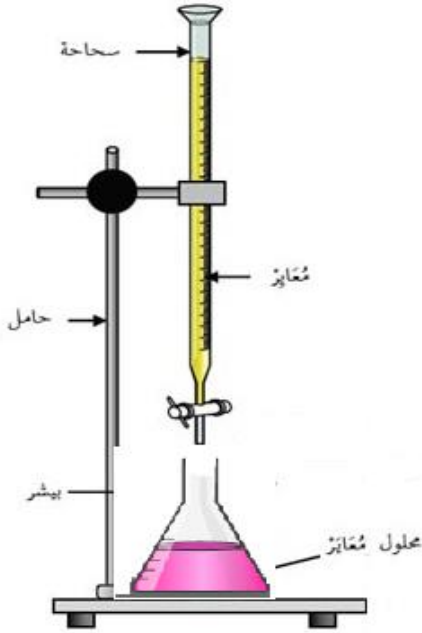
6. أدوات التجربة و موادها :

المواد الكيميائية	الأدوات و الزجاجيات
<ul style="list-style-type: none"> ● محلول حمض كلور الماء (HCl) بتركيز مجهول ● محلول حمض الخل (CH₃COOH) بتركيز مجهول ● محلول هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) بتركيز 0.1mol/L ● كواشف لونية (أزرق البروموثيمول و الفينولفتالين) 	<ul style="list-style-type: none"> ● سحاحة ● قمع ● أرلينة 250 مل ● ماصة مدرجة أو اسطوانة مدرجة

7. طريقة العمل :

التجربة الأولى:

معايرة حمض قوي HCl تركيزه مجهول بقاعدة قوية $NaOH$ بتركيز 0.1mol/L .



- تأكد من نظافة الأدوات المستعملة

- إملأ السحاحة بمحلول هيدروكسيد الصوديوم $NaOH$

بتركيز 0.1mol/L واضبطه عند التدريجة صفر.

- بواسطة أسطوانة مدرجة أو ماصة 10ml من محلول حمض

كلور الماء HCl مجهول التركيز.

- ضعه في أرلينة .

- أضف إليه قطرات من الكاشف اللوني أزرق البروموثيمول.

- ضع الأرلينة تحت حنفية السحاحة وابدأ المعايرة مع الرج .

- عند تغير اللون أغلق صمام السحاحة ثم سجل حجم الأساس

المضاف V_{NaOH} .

- أعد خطوات التجربة مرة أخرى وخذ الحجم المتوسط.

- ضع النتائج المتحصل عليها في جدول.

التجربة الثانية:

معايرة حمض ضعيف CH_3COOH تركيزه مجهول بقاعدة قوية $NaOH$ بتركيز 0.1mol/L .

- تأكد من نظافة الأدوات المستعملة.

- إملأ السحاحة بمحلول هيدروكسيد الصوديوم $NaOH$ بتركيز 0.1mol/L واضبطه عند التدريجة

صفر.

- بواسطة أسطوانة مدرجة أو ماصة 10ml من محلول حمض CH_3COOH مجهول التركيز.

- ضعه في أرلينة .

- أضف إليه قطرات من الكاشف اللوني الفينولفتالين .

- ضع الأرلينة تحت حنفية السحاحة وابدأ المعايرة مع الرج .

- عند تغير اللون أغلق صمام السحاحة ثم سجل حجم الأساس المضاف V_{NaOH} .

- أعد خطوات التجربة مرة أخرى وخذ الحجم المتوسط .

- ضع النتائج المتحصل عليها في جدول .

8. أسئلة التقرير :

1. احسب الحجم المتوسط المضاف من محلول هيدروكسيد الصوديوم ($V_{\text{NaOH moyen}}$) لكل تجربة .
2. اكتب معادلات التفاعل الكيميائي لكل تجربة .
3. احسب التركيز المولي لكل من حمض HCl وحمض CH_3COOH
4. احسب التركيز الكتلي لكل من حمض HCl وحمض CH_3COOH
5. هل يمكن استعمال كواشف أخرى لهاتين التجربتين - برر إجابتك .

المعطيات :

NaOH (صلب) : (M=40 g/mol).

HCl (سائل) (d= 1,18 ، %=37 ، M=36.5 g/mol) .

CH_3COOH (سائل) (d=1.05 ، %=99 ، M=60 g/mol) .

9. الإجابة على الأسئلة :

نتائج التجربة 1: معايرة حمض قوي تركيزه مجهول HCl بقاعدة قوية NaOH بتركيز 0.1 mol/L .

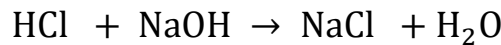
التجربة	حجم المسحّح NaOH (mL)	الحجم المتوسط (mL)
1	10.3	10.5
2	10.7	

نتائج التجربة 2: معايرة حمض ضعيف CH_3COOH بقاعدة قوية NaOH

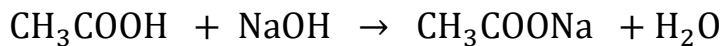
التجربة	حجم المسحّح NaOH (mL)	الحجم المتوسط (mL)
1	15.6	15.5
2	15.4	

معادلات التفاعل الكيميائي :

مُعايرة حمض قوي بقاعدة قوية :



معايرة حمض ضعيف بقاعدة قوية :



التركيز المولي لكل من حمض CH_3COOH وحمض HCl :

عند نقطة التكافؤ يتغير اللون وتكون عدد مولات الحمض مساوية لعدد مولات الأساس

$$n_{Acide} = n_{Base} \Leftrightarrow C_{acide} = \frac{(C_{base} \cdot V_{base})}{V_{acide}}$$

$$C_{HCl} = \frac{(C_{NaOH} \cdot V_{NaOH})}{V_{HCl}} = \frac{0.1 \times 10.5}{10} = 0.105 \text{ N} = 0.105 \text{ M}$$

$$C_{CH_3COOH} = \frac{(C_{NaOH} \cdot V_{NaOH})}{V_{CH_3COOH}} = \frac{0.1 \times 15.5}{10} = 0.155 \text{ N} = 0.155 \text{ M}$$

وبما أن كل من حمض كلور الماء وحمض الخل حمض أحادي فان كل من التركيز المولي يساوي التركيز الكتلي

$$T = \frac{m}{V} \text{ و } C_M = \frac{n}{V} \rightarrow T = C_M \cdot M$$

ومنه:

$$T_{HCl} = C_M \cdot M = 0.105 \cdot 36.5 = 3.832 \text{ g/L}$$

$$T_{CH_3COOH} = C_M \cdot M = 0.155 \cdot 60.05 = 9.307 \text{ g/L}$$

نعم يمكن استعمال كواشف لونية أخرى لهاته التجربة إذا كانت نقطة التكافؤ واقعة في مجال الانعطاف للكاشف فمثلا الكواشف الفينولفتالين و أحمر الميثيل تعطي نتائج حسنة لان لها مجال التغير اللوني قريب من (pH = 7).

العمل التطبيقي رقم 04 (المعايرة الحمضية / الأساسية باستخدام مقياس الـ pH)**1 . مفاهيم عامة :**

دليل شوارد الهيدروجين (الأس الهيدروجيني أو الرقم الهيدروجيني) يرمز له بالرمز pH و هو القياس الذي يحدد ما إذا كان السائل حمضيا , قاعديا أم معتدلا

➤ محلول حمضي مائي: $\text{pH} < 7$

➤ محلول مائي معتدل: $\text{pH} = 7$

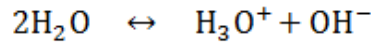
➤ محلول مائي قاعدي: $\text{pH} > 7$

و يعطى الرقم الهيدروجيني بالعلاقة:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

2 . المبدأ:

يعتمد مبدأ قياس الـ pH على معادلة تفكك الماء



هذا التفاعل عكوس ويتميز بثابت توازن

حيث يكون مجموع شوارد H_3O^+ و شوارد OH^- يساوي 10^{-14} أي :

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

3 . المعايرة بقياس pH :

- المعايرة بقياس pH تعتمد على تتبع تطور pH الخليط خلال التفاعل.
- استعمال منحنى المعايرة $\text{pH} = f(V_b)$ من أجل تعيين التركيز المولي لمحلول.
- يتحقق التكافؤ عند اختفاء المتفاعلين (المعايير والمعاير) حسب النسب الستوكيومترية .
- يمكن تحديد نقطة التكافؤ بطريقة هندسية تعتمد خط مماس للمنحنى $\text{pH} = f(V_b)$

4 . ضبط جهاز pH متر :

جهاز pH متر (pH mètre) هو جهاز إلكتروني يستعمل لقياس الأس الهيدروجيني أي درجة الحموضة أو القاعدية لسائل معين. يتكون الجهاز من قطب خاص (قطب زجاجي) متصل بمقياس إلكتروني يقيس ويعرض رقم الأس الهيدروجيني .

قبل استعمال أي جهاز pH متر يجب ضبطه عن طريق محلولين منظمين على الأقل ولكن من الأفضل استعمال ثلاث محاليل منظمة (pH = 4 ، pH = 7، pH = 10) .

5 . الهدف من التجربة :

تحديد تركيز محلول حمض كلور الماء HCl بمعايرته بمحلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH تركيزه معلوم عند التكافؤ يكون :

$$n_{Acide} = n_{Base} \Leftrightarrow C_{acide} \cdot V_{acide} = C_{base} \cdot V_{base}$$

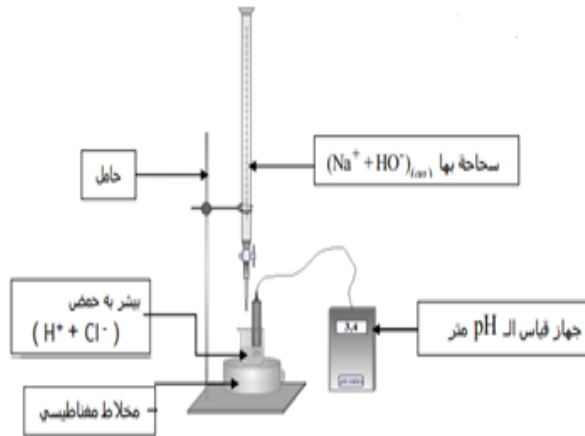
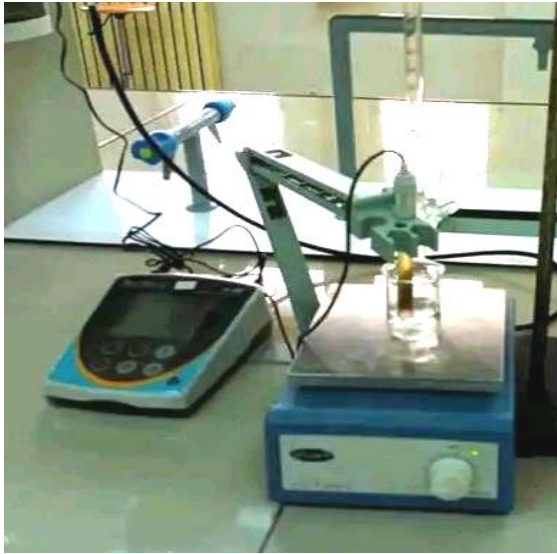
$$C_{acide} = \frac{(C_{base} \cdot V_{base})}{V_{acide}}$$

6 . أدوات التجربة و موادها :

المواد الكيميائية	الأدوات و الزجاجيات
<ul style="list-style-type: none"> ● محلول حمض كلور الماء (HCl) مجهول التركيز ● محلول هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) بتركيز 0.1mol/L ● ماء مقطر 	<ul style="list-style-type: none"> ● بيشر سعته 100 مل ● سحاحة -قمع -اسطوانة مدرجة ● مخلاط مغناطيسي ● جهاز pH متر

7 . طريقة العمل :

1. تأكد من نظافة الأدوات المستعملة.
2. املا السحاحة بمحلول هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) تركيزه 0.1mol/L و اضبطه عند التدريجة صفر.
3. خذ 20 مل من محلول حمض كلور الماء (HCl) تركيزه مجهول .
4. ضعه في البيشر.
5. ضع البيشر فوق جهاز الخلط المغناطيسي .
6. ندخل المسبار في المحلول الحمضي .
7. نبدأ في تقطير محلول هيدروكسيد الصوديوم بواسطة السحاحة شيئا فشيئا، و نسجل قيمة الـ pH بعد كل إضافة .
8. ندون النتائج المحصل عليها في جدول .



مخطط 01 : رسم تخطيطي للمعايرة pH مترية

8 - أسئلة التقرير :

1. أكتب معادلة تفاعل المعايرة.
2. عرّف التكافؤ.
3. مثل المنحنى البياني $pH = f(V_b)$ في ورق ميليمتري باختيار سلم رسم مناسب.
4. عين بيانيا إحداثيات نقطة التكافؤ.
5. أحسب التركيز المولي لحمض كلور الماء .
6. أحسب التركيز الكتلي لحمض كلور الماء .

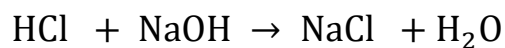
المعطيات :

HCl (سائل) (d= 1,18 ، %=37 ، M=36.5 g/mol)

9. الإجابة على الأسئلة :

$V_{NaOH} (ml)$	0	2	4	6	8	10	12	14	15
pH	2.28	2.30	2.34	2.39	2.45	2.54	2.65	2.75	2.94
$V_{NaOH} (ml)$	16.2	17	17.2	19	19.4	20	24	26	28
pH	3.89	6.23	8.6	10.2	10.92	11.20	11.43	11.53	11.72

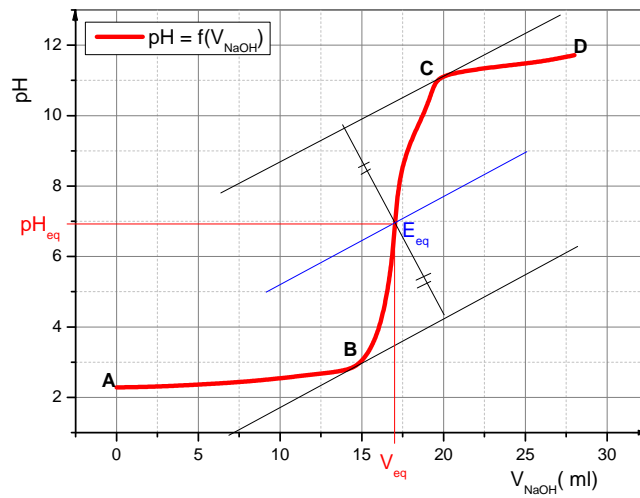
معادلة تفاعل المعايرة :



نقطة التكافؤ:

هي النقطة التي يتساوى عندها عدد مولات المعايير الذي يتم إضافته مع عدد مولات العينة (المادة المُضاف إليها) سواء أكانت مادة حمضية أو قاعدية، أي أنّ الكمّيات الكيميائية المخلوطة تصبح متكافئة، ويختلف مفهوم نقطة التكافؤ عن مفهوم نقطة نهاية المعايرة، إذ يمكن الاستدلال على نقطة نهاية المعايرة بتغيّر لون الكاشف بشكل يمكن تمييزه وملاحظته بالنظر بسهولة، وعادةً ما تسبق نقطة التكافؤ نقطة نهاية المعايرة.

المنحنى البياني $pH = f(V_b)$:



إحداثيات نقطة التكافؤ: $E_{eq}(pH = 6.91 ; V_{eq} = 17.15)$

التركيز المولي لحمض HCl :

عند نقطة التكافؤ يتغير اللون وتكون عدد مولات الحمض مساوية لعدد مولات الأساس

$$\frac{n_{Acide}}{1} = \frac{n_{base}}{1} \Leftrightarrow C_{acide} = \frac{(C_{base} \cdot V_{base})}{V_{acide}}$$

$$C_{HCl} = \frac{(C_{NaOH} \cdot V_{NaOH})}{V_{HCl}} = \frac{0.1 \times 17.15}{20} = 0.085 \text{ N}$$

التركيز الكتلي :

$$T = \frac{m}{V} \text{ و } C_M = \frac{n}{V} \rightarrow T = C_M \cdot M$$

ومنه:

$$T_{HCl} = C_M \cdot M = 0.085 \cdot 36.5 = 3.129 \text{ g/L}$$

العمل التطبيقي رقم 05 (المعايرة الحمضية / الأساسية باستخدام الناقلية الكهربائية)**1 . مفاهيم عامة :**

تشير الناقلية الكهربائية إلى قياس كيفية تحرك التيار الكهربائي داخل مادة ما، فكلما زادت الناقلية الكهربائية داخل المادة، زادت كثافة التيار لفرق جهد مطبق معين. بكلمات بسيطة ، يمكننا القول أن التوصيل الكهربائي هو قدرة مادة ما على توصيل الكهرباء. هناك عدة أنواع للناقلية (كهربائية ، حرارية، أيونية..).

الناقلية الأيونية :

هي حركة الأيونات من موقع إلى آخر في محلول مائي. بعض المواد مثل اليود لا توصل الكهرباء في الحالة الصلبة. ومن ثم ، عندما يتم حلها في محلول مائي ، تبدأ أيوناتها في التحرك بحرية وتوصل الكهرباء. أيضا كلما زاد تركيز الملح ، زادت الناقلية. وبالتالي ، فإن الملح أو الشوائب المضافة تجعل الماء موصلًا جيدًا للكهرباء.

وحدة الناقلية هي سيمنز لكل متر (S/m) وعادة ما يتم تمثيلها بالحرف اليوناني سيجم σ و هي معكوس المقاومة وتعطى بالعلاقة التالية :

$$\sigma = \frac{1}{\rho}$$

حيث :• σ : الناقلية• ρ : المقاومة**2 . المبدأ :**

تعتمد هذه الطريقة على حركة الأيونات في المحاليل الالكتروكيميائية حيث تتحرك هذه الأيونات بحركة عشوائية وبصورة مستمرة، ففي غياب أي فرق جهد كهربائي يؤثر في المحلول فان هذه الحركة لا تؤدي إلى انتقال المادة من جزء إلى آخر في المحلول إذا كان التركيز متساويا في جميع أجزاء المحلول، أما في حالة وجود فرق جهد كهربائي بين قطبين داخل المحلول فإن الأيونات تتأثر بقوة و تتجه نحو الأقطاب المخالفة لها بالشحنة، و بذلك تبدأ الأيونات في التدفق نحو الأقطاب وهذا ما يسمى بالتوصيل أو النقل .

3 . الهدف من التجربة :

- متابعة معايرة حمض كلور الماء بواسطة الصودا عن طريق قياس الناقلية .
- معرفة نقطة التكافؤ (حمض - أساس) وتحديد ها بيانيا.
- عند التكافؤ يكون :

$$n_{Acide} = n_{Base} \Leftrightarrow C_{acide} \cdot V_{acide} = C_{base} \cdot V_{base}$$

$$C_{acide} = \frac{(C_{base} \cdot V_{base})}{V_{acide}}$$

5 . أدوات التجربة و موادها :

المواد الكيميائية	الأدوات و الزجاجيات
<ul style="list-style-type: none"> • محلول حمض كلور الماء (HCl) مجهول التركيز • محلول هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) بتركيز 0.1mol/L • ماء مقطر 	<ul style="list-style-type: none"> • بيشر سعته 100 مل • سحاحة -قمع -اسطوانة مدرجة • مخلوط مغناطيسي • جهاز قياس الناقلية

6 . طريقة العمل :

1. تأكد من نظافة الأدوات المستعملة.
2. إملأ السحاحة بمحلول هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) تركيزه 0.1mol/L و اضبطه عند التدرج صفر.
3. خذ 20 مل من محلول حمض كلور الماء (HCl) تركيزه مجهول.
4. ضعه في البيشر.
5. ضع البيشر فوق جهاز الخلط المغناطيسي .
6. نغمر في البيشر مصبار جهاز قياس الناقلية .
7. نبدأ في إضافة محلول هيدروكسيد الصوديوم بواسطة السحاحة قطرة- قطرة، و نقرأ قيمة الناقلية للمحلول بعد كل إضافة.

7 . أسئلة التقرير :

1. سجل النتائج المتحصل عليها في جدول .
2. أكتب معادلة تفاعل المعايرة.
3. مثل المنحنى البياني $\sigma = f(V_b)$ في ورق ميليمتري باختيار سلم رسم مناسب.

4. عين بيانيا إحداثيات نقطة التكافؤ.
 5. أحسب التركيز المولي لحمض كلور الماء .
 6. أحسب التركيز الكتلي لحمض كلور الماء.

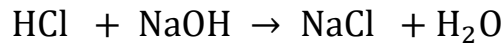
المعطيات :

HCl (سائل) : (d=1.18 ، %=37 ، M=36.5 g/mol)

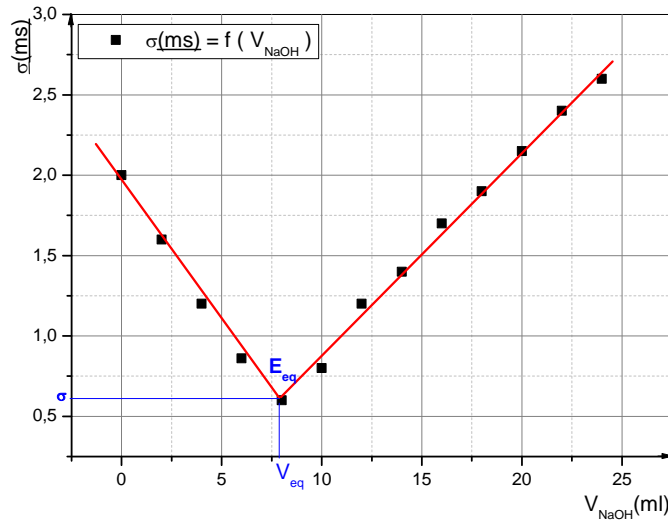
8. الإجابة على الأسئلة :

$V_{\text{NaOH}} (ml)$	0	2	4	6	8	10	12	14	16
$\sigma (mS)$	2	1.6	1.2	0.86	0.60	0.80	1.2	1.4	1.7
$V_{\text{NaOH}} (ml)$	18	20	22	24					
$\sigma (mS)$	1.9	2.15	2.4	2.6					

معادلة تفاعل المعايرة :



المنحنى البياني : $\text{pH} = f(V_b)$



إحداثيات نقطة التكافؤ: $E_{eq}(\sigma = 0.61 ; V_{eq} = 7.9)$

التركيز المولي لحمض HCl:

عند نقطة التكافؤ يكون عدد مولات الحمض مساوية لعدد مولات الأساس

$$\frac{n_{Acide}}{1} = \frac{n_{base}}{1} \Leftrightarrow C_{acide} = \frac{(C_{base} \cdot V_{base})}{V_{acide}}$$

$$C_{HCl} = \frac{(C_{NaOH} \cdot V_{NaOH})}{V_{HCl}} = \frac{0.1 \times 7.9}{20} = 0.0395 \text{ N}$$

التركيز الكتلي :

$$T = \frac{m}{V} \text{ و } C_M = \frac{n}{V} \rightarrow T = C_M \cdot M$$

ومنه :

$$T_{HCl} = C_M \cdot M = 0.0395 \cdot 36.5 = 1.441 \text{ g/L}$$

العمل التطبيقي رقم 06 (معايرة الأكسدة و الإرجاع باستعمال برمنغنات البوتاسيوم)

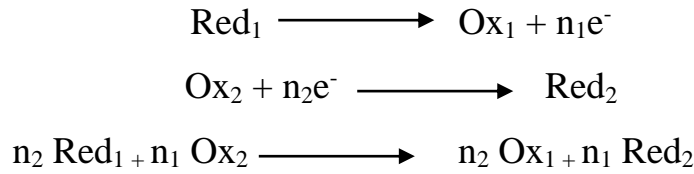
1 . مفاهيم عامة:

تعرف تفاعلات الأكسدة والإرجاع بأنها تفاعلات كيميائية يتم فيها انتقال الإلكترونات بين مادة وأخرى و هي محصلة تفاعلين متزامنين هما : تفاعل الأكسدة و تفاعل الإرجاع إذ لا يمكن أن تحدث عملية أكسدة بدون عملية إرجاع حيث أن عدد الإلكترونات المفقودة في تفاعل الأكسدة يكون مساوي لعدد الإلكترونات المكتسبة في تفاعل الإرجاع.

➤ المرجع: يتخلى عن الإلكترونات

➤ المؤكسد: يكتسب الإلكترونات

يمكن تلخيص كل هذه العملية بالمعادلة الاتية



2 . المعايرة باستخدام برمنغنات البوتاسيوم (Manganimétrie) :

المبدأ:

- المعايرة باستخدام برمنغنات البوتاسيوم هي طريقة حجمية (Méthode Volumétrique)
- توجد برمنغنات البوتاسيوم على شكل بلورات بنفسجية اللون ($M_{\text{KMnO}_4} = 158 \text{ g/mol}$)
- محلول برمنغنات البوتاسيوم KMnO_4 مؤكسد قوي .
- شاردة البرمنغنات (MnO_4^-) تمثل حالة التأكسد و تكون باللون البنفسجي.
- الشاردة (Mn^{2+}) تمثل حالة الإرجاع و تكون باللون الشفاف.
- عند معايرة الأكسدة و الإرجاع و عند نقطة التكافؤ $n_{\text{ox}} = n_{\text{red}}$ العناصر المتفاعلة يمكنها تغيير اللون بين حالة التأكسد و حالة الإرجاع و خاصة عند استعمال برمنغنات البوتاسيوم .

3 . الهدف من التجربة:

الغاية من هذا العمل المخبري هو تحديد تركيز محلول حمض الأكساليك ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) بمعايرته بواسطة استعمال مرجع قوي هو برمنغنات البوتاسيوم (KMnO_4) بتطبيق العلاقة .

$$C_{\text{OX}} \cdot V_{\text{OX}} = C_{\text{RED}} \cdot V_{\text{RED}}$$

4 . أدوات التجربة و موادها :

الأدوات و الزجاجيات	المواد الكيميائية
<ul style="list-style-type: none"> • أرلينة 250 مل • سحاحة - قمع • ماصة مدرجة أو • اسطوانة مدرجة 	<ul style="list-style-type: none"> • محلول برمنغنات البوتاسيوم ($KMnO_4$) تركيزه 0.1 mol/L • محلول حمض الأكساليك ($H_2C_2O_4$) مجهول التركيز • حمض الكبريت (H_2SO_4) تركيزه 0.1 mol/L. • ماء مقطر دافئ

5 . طريقة العمل :

1. تأكد من نظافة الأدوات المستعملة.
2. إملأ السحاحة بمحلول برمنغنات البوتاسيوم ($KMnO_4$) تركيزه 0.1 mol/L و اضبطه عند التدرج صفر.
3. خذ 10 مل من محلول حمض الأكساليك ($H_2C_2O_4$) تركيزه مجهول.
4. ضعه في أرلينة
5. أضف له 20 مل من حمض الكبريت (H_2SO_4) تركيزه 0.1 mol/L.
6. أضف عليهم 10 مل من الماء المقطر الدافئ.
7. اسكب في حدود ($0,5cm^3$) من السحاحة في الأرلينة ستلاحظ بقاء لون البرمنغنات البنفسجي و لا يختفي .
8. قم بتسخين مزيج الأرلينة إلى غاية اختفاء اللون البنفسجي (مما يعني ظهور الايون Mn^{2+} و الذي سيلعب لاحقا دور محفز لتفاعل الأكسدة الإرجاعية لذلك لا نحتاج للتسخين بعد ذلك) .
9. واصل المعايرة بإضافة محلول البرمنغنات إلى الأرلينة قطرة بقطرة مع الرج ، و عند الوصول إلى التعادل توقف (نقطة التعادل هي ظهور اللون البنفسجي) .
10. سجل الحجم المضاف من محلول برمنغنات البوتاسيوم (V_{KMnO_4}) للوصول للتعادل.
11. أعد المعايرة مرتين للتأكد من الحجم.

6 . أسئلة التقرير :

1. احسب الحجم المتوسط المضاف من محلول برمنغنات البوتاسيوم .
2. أعط التفاعلات النصفية الحاصلة خلال التفاعل .
3. أعط المعادلة الكلية .
4. ماهو عدد الالكترونات المفقودة ؟
5. أحسب التركيز المولي لحمض الأكساليك

6. أحسب التركيز النظامي لحمض الاكزاليك

7. أذكر فائدة إضافة حمض الكبريت ؟

8. لماذا لم يستعمل كاشف لوني ؟

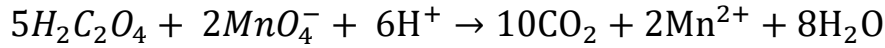
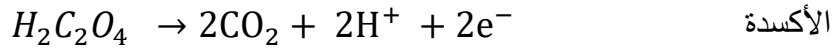
المعطيات :

$H_2C_2O_4$ (صلب) : (M= 90.03 g/mol)

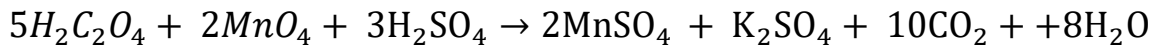
9. الإجابة على الأسئلة :

نتائج التجربة:

التجربة	حجم $KMnO_4$ (mL)	الحجم المتوسط (mL)
1	6.2	6.05
2	5.9	6.05



كما يمكن كتابة المعادلة على الشكل التالي:



عدد الالكترونات المفقودة هو 10 لأن تفاعلي الأكسدة و الإرجاع متزامنين

التركيز المولي لحمض $H_2C_2O_4$:

عند نقطة التكافؤ يكون:

$$\frac{n_{H_2C_2O_4}}{5} = \frac{n_{KMnO_4}}{2} \Leftrightarrow C_{H_2C_2O_4} = \frac{5}{2} \cdot \frac{(C_{KMnO_4} \cdot V_{KMnO_4})}{V_{H_2C_2O_4}}$$

$$C_{H_2C_2O_4} = \frac{5}{2} \cdot \frac{0.1 \times 6.05}{10} = 0.151 \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)$$

التركيز النظامي لحمض $H_2C_2O_4$:

بما أن حمض الأكزاليك حمض ثنائي فيمكن أن يحرر بروتونين إذن:

$$Z = 2 \rightarrow C_N = Z C_M$$

و منه فالتركيز النظامي هو:

$$C_N = Z C_M \rightarrow C_N = 2 \times 0.151 = 0.302 \text{ (eq. } \frac{g}{L} \text{)}$$

فائدة إضافة حمض الكبريت هو توفير شوارد الهيدرونيوم لتسريع إرجاع البرمغنات (تحميض الوسط) لم يستعمل كاشف لوني لان برمغنات البوتاسيوم ملونة أصلا باللون البنفسجي بحيث تحدد نقطة نهاية المعايرة بظهور اللون البنفسجي من جديد و الذي لا يختفي .

العمل التطبيقي رقم 07 (تحديد عسر الماء)

1 . مفاهيم عامة :

عسر الماء (أو قساوة الماء) : هو مقياس لإمكانية ترسيب الصابون (تكسير رغوة الصابون) و يرجع السبب إلى وجود نسبة عالية من الأملاح المذابة في الماء مثل أملاح الكالسيوم والماغنسيوم و خاصة البيكربونات و السلفات و ما يحدث كيميائياً أن أملاح الكالسيوم والماغنسيوم تتفاعل مع الصوديوم الموجود في الصابون مكونة صابوناً معدنياً لا يذوب في الماء وهذا هو سبب عدم تكون رغوة الصابون مع المياه العسرة و يرمز له بالرمز °TH (Degré hydrotimétrique) .

$$1^{\circ}\text{TH} = 1 \times 10^{-4} \text{mol.L}^{-1} ([\text{Ca}^{2+}] + [\text{Mg}^{2+}])$$

ينقسم عسر الماء إلى نوعين مؤقت ودائم :

1. **العسر المؤقت (Dureté temporaire) :** وهذا العسر يسمى "مؤقتاً" لأننا نستطيع

التخلص منه بواسطة غليان الماء ثم التخلص من الراسب المتشكل و يرجع هذا العسر إلى وجود أملاح البيكربونات مثل بركربونات الكالسيوم و المغنزيوم الذائبة في الماء .

2. **العسر الدائم (Dureté permanente) :** وسُمي "دائماً" لأنه لا يمكن إزالته بالغليان،

بل أن التسخين يزيد من ذوبانية هذه الأملاح في الماء، و يرجع هذا العسر إلى وجود أملاح الكبريتات و الكلوريدات الذائبة و كذلك أملاح سيليكات الكالسيوم و المغنزيوم الذائبة في الماء.

3. **قياس عسرة المياه :** درجة عسر الماء هو مجموع العسر المؤقت والدائم وله مقاييس تختلف من

دولة لأخرى فهناك مقياس إنجليزي وألماني وفرنسي وأمريكي , وعادة ما يقاس (mg / L) وهناك طريقتين :

✚ **الطريقة الأولى :** يتم قياس الكمية الكلية للكالسيوم و المغنزيوم في الماء .

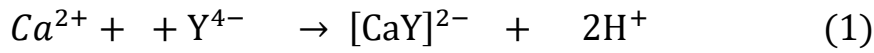
✚ **الطريقة الثانية :** يتم قياس محتوى الكالسيوم فقط .

المبدأ : يتم التحليل باستخدام طريقة المعايرة من نوع (Titrage complexométrique) باستعمال

المعقدات EDTA .

E.D.T.A : acide éthylène diamine tétra acétique و يكتب على الشكل $[\text{H}_4\text{Y}]$.

و هو من أشهر المركبات التي تتحد مع المعادن لتشكل مترابطات (complexe) حيث أن الشاردة Y^{4-} تتفاعل لتعطي عدة مركبات كما يلي :



وبما أن المركبات المتشكلة مع EDTA شفافة فان لمعرفة نهاية التفاعل يجب استعمال كاشف لوني وهو أسود الأيروكروم (Noir d'ériochrome) N.E.T الذي يكون وردي بوجود شوارد Ca^{2+} و Mg^{2+} و أزرق بوجود الشوارد $[CaY]^{2-}$ و $[MgY]^{2-}$.

و يجرى التفاعل في وسط $pH \approx 10$ عن طريق تحضير المحلول المنظم (NH_4OH+NH_4Cl) .

4. الهدف من التجربة :

تحديد عسر الماء بواسطة المعقدات (EDTA) باستعمال العلاقة التالية :

$$ppm \left(\frac{mg}{L} \right) = \frac{C_{EDTA} \cdot V_{eq}}{V_{H_2O}}$$

5. أدوات التجربة و موادها :

المواد الكيميائية	الأدوات و الزجاجيات
<ul style="list-style-type: none"> • ماء الحنفية • محلول EDTA بتركيز 0.01mol/L • محلول منظم (NH_4OH+NH_4Cl), $pH \approx 10$ • كاشف لوني (أسود الأيروكروم) 	<ul style="list-style-type: none"> • سحاحة - قمع • أرلينة 250 مل • بيشر 250 مل • أسطوانة مدرجة

6. طريقة العمل :

الجزء الاول :

1. تأكد من نظافة الأدوات المستعملة.
2. خذ 100 مل بواسطة أسطوانة مدرجة من ماء الحنفية .
3. ضعه في بيشر حجمه 250 مل .
4. قم بالتسخين حتى ظهور الراسب الأبيض .

الجزء الثاني حساب العسر الكلي :

5. إملأ السحاحة بمحلول (EDTA) تركيزه 0.01mol/L واضبطه عند التدرج صفر.
6. خذ 50 مل بواسطة أسطوانة مدرجة من ماء الحنفية .

7. ضعه في أرلينة .
8. أضف لها 5 مل من المحلول المنظم ($\text{NH}_4\text{OH}+\text{NH}_4\text{Cl}$) .
9. أضف القليل من الكاشف الملون أسود الأيروكروم (صلب) .
10. ضع الأرلينة تحت حنفية السحاحة و ابدأ عملية المعايرة قطرة - بقطرة مع الرج .
11. عند تغير اللون من الأحمر إلى الأزرق أغلق صمام السحاحة .
12. قم بتسجيل حجم EDTA المضاف V_{eq} .

الجزء الثالث حساب العسر الدائم :

1. قم بترشيح الراسب الأبيض .
2. خذ 50 مل من الماء المرشح .
3. إملأ السحاحة بمحلول (EDTA) تركيزه 0.01mol/L واضبطه عند التدريجة صفر .
4. ضعه في أرلينة .
5. أضف لها 5 مل من المحلول المنظم ($\text{NH}_4\text{OH}+\text{NH}_4\text{Cl}$) .
6. أضف القليل من الكاشف الملون أسود الأيروكروم (صلب) .
7. ضع الأرلينة تحت حنفية السحاحة و ابدأ عملية المعايرة قطرة - بقطرة مع الرج .
8. عند تغير اللون من الأحمر إلى الأزرق أغلق صمام السحاحة .
9. قم بتسجيل حجم EDTA المضاف V'_{eq} .

ملاحظة : في حالة العسر العالي يظهر فعلاً اللون الأحمر الخمري أما لو كان العسر قليل فإنه يظهر اللون البنفسجي أو المائل للزرق و يجب عمل المعايرة في زمن لا يزيد عن 5 دقائق من وضع المحلول المنظم.

7. أسئلة التقرير :

1. أكتب معادلات تفاعل المعقد EDTA مع شوارد Ca^{2+} و Mg^{2+}
2. أحسب العسر الكلي .
3. أحسب العسر الدائم .
4. أستنتج العسر المؤقت .

8. الإجابة على الأسئلة :

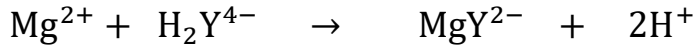
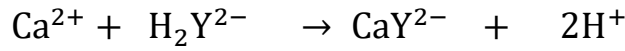
نتائج التجربة 2:

التجربة	حجم EDTA (mL)	الحجم المتوسط (mL)
1	8.8	9
2	9.2	

نتائج التجربة 3:

التجربة	حجم EDTA (mL)	الحجم المتوسط (mL)
1	4.6	4.35
2	4.1	

معادلات تفاعل المعقد EDTA مع شوارد Ca^{2+} و Mg^{2+} :



حساب العسر الكلي :

عند التكافؤ :

$$C \cdot V_{H_2O} = C_{EDTA} \cdot V_{EDTA} \rightarrow C = \frac{C_{EDTA} \cdot V_{EDTA}}{V_{H_2O}}$$

مع : $C = [Ca^{2+}] + [Mg^{2+}]$

$$C = \frac{0.1 \times 9}{50} = 0.018 \left(\frac{mol}{L} \right)$$

إذن : $[Ca^{2+}] + [Mg^{2+}] = 0.018 \left(\frac{mol}{L} \right)$

حساب العسر الدائم :

عند التكافؤ :

$$C = \frac{C_{EDTA} \cdot V_{EDTA}}{V_{H_2O}}$$

مع : $C = [Ca^{2+}]$

$$C = \frac{0.1 \times 4.35}{50} = 8.7 \cdot 10^{-3} \left(\frac{mol}{L} \right)$$

العسر المؤقت :

$$C = [Ca^{2+}] + [Mg^{2+}] \rightarrow [Mg^{2+}] = C - [Ca^{2+}]$$

$$[Mg^{2+}] = 0.018 - 8.7 \cdot 10^{-3} = 9.3 \cdot 10^{-3} \left(\frac{mol}{L} \right)$$

العمل التطبيقي رقم 08) معايرة أيونات الكلور الموجودة في الماء بطريقة موهر (**1. مفاهيم عامة :**

يعد أيون الكلوريد من الأيونات السالبة المهمة الموجودة في المياه الطبيعية ويكسب الماء الطعم المالح إذا ارتبط مع أيون الصوديوم مكوناً كلوريد الصوديوم (ملح الطعام) و تتصف أملاح الكلوريدات بقابليتها العالية على الذوبان في الماء. وجود أيون الكلوريد بتركيز عالٍ في الماء له تأثير سام و دائماً ما تكون مياه الصرف الصحي أكثر ثراءً بالكلوريدات من المياه الموزعة لأن جسم الإنسان يتخلص من جميع الكلوريدات التي يتم تناولها في كل طعامه. لهذا فإن الزيادة في محتوى الكلور في شبكة مياه الشرب يمكن أن تكون أحياناً علامة على تسرب مياه الصرف الصحي. تركيز الكلوريدات في الماء المخصص للاستهلاك الأدمي هي 25 مغ / لتر.

2. طريقة موهر (طريقة القياس الفضي) :

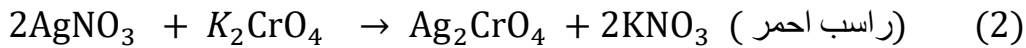
طريقة موهر (نسبة إلى الصيدلي الألماني كارل فريدريش موهر) و هي إحدى الطرق المستخدمة لتحديد تركيز كلا من الأيونات (Cl^- , Br^- , CN^-) في معايرات الترسيب (طرق القياس الفضي) وهي طريقة مهمة في مراقبة الجودة ومراقبة الغش التجاري في مياه الشرب .

3. المبدأ :

يستخدم في هذه الطريقة دليل أيون الكرومات CrO_4^{2-} والذي يتفاعل مع الفضة (Ag^+) عند نقطة التكافؤ ويكون راسباً أحمر مع أول قطرة زائدة من الفضة. قبل نقطة التكافؤ فإن أي إضافة من نترات الفضة ($AgNO_3$) على محلول الكلوريد يؤدي إلى ترسيب كلوريد الفضة ($AgCl$) ذات اللون الأبيض . ويترسب كلوريد الفضة أولاً بسبب أن حاصل إذابته أقل من حاصل إذابة كرومات الفضة حسب المعادلة :



عند نقطة التكافؤ أي بعد ترسيب كل أيونات الكلوريد من المحلول فإن أول قطرة زائدة من أيونات الفضة سوف ترسب أيونات الكرومات (CrO_4^{2-}) على هيئة كرومات الفضة (Ag_2CrO_4) (راسب أحمر) والتي تدل على نقطة النهاية حسب المعادلة التالية.



الراسب الأبيض ($AgCl$) مع الراسب الأحمر (Ag_2CrO_4) يشكل لون كرمي وهو الذي يدل على نهاية المعايرة.

4. الهدف من التجربة:

معايرة أيونات الكلور الموجودة في الماء باستعمال محلول نترات الفضة بطريقة موهر عند التكافؤ يكون:

$$n_{\text{AgNO}_3} = n_{\text{NaCl}} \rightarrow C_{\text{AgNO}_3} \cdot V_{\text{AgNO}_3} = C_{\text{NaCl}} \cdot V_{\text{NaCl}}$$

$$C_{\text{NaCl}} = \frac{C_{\text{AgNO}_3} \cdot V_{\text{AgNO}_3}}{V_{\text{NaCl}}}$$

5. أدوات التجربة و موادها :

المواد الكيميائية	الأدوات و الزجاجيات
<ul style="list-style-type: none"> • ماء الحنفية • محلول نترات الفضة AgNO_3 بتركيز 0.01mol/L • محلول كرومات K_2CrO_4 10 % 	<ul style="list-style-type: none"> • سحاحة - قمع • أرلينة 250 مل • أسطوانة مدرجة

6. طريقة العمل :

1. تأكد من نظافة الأدوات المستعملة.
2. إملأ السحاحة بمحلول نترات الفضة (AgNO_3) تركيزه 0.01mol/L واضبطه عند التدريجة صفر.
3. خذ 50 مل من ماء الحنفية بواسطة ماصة أو اسطوانة مدرجة .
4. ضعه في أرلينة .
5. أضف 2 إلى 3 قطرات من محلول كرومات K_2CrO_4 10 % .
6. ضع الأرلينة تحت حنفية السحاحة و ابدأ عملية المعايرة قطرة - قطرة مع الرج .
7. عند ظهور راسب أحمر ثابت لا يختفي بالرج أغلق صمام السحاحة ثم سجل حجم نترات الفضة (AgNO_3) المستهلك وليكن V_{AgNO_3} .
8. أعد خطوات التجربة مرة أخرى و خذ الحجم المتوسط .

7. أسئلة التقرير :

1. أكتب معادلات التفاعل .
2. أحسب التركيز المولي للكلور في الماء .
3. أحسب التركيز الكتلي للكلور في الماء ب mg / L .
4. هل هذا الماء صالح للاستهلاك الأدمي؟ علل؟

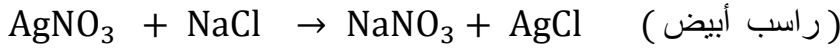
8. الإجابة على الأسئلة :

نتائج التجربة :

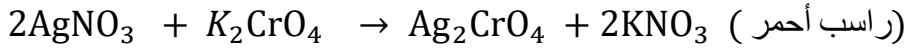
التجربة	حجم NaOH (mL)	الحجم المتوسط (mL)
1	6.5	6.6
2	6.7	

معادلات التفاعل :

قبل نقطة التكافؤ فإن أي إضافة من نترات الفضة (في السحاحة) على محلول الكلوريد مثلاً (في الدورق) يؤدي إلى ترسيب كلوريد الفضة ذات اللون الأبيض. ويترسب كلوريد الفضة أولاً بسبب أن حاصل إذابته أقل من حاصل إذابة كرومات الفضة.



عند نقطة التكافؤ أي بعد ترسيب كل أيونات الكلوريد من المحلول فإن أول قطرة زائدة من أيونات الفضة سوف ترسب أيونات الكرومات (الدليل) على هيئة كرومات الفضة (راسب أحمر) والتي تدل على نقطة النهاية.



عند التكافؤ يكون :

$$n_{\text{Cl}^-} = n_{\text{Ag}^+} \rightarrow C_{\text{Cl}^-} \times V_{\text{Cl}^-} = C_{\text{Ag}^+} \times V_{\text{Ag}^+} \rightarrow C_{\text{Cl}^-} = \frac{(C_{\text{Ag}^+} \times V_{\text{Ag}^+})}{V_{\text{Cl}^-}}$$

$$C_{\text{Cl}^-} = \frac{(C_{\text{Ag}^+} \times V_{\text{Ag}^+})}{V_{\text{Cl}^-}} = C_{\text{Cl}^-} = \frac{(0.01 \times 6.6)}{50} = 0.00132 \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)$$

$$T_{\text{Cl}^-} = M \cdot C_{\text{Cl}^-} = 35.5 \times 0.00132 = 0.04686 \left(\frac{\text{g}}{\text{L}} \right) = 46.86 \left(\frac{\text{mg}}{\text{L}} \right)$$

هذا الماء غير صالح للاستهلاك الآدمي لأن تركيز الكلور أكبر من $25 \left(\frac{\text{mg}}{\text{L}} \right)$.

الفصل الثاني

تجارب الكيمياء الحرارية

العمل التطبيقي رقم 01 (حساب السعة الحرارية لمسعر حراري K_{cal})**1. مفاهيم عامة :****➤ كمية الحرارة (Q):**

هي شكل من أشكال انتقال الطاقة التي تأخذها الجملة أو تعطىها من أو إلى الوسط الخارجي ، و تقاس كمية الحرارة باستعمال الأجهزة العازلة للحرارة مثل جهاز المسعر الحراري (Calorimètre)، في علم الكيمياء تكون كمية الحرارة سالبة إذا امتصتها الجملة من الوسط الخارجي و تكون موجبة إذا أعطتها الجملة إلى الوسط الخارجي، و يرمز لها بالرمز **Q** ووحدتها في النظام العالمي للوحدات هي الجول (Joule) ، وتعطى بالعلاقة التالية:

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

حيث :

• **m** : كتلة المادة.

• **ΔT** : التغير في درجة الحرارة .

• **c** : الحرارة النوعية .

➤ الحرارة النوعية (c) :

هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة واحد غرام من مادة معينة درجة مئوية واحدة ووحدتها (J/g. °C) .

➤ السعة الحرارية (K) :

هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة كتلة مادة معينة درجة مئوية واحدة ووحدتها (J/ °C) **➤ العلاقة بين السعة الحرارية والحرارة النوعية:**

السعة الحرارية (K) = كتلة (المادة) (m) x الحرارة النوعية (c)

$$K = m \cdot c$$

➤ الحرارة النوعية للماء:

الحرارة النوعية للماء هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة غرام واحد من الماء درجة مئوية واحدة و قيمتها هي (J/g. K) 4.184 أو (cal /g. K) 1 وهذا يعني أننا نحتاج إلى 4.184 جول من الطاقة لرفع درجة حرارة واحد جرام من الماء درجة مئوية واحدة.

جدول الحرارة النوعية لبعض المواد :

المادة	الحرارة النوعية (J/g. K)
الهواء	1.01
النحاس	0.38
الزجاج	0.78
الماء	4.184
الألومينيوم	0.887
ملح الطعام	0.774
الحديد	0.452
الذهب	0.131

2. المبدأ: بما أن النظام معزول إذن :

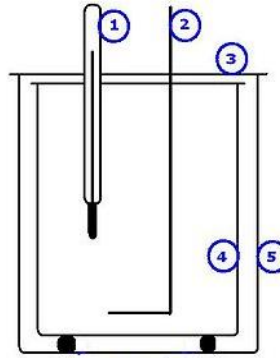
$$\sum Q_i = 0$$

$$Q_{\text{مكتسبة}} + Q_{\text{مفقودة}} = 0$$

$$Q_{\text{مسعر}} + Q_{\text{ماء ساخن}} + Q_{\text{ماء بارد}} = 0$$

3. وصف جهاز المسعر الحراري :

المسعر الحراري هو جهاز يستخدم في المخابر الكيميائية لقياس كمية الحرارة الناتجة عن التفاعلات الكيميائية أو الحرارة الناتجة عن التغيرات الفيزيائية ، بالإضافة إلى قياس الحرارة النوعية للمواد ، فهو يعتبر نظام مغلق و معزول بحيث لا تدخل الحرارة من الخارج إلى النظام ولا تخرج منه إلى الوسط المحيط (الشكل 1) .



1. ترمومتر
2. خلاط يدوي
3. غطاء عازل
4. وعاء داخلي معزول
5. وعاء خارجي

الشكل (1) مسعر حراري

4. الهدف من التجربة:

- حساب السعة الحرارية لمسعر حراري Kcal .
- استنتاج الحرارة النوعية لمسعر حراري Ccal .
- حساب كمية الحرارة المتبادلة Q بين جسمين يختلفان في درجة الحرارة في مسعر حراري .

5. أدوات التجربة و موادها :

المواد الكيميائية	الأدوات و الزجاجيات
• ماء مقطر	<ul style="list-style-type: none"> • مسعر حراري مزود بخلاط • ترمومتر • جهاز تسخين • بيشرسعتة 250 مل • ميزان الكتروني

6. طريقة العمل :

1. نأخذ بيشر و نقوم بإهمال وزنه ثم نضع به كتلة من الماء البارد و لتكن $m_1=150$ g .
2. نسكب الماء البارد في المسعر.
3. نقوم بغلق المسعر ننتظر تحقيق التوازن الحراري ثم نقوم بقياس درجة حرارة الجملة (ماء بارد + مسعر) و لتكن T_1 .
4. نقوم بتسخين كمية من الماء إلى درجة الحرارة $80^\circ C$ ثم نأخذ كتلة من الماء الساخن و لتكن $m_2= 150$ g .
5. قبل إضافة الماء الساخن إلى المسعر مباشرة نقيس درجة حرارته من جديد و لتكن T_2 .
6. نسكب الماء الساخن في المسعر.
7. نقوم بخلط الجملة بهدوء إلى غاية التوازن ثم نقيس درجة حرارة الجملة (ماء بارد + ماء ساخن + مسعر) و لتكن T_f .
8. سجل النتائج المتحصل عليها في جدول .

7. أسئلة التقرير :

1. احسب درجة حرارة التوازن النظرية T_f (théorique) .

حيث :

$$T_f (théo) = \frac{T_1+T_2}{2}$$

2. قارن بين درجة حرارة التوازن التجريبية T_f (expérimentale) و النظرية T_f (théorique) .
3. علل الفرق بينهما؟
4. أحسب السعة الحرارية للمسعر K_{cal} حيث تعطى الحرارة النوعية للماء $(C_{eau}=1cal/ g.K)$.
5. اذا علمت أن كتلة المسعر الحراري هي 2635 g أحسب الحرارة النوعية للمسعر C_{cal} .
6. أحسب كمية الحرارة المفقودة Q و المكتسبة Q في الجملة (ماء بارد + ماء ساخن + مسعر) بالحريرة .

8. الإجابة على الأسئلة :

نتائج التجربة :

حرارة التوازن التجريبية $T_{f(exp)} (K)$	حرارة الماء الساخن $T_2(K)$	حرارة الماء البارد $T_1 (K)$	كتلة الماء الساخن $m_2(g)$	كتلة الماء البارد $m_1(g)$
314.55	333.05	297.65	150.69	150.08

درجة حرارة التوازن النظرية $T_f(\text{théorique})$:

$$T_f(\text{théo}) = \frac{T_1 + T_2}{2} = \frac{297.65 + 333.05}{2} = 315.35$$

نلاحظ أن $T_f(\text{théorique}) > T_f(\text{Experimentale})$ وذلك لأن المسعر الحراري يمتص كمية من الحرارةحساب السعة الحرارية للمسعر K_{cal} :

بما أن الجملة معزولة حرارياً إذن:

$$\sum Q_i = 0$$

$$Q_{\text{مكتسبة}} + Q_{\text{مفقودة}} = 0$$

$$Q_{\text{مسعر}} + Q_{\text{ماء ساخن}} + Q_{\text{ماء بارد}} = 0$$

$$\text{مع: } Q = m \cdot c \cdot \Delta T \text{ أو } Q = K \cdot \Delta T \text{ لأن } K = m \cdot c$$

بالتعويض نجد:

$$K_{cal} = \frac{m_1 \cdot c_{H_2O} \cdot (T_1 - T_f) + m_2 \cdot c_{H_2O} \cdot (T_2 - T_f)}{(T_f - T_2)} = 14.87 \text{ (cal)}$$

الحرارة النوعية للمسعر K_{cal} لدينا:

$$K_{cal} = m_{cal} \cdot c_{cal} \rightarrow c_{cal} = \frac{K_{cal}}{m_{cal}}$$

$$c_{cal} = \frac{K_{cal}}{m_{cal}} = \frac{14.87}{2635} = 0.005643 \left(\frac{\text{cal}}{\text{g}} \cdot K \right)$$

حساب كمية الحرارة المفقودة Q :

$$Q_{\text{مفقودة}} = Q_{\text{ماء ساخن}} = m_2 \cdot c_{H_2O} \cdot (T_f - T_1)$$

$$Q_{\text{مفقودة}} = -2787.765 \text{ (cal)}$$

حساب كمية الحرارة المكتسبة Q :

$$Q_{\text{مكتسبة}} = Q_{\text{ماء بارد}} + Q_{\text{مسعر}} = m_1 \cdot c_{H_2O} \cdot (T_f - T_1) + K_{cal} \cdot (T_f - T_1)$$

$$Q_{\text{مكتسبة}} = 2551.222 \text{ (cal)}$$

العمل التطبيقي رقم 02 (حساب الحرارة النوعية الكتلية لجسم صلب C_{metal})

1. مفاهيم عامة :

تختلف المواد عن بعضها بمقدار كمية الحرارة التي تكتسبها من الوسط الخارجي عندما تخضع لنفس الشروط التجريبية . أي أن لطبيعة المادة علاقة بكمية الحرارة المكتسبة وكذلك ارتفاع درجة حرارتها ، وهكذا يكون لكل مادة حرارة نوعية خاصة بها تميزها عن غيرها من المواد . وتعطى الحرارة النوعية لمادة بالعلاقة التالية :

$$c = \frac{Q}{m \cdot \Delta T}$$

حيث :

- c : الحرارة النوعية.
- m : كتلة المادة.
- ΔT : التغير في درجة الحرارة .

2. الهدف من التجربة:

- حساب الحرارة النوعية لبعض المعادن .
- حساب كمية الحرارة المتبادلة بين جسم سائل بارد Q_{eau} و جسم صلب ساخن $Q_{\text{m\u00e9tal}}$.

3. أدوات التجربة و موادها :

الأدوات و الزجاجيات	المواد الكيميائية
<ul style="list-style-type: none"> • مسعر حراري مزود بخلاط • ترمومتر • جهاز تسخين • بيشر سعة 250 مل • ميزان الكتروني 	<ul style="list-style-type: none"> • ماء مقطر • قطع من المعدن

4. طريقة العمل :

التجربة رقم 1 :

1. نأخذ بيشر و نقوم بإهمال وزنه ثم نضع به كتلة من الماء البارد و لتكن $m_{\text{eau}} = 300 \text{ g}$
2. نسكب الماء البارد في المسعر.
3. نقوم بغلق المسعر ننتظر تحقيق التوازن الحراري ثم نقوم بقياس درجة حرارة الجملة (ماء بارد +مسعر) و لتكن T_1

4. نضع قطعة معدن النحاس في بيشر به كمية من الماء الساخن ($100^{\circ}\text{C} - 90$) و ذلك بتعليقها فوق حامل بواسطة خيط من البلاستيك بحيث لا تلامس القطعة النحاسية لا لجدران و لا قعر البيشر .
5. ننتظر إلى حين بلوغ المعدن درجة حرارة الماء الساخن و لتكن T_2 .
6. نأخذ القطعة المعدنية و نضعها في المسعر الحراري .
7. نقوم بخلط الجملة بهدوء إلى غاية التوازن ثم نقيس درجة حرارة الجملة (ماء بارد+مسعر +معدن) و لتكن T_f .
8. نأخذ قطعة المعدن (النحاس- الألمنيوم) و نقوم بوزنها $m_{\text{m\u00e9tal}}$.
9. سجل النتائج المتحصل عليها في جدول .

التجربة رقم 2 :

نعيد نفس خطوات التجربة رقم 1 ولكن باستعمال معدن الألمونيوم .

5. أسئلة التقرير :

1. أحسب الحرارة النوعية للمعدن.
2. قارن بين النتائج المتحصل عليها تجريبيا مع القيم النظرية.
3. أحسب كمية الحرارة المفقودة بالحريرة ثم بالجول .
4. أحسب كمية الحرارة المكتسبة بالحريرة ثم بالجول.

المعطيات :

- $K_{\text{cal}} = 14.7 \text{ cal/ K}$
- الحرارة النوعية للماء 1 cal /g. K
- الحرارة النوعية للنحاس $C_{\text{Cu}} = 0.380 \text{ cal /g. K}$
- الحرارة النوعية للألمنيوم $C_{\text{Al}} = 0.887 \text{ cal /g. K}$

مثال تطبيقي :

إذا علمت أن (18.5 g) من معدن معين امتصت كمية من الحرارة مقدارها (1170 J)، وارتفعت درجة حرارتها من (25 °C) إلى (92.5 °C) ، فاحسب الحرارة النوعية لهذا المعدن .

7. الإجابة على الأسئلة :

نتائج التجربة 1:

قطعة النحاس	كتلة الماء البارد $m_1(g)$	حرارة الماء البارد $T_1 (K)$	حرارة قطعة المعدن $T_2(K)$	حرارة التوازن التجريبية $T_{f(exp)}$	كتلة قطعة المعدن $m_2(g)$
Cu	300.59	294.9	331.4	295.5	30.44

نتائج التجربة 2:

قطعة الألمنيوم	كتلة الماء البارد $m_1(g)$	حرارة الماء البارد $T_1 (K)$	حرارة قطعة المعدن $T_2(K)$	حرارة التوازن التجريبية $T_{f(exp)}$	كتلة قطعة المعدن $m_2(g)$
Al	300	293.8	335.5	296.4	29.87

التجربة رقم 1 :

حساب الحرارة النوعية للمعادن:

بما أن الجملة معزولة حرارياً إذن:

$$\sum Q_i = 0$$

$$Q_{مكتسبة} + Q_{مفقودة} = 0$$

$$Q_{مسعر} + Q_{معدن} + Q_{ماءبارد} = 0$$

$$مع: Q = m \cdot c \cdot \Delta T \text{ أو } Q = K \cdot \Delta T \text{ لأن } K = m \cdot c$$

بالتعويض نجد:

$$c_{Cu(exp)} = \frac{(m_{H_2O} \cdot c_{H_2O} + K_{cal})(T_1 - T_f)}{m_{Cu} \cdot (T_f - T_2)} = 0.173 \left(\frac{cal}{g} \cdot ^\circ K \right) = 0.723 \left(\frac{J}{g} \cdot ^\circ K \right)$$

$$c_{Al(exp)} = \frac{(m_{H_2O} \cdot c_{H_2O} + K_{cal})(T_1 - T_f)}{m_{Cu} \cdot (T_f - T_2)} = 0.699 \left(\frac{cal}{g} \cdot ^\circ K \right) = 2.921 \left(\frac{J}{g} \cdot ^\circ K \right)$$

المقارنة:

$$c_{Cu(exp)} (0.173 J/g \cdot ^\circ K) < c_{Cu(theo)} (0.380 J/g \cdot ^\circ K)$$

$$c_{Al(exp)} (0.699 J/g \cdot ^\circ K) < c_{Al(theo)} (0.887 J/g \cdot ^\circ K)$$

نلاحظ أن القيم المتحصل عليها تجريبيا أصغر من القيم النظرية قد يرجع هذا إلى أخطاء في التجربة كما يمكن أن يكون بسبب ضياع كمية من الحرارة أثناء التجربة وأيضا ربما أن المعادن المستعملة في التجربة غير نقية وتحتوي على معادن أخرى كشوائب مما يؤثر على حرارتها النوعية.

حل المثال التطبيقي:

$$\Delta T = T_f - T_i = 92.5 - 25 = 67.5^\circ C$$

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T \rightarrow c = \frac{Q}{m \cdot \Delta T} \quad \text{لدينا :}$$

إذن :

$$c = \frac{Q}{m \cdot \Delta T} = \frac{1170}{18.5 \cdot 67.5} = 0.937 \left(\frac{J}{g \cdot ^\circ C} \right)$$

العمل التطبيقي رقم 03 (قياس الحرارة المولية للذوبان ΔH_{diss})**1. مفاهيم عامة :**

الحرارة المولية للذوبان ΔH_{diss} : هي كمية الطاقة الحرارية المنطلقة أو الممتصة التي ترافق ذوبان 1 مول من مادة كيميائية في الماء، و تعرف بحرارة الذوبان (الأنطالبي) ويرمز لها بالرمز ΔH_{diss} وتقاس الأنطالبي بوحدة كيلو جول/مول.

✚ في حالة تفاعل ناشر للحرارة إشارة تغير الأنطالبي تكون سالبة ($\Delta H < 0$)

(Exothermique)

✚ أما إذا كان تفاعل يمتص الحرارة فتكون إشارة تغير الأنطالبي تكون موجبة ($\Delta H > 0$)

(Endothermique)

وتعطى الأنطالبي بالعلاقة التالية :

$$\Delta H_{diss} = \frac{Q}{n}$$

حيث :

- Q : كمية الحرارة
- n : عدد المولات

2. المبدأ :

تعتمد الطريقة العملية على إذابة المادة الصلبة داخل وعاء معزول (مسعر حراري) من أجل قياس التغير في درجة حرارة محتوى الوعاء ΔT الذي يرافق الذوبان ثم نستنتج كمية الحرارة Q المتبادلة خلال الذوبان و كذلك نوع التفاعل (ماص أو ناشر للحرارة أو لا حراري).

3. الهدف من التجربة :

- تعيين الأنطالبي لذوبان هيدروكسيد البوتاسيوم الصلب KOH في الماء.
- تعيين الأنطالبي لذوبان كلوريد الأمونيوم الصلب NH_4Cl في الماء.

4. أدوات التجربة و موادها :

المواد الكيميائية	الأدوات و الزجاجيات
<ul style="list-style-type: none"> • ماء مقطر • هيدروكسيد البوتاسيوم الصلب KOH • كلوريد الأمونيوم الصلب NH_4Cl 	<ul style="list-style-type: none"> • مسعر حراري مزود بخلاط • ترمومتر • جهاز تسخين • بيشرسغته 250 مل • ميزان الكتروني

5. طريقة العمل :**الجزء الاول :**

1. نأخذ البيشر ثم نضع به كمية من الماء البارد مقدارها $m_{eau}=100\text{ g}$.
2. نسكب الماء في المسعر.
3. نقوم بغلق المسعر ننتظر تحقيق التوازن الحراري ثم نقوم بقياس درجة حرارة الجملة (ماء بارد + مسعر) و لتكن T_1
4. نقوم بوزن 5,61 غ من هيدروكسيد البوتاسيوم الصلب KOH بواسطة ميزان الكتروني.
5. نضع كمية KOH في المسعر.
6. نقوم بخلط الجملة بهدوء إلى غاية الذوبان التام لهيدروكسيد البوتاسيوم ثم نقيس درجة حرارة الجملة (ماء بارد+ مسعر + هيدروكسيد البوتاسيوم) و لتكن T_f
7. ضع النتائج المتحصل عليها في جدول

الجزء الثاني :

1. نأخذ بيشر و نقوم بإهمال وزنه ثم نضع به كتلة من الماء البارد و لتكن $m_{eau}=100\text{ g}$
2. نسكب الماء البارد في المسعر.
3. نقوم بغلق المسعر ننتظر تحقيق التوازن الحراري ثم نقوم بقياس درجة حرارة الجملة (ماء بارد+ مسعر) و لتكن T_1
4. نقوم بوزن 5,34 غ من كلوريد الأمونيوم الصلب NH_4Cl بواسطة ميزان الكتروني.
5. نضع كمية NH_4Cl في المسعر.
6. نقوم بخلط الجملة بهدوء إلى غاية الذوبان التام لكلوريد الأمونيوم ثم نقيس درجة حرارة الجملة (ماء بارد+ مسعر + كلوريد الأمونيوم) و لتكن T_f
7. ضع النتائج المتحصل عليها في جدول

6. أسئلة التقرير :**من أجل التجريبتين :**

1. أحسب عدد مولات كل من هيدروكسيد البوتاسيوم KOH و كلوريد الأمونيوم NH_4Cl التي وضعت في المسعر.
2. أكتب معادلة ذوبان كل من هيدروكسيد البوتاسيوم و كلوريد الأمونيوم في الماء.
3. أحسب كمية الحرارة التي ترافق كل من التفاعلين بالحريرة ثم بالجول.
4. أحسب الأنطالبي لكل من التفاعلين.
5. استنتج نوع تفاعل الذوبان لكل من KOH و NH_4Cl
6. برر إجابتك.

المعطيات:

- السعة الحرارية للمسعر $K_{cal} = 14,7 \text{ cal / K}$
- الحرارة النوعية للماء $C_{H_2O} = 1 \text{ cal / g. K} = 4.185 \text{ J / g. K}$
- الكتلة المولية لهيدروكسيد البوتاسيوم $M_{KOH} = 56.105 \text{ g/mole}$
- الكتلة المولية لكلوريد الأمونيوم $M_{NH_4Cl} = 53.491 \text{ g/mole}$

7. الإجابة على الأسئلة :

نتائج التجارب :

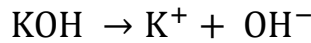
حرارة التوازن T_f (°K)	حرارة الماء البارد T_1 (°K)	كتلة المركب $M_{prod}(g)$	كتلة الماء البارد $m_{H_2O}(g)$	التجربة
298.9	373.1	5.69	100.56	(KOH)
290.1	292.7	5.32	100.17	(NH ₄ Cl)

عدد مولات كل من هيدروكسيد البوتاسيوم KOH و كلوريد الأمونيوم NH_4Cl

$$n_{KOH} = \frac{m_{KOH}}{M_{KOH}} = \frac{5.69}{56.10} = 0.101 \text{ mole}$$

$$n_{NH_4Cl} = \frac{m_{NH_4Cl}}{M_{NH_4Cl}} = \frac{5.32}{53.491} = 0.099 \text{ mole}$$

معادلة ذوبان كل من هيدروكسيد البوتاسيوم و كلوريد الأمونيوم في الماء



حساب كمية الحرارة التي ترافق كل من التفاعلين

بما أن الجملة معزولة حرارياً إذن :

$$\sum Q_i = 0$$

$$Q_{مكتسبة} + Q_{مفقودة} = 0$$

$$Q_{H_2O} + Q_{KOH(NH_4Cl)} + Q_{cal} = 0$$

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T \text{ مع}$$

و منه :

$$Q_{KOH} = (m_{H_2O} \cdot c_{H_2O} + K_{cal})(T_1 - T_f)$$

$$Q_{KOH} = (100.06 \times 1 + 14.7)(298.9 - 373.1) = -8515.19 \text{ cal}$$

$$Q_{NH_4Cl} = (m_{H_2O} \cdot c_{H_2O} + K_{cal})(T_1 - T_f)$$

$$Q_{NH_4Cl} = (100.17 \times 1 + 14.7)(292.7 - 290.1) = 298.66 \text{ cal}$$

حساب الأنطالبي لكل من التفاعلين.

$$\Delta H_{KOH} = \frac{Q_{KOH}}{n_{KOH}} = \frac{-8475.86}{0.101} = -84308.83 \text{ cal/mol}$$

$$\Delta H_{NH_4Cl} = \frac{Q_{NH_4Cl}}{n_{NH_4Cl}} = \frac{298.66}{0.099} = 3016.78 \text{ cal/mol}$$

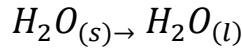
نوع تفاعل الذوبان

تفاعل الذوبان KOH ناشر للحرارة لأن $\Delta H_{KOH} < 0$

تفاعل الذوبان NH₄Cl ماص للحرارة لأن $\Delta H_{NH_4Cl} > 0$

العمل التطبيقي رقم 04 (قياس الحرارة الكامنة لإنصهار الجليد ΔH_{fus})**1. مفاهيم هامة :**

الانصهار: هو تحول المادة من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة فمثلا انصهار الجليد هو تغيير في الحالة الفيزيائية للماء و هذا التغيير في الحالة الفيزيائية يرافقه امتصاص طاقة (حرارة) وهذا التغيير يحدث عند درجة حرارة ثابتة.



الحرارة الكامنة للانصهار أو إنثالي انصهار (ΔH_{fus}°):

هي كمية الطاقة الحرارية اللازمة لتحويل مول واحد من مادة ما من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة عند درجة حرارة ثابتة و تحت ضغط ثابت وحدتها (g/J) أو (Kg/kJ) ، ويرمز لأنثالي هذا التحول ΔH_{fus}° أو L_{fus} .
و تعطى بالعلاقة التالية :

$$L_{fus} = \frac{Q}{m}$$

حيث:

• Q : كمية الحرارة

• m : كتلة المادة

2. المبدأ :

تعتمد الطريقة العملية على انصهار قطعة الجليد داخل وعاء معزول (مسعر حراري) من أجل قياس التغير في درجة الحرارة ΔT خلال العملية .

3. الهدف من التجربة :

تعيين الحرارة الكامنة لإنصهار الجليد بطريقة المسعر الحراري (Calorimétrie) .

4. أدوات التجربة و موادها :

المواد الكيميائية	الأدوات و الزجاجيات
<ul style="list-style-type: none"> • ماء مقطر • قطع جليد 	<ul style="list-style-type: none"> • مسعر حراري مزود بخلاط • ترمومتر • جهاز تسخين • بيشر سته 250 مل • ميزان الكتروني

5. طريقة العمل :

1. تأكد من نظافة الأدوات المستعملة.
2. نأخذ البيشر ثم نضع به كمية من الماء البارد مقدارها $m_{H_2O}=100\text{ g}$
3. نسكب الماء في المسعر.
4. نقوم بغلق المسعر ننتظر تحقيق التوازن الحراري ثم نقوم بقياس درجة حرارة الجملة (ماء بارد + مسعر) و لتكن T_1
5. نضع قطع من الجليد في بيشر يحتوي على ماء مقطر و ننتظر التوازن الحراري، ثم نقيس بالترمو متر درجة حرارة التوازن (ماء + جليد) و نتأكد أنها 0°C و لتكن T_0
6. نأخذ من البيشر قطع الجليد و نقوم بمسحها بسرعة بمنديل ورقي ثم نقوم بوزنها ووضعها في المسعر، نراقب بواسطة الترمومتر انخفاض درجة الحرارة الناتج عن ذوبان القطعة الجليدية.
7. ننتظر التوازن الحراري و نقيس درجة الحرارة النهائية للجملة (ماء بارد + مسعر + جليد) و لتكن T_f
8. نضع النتائج المتحصل عليها في جدول .

6. أسئلة التقرير :

1. أحسب الحرارة النوعية لإنصهار الجليد L_f ؟
2. قارن بين أنطالبي انصهار الجليد التجريبي و النظرية .
3. أحسب الحرارة المولية لإنصهار الجليد Q_p و ما نوع هذا التحول ؟ و لماذا؟
4. اكتب تفاعل انصهار الجليد موضحا أمامه أنطالبي هذا التفاعل ΔH_{fus}°

المعطيات:

- السعة الحرارية للمسعر $K_{cal} = 61.51\text{ J/g.K}$
- الحرارة النوعية للماء $C_{H_2O} = 4.185\text{ J / g .K}$
- حرارة انصهار الجليد $L_{fus} = 335\text{ J/ g}$

7. الإجابة على الأسئلة :

نتائج التجربة :

حرارة التوازن T_f (K)	حرارة قطعة الجليد T_0 (K)	كتلة قطعة الجليد m_2 (g)	حرارة الماء البارد T_1 (K)	كتلة الماء البارد m_1 (g)
277	273	41.8	289.3	200.21

حساب الحرارة النوعية لإنصهار الجليد L_f .

بما أن الجملة معزولة حراريا إذن :

$$\sum Q_i = 0 \rightarrow Q_1 + Q_2 + Q_3 = 0$$

مع :

Q_1 : هي كمية المفقودة من طرف المسعر الحراري ومحتواه .

Q_2 : هي كمية الحرارة اللازمة لإنصهار الجليد عند درجة حرارة ثابتة 0°C .

Q_3 : هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة الماء الناتجة عن إنصهار الجليد.

بحيث :

كمية الحرارة التي يفقدها المسعر الحراري ومحتواه :

$$Q_1 = m \cdot C \cdot \Delta T \rightarrow Q_1 = (K_{cal} + m_{H_2O} \cdot c_{H_2O})(T_f - T_1)$$

كمية الحرارة اللازمة لإنصهار الجليد :

$$Q_2 = m_{glace} \cdot L_{fus}$$

كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة الماء الناتجة عن انصهار الجليد:

$$Q_3 = m_{glace} \cdot c_{H_2O} \cdot (T_f - T_0)$$

و منه :

$$\begin{aligned} \sum Q_i = 0 \rightarrow (K_{cal} + m_{H_2O} \cdot c_{H_2O} \cdot \Delta T) + m_{glace} \cdot L_{fus} \\ + m_{glace} \cdot c_{H_2O} \cdot (T_f - T_0) = 0 \end{aligned}$$

إذن :

$$L_{fus} = - \frac{(K_{cal} + m_{H_2O} \cdot c_{H_2O})(T_f - T_1) + m_{glace} \cdot c_{H_2O} \cdot (T_f - T_0)}{m_{glace}}$$

$$L_{fus} = - \frac{(61.51 + 200.21 \times 4.185)(277 - 289.3) + 41.8 \times 4.185 \times (277 - 273)}{41.8}$$

$$L_{fus} = 247.91 \frac{J}{g}$$

$$L_{fus(exp)} < L_{fus(theo)}$$

حساب الحرارة المولية لإنصهار الجليد Q_p و ما إشارة هذه الحرارة :

لدينا :

$$Q_p = \frac{Q_2}{n}$$

$$n = \frac{m}{M} \text{ و } Q_2 = m_{glace} \cdot L_{fus} \text{ مع}$$

إذن:

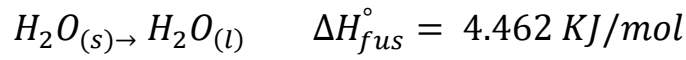
$$Q_p = M_{H_2O} \cdot L_{fus} = 247.91 \times 18 = 4.462 \text{ KJ/mol}$$

$Q_p > 0$ إذن التحول ماص للحرارة

تفاعل انصهار الجليد:

$$Q_p = \Delta H_{fus}^\circ = 4.462 \text{ KJ/mol}$$

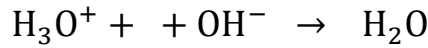
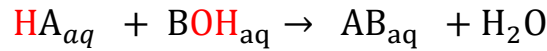
إذن :



العمل التطبيقي رقم 05 (قياس الحرارة المولية لتعديل HCl بـ NaOH)**1. مفاهيم عامة:****الحرارة المولية للتعديل :**

هي كمية الحرارة الناتجة عند تفاعل مول من حمض مع مول من أساس (أي أنها كمية الحرارة الناتجة عند تشكل مول واحد من الماء من تفاعل حمض مع أساس).

في الحقيقة ان التفاعل بين حمض و أساس هو اتحاد بين شوارد $H^+(aq)$ و شوارد $OH^-(aq)$ لذلك فان الحرارة المولية للتعديل لا تتعلق بنوع الحمض أو نوع الأساس .



وتعطى الأنطالبي بالعلاقة التالية :

$$\Delta H_{neut} = \frac{Q}{n}$$

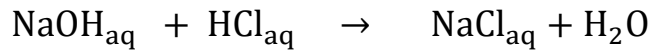
حيث :

• Q : كمية الحرارة

• n : عدد المولات

2. المبدأ :

تعتمد الطريقة العملية على قياس كمية الحرارة المنطلقة أثناء تفاعل واحد مول من حمض قوي مع واحد مول من أساس قوي طبقاً للمعادلة الكيميائية التالية .

**3. الهدف من التجربة :**

قياس التغير في الأنطالبي لتفاعل حمض قوي (كلور الماء) مع قاعدة قوية (هيدروكسيد الصوديوم) باستخدام المسعر.

4. أدوات التجربة و موادها :

الأدوات و الزجاجيات	المواد الكيميائية
<ul style="list-style-type: none"> • مسعر حراري مزود بخلاط • ترمومتر - ميزان الكتروني • جهاز تسخين • بيشر سعة 250 مل 	<ul style="list-style-type: none"> • محلول حمض كلور الماء (HCl 0,5 mol/L) • محلول هيدروكسيد الصوديوم (NaOH 0,5 mol/L)

5. طريقة العمل :

1. تأكد من نظافة الأدوات المستعملة.
2. نأخذ بواسطة أسطوانة مدرجة 50mL من محلول NaOH .
3. نسكبها داخل مسعر حراري .
4. نقوم بغلق المسعر نقيس بواسطة محرار درجة الحرارة الابتدائية للجملة (مسعر + محلول NaOH) و لتكن T_1 .
5. نأخذ بواسطة أسطوانة مدرجة 50mL من محلول HCl .
6. أسكب محلول HCl داخل المسعر تدريجيا مع التحريك و نراقب التغير في درجة الحرارة.
7. ننتظر التوازن الحراري ثم نسجل درجة الحرارة و لتكن T_f .
8. سجل النتائج المحصل عليها في جدول .

6. أسئلة التقرير :

1. أحسب الحرارة المولية للتعديل Q_p
2. أحسب عدد المولات.
3. استنتج الأنطالبي المولي للتعديل .
4. أكتب معادلة تفاعل التعديل موضحا عليها الأنطالبي .

المعطيات:

- السعة الحرارية للمسعر $K_{cal} = 61.51 \text{ J/g.K}$
- الحرارة النوعية للماء $C_{H_2O} = 4.185 \text{ J / g .K}$
- $M = 40 \text{ g/mol: NaOH}$
- $(d=1.18 \text{ ، } \% = 37 \text{ ، } M= 36.5 \text{ g/mol):HCl}$

7. الإجابة على الأسئلة :

نتائج التجربة :

الحرارة النهائية $T_f(K)$	الحرارة الابتدائية $T_1(K)$	كتلة الخليط (g) HCl+NaOH	التفاعل
293	290	50+50	

بما أن الجملة معزولة حراريا إذن :

$$\sum Q_i = 0$$

$$Q_1 + Q_2 = 0$$

Q_1 : هي كمية الحرارة التي نشرها التفاعل.

Q_2 : هي كمية الحرارة التي امتصها المسعر الحراري و محتواه.

بحيث :

$$Q_2 = Q_{cal} + Q_{sol}$$

$$Q_{sol} = Q_{H_2O} \text{ و } m_{sol} = m_1 + m_2$$

و منه:

$$Q_1 = -(Q_{cal} + Q_{sol}) = -(K_{cal} + m_{sol} \times c_{sol})(T_f - T_i)$$

$$Q_1 = -(61.51 + 100 \times 4.185)(293 - 290) = -1440.09 J = -1.44 KJ$$

الحرارة المولية لتفاعل التعديل Q_p :

لدينا :

$$Q_p = \frac{Q_1}{n}$$

عند نقطة التعديل لدينا :

$$n_{OH^-} = n_{H_3O^+} \rightarrow n = C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_b$$

$$n = 0.5 \times 5 \times 10^{-3} = 0.025 \text{ mol}$$

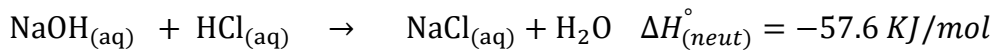
و منه:

$$Q_p = \frac{Q_1}{n} = \frac{-1.44}{0.025} = -57.6 KJ/mol$$

استنتاج الأنطالبي المولي للتعديل:

$$Q_p = \Delta H_{neut}^\circ = -57.6 KJ/mol$$

معادلة تفاعل التعديل:

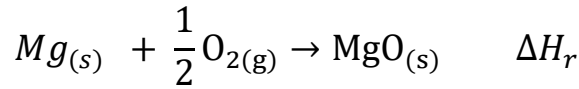


العمل التطبيقي رقم 06 (تطبيق قانون هيس لقياس الحرارة المولية لتشكل MgO)**1. قانون هيس (Hess) :**

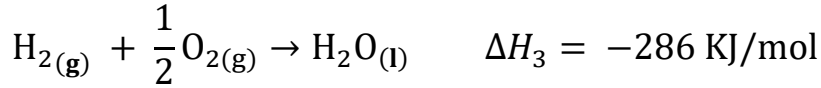
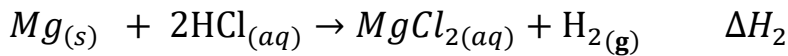
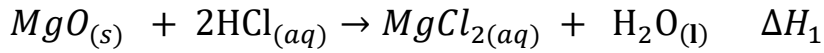
و ينص على أن الحرارة المتبادلة المرافقة لتفاعل كيميائي تحافظ دائماً على قيمتها سواء جرى التفاعل على مرحلة واحدة أو على مراحل، من خلال مبدأ الحالة الابتدائية والحالة النهائية .

2. الهدف :

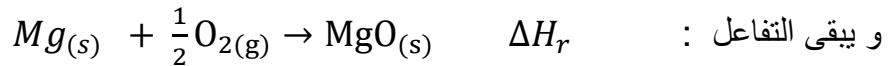
تعيين حرارة تشكل أكسيد المغنزيوم باستخدام قانون "هيس" من أجل معادلة التفاعل التالي :

**3. المبدأ :**

يعتمد المبدأ على تعيين الحرارة المولية لتفاعل تشكل MgO عن طريق قياس الحرارة المولية للتفاعلات الوسيطة التي يمر بها هذا التفاعل و بتطبيق قانون هيس (مبدأ الحالة الابتدائية و النهائية).



لحساب الحرارة المولية لتشكل MgO نقوم بحساب أنطالبي التفاعلين 1 و 2 باستخدام قانون هيس وبعد جمع التفاعلات 1،2،3 مع عكس التفاعل 1 ($-\Delta H_1$) .



و منه :

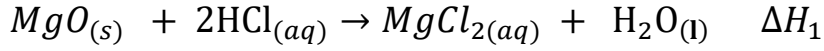
$$\Delta H_r = (-\Delta H_1) + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

4. أدوات التجربة و موادها :

المواد الكيميائية	الأدوات و الزجاجيات
<ul style="list-style-type: none"> • ماء مقطر • 0.5g من المغنزيوم Mg • 0.5g من أكسيد المغنزيوم MgO • 100mL من محلول HCl تركيزه 1mol/L 	<ul style="list-style-type: none"> • مسعر حراري مزود بخلاط • ترمومتر - أسطوانة مدرجة • جهاز تسخين • بيشر سعة 250 مل • ميزان الكتروني

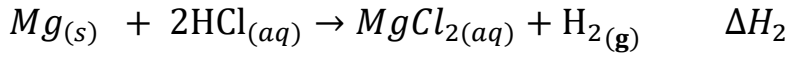
4. طريقة العمل :

التفاعل 1 :



1. تأكد من نظافة الأدوات المستعملة.
2. نأخذ بواسطة أسطوانة مدرجة 50mL من محلول HCl تركيزه 1mol/L
3. نسكبه داخل مسعر حراري .
4. نقوم بغلق المسعر نقيس درجة الحرارة الابتدائية للجملة (مسعر + محلول HCl) و لتكن T_1 .
5. نقوم بوزن 0.5g من أكسيد المغنزيوم MgO .
6. نضعها داخل المسعر و نرج حتى الذوبان التام ثم نقيس درجة الحرارة النهائية و لتكن T_f .

التفاعل 2 :



1. نأخذ بواسطة أسطوانة مدرجة 50mL من محلول HCl (1mol/L) .
2. نسكبه داخل مسعر حراري .
3. نقوم بغلق المسعر نقيس درجة الحرارة الابتدائية للجملة (مسعر + محلول HCl) و لتكن T_1 .
4. نقوم بوزن 0.5g من المغنزيوم Mg .
5. نضعها داخل المسعر و نرج حتى الذوبان التام ثم نقيس درجة الحرارة النهائية و لتكن T_f .

5. أسئلة التقرير :

1. أحسب الأنطالبي المولي للتفاعل ΔH_1 (kJ/mol).
2. أحسب الأنطالبي المولي للتفاعل ΔH_2 (kJ/mol).
3. إستنتج الأنطالبي المولي لتفاعل تشكل MgO باستخدام قانون هيس .
4. هل هذا التفاعل ماص أو ناشر للحرارة ؟ علل؟

المعطيات:

- السعة الحرارية للمسعر $K_{cal} = 61.51 \text{ J/g.K}$
- الحرارة النوعية للماء $C_{H_2O} = 4.185 \text{ J/g.K}$
- $M = 40.30 \text{ g/mol: MgO}$
- $M = 24.30 \text{ g/mol: Mg}$
- $\Delta H_1^\circ = 601.8 \text{ KJ/mol}$

6. الإجابة على الأسئلة :

نتائج التجارب :

الحرارة النهائية (°K) T_f	الحرارة الابتدائية (°K) T_1	$m_{MgO}(g)$	$m_{HCl}(g)$	التجربة
299	292	0.5	50	MgO
314	292	0.5	50	Mg

ملاحظة : نهمل كتلة كل من HCl و MgO و Mg أمام كتلة الماء

حساب أنطالبي التفاعل 1:

بما أن الجملة معزولة حراريا إذن :

$$\sum Q_i = 0$$

$$Q_{MgO} + Q_{solution} + Q_{cal} = 0$$

$$Q_{MgO} = -(Q_{solution} + Q_{cal})$$

$$Q_{MgO} = -(m_{solution} \times c_{H_2O} + K_{cal})(T_f - T_1)$$

$$Q_{MgO} = -(50 \times 4.185 + 61.51)(299 - 292) = -1895.32 J = -1.895 KJ$$

لدينا :

$$\Delta H_1^\circ = Q_p = \frac{Q_{MgO}}{n_{MgO}}$$

$$n_{MgO} = \frac{m_{MgO}}{M_{MgO}} = \frac{0.5}{M_{MgO}} = 0.0125 \text{ mol}$$

و منه :

$$\Delta H_1^\circ = \frac{Q_{MgO}}{n_{MgO}} = \frac{-1.895}{0.0125} = -151.6 \text{ KJ/mol}$$

حساب أنطالبي التفاعل 2:

بما أن الجملة معزولة حراريا إذن :

$$\sum Q_i = 0$$

$$Q_{Mg} = -(Q_{solution} + Q_{cal})$$

$$Q_{MgO} = -(m_{solution} \times c_{H_2O} + K_{cal})(T_f - T_1)$$

$$Q_{MgO} = -(50 \times 4.185 + 61.51)(314 - 292) = 5956.72 J = -5.956 KJ$$

لدينا :

$$n_{Mg} = \frac{m_{Mg}}{M_{Mg}} = \frac{0.5}{M_{Mg}} = 0.020 \text{ mol}$$

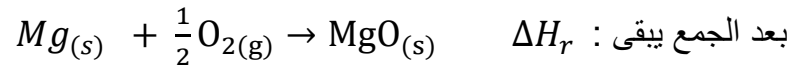
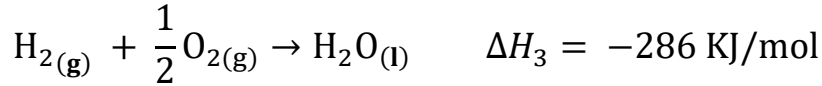
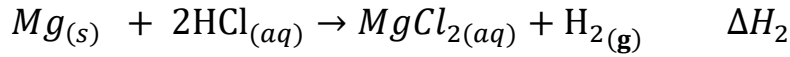
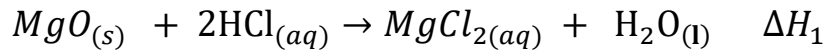
و منه:

$$\Delta H_2^\circ = \frac{Q_{Mg}}{n_{Mg}} = \frac{5.956}{0.020} = -297.8 \text{ KJ/mol}$$

حساب الحرارة المولية لتشكل MgO باستخدام معادلات قانون هيس :

للحصول على معادلة تشكل MgO:

نجمع التفاعلات 1،2،3 مع عكس التفاعل 1 كما يلي :



$$\Delta H_r = (-\Delta H_1) + \Delta H_2 + \Delta H_3 \quad \text{ومنه :}$$

إن:

$$\Delta H_r = -(-151.6) + (-297.8) + (-286) = -583.8 \text{ KJ/mol}$$

هذا التفاعل ناشر للحرارة لأن : $\Delta H_r < 0$

- [1] Jacques Mesplède, Jérôme Randon, 100 manipulations de chimie générale et analytique, Editions Bréal, (2004).
- [2] Élodie Martinand-Lurin, Raymond Grüber, 40 expériences illustrées de chimie générale et organique la chimie, Editeur De Boeck Superieur, (2012).
- [3] Jean-Pierre Bayle, 400 Manipulations Commentées de Chimie des Solutions, Éditeur ELLIPSES, 2(2014).
- [4] Thomas Barilero, Aurélie Deleuze, Mathieu Emond, Hélène Monin-Soyer , Travaux pratiques de chimie : de l'expérience à l'interprétation, Editions Rue d'Ulm, (2009).
- [5] Anne-Sophie Bernard, Sylvain Clède, Matthieu Emond , Hélène Monin-Soyer , Jérôme Quérard , Techniques expérimentales en chimie - Classes prépas et concours - Travaux pratiques, 3e éd, (2018).
- [6] Olivier Cleynen , Thermodynamique de l'ingénieur, Editions Frama Book, (2015).
- [7] J. Triolet, M. Mairesse, Manipulations dans les laboratoires de chimie, Risques et prévention, (1995) 160-95.
- [8] Madjid Berkani, Abdelmalek Zamouche, Travaux pratique de thermodynamique, université de bejaia, (2014).
- [9] Jean-Noël Foussard, Edmond Julien, Stéphane Mathé, Hubert Debellefontaine, Les bases de la thermodynamique, Editions Dunod, (2021).
- [10] B. Fosset, J-B. Baudin, F. Lahitète, V. Prévost, Chimie TOUT-EN-UN, Dunod, (2008) 537.
- [11] P. Amiot, L. Marlot, Thermodynamique, Scientific WorkPlaceet, université Laval, Québec, Canada, (2003) 113.
- [12] Marcellin Berthelot, Traité pratique de calorimétrie chimique, Editeur: G. Masson, (2007) 198 pages.
- [13] F.P. Miller, A. F. Vandome, J. McBrewster, Calorimétrie: Thermodynamique, Transfert thermique, Calorimètre, Bombe calorimétrique, Énergie interne, Fonction d'état, Capacité thermique, Changement d'état, Alphascript Publishing, (2011) 80.
- [14] D. Benbezza , Travaux pratiques de chimie 1, 1ère LMD Année 2019-2020.

- [15] مسعود فرج أبو ستة ، تجارب في الكيمياء علوم البيئة جامعة سبها التحليلية
- [16] الدكتور احمد الصفار، الطرق الآلية في التحليل الكيميائي ديوان المطبوعات الجامعية 1991
- [17] فؤاد الصالح علي غوتوق محمود الناجي عصام القلق و محمد حسن السمان ، الكيمياء العامة ديوان المطبوعات الجامعية 1985