

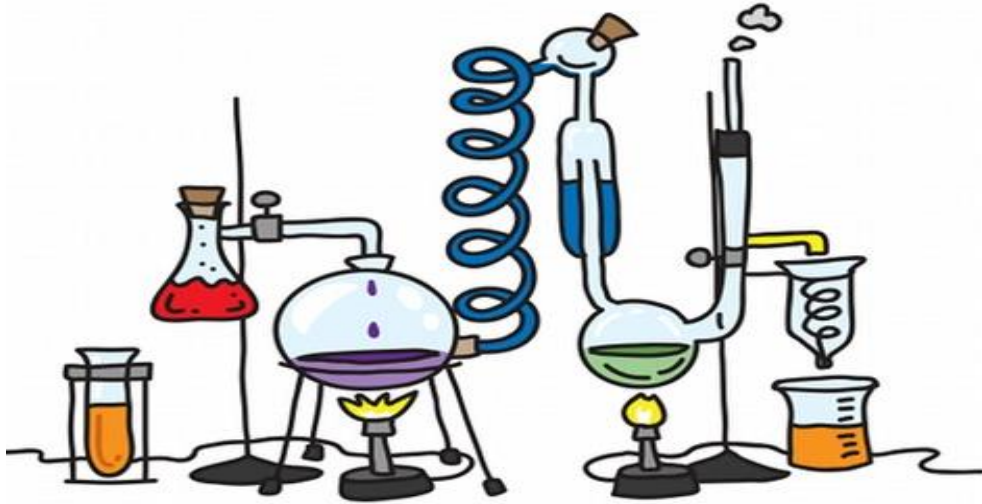
وزارة التعليم العالي و البحث العلمي
جامعة عبد الحفيظ بوالصوف - ميله
معهد العلوم و التكنولوجيا

أعمال تطبيقية في الكيمياء

(الكيمياء العامة و الكيمياء الحرارية)

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

الدكتور : محلو أحمد



الفهرس

01 مقدمة عامة

العمل التطبيقي الاول

(قواعد السلامة في مخبر الكيمياء)

- 02 1- القواعد العامة للسلامة في مخبر الكيمياء
- 03 2- بعض الارشادات لمخاطر المواد الكيميائية
- 04 3- قائمة بعض الأدوات و الاجهزة المخبرية الكيميائية
- 05 4- القراءة الصحيحة في حالة استعمال السحاحة ، الماصة و الاسطوانة المدرجة
- 06 5- أهم اشارات المواد الكيميائية
- 07 6- كيفية كتابة تقرير لعمل تطبيقي

العمل التطبيقي الثاني

(تحضير المحاليل)

- 09 1- مفاهيم عامة
- 11 2- الهدف من التجربة
- 11 3- أدوات التجربة و موادها
- 11 4- طريقة العمل
- 15 5- الأسئلة
- 15 6- الإجابة على الأسئلة

العمل التطبيقي الثالث

(المعايرة الحجمية حمض/أساس)

- 18 1- مفاهيم عامة
- 18 2- مبدأ المعايرة
- 19 I- المعايرة حمض/أساس باستخدام الكواشف الملونة
- 19 1- الهدف من التجربة
- 19 2- الكواشف الملونة

- 20 3- أدوات و مواد التجربة
- 20 4- خطوات التجربة
- 22 5- الأسئلة
- 22 6- الإجابة على الأسئلة
- 26 **II- معايرة حمض/أساس باستخدام طريقة الـ pH مترية**
- 26 1- الهدف من التجربة
- 26 2- المعايرة باستخدام طريقة الـ pH مترية
- 26 3- أدوات و مواد التجربة
- 26 4- خطوات التجربة
- 28 5- الأسئلة
- 28 6- الإجابة على الأسئلة

العمل التطبيقي الرابع

(المعايرة الحجمية أكسدة/إرجاع)

- 32 1- مفاهيم عامة
- 32 2- المعايرة باستخدام برمنغنات البوتاسيوم ($KMnO_4$)
- 33 **I- معايرة حمض الأوكساليك باستخدام برمنغنات البوتاسيوم**
- 33 1- الهدف من التجربة
- 33 2- معايرة حمض الأوكساليك باستخدام برمنغنات البوتاسيوم
- 33 3- أدوات و مواد التجربة
- 33 4- خطوات التجربة
- 36 5- الأسئلة
- 36 6- الإجابة على الأسئلة
- 39 **II- معايرة شوارد الحديد الثنائي باستخدام برمنغنات البوتاسيوم**
- 39 1- الهدف من التجربة
- 39 2- مبدأ المعايرة
- 39 3- أدوات و مواد التجربة
- 39 4- خطوات التجربة
- 41 5- الأسئلة
- 41 6- الإجابة على الأسئلة

العمل التطبيقي الخامس

(تحديد الكتلة الجزيئية للغازات)

- 43 1- مفاهيم نظرية
- 43 1-1- قانون الغازات المثالية
- 44 2-1- قانون الكتلة المولية
- 45 2- الهدف من التجربة
- 45 3- تحديد الكتلة الجزيئية للغازات تجريبياً
- 45 1-3- طريقة ماير (Méthode de Mayer)
- 45 أ- أدوات و مواد التجربة
- 46 ب - خطوات التجربة
- 48 ج - النتائج و الحسابات
- 49 د - حساب الأخطاء المرتكبة في تحديد الكتلة الجزيئية
- 49 2-3- طريقة كيب (Méthode de Kipp)
- 49 أ- أدوات و مواد التجربة
- 49 ب - خطوات التجربة
- 52 ج - النتائج و الحسابات
- 52 د - حساب الأخطاء المرتكبة في تحديد الكتلة الجزيئية للغاز المتشكل
- 53 4- خلاصة عامة

العمل التطبيقي السادس

(تحديد السعة الحرارية K و الحرارة النوعية C للمسعر الحراري)

- 54 1- تمهيد
- 54 أ- الانتقال الحراري والطاقة الحرارية
- 54 ب - السعة الحرارية (K)
- 54 ج - الحرارة النوعية (C)
- 55 د - الحرارة النوعية للماء (C_{eau})
- 55 هـ - جهاز المسعر الحراري (Calorimètre)
- 56 2- الهدف من التجربة
- 56 3- أدوات التجربة و موادها

- 56 4- خطوات التجربة
58 5- الأسئلة
58 6- الإجابة على الأسئلة

العمل التطبيقي السابع

(تحديد الحرارة النوعية الكتلية للأجسام الصلبة)

- 63 1- الهدف من التجربة
63 2- أدوات التجربة و موادها
63 3- خطوات التجربة
65 4- الأسئلة
66 5- الإجابة على الأسئلة

العمل التطبيقي الثامن

(تحديد الحرارة المولية للذوبان للمواد)

- 69 1- الهدف من التجربة
70 2- أدوات التجربة و موادها
70 3- خطوات التجربة
72 4- الأسئلة
72 5- الإجابة على الأسئلة

- 76 **المراجع**

مقدمة عامة

الهدف الرئيسي من إنجاز الأعمال التطبيقية في مادة الكيمياء هو اكتساب معرفة أساسية بالخصائص العامة للمادة و الظواهر المتعلقة بها. في الواقع ، غالبًا ما تكون التجارب الكيميائية المنجزة في المخبر بمثابة أساس لكثير من العلوم الأخرى. كما أن الأعمال التطبيقية الكيميائية تسمح للطلاب باكتساب استقلالية إلى حد ما في تحقيق التجارب و تفكير نقدي جيد فيما يتعلق بمناقشة و تحليل النتائج و كذا تفسير الظواهر المُلاحظة خلال هذه التجارب. لهذا كان من الضروري توفير المراجع التي تمكّن الطالب من التحضير و الفهم الجيد لهذه الأعمال التطبيقية و كذلك معرفة كيفية استخدام بعض المعدات و الأجهزة الموجودة في المختبرات الكيميائية.

هذا المرجع يُعنى أساسًا بالأعمال التطبيقية في مادة الكيمياء المدرّسة في السنة الأولى جذع مشترك علوم المادة و علوم و تقنيات ، كما أنه مقسّم إلى جزئين رئيسيين شاملين لما هو مقرّر في هذه المادة خلال السنة الدراسية كاملة ، و كل جزء يحتوي على أربعة أعمال تطبيقية مختلفة. فالجزء الأول مثلاً يحتوي على تطبيقات في الكيمياء العامة حيث يبدأ بقواعد و إجراءات السلامة المتّبعة في المخبر ثم يهتم بطرق و كميّات تحضير المحاليل. أما العملين الآخرين فيهتمان بالمعايرة الحجمية حمض/أساس و المعايرة أكسدة/إرجاع. الجزء الثاني يحتوي كذلك على أربعة أعمال تطبيقية مختلفة في الكيمياء الحرارية منها تحديد الكتلة الجزيئية للغازات ، تحديد السعة الحرارية و الحرارة النوعية للمسعر الحراري و كذا بعض الأجسام الصلبة (المعادن) ثم ينتهي بتحديد الحرارة المولية للذوبان لبعض المواد الكيميائية.

في الأخير ، هذا المرجع سيتيح للطالب الفهم الجيد لكثير من الأمور المتعلقة بالأعمال التطبيقية المقررة في برنامجه الدراسي وسيؤهله كذلك للإنسجام الجيد مع مشرفه و زملائه في المختبر ، كما سيمكّنه من الإنجاز الناجح لكافة تجاربه.

العمل التطبيقي الأول

(قواعد السلامة في مخبر الكيمياء)

العمل التطبيقي الأول

(قواعد السلامة في مخبر الكيمياء)

مقدمة :

تنفيذ الاعمال التطبيقية الكيميائية في المخبر يتطلب استعمال مواد كيميائية سامة ، حارقة ، قابلة للاشتعال و/أو الانفجار، و استعمالها يمكن ان يكون سبب وقوع حوادث خطيرة أو تسمم ، فينبغي لأي طالب كيمياء ان يكون على بينة من المخاطر المرتبطة باستعمال هذه المواد و لذلك لابد من معرفة و تطبيق قواعد صارمة للسلامة.

1- القواعد العامة للسلامة في مخبر الكيمياء :

أثناء انجاز العمل التطبيقي على كل طالب الالتزام بالقواعد التالية :

- ارتداء المنزر حفاظا على الجسم و الملابس من المواد الكيميائية.
- العمل في المكان المخصص له و لا يسمح له بالإننتقال الى أي مكان آخر دون موافقة الأستاذ المشرف على العمل التطبيقي.
- قراءة جيدة لوصف التجربة قبل الشروع في العمل التطبيقي و التأكد من الأدوات المستعملة.
- العمل بحذر و دقة مع الأدوات الزجاجية و الأجهزة و عند اكتشاف أي خلل يجب ابلاغ الاستاذ.
- اتباع سريان التجربة بتأني و تسجيل كافة الظواهر التي تحدث أثناء التجربة (مثل تغير الألوان ، ظهور رواسب ... إلخ).
- التأكد من أي مادة قبل استعمالها بقراءة الملصقة الموجودة على الوعاء أو القارورة الخاصة بها و الامسك به جيدا.
- اعادة غلق الوعاء أو القارورة جيدا بمجرد الانتهاء من استعمالها.
- عدم إرجاع الكميات الفائضة من المواد المستعملة الى القارورة التي أخذت منها في البداية و ذلك لتفادي اضافة الشوائب ، بل يجب سكبها في قارورة أخرى مخصصة لذلك.
- عدم لمس او تذوق أي مادة كيميائية و أخذ الحذر المطلوب عند شم الغازات المتصاعدة.

- عدم توجيه فتحة أنبوب الإختبار نحوك أو نحو زميلك خاصة اثناء التفاعلات أو التسخين.
- بعد طرح المحاليل المستعملة في حوض الغسل يجب سكب الكثير من الماء عليها لتخفيفها.
- عدم رمي الأوراق و الأدوات الزجاجية في مجاري صرف المياه بل في الأماكن المخصصة لذلك.
- اغلاق كل الأجهزة الكهربائية بعد انهاء العمل.
- قبل الخروج من المخبر يجب على كل طالب أن ينظف مكان عمله و الأدوات التي استعملها و إعادتها إلى اماكنها.
- يجب غسل اليدين جيدا عند الانتهاء من العمل.

ملاحظة هامة :

يمنع عمل الطالب لوحده في المخبر دون وجود الاستاذ المشرف كما لا يسمح بالعمل في غير الأوقات المخصصة دون موافقة الأستاذ كما يمنع كذلك دخول المخبر لغير طلاب القسم المعنيين بالعمل التطبيقي و تمنع الزيارات الشخصية كما يمنع تلهي الطلبة بالأحاديث الجانبية أثناء العمل.

2- بعض الارشادات لمخاطر المواد الكيميائية:

يمكن تقسيم المواد الكيميائية الى أربعة أنواع أساسية : سامة Toxiques ، كاوية Caustiques ، قابلة للاشتعال Inflammables أو قابلة للانفجار Explosifs .
مثلا في حالة الحروق بالتعرض لـ :

أ- الأحماض (مثلا كحمض الكبريت H_2SO_4 , أو حمض كلور الماء HCl) يجب الغسل جيدا و بغزارة بالماء ثم بواسطة بكاربونات الصوديوم ($NaHCO_3$) المخفف ثم بالماء مرة أخرى.

ب- الأسس (مثلا كهيدروكسيد البوتاسيوم KOH , أو هيدروكسيد الصوديوم NaOH) يجب الغسل جيدا و بغزارة بالماء ثم بواسطة حمض الخل (CH_3COOH) المخفف ثم بالماء مرة أخرى.

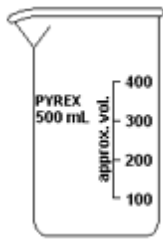
3- قائمة بعض الأدوات و الاجهزة المخبرية الكيميائية:

أ- الأواني الزجاجية المخصصة للتفاعلات الكيميائية:

البيشر (Bécher) : وعاء زجاجي أسطواني يستعمل للتسخين و لتحقيق بعض التفاعلات الكيميائية.

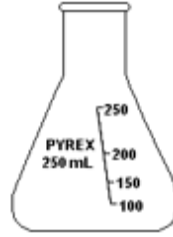
الإرلين ماير (Erlenmeyer) : وعاء زجاجي مخروطي الشكل ذو فتحة ضيقة في الأعلى يستخدم في عملية التسخين و المعايرات الحجمية.

الدورق (Ballon) : وعاء زجاجي كروي الشكل قعره مسطح او كروي له عنق ضيق يستخدم في التفاعلات الكيميائية و خاصة عمليات التقطير.



Bécher

كأس بيشر



Erlenmeyer

أرلين ماير



الدورق Ballon

ب- الاواني الزجاجية المدرجة (Verreries graduées):

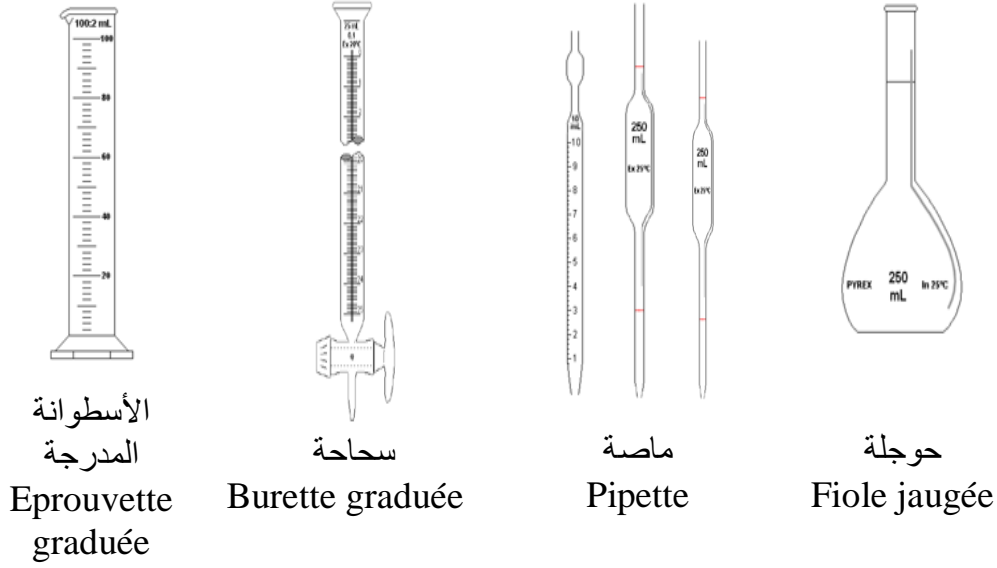
الإسطوانة المدرجة (Eprouvette graduée) : هي عبارة عن وعاء اسطواني الشكل سميك الجدران يستعمل لقياس الحجم و لا يعتبر دقيق.

السحاحة (Burette graduée) : أنبوبة زجاجية طويلة مفتوحة الطرفين ينتهي الطرف السفلي باستطالة دقيقة يركب عليها صنبور من الزجاج يسمح بسكب السائل بدقة (قطرة بقطرة) و تستخدم في عمليات المعايرة الحجمية.

ماصة (Pipette) : هي عبارة عن أنبوب زجاجي طويل تستعمل لأخذ الحجم بأكثر دقة لها أشكال مختلفة توصل بالإجاصة المطاطية لسحب السوائل لداخلها.

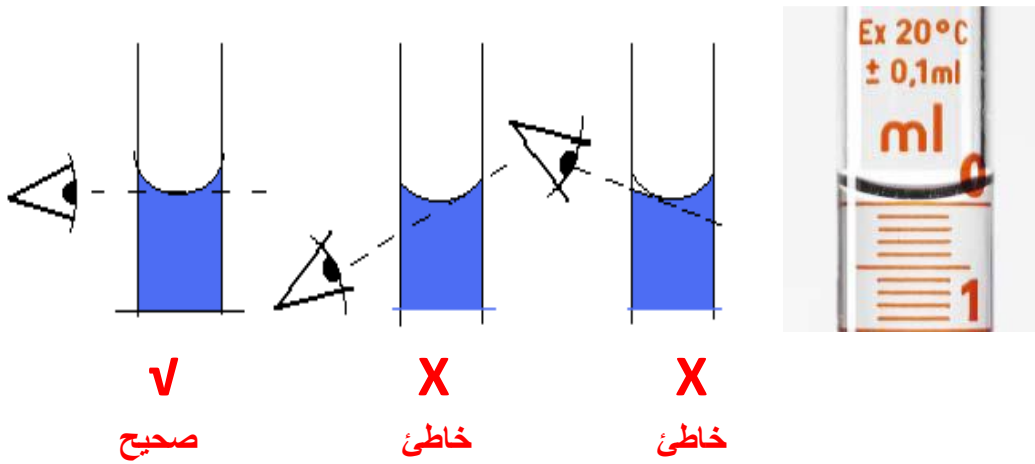
ج- الاواني الزجاجية المعيرة (Verreries jaugées):

حوجلة (Fiolle jaugée) : هي عبارة عن وعاء كروي الشكل ذو حجم محدد و له عنق ضيق طويل يستعمل عموماً لتحضير المحاليل الكيميائية و لقياس الحجم الكبيرة.



4- القراءة الصحيحة في حالة استعمال السحاحة الماصة و الاسطوانة المدرجة:

يجب ملؤها حتى المستوى العلوي لصفرة التقعر في حالة السائل الملون يختلف عنه في السائل غير الملون كما هو موضوع على الشكل الآتي :



بالإضافة الى ذلك توجد أواني زجاجية و غير زجاجية أخرى منها :



قمع
Entonnoir



جفنه زجاجية
Verre de
montre



قارورة الماء
المقتر
Pissette



ملعقة مخبريه
spatule






إجاصة مطاطية
poire

5- أهم اشارات المواد الكيميائية :

إليك أهم الإشارات للمواد الكيميائية المستعملة بكثرة في المخبر :

Consigne de sécurité (نصائح للسلامة)	Signification (الدلالة)	Pictogramme (الرمز)
- عدم الشم و اللمس - تجنب استعماله بكثرة	T : Toxique سام T+ : Très toxique سام جدا	
- تجنب الصدمات و الاحتكاك. - تجنب الحرارة و الشرارة.	E : Explosif متفجر	
- عدم تقريباها للجلد، العين أو الملابس. (مثال على ذلك الأحماض القوية)	C : Corrosif أكل	

<ul style="list-style-type: none"> - عدم تقريبها للجلد - عدم لمسها أو شمها - عدم استعمالها بكثرة 	<p>مثير و مهيج Irritant</p>	
<ul style="list-style-type: none"> - ابعاده عن أي منبع للحرارة أو الشرارة الكهربائية - يجب اغلاق القارورة جيدا (مثال: أسيتون- اثنول- ايثر ... إلخ) 	<p>قابل للاحتراق Inflammable</p>	
<ul style="list-style-type: none"> - ابعادها عن الحرارة و الشرارة (مثال : حمض النتريك أكسيد الكروم كلورات الصوديوم) 	<p>محرق Comburant</p>	

6- كيفية كتابة تقرير لعمل تطبيقي :

تقرير المختبر بصورة عامة يكون تفسير لما تم عمله في التجربة ، و ما تم تعلمه منها ، وماذا تعني النتائج المتحصل و هو جزء اساسي من جميع الدورات المختبرية.
و اقسام التقرير تضم العناصر الأساسية التالية :

المقدمة\الغرض

عادة ما تتكون المقدمة من فقرة واحدة يتم خلالها شرح الاهداف او الغرض من التجربة. احيانا قد تحتوي على : معلومات موجزة تلخص كيفية اجراء التجربة ، و أهم النتائج التي تم التوصل اليها. حتى وإن لم تقم بكتابة مقدمة كاملة فيجب كتابة الغرض من التجربة او بمعنى اخر لماذا قمت بعمل التجربة.

المواد و الأجهزة

يضم قائمة لجميع المواد و الأجهزة اللازمة لتحقيق التجربة.

طريقة العمل

يتم فيها كتابة ووصف لجميع الخطوات التجريبية وبشكل تفصيلي ومتسلسل بحيث يمكن لأي شخص ان يقرأها ويقوم بتكرار التجربة بشكل صحيح ، أي يتم كتابة كما لو كنت تقوم بإعطاء توجيهات لشخص آخر يعمل التجربة في المختبر. و إن كان هناك رسم لجهاز مستخدم في تجربة فيمكن اضافته بعد توضيح خطواتها.

البيانات و النتائج

البيانات العددية يتم الحصول عليها من إجراءك الخاص للتجربة وعادة ما تقدم بشكل جدول , البيانات تشمل ما سجلته عند اجراء التجربة و أنها مجرد وقائع وليس هناك أي تفسير لمعناها.

المناقشة والتحليل و الاستنتاجات

عموما هنا في هذه الفقرة يتم تفسير البيانات و الاجابة على الأسئلة في معظم الاوقات يكون الاستنتاج هو ملخص ما حدث في التجربة.

الخلاصة

يجب أن تكون الخاتمة قصيرة ومختصرة حيث تذكر فيها أهم النتائج و الإستنتاجات المتوصل إليها خلال التجربة ، كما يجب على الطالب أن يذكر كل الظواهر و الملاحظات التي تعرض لها خلال العمل التطبيقي الذي أجراه.

العمل التطبيقي الثاني

(تحضير المحاليل)

العمل التطبيقي الثاني (تحضير المحاليل)

1- مفاهيم عامة:

أ - **المحلول**: هو مزيج متجانس لمادتين نقيتين أو أكثر لا تتفاعل في ما بينها و تسمى المادة التي تشكل الأغلبية بالمذيب (Solvent) و تسمى بقية المواد بالمذابة (Solutés) مثل محلول السكر في الماء ، حيث لا يمكن فصلها عن بعضها بأي أسلوب ميكانيكي كالترشيح أو الترسيب مثلا ، و عملية التحلل أو التفكك تسمى أيضا بالذوبان.

إذن: المحلول = مذيب + مذاب

ب - **تحضير المحاليل**: توجد طريقتين لتحضير المحاليل :

- طريقة الإذابة (La dissolution)

- طريقة التخفيف (La dilution)

❖ **طريقة الإذابة** : تعتمد هذه الطريقة على وزن كتلة $m(g)$ من المادة الصلبة (المذاب) أو قياس حجم $V(mL)$ من المادة السائلة (المذاب) و إذابتها في حجم معين $V'(L)$ من المذيب (ماء مقطر في حالة المحاليل المائية) و يعبر عن كمية المادة المذابة في المذيب بالتركيز C (La concentration) و وحدته هي (mol/L) ، (g/L) أو $(\acute{e}q/L)$ حيث يحسب بالعبارة :

$$C_{\text{المحلول}} = \frac{n_{\text{المذاب}}}{V_{\text{المذيب}}}$$

المحلول C : تركيز المحلول بـ (mol/L) ، (g/L) أو $(\acute{e}q/L)$.

$n_{\text{المذاب}}$: كمية المذاب بـ (mol) ، (g) ، $(\acute{e}q)$.

$V_{\text{المذيب}}$: حجم المذيب بـ (L) .

❖ **طريقة التخفيف**: في حالة ما إذا كان تركيز المحلول المراد تحضيره ضعيفا فإن الكتلة الأخوذة من المذاب ستكون صغيرة جداً و بالتالي يتعذر وزنها بسهولة و بدقة جيدة ، لذا و في هذه الحالة

نقوم بتحضير محلول مركز (المحلول الأم Solution mère) ثم نقوم بتخفيفه بإضافة حجم معين من المذيب (الماء المقطر). بالإضافة إلى ذلك فإن الكثير من المواد الكيميائية التجارية تباع على شكل محاليل مركزة جدًا و التي تُخفف بإضافة الماء للحصول على التراكيز المطلوبة.

فإذا كان لدينا محلول ابتدائي بتركيز معلوم فلتحضير حجم معين من محلول مخفف ذو تركيز معلوم يجب حساب الحجم الابتدائي (الحجم المأخوذ من المحلول المركز) باستخدام علاقة التخفيف المذكوره أسفله و كما يمكننا كذلك معرفة حجم الماء المقطر المضاف :

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

V_i : الحجم المأخوذ من المحلول الابتدائي (المحلول الأم).

C_i : تركيز المحلول الابتدائي (المحلول الأم).

V_f : حجم المحلول النهائي (المحلول المراد تحضيره).

C_f : تركيز المحلول النهائي (المحلول المراد تحضيره).

ج - تراكيز المحاليل: يعبر عن تركيز المحاليل بعدة أشكال أهمها :

العبرة الحسابية	الرمز	التركيز
$M(mol/L) = \frac{n_{\text{المذاب}}(mol)}{V_{\text{المذيب}}(L)}$	M	المولارية La molarité
$b(mol/Kg) = \frac{n_{\text{المذاب}}(mol)}{m_{\text{المذيب}}(Kg)}$	b	المولالية La molalité
$T(g/L) = \frac{m_{\text{المذاب}}(g)}{V_{\text{المذيب}}(L)}$	T	التركيز الكتلي La teneur
$N(\acute{e}q/L) = \frac{n_{\acute{e}q \text{ المذاب}}(\acute{e}q/L)}{V_{\text{المذيب}}(L)}$	N	النظامية La normalité

علاقة النظامية بالمولارية : $N = Z . M$

حيث : Z : هو التكافؤ ويمثل عدد البروتونات المتبادلة بالنسبة للأحماض و الأأسس.

• Z يساوي 1 بالنسبة للأحماض و الأأسس الأحادية.

• Z يساوي 2 بالنسبة للأحماض و الأأسس الثنائية.

Z : هو عدد الالكترونات المتبادلة بالنسبة لتفاعلات الأكسدة و الارجاع.

Z : بالنسبة للأملاح هو عدد الذرات في تكافؤه.

2- الهدف من التجربة :

أ- التعرف على بعض الأدوات و الأجهزة في المخبر و كيفية استعمالها.

ب- تحضير محلول الصودا (NaOH) عن طريق الإذابة ثم التخفيف.

ت- تحضير محلول حمض كلور الماء (HCl) إنطلاقا من محلول تجاري مركّز.

3- أدوات التجربة و موادها :

حوجة 100 mL - ماصة مدرجة - أسطوانة مدرجة - قمع - ملعقة مخبرية - ميزان إلكتروني -
إجاصة مطاطية - جفنه زجاجية - الصودا الصلبة (NaOH) - محلول حمض كلور الماء (HCl)
المركز - ماء مقطر.

4- طريقة العمل:

أ- لتحضير 100 mL من محلول الصودا (NaOH) بتركيز 1 mol/L (Solution mére)

بطريقة الإذابة نقوم أولا بحساب كتلة الصودا الصلبة الواجب أخذها و إذابتها في حجم

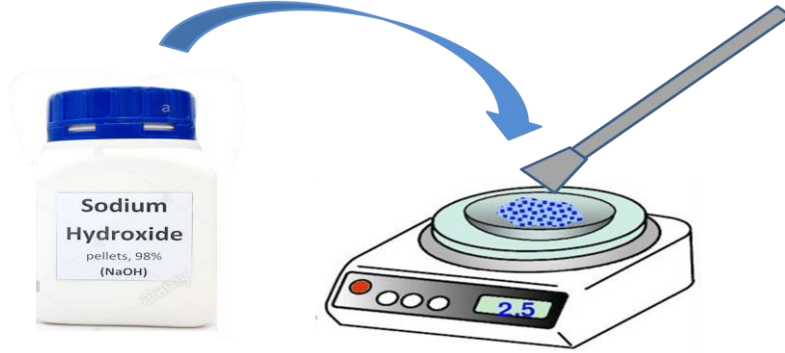
100 mL من الماء المقطر للحصول على هذا المحلول :

$$\text{On a : } n = C \times V \text{ et } n = \frac{m}{M} \Rightarrow \frac{m}{M} = C \times V \Rightarrow m = C \times V \times M$$

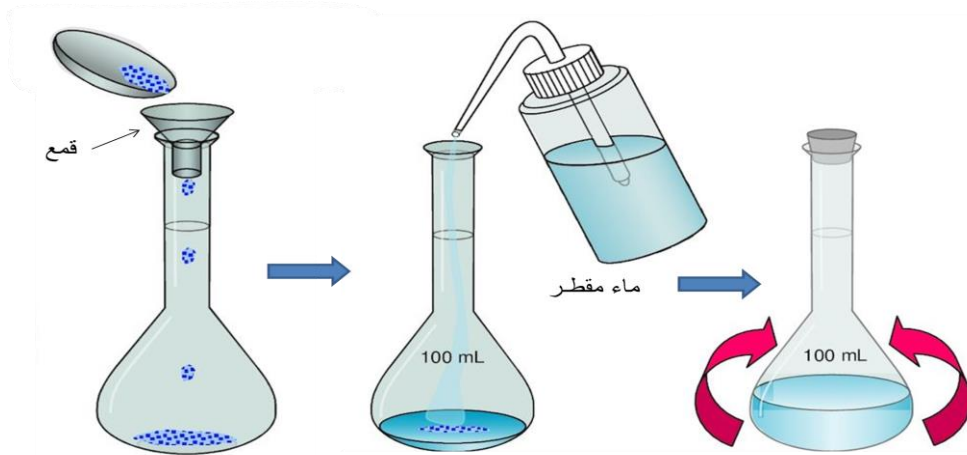
$$\text{Donc : } m_{\text{NaOH}}(g) = C_{\text{المحلول}}(\text{mol/L}) \times V_{\text{المحلول}}(L) \times M_{\text{NaOH}}(g/\text{mol})$$

$$m_{\text{NaOH}}(g) = 1 \times 0.1 \times 40 = 4 g$$

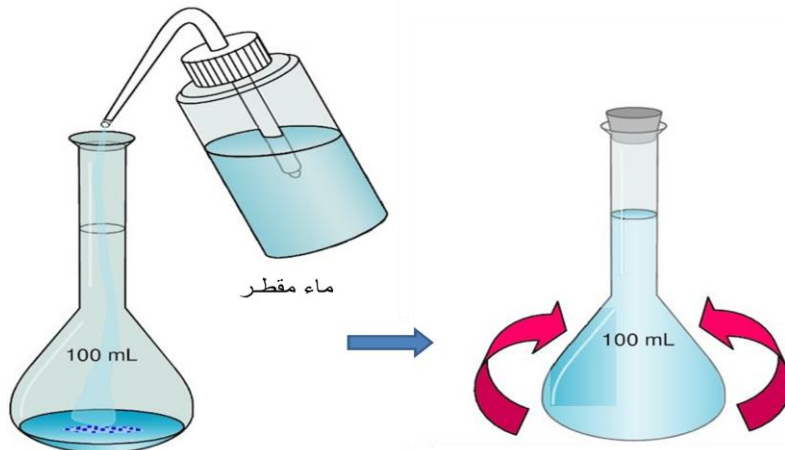
- قُم بوزن 4 g من هيدروكسيد الصوديوم (الصودا) الصلب NaOH.



- افرغها في حوجلة (على عنقها قمع) سعتها 100 mL ثم أضف كمية من الماء المقطر و رج المحلول جيدا.



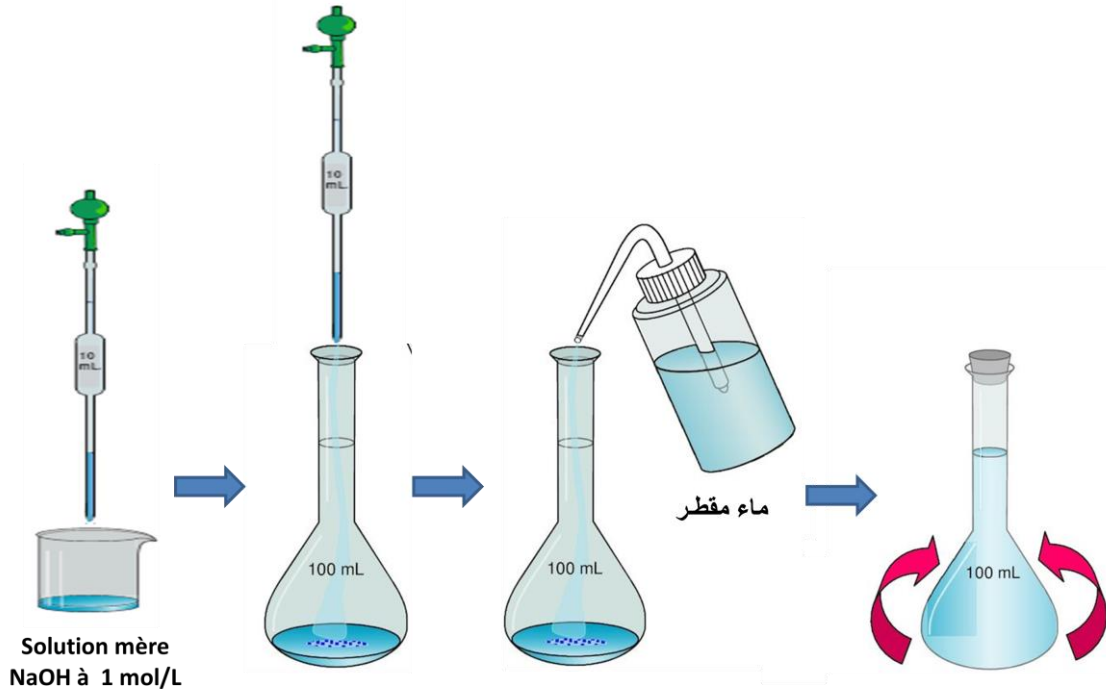
- أكمل ملأ الحوجلة بالماء المقطر إلى غاية التدرجة العيارية الموجود على عنقها ثم اغلق الحوجلة بالمغلاق و رج عدة مرات حتى الحصول على محلول متجانس.



ب - لتحضير 100 mL من محلول الصودا (NaOH) بتركيز 0.1 mol/L (Solution fille) بطريقة التخفيف إنطلاقاً من المحلول السابق (Solution mère) نقوم أولاً بحساب الحجم الواجب أخذه من هذا الأخير و إذابته في حجم V من الماء المقطر للحصول على 100 mL من المحلول الجديد :

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f \Rightarrow V_i = \frac{C_f \times V_f}{C_i} = \frac{0.1 \times 0.1}{1} = 0.01 L = 10 mL$$

إذن نأخذ 10 mL من المحلول السابق (Solution mère) و نضعها في حوجلة سعة 100 mL ثم نقوم بإكمال الحجم إلى غاية التدرجة العيارية للحوجلة بواسطة الماء المقطر :



ج - تحضير 100 mL من محلول حمض كلور الماء (HCl) بتركيز 1 mol/L.

• على القارورة التجارية للحمض المركز نجد النقاوة الكتلية (P) و الكتلة الحجمية ρ مكتوبين على البطاقة التقنية للحمض ، حيث : P(%) = 37 % و ρ = 1.19 g/L و لدينا كذلك الكتلة المولية لحمض HCl هي M = 36.5 g/mol.

• نقوم بحساب كمية الحمض المركز الواجب أخذها من القارورة التجارية لتحضير 100 mL من محلول حمض كلور الماء (HCl) بتركيز 1 mol/L :

1- حساب كتلة الـ HCl المركز :

$$m_{HCl}(g) = C \times V \times M = 1 \times 0.1 \times 36.5$$

$$(HCl \text{ نقي}) m_{HCl}(g) = 3.65 \text{ g}$$

2- حساب كتلة الـ HCl المركز الغير نقيه من خلال النقاوة الكتلية P :

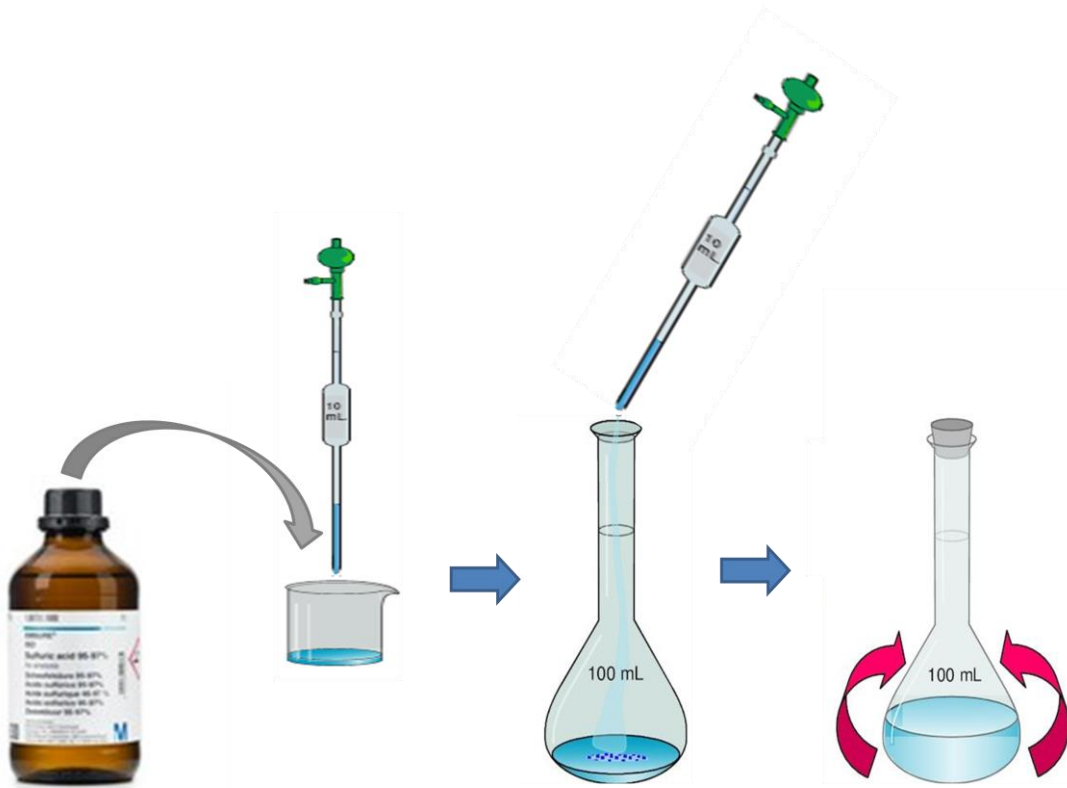
$$100 \text{ g (مركز HCl)} \text{ -----> } 37 \text{ g (نقي HCl)} \quad x = \frac{3.65 \times 100}{37} = 9.86 \text{ g}$$

$$x \text{ g (مركز HCl)} \text{ <----- } 3.65 \text{ g (نقي HCl)}$$

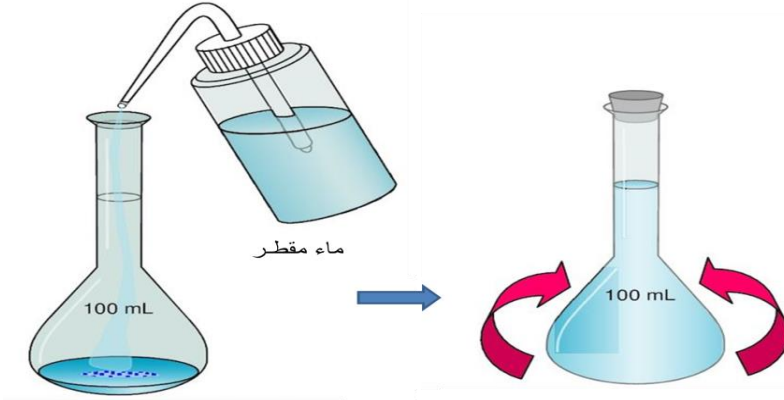
3- حساب حجم الـ HCl من خلال الكتلة الحجمية :

$$\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{\rho} = \frac{9.86}{1.19} = 8.28 \text{ mL}$$

- بواسطة ماصة مدرجة نأخذ حجم 8.28 mL من القارورة المركزة و نضعه في حوجة سعتها 100 mL بها مسبقاً كمية صغيرة من الماء المقطر ثم نرج قليلاً.



- نكمل بالماء المقطر الى غاية التدرج العيارية للحوجلة ثم نرج المحلول النهائي.



ملاحظة : عند السكب في الحوجلة نسكب الحمض المركز على الماء و ليس العكس.

5- الأسئلة :

- أ- إشرح كيفية تحضير 100 mL من محلول هيدروكسيد البوتاسيوم (KOH) ذو تركيز 0.5 M انطلاقا من KOH تجاري ذو نقاوة 98 %.
- ب - إشرح كيفية تحضير 250 mL من محلول KOH ذو تركيز 0.02 M بطريقة التخفيف انطلاقا من المحلول المُحضّر في السؤال السابق.
- ج - إشرح كيفية تحضير 200 mL من محلول حمض الكبريت H_2SO_4 (95 % , d=1.85) ذو تركيز نظامي 0.25 N.

6- الإجابة على الأسئلة :

- أ- لتحضير 100 mL من محلول هيدروكسيد البوتاسيوم (KOH) ذو تركيز 0.5 M نقوم بحساب كتلة الـ KOH الصلبة بالعلاقة :

$$m_{KOH}(g) = C_{\text{المحلول}}(mol/L) \times V_{\text{المحلول}}(L) \times M_{KOH}(g/mol)$$

$$m_{KOH}(g) = 0.5 \times 0.1 \times 56.1 = 2.805 g$$

- و بما أن الـ KOH الصلبة التجارية المستعملة ذات نقاوة 98 % فإن الكتلة التي تؤخذ من القارورة تحسب كالاتي :

$$\begin{aligned}
 100 \text{ g (تجاري KOH)} & \text{-----} > 98 \text{ g (نقي KOH)} \\
 x \text{ g (تجاري KOH)} & < \text{-----} & 2.805 \text{ g (نقي KOH)} \\
 x & = \frac{2.805 \times 100}{98} \\
 x & = 2.86 \text{ g}
 \end{aligned}$$

نقوم بوزن 2.86 g من الـ KOH الصلبة و نفرغها في حوجلة (على عنقها قمع) سعتها 100 mL ثم نضيف كمية من الماء المقطر و نرج المحلول جيدا. بعد ذلك نكمل ملأ الحوجلة بالماء المقطر إلى غاية التدریجة العیاریة و نرج عدة مرات حتى الحصول على محلول متجانس.

ب - لتحضير 250 mL من محلول الـ KOH بتركيز 0.02 mol/L (Solution fille) بطريقة التخفيف إنطلاقا من المحلول السابق (0.5 M) نقوم أولا بحساب الحجم الواجب أخذه من هذا الأخير و إذابته في حجم V من الماء المقطر للحصول على 250 mL من المحلول الجديد :

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f \Rightarrow V_i = \frac{C_f \times V_f}{C_i} = \frac{0.02 \times 0.25}{0.5} = 0.01 \text{ L} = 10 \text{ mL}$$

إذن نأخذ 10 mL من محلول الـ KOH (0.5 M) و نضعها في حوجلة سعة 250 mL ثم نقوم بإكمال الحجم إلى غاية التدریجة العیاریة بواسطة الماء المقطر و نرج جيدا.

ج - لتحضير 200 mL من محلول حمض الكبريت H_2SO_4 (95 %، d=1.85، 98g/mol) تركيز نظامي 0.25 N. نقوم بحساب كمية الحمض المركز الواجب أخذها من القارورة التجارية لتحضير هذا المحلول :

1- حساب كتلة الـ H_2SO_4 المركز :

$$m = C \times V \times M$$

بما أن حمض الكبريت عبارة عن حمض ثنائي فإن تكافؤه Z=2 و تركيزه المولي $C = \frac{N}{Z}$:

$$(H_2SO_4 \text{ نقي}) m_{H_2SO_4} (g) = \left(\frac{N}{Z}\right) \times V \times M = \left(\frac{0.25}{2}\right) \times 0.2 \times 98 = 2.45 \text{ g}$$

2- حساب كتلة الـ H_2SO_4 المركز الغير نقيه من خلال النقاوة الكتلية P :

$$\begin{array}{l}
 100 \text{ g } (H_2SO_4 \text{ تجاري}) \text{ -----} > 95 \text{ g } (H_2SO_4 \text{ نقي}) \\
 x \text{ g } (H_2SO_4 \text{ تجاري}) \text{ <-----} & 2.45 \text{ g } (H_2SO_4 \text{ نقي})
 \end{array}
 \quad x = \frac{2.45 \times 100}{95}$$

$$x = 2.57 \text{ g}$$

3- حساب حجم الـ H_2SO_4 من خلال الكتلة الحجمية :

$$\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{\rho} = \frac{2.57}{1.85} = 1.38 \text{ mL}$$

بواسطة ماصة مدرجة نأخذ حجم 1.38 mL من القارورة المركزة و نضعه في حوجلة سعتها 200 mL بها مسبقاً كمية صغيرة من الماء المقطر ثم نرج قليلاً. نكمل بالماء المقطر الى غاية التدرجة العيارية للحوجلة ثم نرج المحلول النهائي جيداً.

العمل التطبيقي الثالث

(المعايرة الحجمية حمض/أساس)

العمل التطبيقي الثالث (المعايرة الحجمية حمض/أساس)

1- مفاهيم عامة:

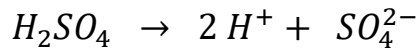
أ- الحمض (Acide): مركب كيميائي يُحرر في المحلول بروتونات (H^+) و التي غالبًا ما تكون على شكل شوارد هيدرونيوم (H_3O^+) في المحلول المائي.

ب- الأساس (Base): مركب كيميائي يُحرر في المحلول المائي شوارد هيدروكسيد (OH^-).

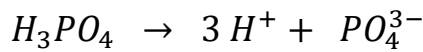
- حمض أحادي الوظيفة الحمضية (أساس أحادي الوظيفة الأساسية) : هو كل حمض (أساس) الذي واحد مول منه يمكن أن يحرر 1 مول من H^+ (OH^-) مثال:



- حمض ثنائي الوظيفة الحمضية (أساس ثنائي الوظيفة الأساسية) : هو كل حمض (أساس) الذي واحد مول منه يمكن أن يحرر 2 مول من H^+ (OH^-) مثال:

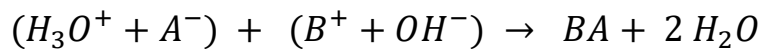
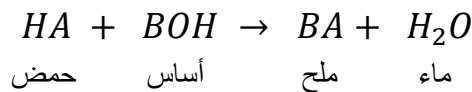


- حمض ثلاثي الوظيفة الحمضية (أساس ثلاثي الوظيفة الأساسية) : هو كل حمض (أساس) الذي واحد مول منه يمكن أن يحرر 3 مول من H^+ (OH^-) مثال:



2- مبدأ المعايرة :

تقوم المعايرة الحجمية حمض/أساس في المحاليل المائية على أساس التفاعل بين حامل البروتون (الحمض) (HA) و حامل الهيدروكسيل (الأساس) (BOH) و ناتج التفاعل يكون دائما عبارة عن ملح و ماء و يُسمى هذا النوع من التفاعلات بتفاعلات التعديل و يكتب على الشكل التالي :



I- المعايرة حمض/أساس باستخدام الكواشف الملونة**1- الهدف من التجربة :**

تحديد تركيز حمض قوي (HCl) و حمض ضعيف (CH₃COOH) في محلول مائي بواسطة أساس قوي (NaOH) ذو تركيز معلوم و ذلك باستخدام كاشف ملون لتحديد نقطة نهاية المعايرة.

2- الكواشف الملونة :

هي مركبات كيميائية عضوية لها لون مترتب على كمية شوارد الـ H₃O⁺ الموجودة في المحلول ففي حالة الحمض (Acide) ، الكاشف (Hind) يكون له لون مختلف على اللون الذي يكون له في حالة الأساس المرافق (Base conjuguée) (Ind⁻) :



Acide
(لون معين)

Base conjuguée
(لون مختلف)

الـ Hind يمثل الحالة الحمضية للكاشف الملون بينما الـ Ind⁻ يمثل الحالة الأساسية له. من المعادلة (1) يمكن أن نستخرج ثابت الإتزان K₁ للكاشف الملون :

$$K_1 = \frac{[Ind^{-}][H_3O^{+}]}{[Hind]} \Rightarrow pH = pKa_1 + \log\left(\frac{[Ind^{-}]}{[Hind]}\right)$$

لون الكاشف الملون (أي لون المحلول) يترتب على النسبة $\left(\frac{[Ind^{-}]}{[Hind]}\right)$ والنسبة $\left(\frac{K_1}{[H_3O^{+}]}\right)$:

▪ إذا كان المحلول حمضيًا أي أن [H₃O⁺] كبير و منه يكون :

$$[Ind^{-}] \ll [Hind]$$

- الكاشف (و المحلول) يتلون بلونه الحمضي أي بلون الكاشف Hind.

▪ إذا كان المحلول أساسًا (قاعديًا) أي أن [H₃O⁺] صغير و منه يكون :

$$[Ind^{-}] \gg [Hind]$$

- الكاشف (و المحلول) يتلون بلونه الأساسي أو القاعدي أي بلون Ind^- .

▪ و إذا كان المحلول متعادلا أي أن :

$$[Ind^-] = [Hind] \Rightarrow K_1 = [H_3O^+]$$

- الكاشف (و المحلول) يأخذ اللون بين اللونين (بين اللون الحمضي و اللون الأساسي).

إستنتاج :

و من هنا يمكن أن نستنتج أنه بما أن الكواشف الملونة ذات طبيعة حمضية فإن تغيّر لونها لا يحدث مع أي تغيّر في كمية H_3O^+ و إنما يتغير فقط في مجال معين له يسمّى (Zone de virage).

3- أدوات و مواد التجربة :

إرلن ماير أو بيشر سعة 100 mL - ماصة مدرّجة أو إسطوانة مدرّجة سعة 20 mL - سخّاحة - محلول الصودا (NaOH) بتركيز 0.1 N - محلول حمض كلور الماء (HCl) و محلول حمض الخل (CH_3COOH) بتركيز مجهولة - كاشف الفينول فتالين (Ph-Ph) - أزرق البروموتيمول (BBT) - ماء مقطر.

4- خطوات التجربة :

معايرة حمض قوي بقاعدة قويّة :

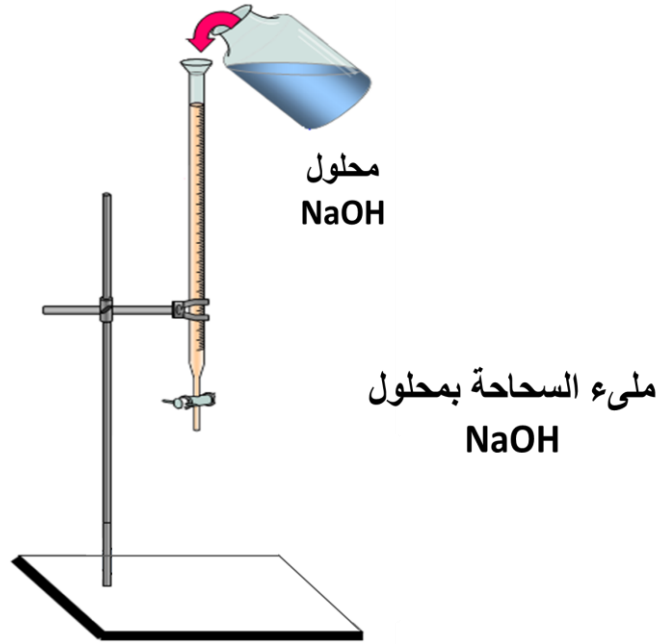


وضع 10 مل من الحمض المراد معايرته في البيشر + قطرتين من الكاشف الملون

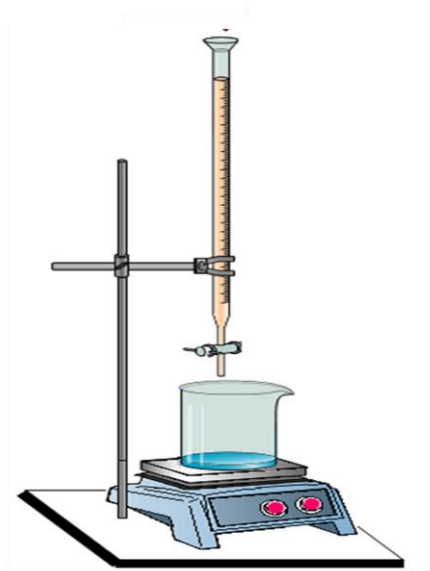
- في البيشر ضع 10 mL من محلول حمض كلور الماء (HCl) ذو التركيز المجهول.

- أضف إليها من 2 إلى 3 قطرات من الكاشف الملون فينول فتالين (Ph-Ph).

- إملأ السخّاحة بمحلول الصودا (NaOH) (0.1 N) و ثبت المحلول عند التدرّجة الصفرة للسخّاحة.



- ضع الإرلينة تحت حنفية السحاحة و أبدأ سكب الأساس قطرة بقطرة مع رجّ محتوى الإرلينة بخفّة إلى غاية تغيّر لون المحلول كليًا إلى الوردي (نقطة التكافؤ أو التعديل).



سكب الأساس قطرة بقطرة إلى غاية
تغيّر اللون إلى الوردي

- إقفل صنبور السحاحة و سجّل حجم الأساس المسحّح وليكن V_b أو V_{NaOH} .

- أعد التجربة مرتين و خذ الحجم المتوسط للأساس المسحّح.

- نتائج التجربة :

التجربة	حجم الـ NaOH المسحّح (mL)	الحجم المتوسط (mL)
1	12.2	12.5
2	12.8	

معايرة حمض ضعيف بقاعدة قويّة :

- قم بنفس التجربة السابقة من أجل حمض الخل (CH_3COOH) ذو التركيز المجهول و بإستعمال الكاشف أزرق البروموتيمول (BBT).

- نتائج التجربة :

التجربة	حجم الـ NaOH المسحّح (mL)	الحجم المتوسط (mL)
1	14.5	14.8
2	15.1	

5- الأسئلة :

أ. أكتب معادلة التفاعل الكيميائي الحاصل لكل تجربة.

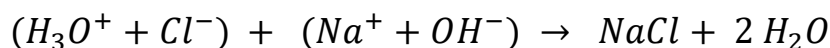
ب - أحسب التركيز الكتلي لكل من محلول حمض كلور الماء (HCl) و محلول حمض الخل (CH_3COOH).

ج - هل يمكن إستعمال كواشف ملوّنة أخرى لهذه التجارب ؟ لماذا ؟

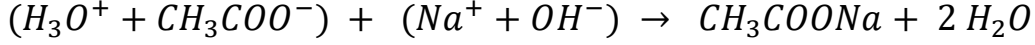
6- الإجابة على الأسئلة :

أ. كتابة معادلة التفاعل الكيميائي الحاصل لكل تجربة :

- معايرة حمض قوي بقاعدة قويّة :



- معايرة حمض ضعيف بقاعدة قويّة :



ب - حساب التركيز الكتلي لكل من محلول حمض كلور الماء (HCl) و محلول حمض الخل (CH₃COOH) المعايرين :

عند نقطة التكافؤ أو ما يسمى كذلك بنقطة التعديل (تغيّر اللون) تكون كمية المادة للأساس في الحجم V_b المسحّح مساوية لكمية المادة للحمض الموجود في الحجم V_a من المحلول المراد معايرته و بالتالي يمكن كتابة : $n_a = n_b$ و بما أن كمية المادة (عدد المولات) تمثل : $n = C \cdot V$ فإنه يمكن كتابة ما يسمّى بقانون التعديل على الشكل التالي :

$$C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_b$$

و من خلال هذا القانون يمكننا حساب التركيز المجهول لأحد المتفاعلين سواء الحمض أو الأساس.

حساب التركيز الكتلي لحمض كلور الماء (HCl) :

نقوم أولاً بحساب التركيز المولي للحمض بتطبيق قانون التعديل و بعد ذلك نقوم بحساب التركيز الكتلي من خلال التركيز المولي :

$$C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_b \Rightarrow C_a = \frac{C_b \cdot V_b}{V_a}$$

حيث أن a و b هما رمزي الحمض HCl و الأساس NaOH على الترتيب.

$$C_a = \frac{C_b \cdot V_b}{V_a} = \frac{0.1 \times 12.5}{10} = 0.125 N = 0.125 M$$

بما أن حمض كلور الماء (HCl) هو حمض أحادي فلذلك تركيزه النظامي (N) يساوي تركيزه المولي (M).

لحساب التركيز الكتلي من خلال التركيز المولي لدينا :

$$n = \frac{m}{M_m} \Rightarrow m = n \cdot M_m \Rightarrow \frac{m}{V} = \frac{n \cdot M_m}{V} \Rightarrow T = C \cdot M_m$$

حيث أن : T هو التركيز الكتلي بـ (g/L) ، C هو التركيز المولي بـ (mol/L) و M_m هو الكتلة المولية بـ (g/mol).

$$T = C \cdot M_m = 0.125 \times 36.5 = 4.56 \text{ g/L}$$

حساب التركيز الكتلي لحمض الخل (CH_3COOH) :

بنفس الطريقة السابقة نقوم أولاً بحساب التركيز المولي للحمض بتطبيق قانون التعديل و بعد ذلك نقوم بحساب التركيز الكتلي من خلال التركيز المولي :

$$C_a = \frac{C_b \cdot V_b}{V_a} = \frac{0.1 \times 14.8}{10} = 0.148 \text{ N} = 0.148 \text{ M}$$

بما أن حمض الخل (CH_3COOH) هو كذلك حمض أحادي فلذلك تركيزه النظامي (N) يساوي تركيزه المولي (M).

لحساب التركيز الكتلي من خلال التركيز المولي لدينا :

$$T = C \cdot M_m = 0.148 \times 60.05 = 8.88 \text{ g/L}$$

ج - نعم يمكننا إستعمال عدة كواشف أخرى معروفة لهذه التجربة و التي لها مجالات pH تغير اللون قريبة جداً من pH التعديل (7) ، لكن لا يمكننا إستعمال كل الكواشف الملونة الأخرى لهذه التجربة ، لأن الكواشف الملونة لها مجالات pH تغير اللون مختلفة جداً عن بعضها البعض و منها ما هو قريب لـ 7 و ما هو بعيد جداً عنها.

فمثلاً في هذا العمل التطبيقي إستعملنا الفينول فتاليين (Phénolptaléine) الذي له مجال pH تغير اللون محصور بين 8.2 و 10 و كما يمكننا إستعمال كواشف أخرى مثل أحمر الميثيل (Rouge de Méthyle) الذي يتغير لونه بين 4.2 و 6.2 و كذلك أزرق البروموتيمول (Blue de Bromothymol) الذي يتغير لونه بين 6.0 و 7.6 و غيرهم من الكواشف التي لها مجال pH تغير اللون قريبة من 7.

بينما لا يمكننا مثلا إستعمال أخضر الملكيت (Vert de Malachite) الذي يتغير لونه بين 0.1 و 2.0 أو النييلي القرمزي (Carmin d'indigo) الذي يتغير لونه بين 11.6 و 14.

في الجدول التالي نذكر بعض الكواشف الملونة مع مجالات pH تغير لونها و كذلك كيفية تغير اللون:

Nom de l'indicateur إسم الكاشف الملون	Zone de virage مجال تغير اللون	Changement de couleur كيفية تغير اللون
Vert de malachite	0.1 – 2.0	jaune - vert
Jaune d'alizarine R	1.9 – 3.3	rouge - jaune
Bleu de bromophénol	3.0 – 4.6	jaune - bleu
Hélianthine	3.1 – 4.4	rouge - jaune
Rouge d'alizarine S	3.7 – 5.2	jaune - violet
Vert de bromocrésol	3.8 – 5.4	jaune - bleu
Rouge de méthyle	4.2 – 6.2	rouge - jaune
Bleu de résorcine	4.4 – 6.2	rouge - bleu
Bleu de bromothymol	6.0 – 7.6	jaune - bleu
Rouge de crésol	7.2 – 8.8	jaune - rouge
Phénolphthaléine	8.2 – 10.0	incolore - rose
Rouge d'alizarine S	10.0 – 12.0	violet - jaune
Jaune d'alizarine R	10.1 – 12.1	jaune - violet
Vert de malachite	11.5 – 13.2	vert - incolore
Carmin d'indigo	11.6 – 14.0	bleu - jaune

II- معايرة حمض/أساس باستخدام طريقة الـ pH مترية**1- الهدف من التجربة :**

تحديد تركيز حمض ضعيف (CH_3COOH) في محلول مائي بواسطة أساس قوي (NaOH) ذو تركيز معلوم وذلك باستخدام طريقة الـ pH مترية.

2- المعايرة باستخدام طريقة الـ pH مترية :

المعايرة حمض/أساس بطريقة الـ pH مترية هي تقنية تجريبية تمكن من معرفة تركيز محلول حمضي أو قاعدي مجهول وذلك بمتابعة قيمة الـ pH خلال عملية المعايرة. فإذا كان الوسط المعايير (ذو التركيز المعلوم) هو الأساس و الوسط المراد معايرته (ذو التركيز المجهول) هو الحمض فعند إضافة المحلول الأساسي إلى المحلول الحمضي تتغير كمية المادة لكل من الأيونات H^+ و OH^- في الوسط التفاعلي ، و بذلك ترتفع قيمة الـ pH المقاسة بواسطة جهاز الـ pH متر ببطء في البداية ثم في مرحلة ثانية تقفز بسرعة إلى أكبر قيمة لها و بعدها و في مرحلة أخيرة تستقر تدريجياً في المجال القاعدي. تحديد نقطة التكافؤ يكون برسم المنحنى $\text{pH} = f(V_b)$ حيث نقطة التكافؤ تمثل نقطة إنعطاف المنحنى.

3- أدوات و مواد التجربة :

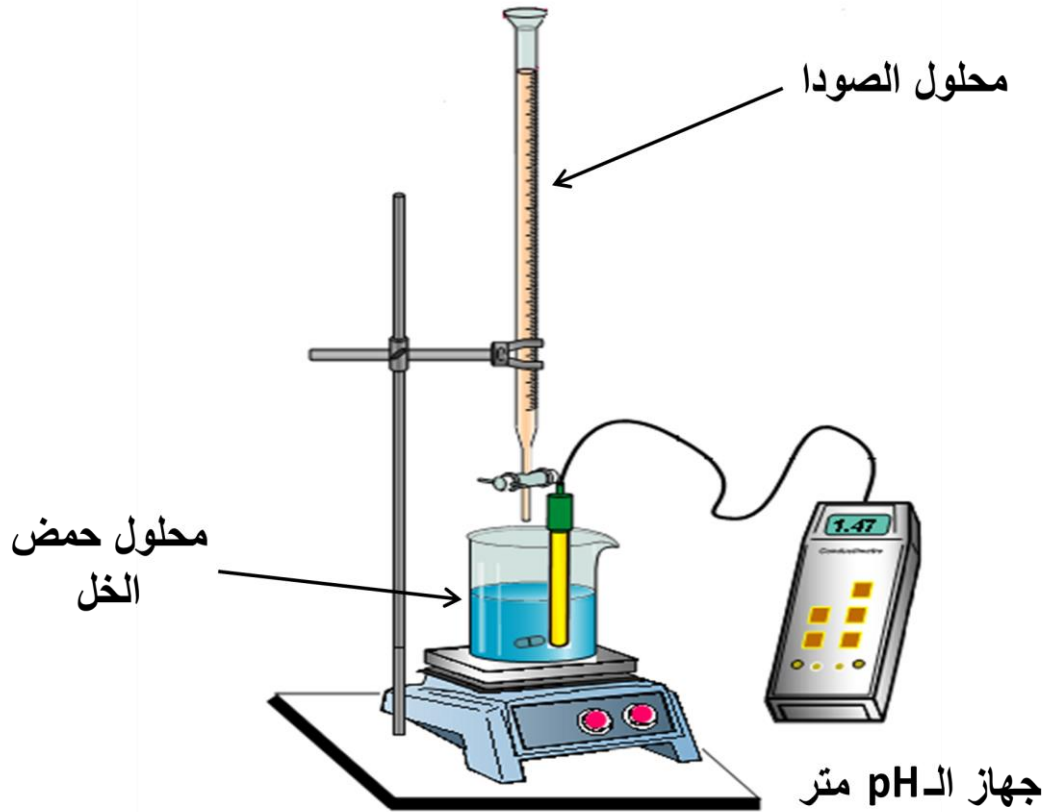
إرلن ماير أو بيشر سعة 100 mL - ماصة مدرّجة أو إسطوانة مدرّجة سعة 20 mL - سحّاحة - محلول الصودا (NaOH) بتركيز 0.1 N - محلول حمض الخل (CH_3COOH) بتركيز مجهول - جهاز الـ pH متر - ماء مقطر.

4- خطوات التجربة :

- نملأ السحّاحة بمحلول الصودا (NaOH) (0.1 N) و نثبّت المحلول عند التدرّج الصفر للسحّاحة.

- في البيشر نضع 20 mL من محلول حمض الخل (CH_3COOH) ذو التركيز المجهول و نضعها تحت حنفية السحّاحة.

- نثبت قطب الـ pH متر بحيث يكون مغمور في المحلول الموجود في البيشر (كما في الشكل).



- نبدأ سكب الأساس ميليلتر بميليلتر و نسجل في كل مرة قيمة الـ pH التي تظهر على شاشة الـ pH متر بدلالة حجم الأساس المسحح (V_b mL).

- نضع نتائج التجربة في الجدول التالي :

V_b (mL)	0	2	4	6	8	12	15	18	18.5	19
pH	3.4	3.8	4.2	4.4	4.6	5	5.3	5.8	5.9	6.1

V_b (mL)	19.5	20	20.5	21	21.5	22	23	25	28	32
pH	6.4	8.6	10.4	10.7	10.9	11	11.2	11.5	11.8	12

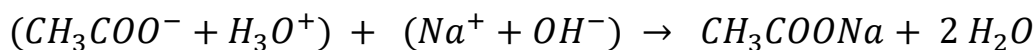
5- الأسئلة :

- a- أكتب معادلة التفاعل الكيميائي الحاصل و ما خصائص هذا التفاعل.
- b - على ورق ميليمتري أرسم البيان $pH = f(V_b)$.
- c - إشرح أجزاء هذا المنحنى مبينا في كل جزء المتفاعل المُحد.
- d - أذكر طرق تعيين نقطة التكافؤ بيانيا ، موضحًا الطريقة المتبعة في هذا العمل.
- e - إستنتج طبيعة المحلول عند نقطة التكافؤ و حدد نوع المعايرة.
- f - أنشئ جدول لتقدم التفاعل عند نقطة التكافؤ و إستنتج العلاقة بين C_a ، V_a ، C_b ، $V_{b(eq)}$.
- أحسب التركيز المولي لمحلول حمض الخل.
- g- تعرف نقطة نصف التكافؤ بالنقطة التي يكون عندها حجم المحلول الأساسي المسكوب هو $V_b = \frac{V_{b(eq)}}{2}$ ، حدد على البيان قيمة الـ pH الموافقة لها ، ماذا تمثل ؟ حيث يعطى :
- $$pKa(CH_3COOH/CH_3COO^-) = 4.8$$
- h- أحسب ثابت الإتزان K لهذا التحول الحادث ، ماذا تستنتج ؟
- i- في حالة عدم وجود جهاز الـ pH متر ، ماهو الكاشف الملون المناسب لهذه المعايرة من بين الكواشف التالية :

الكاشف	الهيلياننتين	أزرق البروموتيمول	الفينول فتالين
مجال تغير اللون	3.2 – 4.4	6.0 – 7.6	8.2 – 10

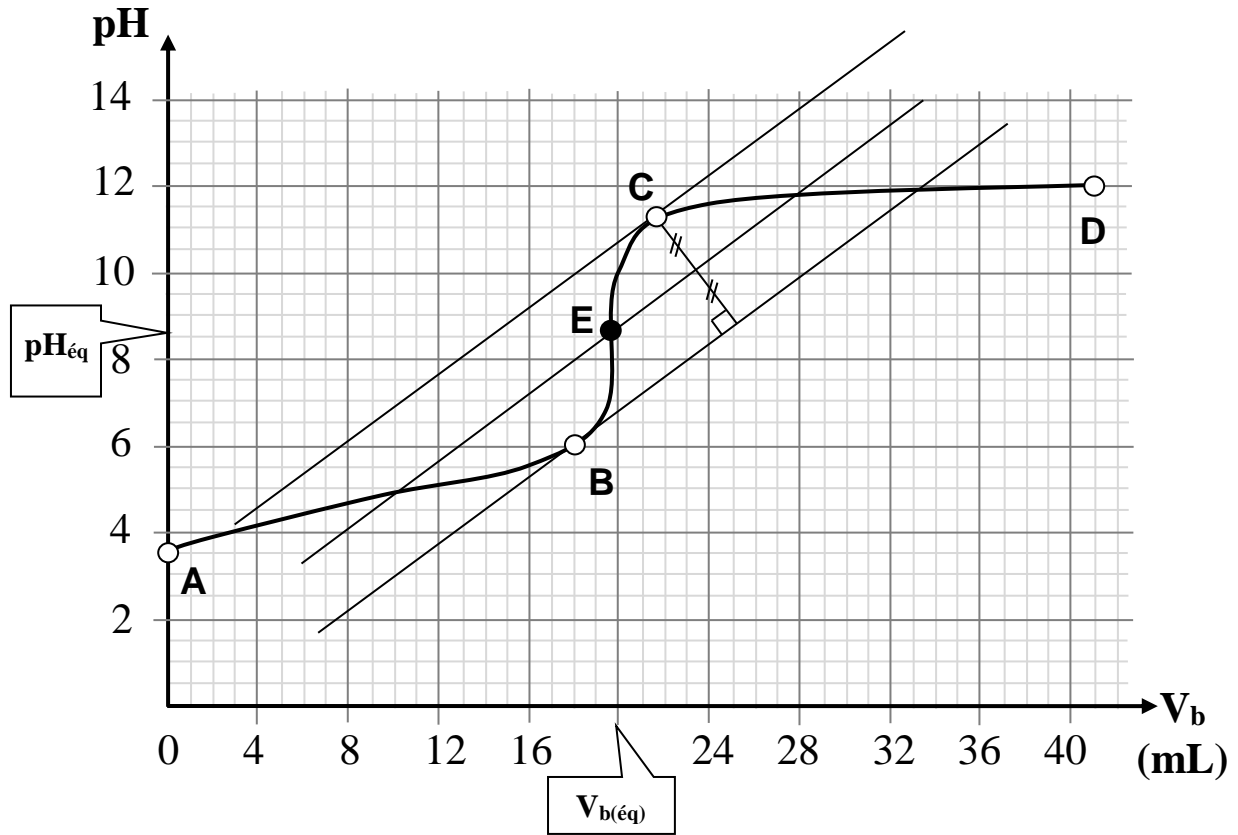
6- الإجابة على الأسئلة :

a- كتابة معادلة التفاعل الكيميائي الحاصل :



و يمتاز بأنه تفاعل سريع و تام (كلي) و ناشر للحرارة.

b - رسم البيان $pH = f(V_b)$:



منحنى بياني يمثل تغيرات الـ pH بدلالة حجم الأساس المضاف (V_b) خلال المعايرة

c - شرح أجزاء المنحنى مع تحديد المتفاعل المُحد في كل جزء :

نلاحظ أن المنحنى يتكون من ثلاثة أجزاء رئيسية :

الجزء AB : حيث $0 < V_b < 18 \text{ mL}$: نلاحظ زيادة طفيفة في قيمة الـ pH ، و هذه الزيادة الطفيفة في الـ pH راجعة إلى أن كمية شوارد الـ H^+ أو الـ H_3O^+ في المحلول كبيرة جدا أي أنه مهما كانت كمية شوارد الـ OH^- المضافة التي ستتفاعل مع الـ H_3O^+ مشكلة الماء فإنها لن تغير كثيرا في قيمة الـ pH. و المتفاعل المُحد هو شوارد الـ OH^- .

الجزء BC : حيث $18 < V_b < 22 \text{ mL}$: نلاحظ زيادة كبيرة في قيمة الـ pH ، و هذه الزيادة الكبيرة راجعة إلى أن كمية شوارد الـ H_3O^+ في المحلول أصبحت ضئيلة جدا أي أنه إضافة

لشوارد الـ OH^- ستساهم بشكل كبير جدا في رفع قيمة الـ pH. و هذا الجزء يحتوي على نقطة التكافؤ التي تمثل نقطة إنعطاف المنحنى.

الجزء CD : حيث $22 < V_b < 32 \text{ mL}$: نلاحظ في هذا الجزء زيادة طفيفة في قيمة الـ pH ، و هذا راجع إلى أنه في هذا المجال مهما زاد تركيز شوارد الـ OH^- في المحلول فلن يؤثر بقوة على قيمة الـ pH. و المتفاعل المُحد في هذا الجزء من المعايرة هو CH_3COOH .

d - طرق تعيين نقطة التكافؤ بيانيا :

نقطة التكافؤ هي النقطة الموافقة لتساوي كمية الـ H_3O^+ مع الـ OH^- في المحلول وفق المعاملات الستوكيومترية الموجودة في معادلة التفاعل ، و يوجد عدة طرق لتحديد نقطة التكافؤ في البيان $pH = f(V_b)$ منها : طريقة المماسين ، طريقة الدائرتين و طريقة المشتق.

لتحديد نقطة التكافؤ نتبع طريقة المماسين حيث تعتمد هاته الطريقة على الخطوات التالية (كما هو موضح في الشكل) :

- نرسم مماسين للمنحنى عند نقطتي الإنعطاف العليا و السفلى بحيث يكونا متوازيين.
- نرسم القطعة المستقيمة العمودية على هاذين المماسين.
- نرسم مستقيما آخرًا يمر من منتصف هاته القطعة و يكون عمودي عليها و موازي في نفس الوقت للمماسين السابقين.
- نحدد نقطة التكافؤ التي تمثل نقطة تقاطع هذا المستقيم الأخير مع المنحنى البياني :

$$pH_{\text{éq}} = 8.5 \quad , \quad V_{b(\text{éq})} = 20 \text{ mL}$$

e - طبيعة المحلول عند نقطة التكافؤ تكون أساسية لأن المعايرة من النوع : معايرة حمض ضعيف بواسطة أساس قوي.

f - جدول التقدم للتفاعل عند نقطة التكافؤ :

		$CH_3COOH + OH^- \rightarrow CH_3COO^- + H_2O$			
عند $t=0$	$x=0$	n_a	n_b	0	0
عند التكافؤ	$X=X_e$	$n_a - X_e$		X_e	X_e

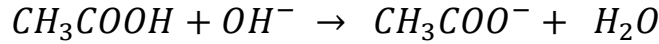
إستنتاج العلاقة بين C_a ، V_a ، C_b ، $V_{b(eq)}$ و حساب التركيز المولي لمحلول حمض الخل :
عند نقطة التكافؤ يكون :

$$\frac{n_a}{1} = \frac{n_b}{1} \Rightarrow C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_{b(eq)}$$

$$\Rightarrow C_a = \frac{C_b \cdot V_{b(eq)}}{V_a} = \frac{0.1 \times 20}{20} = 0.1 \text{ mol/L}$$

g- من البيان نجد أن قيمة الـpH الموافقة لحجم نصف التكافؤ هو : $\text{pH} = \text{pKa} = 4.8$ ، و تسمى هذه النقطة بنقطة نصف التكافؤ.

h- حساب ثابت الإتزان K لهذا التحول :



$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \times 1}{[\text{CH}_3\text{COOH}] \times [\text{OH}^-]} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}] \times [\text{OH}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \times \frac{1}{[\text{OH}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]} = K_a \times \frac{1}{K_e} = \frac{K_a}{K_e}$$

$$\Rightarrow K = \frac{K_a}{K_e} = \frac{10^{-\text{pKa}}}{K_e} = \frac{10^{-4.8}}{10^{-14}} = 1.58 \times 10^9$$

نلاحظ أن : $K > 10^4$ و منه نستنتج أن هذا التفاعل تام.

i- في حالة إستعمال الكاشف الملون ، فالكاشف المناسب لهذه المعايرة هو الفينول فتالين لأن pH نقطة التكافؤ ينتمي لمجال تغير اللون لهذا الكاشف.

العمل التطبيقي الرابع

(المعايرة الحجمية أكسدة/إرجاع)

العمل التطبيقي الرابع

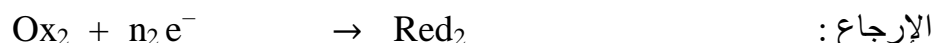
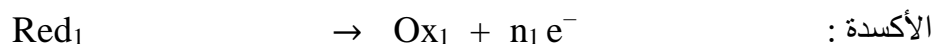
(المعايرة الحجمية أكسدة/إرجاع)

مقدمة :

تعرف تفاعلات الأكسدة والإرجاع بأنها تفاعلات كيميائية يتم فيها تبادل الإلكترونات بين مادة كيميائية وأخرى و هي محصلة لتفاعلين متزامنين هما : تفاعل الأكسدة و تفاعل الإرجاع بحيث أن عدد الإلكترونات المفقودة في تفاعل الأكسدة يكون مساوٍ لعدد الإلكترونات المكتسبة في تفاعل الإرجاع.

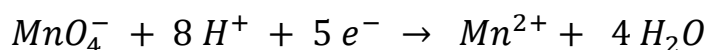
- الأكسدة : هي عملية فقدان للإلكترونات
- الإرجاع : هو عملية إكتساب للإلكترونات
- المؤكسد : يكتسب إلكترونات
- المُرَجع : يفقد إلكترونات

و يمكن تلخيص عملية الأكسدة و الإرجاع بالمعادلات التالية :

- المعايرة بإستخدام برمنغنات البوتاسيوم (KMnO₄) :

المعايرة أكسدة/إرجاع بإستخدام برمنغنات البوتاسيوم (KMnO₄) هي طريقة حجمية (Méthode volumétrique) لتحديد تركيز محلول ما بدون إستعمال كواشف و تسمى بالفرنسية Manganimétrie أو بالإنجليزية Manganometry.

الجزء الفعّال في جزيء برمنغنات البوتاسيوم هو شاردة البرمنغنات MnO₄⁻ (ذات اللون البنفسجي) حيث في وسط حمضي تلعب دور مؤكسد قوي للمركبات الكيميائية القابلة للأكسدة و تتحول بدورها إلى شاردة Mn²⁺ (شفافة) حسب التفاعل التالي :



I- معايرة حمض الأوكساليك باستخدام برمنغنات البوتاسيوم**1- الهدف من التجربة :**

الغاية من هذا العمل التطبيقي هو معرفة تركيز محلول حمض الأوكساليك ($C_2H_2O_4$) بمعايرته بواسطة برمنغنات البوتاسيوم ($KMnO_4$).

2- معايرة حمض الأوكساليك باستخدام برمنغنات البوتاسيوم :

حمض الأوكساليك ($C_2H_2O_4$) هو مركب عضوي يتأكسد في وسط حمضي و تحت التسخين بإستعمال محلول برمنغنات البوتاسيوم. التفاعل ينطلق ببطء تحت البرودة و لذلك نقوم بتسخين الوسط التفاعلي بلطف ($65\text{ }^\circ\text{C}$).

يُنصح بعدم التسخين بشدة و إلا فإن حمض الكبريت (H_2SO_4) المستعمل لتحريض الوسط التفاعلي يفكك حمض الأوكساليك إلى حمض الكربونيك H_2CO_3 .

3- أدوات و مواد التجربة :

إرلن ماير أو بيشر سعة 250 mL - ماصة مدرّجة أو إسطوانة مدرّجة سعة 20 mL - قمع - سحّاحة - محلول حمض الأوكساليك ($C_2H_2O_4$) بتركيز مجهول - محلول برمنغنات البوتاسيوم ($KMnO_4$) بتركيز 0.1 mol/L - محلول حمض الكبريت (H_2SO_4) بتركيز 0.1 mol/L - ماء مقطر دافئ ($\approx 65\text{ }^\circ\text{C}$).

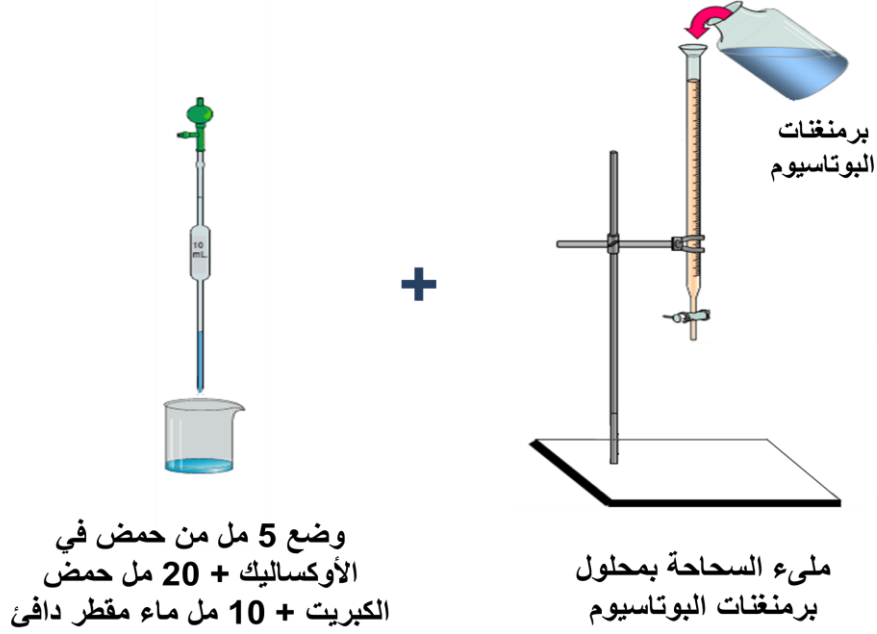
4- خطوات التجربة :

- في البيشر أو الإيرلن ماير ضع 5 mL من محلول حمض الأوكساليك ($C_2H_2O_4$) ذو التركيز المجهول.

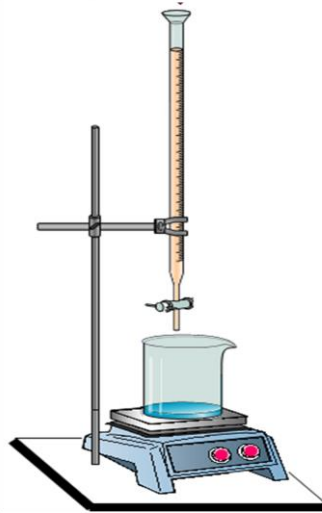
- أضف إليها 20 mL من حمض الكبريت (H_2SO_4) (0.1 M) من أجل تحميض الوسط التفاعلي.

- أضف 10 mL من ماء مقطر دافئ ($\approx 65\text{ }^\circ\text{C}$).

- إملأ السحّاحة بمحلول برمنغنات البوتاسيوم ($KMnO_4$) (0.1 mol/L) و تَبَّت المحلول عند التدريجة الصفرة للسحّاحة.



- ضع البيشر تحت حنفية السحاحة و أسكب حوالي من 0.5 إلى 1 mL من محلول الـ KMnO_4 مع الرجّ بخفة. سيأخذ محتوى الإبرلية نفس لون محلول الـ KMnO_4 البنفسجي.

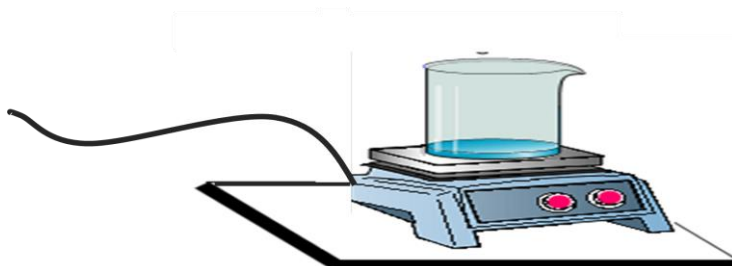


سكب من 0.5 إلى 1 مل من برمنغنات البوتاسيوم فيظهر اللون البنفسجي

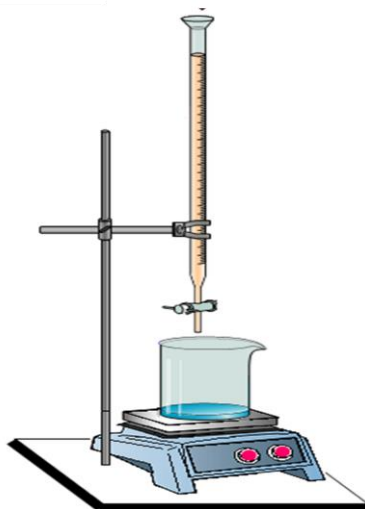
- قم بتسخين محتوى البيشر إلى غاية إختفاء اللون البنفسجي و تحول لون المزيج إلى الشفاف.

ملاحظة : إختفاء اللون البنفسجي و ظهور اللون الشفاف يدل على تحول شاردة البرمنغنات MnO_4^- (ذات اللون البنفسجي) إلى شاردة Mn^{2+} (الشفافة). شاردة Mn^{2+} المتشكلة في الوسط التفاعلي ستلعب لاحقاً و إلى غاية نهاية المعايرة دور المحفّز لتفاعل الأكسدة الإرجاعية و لذلك لا نحتاج إلى التسخين بعد ذلك.

تسخين إلى غاية إختفاء اللون البنفسجي و ظهور الشفاف



- واصل عملية المعايرة من جديد بالتسحيح قطرة بقطرة لمحلول برمنغنات البوتاسيوم مع الرج بخفة إلى غاية عودة ظهور اللون البنفسجي من جديد (نقطة نهاية المعايرة).



مواصلة تسحيح البرمنغنات قطرة بقطرة إلى غاية ظهور اللون البنفسجي من جديد

- إقفل صنوبر السحّاحة و سجّل حجم محلول برمنغنات البوتاسيوم المسحّح و ليكن V_{KMnO_4} .
- أعد التجربة مرتين و خذ الحجم المتوسط للبرمنغنات المسحّحة.
- نتائج التجربة :

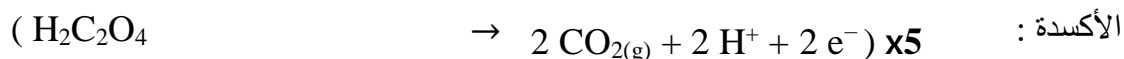
التجربة	حجم الـ $KMnO_4$ المسحّح (mL)	الحجم المتوسط (mL)
1	14.9	15.5
2	16.1	

5- الأسئلة :

- أ- أكتب المعادلات النصفية للتفاعل الحاصل (أكسدة و إرجاع) و كذلك معادلة التفاعل الإجمالي.
- ب- ما هو عدد الإلكترونات المتبادلة خلال هذا التفاعل ؟
- ج- أحسب التركيز النظامي لحمض الأوكساليك ($C_2H_2O_4$) المعايير.
- د- ماهي فائدة إضافة حمض الكبريت (H_2SO_4) للوسط التفاعلي ؟
- هـ- لماذا لم يُستعمل كاشف لوني لتحديد نقطة نهاية المعايرة ؟

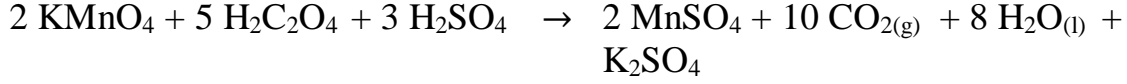
6- الإجابة على الأسئلة :

أ- كتابة المعادلات النصفية للتفاعل الحاصل (أكسدة و إرجاع) و كذلك معادلة التفاعل الإجمالي :



ملاحظة : لكي يكون عدد الإلكترونات متساوٍ في نصفي المعادلتين نضرب المعاملات الستوكيومترية لتفاعل الأكسدة في 5 و تفاعل الإرجاع في 2 للحصول على نفس المعامل الستوكيومتري (10) للإلكترونات في المعادلتين.

كما يمكن كذلك كتابة المعادلة الإجمالية للتفاعل على الشكل الجزيئي التالي :



ب - عدد الإلكترونات المتبادلة خلال هذا التفاعل هو 10 ، أي هو نفسه عدد الألكترونات المفقودة في تفاعل الأكسدة و المكتسبة في الإرجاع لأن التفاعلين متزامنين و مكتملين لبعضهما البعض.

ج - حساب التركيز النظامي لحمض الأوكساليك ($\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$) المعايير :

عند نقطة التكافؤ (عودة اللون البنفسجي من جديد) و من خلال معادلة التفاعل الإجمالية نلاحظ أنه لمعايرة 5 mole من حمض الأوكساليك ($\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$) يلزم 2 mole من برمنغنات البوتاسيوم (KMnO_4) أي عند نقطة التكافؤ يمكن كتابة :

$$\frac{n_{\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4}}{5} = \frac{n_{\text{KMnO}_4}}{2}$$

و بما أن عدد المولات n يمثل : $n = C \cdot V$ فإنه يمكن كتابة ما يسمّى بقانون التعديل على الشكل التالي :

$$\frac{C_{\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4} \cdot V_{\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4}}{5} = \frac{C_{\text{KMnO}_4} \cdot V_{\text{KMnO}_4}}{2}$$

و من خلال هذا القانون يمكننا حساب التركيز المجهول لحمض الأوكساليك :

$$C_{\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4} = \frac{5}{2} \cdot \frac{C_{\text{KMnO}_4} \cdot V_{\text{KMnO}_4}}{V_{\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4}}$$

$$\Rightarrow C_{\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4} = \frac{5}{2} \cdot \frac{0.1 \times 15.5}{5} = 0.775 \text{ mol/L}$$

و بما أن حمض الأوكساليك ($\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$) هو عبارة عن حمض ثنائي أي أن كل 1 mole منه يحرر 2 moles من البروتونات و بالتالي فتركيزه النظامي يساوي مرتين تركيزه المولي :

$$N_{\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4}(\text{éq. g/L}) = 2 \cdot C_{\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4}(\text{mol/L})$$

$$N_{C_2H_2O_4}(\text{éq.g/L}) = 2 \times 0.775 = 1.55 \text{ éq.g/L}$$

د- الفائدة من إضافة حمض الكبريت (H_2SO_4) هو من أجل تحميض الوسط التفاعلي بقوة أي توفير شوارد H^+ بكثرة ، حيث أن هذه الأخيرة تعمل على تسريع عملية إرجاع شوارد البرمنغنات MnO_4^- إلى شوارد منغنيز Mn^{2+} في ظل وجود الإلكترونات المفقودة في عملية الأكسدة. بالإضافة إلى ذلك فإن شوارد H^+ تتحد مع الأوكسين المتحرر من إرجاع شوارد البرمنغنات لتشكل في النهاية جزيئات الماء.

هـ - لم يُستعمل كاشف لوني لأنه في هذا النوع من التفاعلات لسنا بحاجة لإستعمال كاشف لوني لتحديد نقطة نهاية المعايرة (التكافؤ) ، لأن إحدى المادتين المتفاعلتين ملونة أصلاً و هي برمنغنات البوتاسيوم ($KMnO_4$) ذات اللون البنفسجي. و تحديد نقطة نهاية المعايرة يكون بظهور اللون البنفسجي من جديد بعد إختفائه أثناء المعايرة مما يدل على أن التفاعل إنتهى و لم يعد الوسط التفاعلي بحاجة إلى الـ $KMnO_4$ و إضافة أي قطرة أخرى من هذه الأخيرة تعتبر زائدة.

II- معايرة شوارد الحديد الثنائي باستخدام برمنغنات البوتاسيوم**1- الهدف من التجربة :**

الهدف من هذا العمل التطبيقي هو تحديد تركيز شوارد الحديد الثنائي (Fe^{2+}) في محلول كبريتات الحديد الثنائي ($FeSO_4$) باستخدام برمنغنات البوتاسيوم ($KMnO_4$).

2- مبدأ المعايرة :

تتفاعل شوارد البرمنغنات MnO_4^- (ذات اللون البنفسجي) مع شوارد الحديد الثنائي (Fe^{2+}) معًا لتنتج في النهاية شوارد المنغنيز (Mn^{2+}) عديمة اللون و شوارد الحديد الثلاثي (Fe^{3+}) ذات اللون الأصفر الشاحب (تقريباً عديمة اللون).

طالما لم يزل يوجد أيونات الحديد الثنائي (Fe^{2+}) في المزيج التفاعلي ، فأيونات البرمنغنات المضافة تتحول إلى شوارد منغنيز و يظل هذا المزيج التفاعلي عديم اللون. عندما تتفاعل كل شوارد Fe^{2+} الموجودة في المحلول و تتحول إلى حديد ثلاثي (Fe^{3+}) ففي هاته اللحظة القطرة المضافة من الـ $KMnO_4$ تعتبر زائدة و لا تتفاعل و بالتالي لا يتغير لونها و منها يأخذ المحلول اللون البنفسجي الفاتح و هذه النقطة تسمى نقطة التكافؤ أو نقطة نهاية المعايرة.

3- أدوات و مواد التجربة :

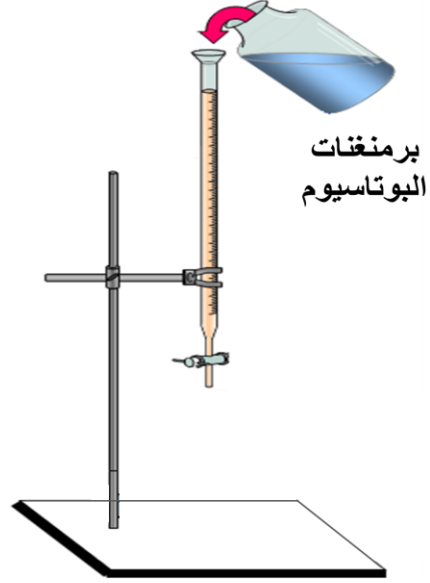
إرلن ماير أو بيشر سعة 250 mL - ماصة مدرّجة أو إسطوانة مدرّجة سعة 20 mL - قمع - سحّاحة - محلول كبريتات الحديد الثنائي ($FeSO_4$) ذو تركيز مجهول - محلول برمنغنات البوتاسيوم ($KMnO_4$) بتركيز 0.1 M - محلول حمض الكبريت (H_2SO_4) بتركيز 0.1 mol/L - ماء مقطر.

4- خطوات التجربة :

- في البيشر أو الإيرلن ماير ضع 10 mL من محلول كبريتات الحديد الثنائي ($FeSO_4$) ذو التركيز المجهول ، أضف إليها 10 mL من حمض الكبريت (H_2SO_4) و 20 mL من الماء المقطر.
- إملأ السحّاحة بمحلول برمنغنات البوتاسيوم ($KMnO_4$) و ثبت المحلول عند التدرّجة الصفر للسحّاحة.



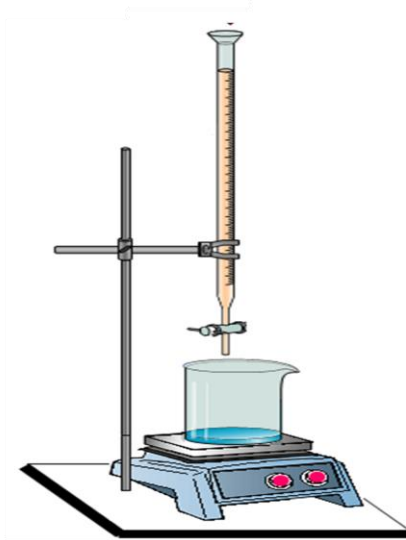
+



وضع 10 مل من كبريتات الحديد
10 + 20 مل حمض الكبريت
مل ماء مقطر

ملء السحاحة بمحلول
برمنغنات البوتاسيوم

- ضع البيشر تحت حنفية السحاحة و أبدأ التسحيح قطرة بقطرة لمحلول برمنغنات البوتاسيوم مع الراج بخفة سيظهر اللون الأصفر الشاحب الناتج عن تشكل شوارد Fe^{3+} .



تسحيح البرمنغنات قطرة بقطرة إلى غاية
ظهور اللون البنفسجي الفاتح

- واصل عملية المعايرة إلى غاية ظهور اللون البنفسجي الفاتح (نقطة نهاية المعايرة).
- إقفل صنوبر السحّاحة و سجّل حجم محلول برمنغنات البوتاسيوم المسحّح و ليكن V_{KMnO_4} .
- أعد التجربة مرتين و أحسب الحجم المتوسط للبرمنغنات المسحّحة.
- نتائج التجربة :

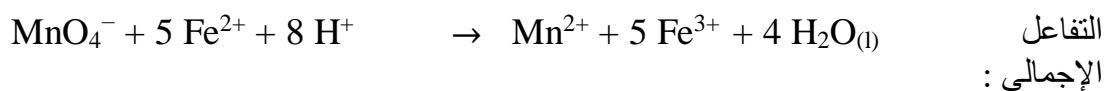
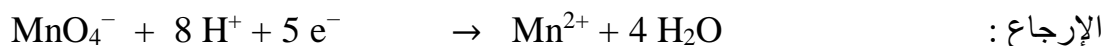
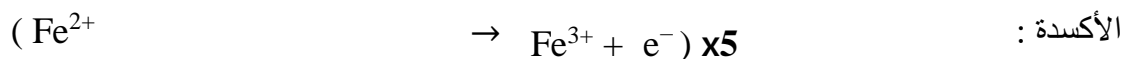
التجربة	حجم الـ $KMnO_4$ المسحّح (mL)	الحجم المتوسط (mL)
1	17.8	17.35
2	16.9	

5- الأسئلة :

- أ- أكتب المعادلات النصفية للتفاعل الحاصل (أكسدة و إرجاع) و كذلك معادلة التفاعل الإجمالي.
- ب - أحسب التركيز المولي و التركيز الكتلي لشوارد الحديد الثنائي (Fe^{2+}).
- ج - هل يمكن إستعمال حمض كلور الماء (HCl) أو حمض الأزوت (HNO_3) في مكان حمض الكبريت (H_2SO_4) ؟

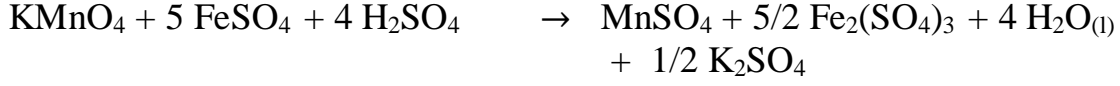
6- الإجابة على الأسئلة :

أ- كتابة المعادلات النصفية للتفاعل الحاصل (أكسدة و إرجاع) و كذلك معادلة التفاعل الإجمالي :



ملاحظة : نضرب المعاملات الستكيومترية لتفاعل الأكسدة في 5 و نترك تفاعل الإرجاع على حاله لكي يكون لدينا في النهاية عدد الإلكترونات متساوٍ في نصفي المعادلتين.

كما يمكن كذلك كتابة المعادلة الإجمالية للتفاعل على الشكل الجزيئي التالي :



ب - حساب التركيز المولي و التركيز الكتلي لشوارد الحديد الثنائي (Fe^{2+}) المعايرة :

عند نقطة التكافؤ و من خلال معادلة التفاعل الإجمالي نلاحظ أن 1 mole من البرمنغنات يُؤكسد 5 mole من شوارد الـ Fe^{2+} و بالتالي يمكننا كتابة قانون التعديل كالتالي :

$$\frac{n_{\text{Fe}^{2+}}}{5} = n_{\text{MnO}_4^-}$$

و لدينا كذلك : $n = C \cdot V$ و منه قانون التعديل يصبح على الشكل التالي :

$$\frac{C_{\text{Fe}^{2+}} \cdot V_{\text{Fe}^{2+}}}{5} = C_{\text{MnO}_4^-} \cdot V_{\text{MnO}_4^-}$$

إذن :

$$C_{\text{Fe}^{2+}} = 5 \cdot \frac{C_{\text{MnO}_4^-} \cdot V_{\text{MnO}_4^-}}{V_{\text{Fe}^{2+}}}$$

$$\Rightarrow C_{\text{Fe}^{2+}} = 5 \cdot \frac{0.1 \times 17.35}{10} = 0.867 \text{ mol/L}$$

و من خلال الكتلة الذرية للحديد (56 g/mol) يمكننا حساب التركيز الكتلي لهاته الشاردة :

$$T_{\text{Fe}^{2+}}(\text{g/L}) = C_{\text{Fe}^{2+}}(\text{mol/L}) \cdot M_{\text{Fe}}(\text{g/mol})$$

$$T_{\text{Fe}^{2+}}(\text{g/L}) = 0.867 \cdot 56 = 48.58 \text{ g/L}$$

ج - لا يمكن إستعمال حمض كلور الماء (HCl) أو حمض الأزوت (HNO_3) في هذا النوع من التفاعلات لأن الأول يتأكسد بشوارد البرمنغنات و الثاني معروف بقدرته القوية على الأكسدة و بالتالي يمكنهما أن يؤثرتا على نتائج التجربة.

العمل التطبيقي الخامس

(تحديد الكتلة الجزيئية للغازات)

العمل التطبيقي الخامس

(تحديد الكتلة الجزيئية للغازات)

1- مفاهيم نظرية :

الغازات هي عبارة عن موائع لها قابلية للتمدد و بالرغم من أن لها لزوجة فهي لا تقاوم تغيير شكلها. وعلى عكس السوائل ، فإن الغازات حرة لا تشغل حجماً ثابتاً ولكنها تملأ أي فراغ يتاح لها. تتحرك جزيئات الغاز في الحيز الذي تشغله بحركات عشوائية و غير منظمّة (بواسطة التحريض الحراري). تكون معظم المركبات الكيميائية في الحالة الغازية عند درجة حرارة عالية أو ضغط منخفض ، ثم عندما تنخفض درجة الحرارة و/أو يزداد الضغط ، فإنها تتغير إلى الحالة السائلة ، ثم إلى الحالة الصلبة ، هذا التغيير في الحالة عكوس. في ظل الظروف العادية للضغط ودرجة الحرارة (T = 0 °C ، P = 1 atm) يمكن اعتبار معظم الغازات مثالية.

1-1- قانون الغازات المثالية :

هو قانون يحكم متغيرات الغاز المثالي. ذُكر القانون لأول مرة بواسطة العالم الفرنسي بينوا كلايرون في عام 1834. إشتق كلايرون القانون من حقيقة أنه في الحالة المثالية لأي غاز ، يحتل عدد معين من الجسيمات نفس الحجم ، وأن الحجم يتناسب عكسياً مع تغيير الضغط ودرجة الحرارة خطياً. بالإضافة لأشياء أخرى ، يدمج قانون الغازات المثالية قانون شارل و غاي لوساك و قانون بويل ، حيث ينطبق قانون الغاز المثالي على جميع درجات الحرارة والضغط المتصورة. كما أن الغاز المثالي لا يمكن أن يتحول إلى سائل تحت أي حرارة أو ضغط. المتغيرات التي منها تعرف كمية الغاز وحالته هي الضغط (P) ، الحجم (V) و درجة الحرارة (T) طبقاً للقانون التالي :

$$P . V = n . R . T \quad \dots \dots \dots (*)$$

حيث أن :

n : هي كمية المادة للغاز بالمول.

R : هو ثابت الغازات المثالية الذي قيمته تتعلق بوحدات الحجم و الضغط كما هو مبين في الجدول

التالي :

وحدة الضغط (P)	وحدة الحجم (V)	الثابت الغازات المثالية (R)
Pa (N/m ²)	m ³	8.314 J.°K ⁻¹ .mol ⁻¹
Pa (N/m ²)	m ³	2 cal.°K ⁻¹ .mol ⁻¹
atm	l	0.082 l.atm.°K ⁻¹ .mol ⁻¹
atm	cm ³ (ml)	82.06 cm ³ .atm.°K ⁻¹ .mol ⁻¹
mmHg	l	62.36 l.mmHg.°K ⁻¹ .mol ⁻¹
mmHg	cm ³ (ml)	6.236 . 10 ⁴ cm ³ .mmHg.°K ⁻¹ .mol ⁻¹
Pa (N/m ²)	cm ³ (ml)	8.314 . 10 ⁷ ergs.°K ⁻¹ .mol ⁻¹

1-2- قانون الكتلة المولية :

الكتلة المولية هي الكتلة المكافئة لواحد مول من المادة سواء كانت على شكل ذري أو جزيئي. و الكتلة المولية لمادة تساوي عدديا الكتلة الجزيئية و يعبر عنها بوحدة الكتلة لكل مول و هي : g/mol.

المول (mol) في الكيمياء هو وحدة قياس كمية المادة إذ أنها وحدة أساسية في النظام الدولي للوحدات و يرمز له بالـ mol. المول كذلك يُعرف بأنه كمية المادة التي تحتوي على نفس عدد الجسيمات (ذرات ، جزيئات ، شوارد ، إلكترونات ... إلخ) التي يحتويها 12 g من الكربون ¹²C ، و هذا العدد للجسيمات هو مساوٍ لما يسمى بعدد أفوغادرو (N_A) نسبة للعالم الفيزيائي الإيطالي أميديو أفوغادرو (1776 - 1856) حيث أن هذا العدد يساوي تقريبا 6.023 x 10²³.

عمل أفوجادرو كذلك على إيجاد العلاقة بين حجم و كمية معينة من الغاز تحت ضغط ودرجة حرارة ثابتين ومن خلال أبحاثه استنتج أنه "تحتوي أحجام متساوية من غازات مختلفة عند نفس درجة الحرارة و الضغط على عدد متساو من الجزيئات".

لدينا العلاقة بين الكتلة المولية و الكتلة لأي جسيم هي كالتالي :

$$M = \frac{m}{n} \dots \dots \dots (**)$$

بدمج العبارتين (*) و (**) نتحصل على عبارة الكتلة المولية بدلالة متغيرات الحالة للمادة :

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V}$$

2- الهدف من التجربة :

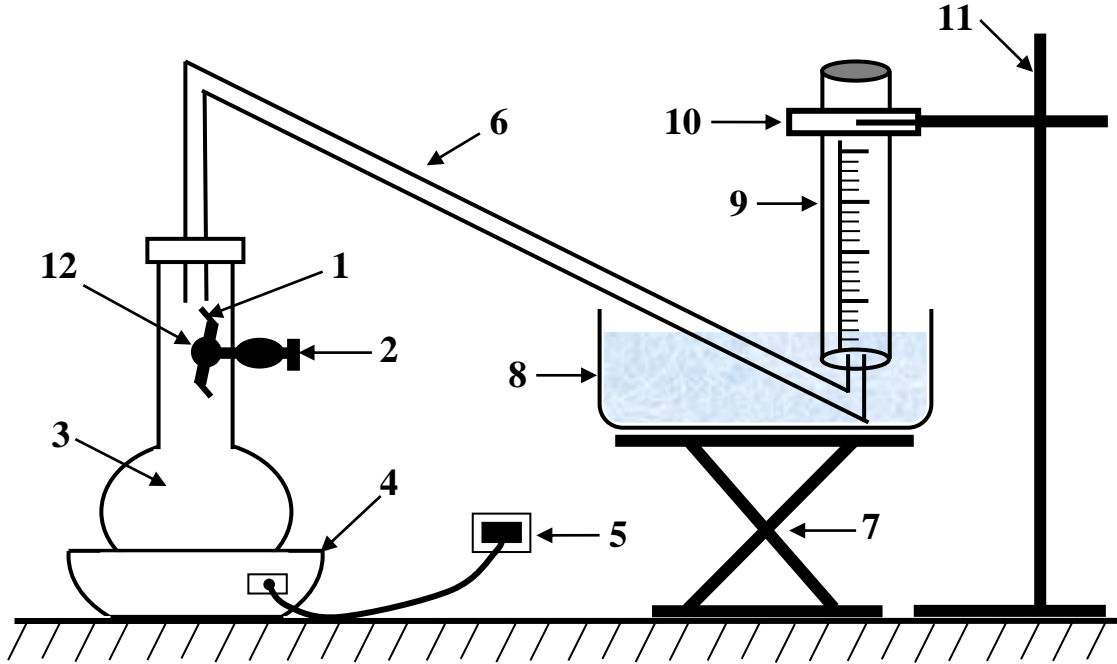
الهدف من هذا العمل التطبيقي هو تحديد الكتلة المولية أو الجزيئية لمركبات طيارة و أجسام غازية و متابعة العوامل المؤثرة على التجربة.

3- تحديد الكتلة الجزيئية للغازات تجريبياً :

1-3- طريقة ماير (Méthode de Mayer) :

أ- أدوات و مواد التجربة :

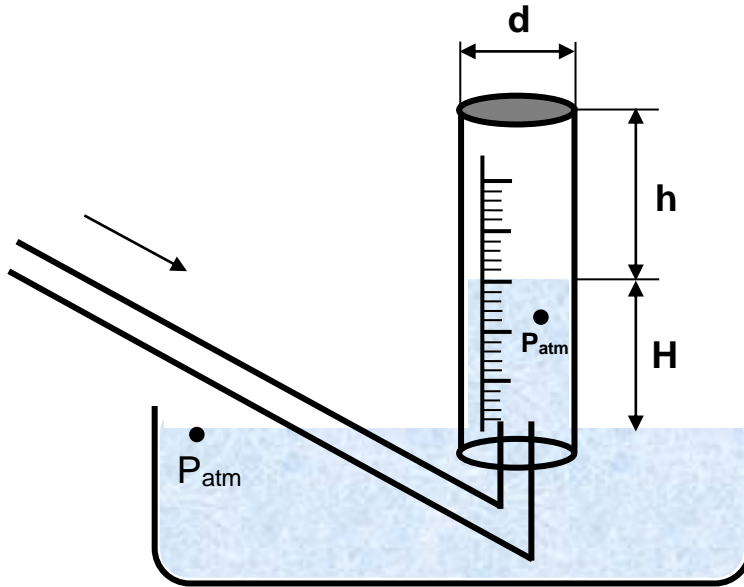
كما هو موضَّح في الشكل : (1) أميولة مملوءة بالسائل المراد دراسته - (2) أداة تحكم - (3) دورق ذو عنق دائري - (4) مسخن الدورق (Chauffe-ballon) - (5) مقبس كهربائي - (6) أنبوب توصيل - (7) حامل - (8) وعاء التبلور - (9) مخبر مدرّج - (10) مقبض تثبيت - (11) حامل عمودي - (12) المادة المراد دراستها.



رسم توضيحي لجهاز ماير (Appareil de Mayer).

ب - خطوات التجربة :

- نقوم بوزن أمبولة فارغة (m_1 بالـ g) ، حيث سنقوم بوضع السائل المراد دراسته بداخلها و نقوم بوزنها من جديد و لتكن كتلتها (m_2 بالـ g) حيث أن كتلة السائل هي : $m = m_2 - m_1$
- نثبت الأمبولة في عنق الدورق ثم نضع هذا الدورق داخل جهاز مسخن الدورق (Chaufe-ballon) و نرؤده في عنقه بمقبض تحكّم. يتم في البداية تسخين محتوى الدورق (فتحدث ظاهرة التمدد) لتفريغه من الهواء عن طريق غمر أنبوب توصيل داخل وعاء تبلور يحتوي على الماء.
- توقف ظهور فقاعات الهواء داخل وعاء التبلور يشير إلى وجود إتزان حراري في الجهاز.
- نضع نهاية أنبوب التوصيل داخل مخبر مدرّج مغمور في الماء كما هو موضح في الشكل و نكسر الأمبولة بواسطة أداة التحكّم.
- يتسبب التسخين في تبخر السائل و إرتفاع نفس حجم البخار عبر أنبوب الاختبار.



- نقوم بقياس h و d بالـ (cm) و كذلك H بالـ (mm) و كذلك درجة الحرارة T بـ ($^{\circ}\text{C}$) لنقوم فيما بعد بحساب حجم البخار للمركب المراد دراسته حيث :

$$V = \frac{\pi \cdot d^2}{4} \cdot h$$

درجة الحرارة تؤخذ بالكالفين (°K) أي : $T(^{\circ}K) = T(^{\circ}C) + 273.15$

و الضغط حسب المبدأ الهيدروستاتيكي يكتب :

$$P_{air} = P_a - P_{H_2O} - \frac{H}{13.6}$$

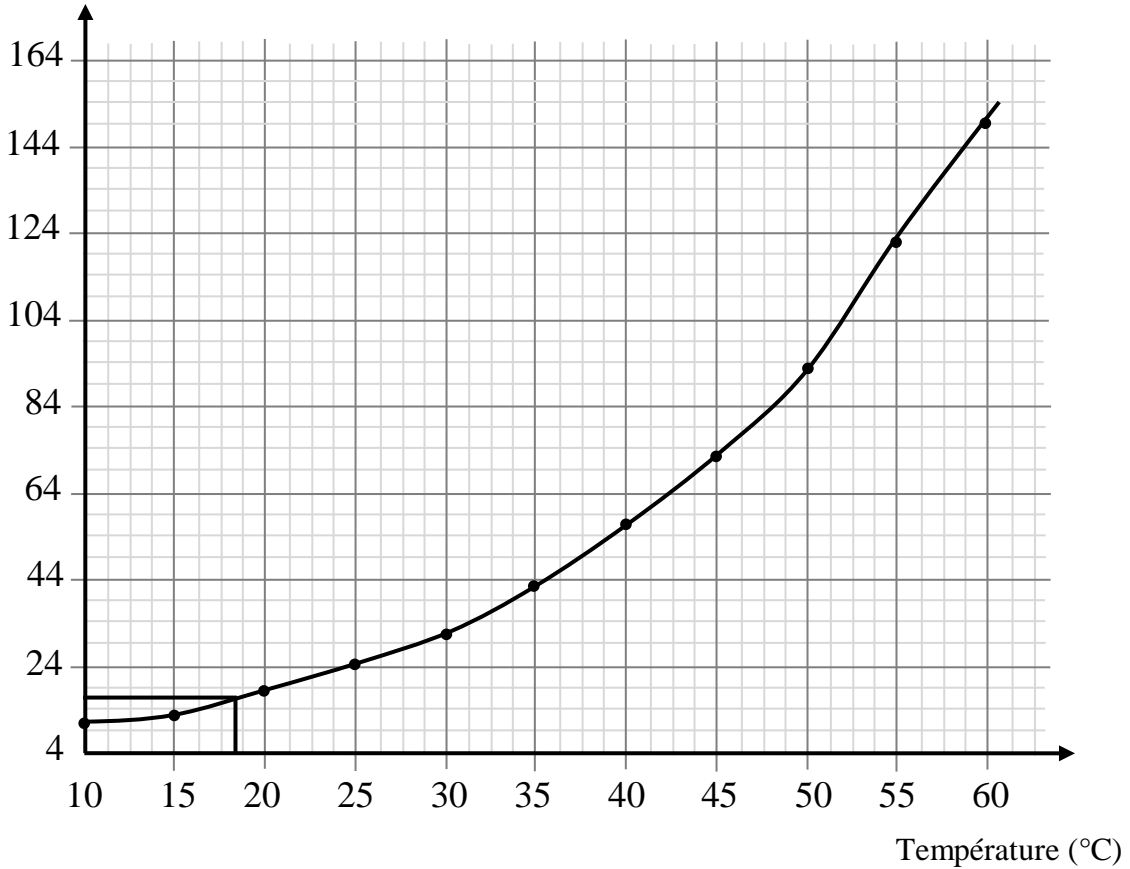
حيث :

P_{air} : هو الضغط داخل النظام.

P_a : هو الضغط الجوي ($P_a = 760 \text{ mmHg}$).

P_{H_2O} : هو ضغط البخار المشبع للماء (معطى بدلالة درجة الحرارة في التمثيل البياني في الشكل).

Pression (mmHg)



منحنى بياني يمثل تغير ضغط البخار بدلالة درجة الحرارة

ج - النتائج و الحسابات :

- بعد تحقيق التجربة و القيام بالقياسات اللازمة قمنا بحساب الكتلة المولية الجزيئية كالتالي :

الحجم V :

$$\left. \begin{array}{l} D = 3.6 \text{ cm} \\ H = 9 \text{ cm} \end{array} \right\} \Rightarrow V = \frac{\pi \cdot (3.6)^2}{4} \cdot 2.1 = 21.37 \text{ cm}^3$$

درجة الحرارة T :

$$T = 19 \text{ }^\circ\text{C} \Rightarrow T(\text{K}) = 19 + 273.15 = 292.15 \text{ K}$$

الضغط داخل النظام P_{air} :

من خلال التمثيل البياني لدينا : $P_{H_2O} = 16.48 \text{ mmHg}$

ولدينا كذلك : $P_a = 760 \text{ mmHg}$ و $H = 9 \text{ cm} = 90 \text{ mm}$

$$P_{air} = 760 - 16.48 - \frac{90}{13.6} \Rightarrow P_{air} = 736.9 \text{ mmHg}$$

ثابت الغازات المثالية R :

$$R = 6.236 \cdot 10^4 \text{ cm}^3 \cdot \text{mmHg} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

الكتلة m :

كتلة الأمبولة فارغة $m_1 = 0.23 \text{ g}$ و كتلة الأمبولة مملوءة $m_2 = 0.39 \text{ g}$ و بالتالي :

$$m = m_2 - m_1 = 0.39 - 0.23 = 0.16 \text{ g}$$

إذن الكتلة المولية الجزيئية للمادة الطيارة هي :

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{0.16 \times 6.236 \cdot 10^4 \times 292.15}{736.9 \times 21.37} = 183.62 \text{ g/mol}$$

د - حساب الأخطاء المرتكبة في تحديد الكتلة الجزيئية :

(* الخطأ المطلق (e_{abs}):

$$e_{abs} = |M_{exp} - M_{th}|$$

حيث : M_{exp} هي الكتلة الجزيئية المحددة تجريبيا و M_{th} هي الكتلة الجزيئية النظرية للمركب المدروس التي تساوي 154 g/mol علما أن المركب هو CCl_4 .

$$e_{abs} = |183.62 - 154| \Rightarrow e_{abs} = 29.62 \text{ g/mol}$$

(* الخطأ النسبي (e_{rel}):

$$e_{rel} = \frac{e_{abs}}{M_{th}} \times 100 = \frac{29.62}{154} \times 100 \Rightarrow e_{rel} = 19.23 \%$$

الخطأ المرتكب في هذه التجربة يمكن أن يكون راجع لسوء استعمال الأمبولة أو تسربات المادة المراد دراستها منها. و يمكن كذلك أن يرتكب الخطأ في قياس h ، d و H .

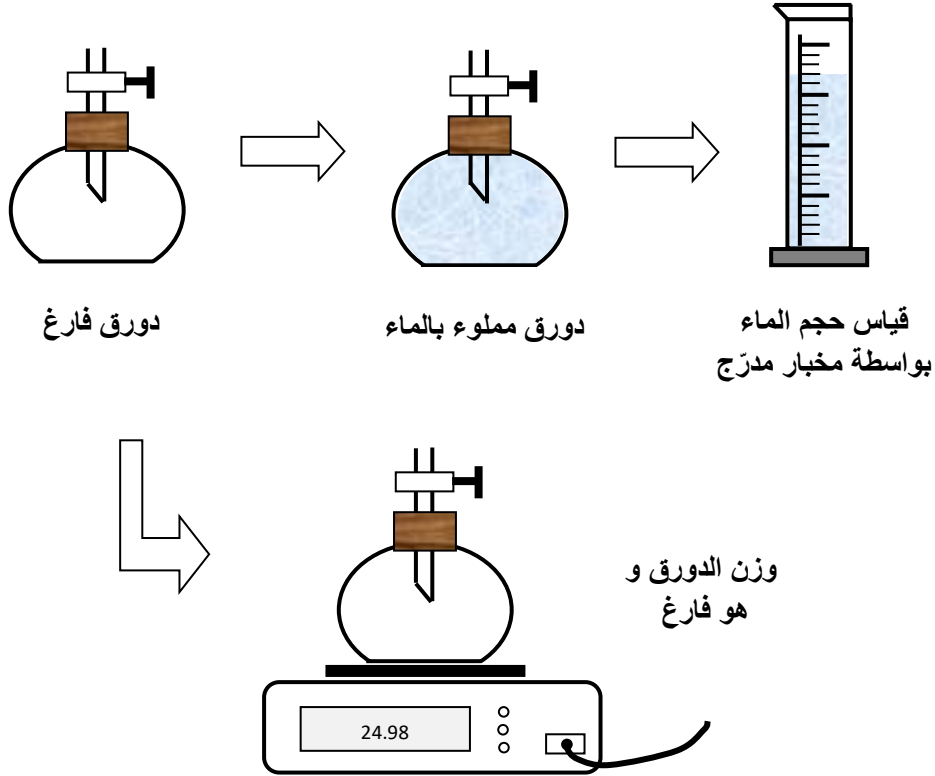
2-3- طريقة كيب (Méthode de Kipp) :

أ- أدوات و مواد التجربة :

- حمض كلور الماء المركز (HCl concentré) - الجير أو الكلس ($CaCO_3$) - قارورة تحتوي على الماء المقطر - قارورة تحتوي على حمض الكبريت (H_2SO_4) - ورق ذو سعة 1 لتر - أنبوب توصيل - حنفية الغلق - ميزان إلكتروني - مخبر مدرّج.

ب - خطوات التجربة :

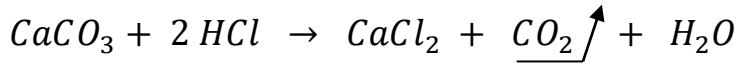
- نأخذ ورق و كخطوة أولى نقوم بتحديد حجمه (V) عن طريق ملئه بالماء ثم قياس حجم هذا الماء بواسطة مخبر مدرّج ، ثم بعد ذلك نقوم بوزن هذا الورق فارغاً و لتكن كتلته (m_1).



- بإستعمال أنبوب وصل نقول بوصل الدورق بجهاز كيب (L'appareil de Kipp) كما هو موضَّح في الشكل (الرسم التوضيحي لجهاز كيب).

- نملأ الوعاء رقم (1) في جهاز كيب بواسطة سائل حمض كلور الماء المركز (HCl concentré) و في الوعاء رقم (2) قطع من الجير أو الكلس (CaCO₃).

- بعد ذلك نقوم بتقطير الحمض المركز قطرة بقطرة على القطع الكلسية فيحدث التفاعل التالي :



- الغاز المتشكل (CO₂) يمر داخل قارورة الغسل الأولى (3) التي تحتوي على الماء المقطر و ثم بعد ذلك يمر داخل الأخرى (4) التي تحتوي على حمض الكبريت (H₂SO₄) ثم يصل في النهاية للدورق (5).

- بعد فترة زمنية معينة نغلق الحنفية (7) و نفصل أنبوب الوصل.

- في الأخير نقوم بوزن الدورق المفصول عن جهاز كيب و ليكن الوزن الجديد هو m_2 و حيث

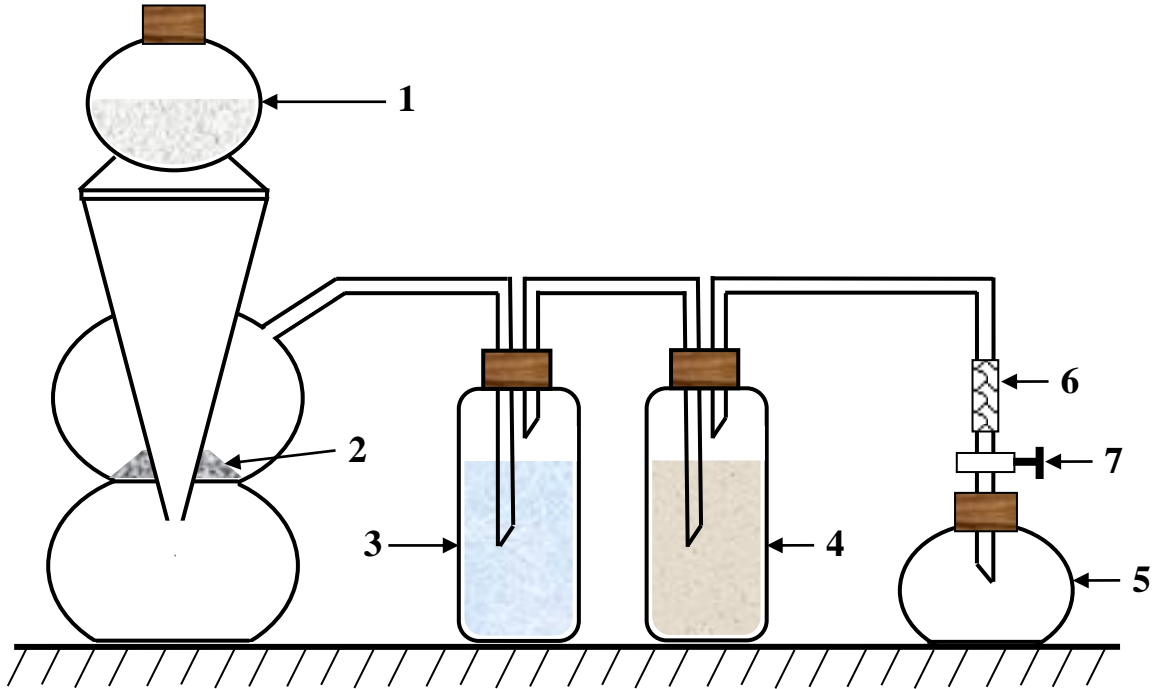
$$m_{gaz} = m_2 - m_1$$

يكون وزن غاز ثاني أكسيد الكربون المتشكل يساوي :

- نكرر التجربة ثلاثة مرات و نسجل الكتل m_1 و m_2 و من خلالهما نحسب في كل مرة كتلة الغاز

المتشكل m_{gaz} ، و نقوم كذلك بحساب الكتلة الجزيئية لهذا الغاز بواسطة :

$$M_{gaz} = \frac{m_{gaz} \cdot R \cdot T}{P \cdot V}$$



رسم توضيحي لجهاز كيب (L'appareil de Kipp)

- (1) حمض كلور الماء المركز (HCl concentré) - (2) قطع من الجير أو الكلس (CaCO_3) -
- (3) قارورة تحتوي على الماء المقطر - (4) قارورة تحتوي على حمض الكبريت (H_2SO_4) -
- (5) دورق تجميع الغاز ذو الكتلة m_1 - (6) أنبوب توصيل - (7) حنفية الغلق.

ج - النتائج و الحسابات :

- النتائج المتحصل عليها مدرجة في الجدول التالي :

التجربة	m ₁ (g)	m ₂ (g)	m _{gaz} (g)	V (l)	T (°K)	P (atm)	R (l.atm.°K ⁻¹ .mol ⁻¹)	M _{gaz} (g/mol)
1	26.4	28.22	1.82	1	298	1	0.082	44.49
2	26.52	28.31	1.79	1	298	1	0.082	43.76
3	25.89	27.74	1.85	1	298	1	0.082	45.22

و منه الكتلة المولية الجزيئية للغاز المتشكل و المتحصل عليها تجريبيا هي :

$$M_{gaz(exp)} = \frac{M_1 + M_2 + M_3}{3} = \frac{44.49 + 43.76 + 45.22}{3} = 44.5 \text{ g/mol}$$

د - حساب الأخطاء المرتكبة في تحديد الكتلة الجزيئية للغاز المتشكل :

(* الخطأ المطلق (e_{abs}):

$$e_{abs} = |M_{exp} - M_{th}|$$

حيث : M_{exp} هي الكتلة الجزيئية المحددة تجريبيا و M_{th} هي الكتلة الجزيئية النظرية للمركب المدروس التي تساوي 44 g/mol علما أن الغاز المتشكل هو CO₂.

$$e_{abs} = |44.5 - 44| \Rightarrow e_{abs} = 0.5 \text{ g/mol}$$

(* الخطأ النسبي (e_{rel}):

$$e_{rel} = \frac{e_{abs}}{M_{th}} \times 100 = \frac{0.5}{44} \times 100 \Rightarrow e_{rel} = 1.13 \%$$

الخطأ المرتكب في هذه التجربة يمكن أن يكون راجع لعدم الدقة الكافية في عملية الوزن أو حدوث بعض التسربات للغاز المتشكل ، و لكنه يعتبر ضعيف جدا مقارنة بالتجربة الأولى.

4- خلاصة عامة :

يهدف جهاز ماير (L'appareil de Mayer) إلى تحديد الكتلة المولية الجزيئية للسوائل الطيارة أو القابلة للتبخير بسهولة (التي تتبخر في درجات حرارة منخفضة وضغوط قريبة من الضغط الجوي) ، في حين أن جهاز كيب (L'appareil de Kipp) فعال نسبياً في تحديد الكتلة المولية الجزيئية للأجسام الغازية. يستخدم هذان الجهازان فقط في التجارب البيداغوجية المخبرية. و لكن فيما يتعلق بمجال الكيمياء التحليلية ، فإنه توجد أجهزة أكثر تعقيداً ولكنها أكثر كفاءة و فعالية.

العمل التطبيقي السادس

(تحديد السعة الحرارية K و الحرارة
النوعية C للمسعر الحراري)

العمل التطبيقي السادس

(تحديد السعة الحرارية K و الحرارة النوعية C للمسعر الحراري)

1- تمهيد :

أ- الانتقال الحراري والطاقة الحرارية :

أثناء التبادل الحراري يتم إنتقال الطاقة الحرارية (فقدان و إكتساب) بين جسمين يختلفان في درجة الحرارة ، و تكون الطاقة المتبادلة عبارة عن كمية محددة من الحرارة و يُعبر عنها بالحرف Q و وحدتها في النظام العالمي للوحدات هي الجول (J) أو الحرارة (cal) أو التتر أتموسفير (L.atm) و تعطى بالعلاقة التالية :

$$Q = m . C . \Delta T$$

أو

$$Q = K . \Delta T$$

حيث :

- m : كتلة الجسم الذي قام بالتبادل الحراري بالـ (g).

- C : الحرارة النوعية للجسم بالـ (J/g.°C) أو (cal/g.°C).

- K : السعة الحرارية للجسم بالـ (J/°C) أو (cal/°C) حيث أن : $K = m . C$.- ΔT : التغير في درجة الحرارة.

ب - السعة الحرارية (K) :

هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة كتلة (m) من مادة ما درجة مئوية واحدة (1°C) و وحدتها هي (J/°C) أو (cal/°C).

ج - الحرارة النوعية (C) :

هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة واحد غرام (1g) من مادة ما درجة مئوية واحدة (1°C) و وحدتها هي (J/g.°C) أو (cal/g.°C).

و يتم تحديد السعة الحرارية (K) و الحرارة النوعية (C) للمواد أو الأجسام تجريبيا بإستعمال الأجهزة العازلة للحرارة مثل جهاز المسعر الحراري (Calorimètre) أو القارورة الحافظة (Thermos) .

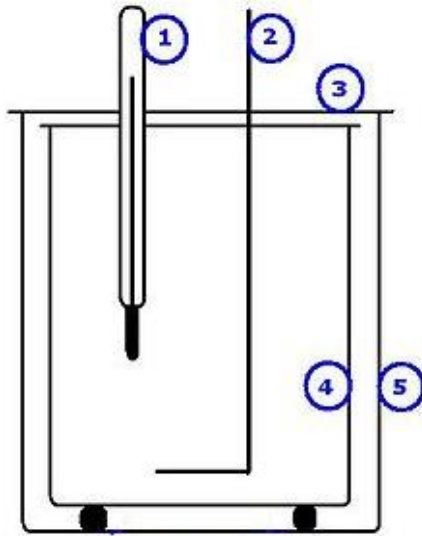
د - الحرارة النوعية للماء (C_{eau}) :

هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة واحد غرام ($1g$) من الماء درجة مئوية واحدة ($1^{\circ}C$) و قيمتها هي ($4.184 J/g.^{\circ}C$) أو ($1 cal/g.^{\circ}C$) و هي قيمة ثابتة.

هـ - جهاز المسعر الحراري (Calorimètre) :

المسعر الحراري هو جهاز يستخدم في المختبرات الكيميائية لتحديد كمية الحرارة المتبادلة بين جسمين يختلفان في درجة الحرارة أو تحديد الحرارة الناتجة عن التفاعلات الكيميائية (الماصة أو الناشئة للحرارة) أو الحرارة الناتجة عن بعض التغيرات الفيزيائية ، و بالإضافة إلى ذلك يستعمل في تحديد الحرارة النوعية للمواد.

يعتمد المسعر الحراري في عمله على قانون إنحفاظ الطاقة (الحرارية) في نظام مغلق و معزول عن الوسط الخارجي بحيث لا يكون هناك أبدا تبادل حراري بين النظام الداخلي للمسعر و الوسط الخارجي. أجزاء المسعر الحراري موضحة في الشكل التالي :



1. مقياس حرارة (محرار)
2. سلك للتقليب
3. غطاء عازل
4. وعاء داخلي معزول
5. وعاء خارجي

رسم توضيحي لأجزاء المسعر الحراري

2- الهدف من التجربة :

الغاية من هذا العمل التطبيقي هو معرفة كيفية حساب كمية الحرارة Q المتبادلة بين جسمين يختلفان في درجة الحرارة الابتدائية و كذلك تحديد السعة الحرارية (K) و الحرارة النوعية (C) للمسعر الحراري.

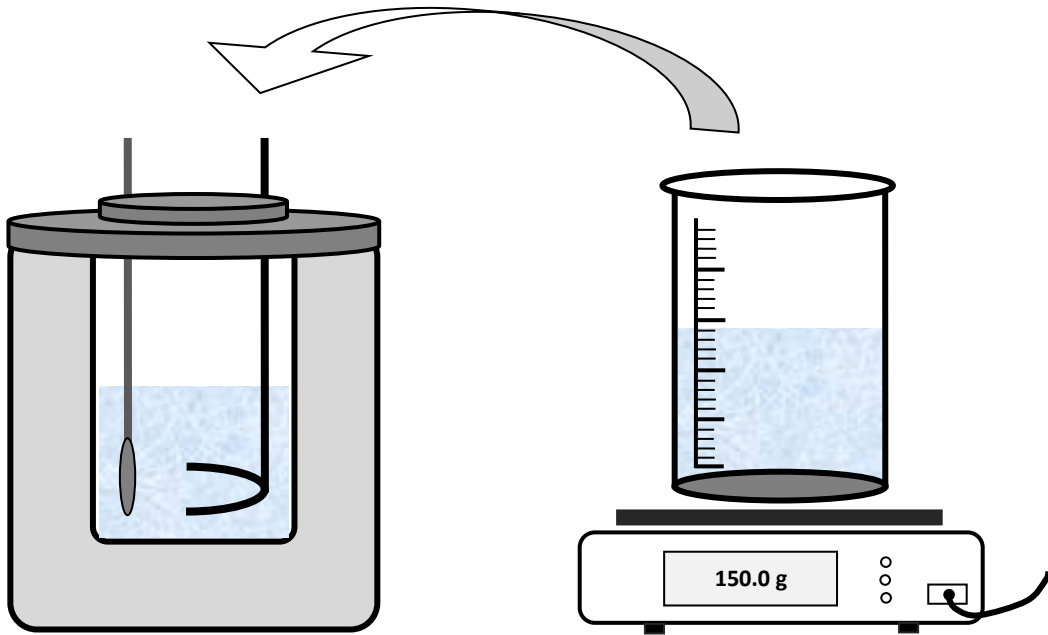
3- أدوات التجربة و موادها :

بيشر سعة 250 mL - ترمومتر (محرار) - جهاز تسخين - مسعر حراري مزود بخلاط - ميزان إلكتروني - ماصة صغيرة - ماء مقطر دافئ.

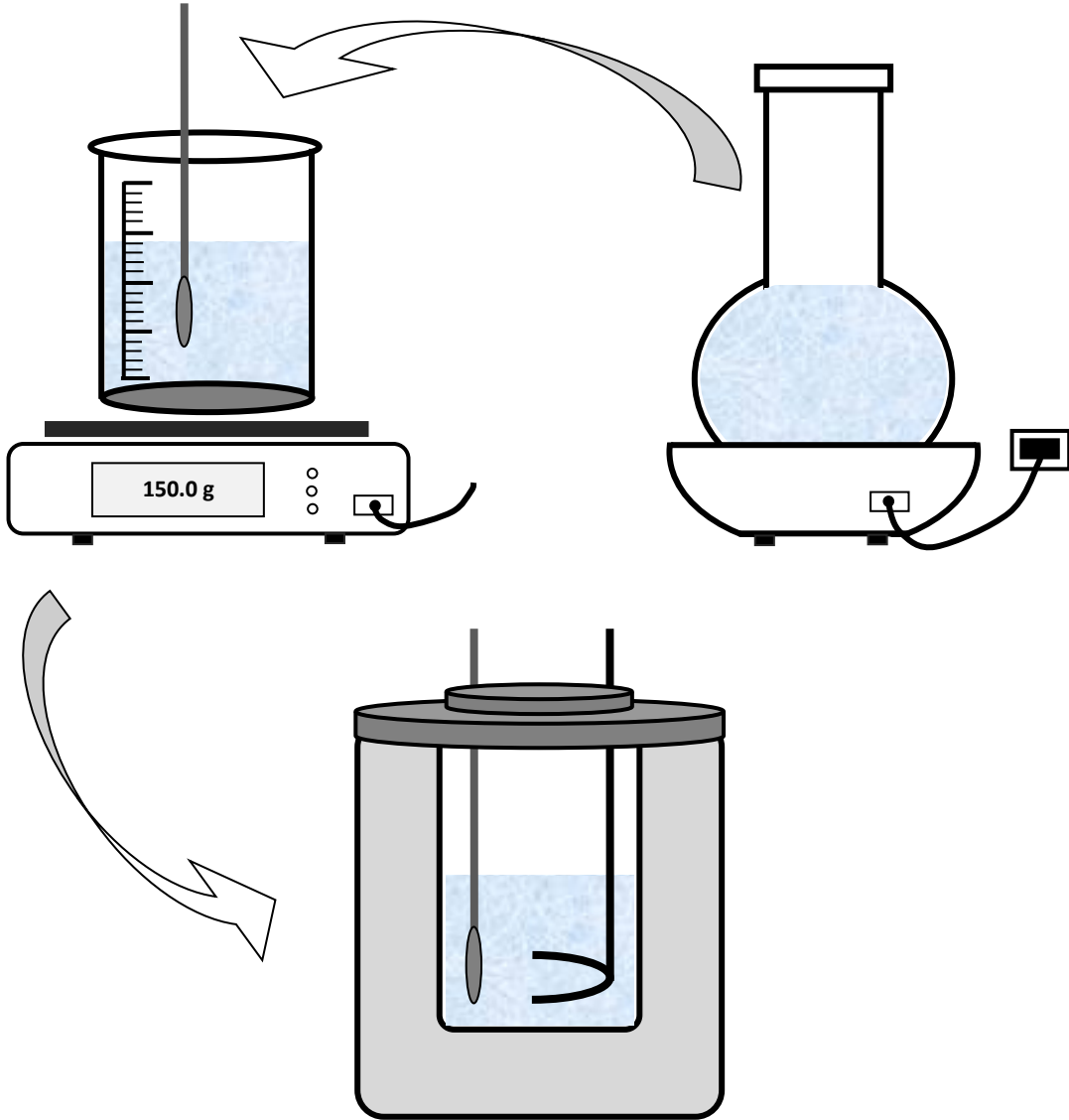
4- خطوات التجربة :**تجربة 1 :**

- نأخذ البيشر و نقوم بوزنه فارغا و نهمل هذا الوزن ثم نزن فيه كمية من الماء البارد مقدارها $m_f = 150 \text{ g}$.

- نسكب هاته الكمية من الماء في المسعر ثم نقوم بغلقه جيدا و نقوم بقياس درجة حرارة الجملة (ماء بارد + مسعر) و لتكن T_f .



- بعد ذلك نقوم بتسخين كمية من الماء إلى درجة حرارة $80\text{ }^{\circ}\text{C}$ تقريبا ثم نأخذ منها كمية مقدارها $m_{ch} = 150\text{ g}$ حيث يكون لدينا $m_f = m_{ch}$.
- نقيس درجة حرارتها من جديد قبل إضافتها إلى المسعر و لتكن T_{ch} .
- نقوم بخلط الجملة بهدوء إلى غاية التوازن ثم نقيس درجة الحرارة النهائية للجملة و لتكن $T_{\text{eq}(\text{exp})}$.



تجربة 2 :

- نعيد نفس خطوات التجربة السابقة لكن بإستعمال كميات الماء التالية : $m'_f = 100\text{ g}$ و $m'_{ch} = 200\text{ g}$.

5- الأسئلة :

a- من أجل التجربة 1 قارن بين قيم $T_{\text{éq(éxp)}}$ المقاسة و $T_{\text{éq(th)}}$ المحسوبة بالعلاقة التالية :

$$T_{\text{éq(th)}} = \frac{T_f + T_{ch}}{2}$$

و علل الفرق بينهما.

b- من خلال نتائج التجربة 1 أوجد السعة الحرارية (K_{cal}) و الحرارة النوعية (C_{cal}) للمسعر الحراري بالـ cal ثم بالـ J حيث تعطى :

$$m_{\text{cal}} = 2635 \text{ g} \quad , \quad C_{\text{eau}} = 1 \text{ cal/g.}^\circ\text{C}$$

c- من خلال نتائج التجربة 2 أوجد من جديد K'_{cal} و C'_{cal} للمسعر الحراري بالـ cal ثم بالـ J ثم أحسب السعة الحرارية المتوسطة (K_{moy}) و الحرارة النوعية المتوسطة (C_{moy}) لهذا المسعر.

d- بإستعمال K_{moy} و C_{moy} للمسعر الحراري أحسب كمية الحرارة المفقودة (Q_{perdue}) و كمية الحرارة المكتسبة ($Q_{\text{reçue}}$) في كل تجربة ، ماذا تستنتج ؟

e- ضع النتائج المتحصل عليها في جدولين (جدول التجربة 1 و جدول التجربة 2).

6- الإجابة على الأسئلة :

- النتائج التجريبية المتحصل عليها في التجريبتين :

تجربة 1	m_f (g)	m_{ch} (g)	T_f ($^\circ\text{K}$)	T_{ch} ($^\circ\text{K}$)	$T_{\text{éq(éxp)}}$ ($^\circ\text{K}$)
	150	150	295.4	351	317.6

تجربة 2	m'_f (g)	m'_{ch} (g)	T'_f ($^\circ\text{K}$)	T'_{ch} ($^\circ\text{K}$)	$T'_{\text{éq(éxp)}}$ ($^\circ\text{K}$)
	100	200	295.4	349.8	329.7

a- المقارنة بين قيم $T_{\text{éq}}(\text{th})$ و $T_{\text{éq}}(\text{éxp})$ للتجربة 1 :

$$T_{\text{éq}}(\text{th}) = \frac{T_f + T_{ch}}{2} = \frac{295.4 + 351}{2} = 323.2 \text{ } ^\circ\text{K} \quad \text{et} \quad T_{\text{éq}}(\text{éxp}) = 317.6 \text{ } ^\circ\text{K}$$

نلاحظ أن : $T_{\text{éq}}(\text{th}) > T_{\text{éq}}(\text{éxp})$ و هذا الفرق راجع إلى أن المسعر الحراري يمتص كمية صغيرة من الحرارة مما يجعل $T_{\text{éq}}(\text{éxp})$ أقل من $T_{\text{éq}}(\text{th})$.

b- حساب K_{cal} و C_{cal} للمسعر الحراري من خلال التجربة 1 :

باعتبار أن الجملة (مسعر + ماء بارد + ماء ساخن) معزولة عن الوسط الخارجي أي أنه يمكن كتابة :

$$\sum Q_i = 0$$

$$\Rightarrow \sum Q_i = Q_{\text{cal}} + Q_{\text{eau f}} + Q_{\text{eau ch}} = 0$$

حيث أن :

$$Q = m \cdot C \cdot \Delta T \quad \text{أو} \quad Q = K \cdot \Delta T \quad \text{لأن} \quad K = m \cdot C$$

و بالتعويض في العبارة السابقة نجد :

$$m_{\text{cal}} \cdot C_{\text{cal}} \cdot \Delta T + m_f \cdot C_{\text{eau}} \cdot \Delta T + m_{\text{ch}} \cdot C_{\text{eau}} \cdot \Delta T = 0$$

$$\Rightarrow K_{\text{cal}} \cdot (T_{\text{éq}} - T_f) + m_f \cdot C_{\text{eau}} \cdot (T_{\text{éq}} - T_f) + m_{\text{ch}} \cdot C_{\text{eau}} \cdot (T_{\text{éq}} - T_{\text{ch}}) = 0$$

$$\Rightarrow K_{\text{cal}} = \frac{m_f \cdot C_{\text{eau}} \cdot (T_f - T_{\text{éq}}) + m_{\text{ch}} \cdot C_{\text{eau}} \cdot (T_{\text{ch}} - T_{\text{éq}})}{(T_{\text{éq}} - T_f)} \dots \dots (*)$$

$$\Rightarrow K_{\text{cal}} = \frac{150.1 \cdot (295.4 - 317.6) + 150.1 \cdot (351 - 317.6)}{(317.6 - 295.4)}$$

$$\Rightarrow K_{\text{cal}} = 75.67 \text{ cal}/^\circ\text{K} = 316.6 \text{ J}/^\circ\text{K}$$

و لحساب C_{cal} لدينا :

$$K_{cal} = m_{cal} \cdot C_{cal} \Rightarrow C_{cal} = \frac{K_{cal}}{m_{cal}} = \frac{75.67}{2635} = 0.0287 \text{ cal/g.}^\circ K$$

$$C_{cal} = 0.0287 \text{ cal/g.}^\circ K = 0.12 \text{ J/g.}^\circ K$$

-c حساب K'_{cal} و C'_{cal} للمسعر الحراري من خلال التجربة 2 :

باستعمال العبارة (*) السابقة :

$$\Rightarrow K'_{cal} = \frac{m'_f \cdot C_{eau} \cdot (T'_f - T'_{\acute{e}q}) + m'_{ch} \cdot C_{eau} \cdot (T'_{ch} - T'_{\acute{e}q})}{(T'_{\acute{e}q} - T'_f)} \dots \dots (*)$$

$$\Rightarrow K'_{cal} = \frac{100 \cdot 1 \cdot (295.4 - 329.7) + 200 \cdot 1 \cdot (349.8 - 329.7)}{(329.7 - 295.4)}$$

$$\Rightarrow K'_{cal} = 17.2 \text{ cal/}^\circ K = 71.96 \text{ J/}^\circ K$$

و لحساب C'_{cal} لدينا :

$$K'_{cal} = m_{cal} \cdot C'_{cal} \Rightarrow C'_{cal} = \frac{K'_{cal}}{m_{cal}} = \frac{17.2}{2635} = 0.0065 \text{ cal/g.}^\circ K$$

$$C'_{cal} = 0.0065 \text{ cal/g.}^\circ K = 0.0271 \text{ J/g.}^\circ K$$

- السعة الحرارية المتوسطة (K_{moy}) و الحرارة النوعية المتوسطة (C_{moy}) لهذا المسعر :

$$K_{moy} = \frac{K_{cal} + K'_{cal}}{2} = \frac{75.67 + 17.2}{2} = 46.43 \text{ cal/}^\circ K$$

$$\Rightarrow K_{moy} = 46.43 \text{ cal/}^\circ K = 194.26 \text{ J/}^\circ K$$

$$C_{moy} = \frac{C_{cal} + C'_{cal}}{2} = \frac{0.0287 + 0.0065}{2} = 0.0176 \text{ cal/g.}^\circ K$$

$$\Rightarrow C_{moy} = 0.0176 \text{ cal/g.}^\circ K = 0.0736 \text{ J/g.}^\circ K$$

d- حساب كمية الحرارة المفقودة (Q_{perdue}) و كمية الحرارة المكتسبة ($Q_{reçue}$) في كل تجربة :
 خلال التجريبتين حدث تبادل حراري بين الماء الساخن و الجملة (مسعر + ماء بارد) ، أي أن الجسم الذي فقد الحرارة هو الماء الساخن و الذي إكتسب تلك الحرارة هي الجملة (مسعر + ماء بارد) ،
 حيث يمكن كتابة :

$$Q_{perdue} = Q_{eau\ ch} = m_{ch} \cdot C_{eau} \cdot (T_{\acute{e}q} - T_{ch})$$

$$Q_{reçue} = Q_{cal} + Q_{eau\ f} = K_{moy} \cdot (T_{\acute{e}q} - T_f) + m_f \cdot C_{eau} \cdot (T_{\acute{e}q} - T_f)$$

كمية الحرارة المفقودة و المكتسبة في التجربة 1 :

$$Q_{perdue} = m_{ch} \cdot C_{eau} \cdot (T_{\acute{e}q} - T_{ch}) = 150 \cdot 1 \cdot (317.6 - 351.6)$$

$$\Rightarrow Q_{perdue} = -5100 \text{ cal} = 2.13 \times 10^4 \text{ J}$$

$$Q_{reçue} = K_{moy} \cdot (T_{\acute{e}q} - T_f) + m_f \cdot C_{eau} \cdot (T_{\acute{e}q} - T_f)$$

$$\Rightarrow Q_{reçue} = 46.43 \cdot (317.6 - 295.4) + 150 \cdot 1 \cdot (317.6 - 295.4)$$

$$\Rightarrow Q_{reçue} = 4360.74 \text{ cal} = 1.82 \times 10^4 \text{ J}$$

كمية الحرارة المفقودة و المكتسبة في التجربة 2 :

$$Q'_{perdue} = m'_{ch} \cdot C_{eau} \cdot (T'_{\acute{e}q} - T'_{ch}) = 200 \cdot 1 \cdot (329.7 - 349.8)$$

$$\Rightarrow Q'_{perdue} = -4020 \text{ cal} = 1.68 \times 10^4 \text{ J}$$

$$Q'_{reçue} = K_{moy} \cdot (T'_{\acute{e}q} - T'_f) + m'_f \cdot C_{eau} \cdot (T'_{\acute{e}q} - T'_f)$$

$$\Rightarrow Q'_{reçue} = 46.43 \cdot (329.7 - 295.4) + 100 \cdot 1 \cdot (329.7 - 295.4)$$

$$\Rightarrow Q'_{reçue} = 5022.5 \text{ cal} = 2,1 \times 10^4 \text{ J}$$

الإستنتاج :

- من خلال التجربة 1 نستنتج أنه بما أن كتلتي الجسمين الساخن (الماء الساخن) و البارد (الماء البارد) متساويتين ، فعند مقارنة القيم العددية (القيمة المطلقة) لكمية الحرارة المكتسبة و كمية الحرارة المفقودة نلاحظ أن :

$$|Q_{perdue}| > |Q_{reçue}|$$

و هذا الفارق يدل على أن هناك كمية من الحرارة إمتصها المسعر الحراري و كمية صغيرة أخرى يمكن أن تكون ضاعت نتيجة لإرتكاب بعض الأخطاء في تحقيق التجربة.

- و من نتائج التجريبتين نستنتج كذلك أنه كلما زادت كتلة الجسم الساخن (الماء الساخن) الذي سيفقد الحرارة و نقصت كتلة الجسم البارد (الماء البارد) الذي سيكتسب الحرارة زادت كذلك كمية الحرارة المكتسبة و نقصت معها كمية الحرارة المفقودة.

e- النتائج النهائية المتحصل عليها من خلال التجريبتين :

تجربة 1	K_{cal} (cal/°K)	C_{cal} (cal/g.°K)	Q_{perdue} (cal)	$Q_{reçue}$ (cal)
	75.67	0.0287	- 5100	4360.74

تجربة 2	K'_{cal} (cal/°K)	C'_{cal} (cal/g.°K)	Q'_{perdue} (cal)	$Q'_{reçue}$ (cal)
	17.2	0.0065	- 4020	5022.5

moy	K_{moy} (cal/°K)	C_{moy} (cal/g.°K)
	46.43	0.0176

العمل التطبيقي السابع

(تحديد الحرارة النوعية الكتلية للأجسام الصلبة)

العمل التطبيقي السابع**(تحديد الحرارة النوعية الكتلية للأجسام الصلبة)****- مقدمة :**

تختلف الحرارة النوعية من حيث طبيعة المادة و تركيبتها ، وكذلك تختلف المادة من حيث توصيل (نقل) الحرارة ، ويعود ذلك نتيجة اختلاف الذرات و أبعادها بين جزيئات المواد ، فهناك مواد مثل الحديد متماسكة الذرات ، حيث تتراص ذراته فيما بينها بشكل متلاصق بجانب بعضهم البعض ، وهناك أجسام مثل الماء جزيئاته غير مترابطة و غير مترابطة مع بعضها و لهذا تمر الحرارة بسهولة في المياه ويكون من السهل تسخين المياه.

وتنتقل الحرارة في السوائل والأجسام الصلبة و الغازات ، وتستخدم درجة الحرارة كمدلول على الطاقة (الحرارية) الداخلية للجسم ، و يستخدم الترمومتر لقياس درجة حرارة الجسم ، والطاقة تنتقل من جسم لجسم آخر بالتلامس أو بالمزج.

1- الهدف من التجربة :

الغاية من هذا العمل التطبيقي هو حساب كمية الحرارة (Q) المتبادلة بين جسم سائل بارد (ماء) و بين جسم صلب ساخن (معدن) و كذلك تحديد الحرارة النوعية الكتلية (C) لهذا الجسم الصلب.

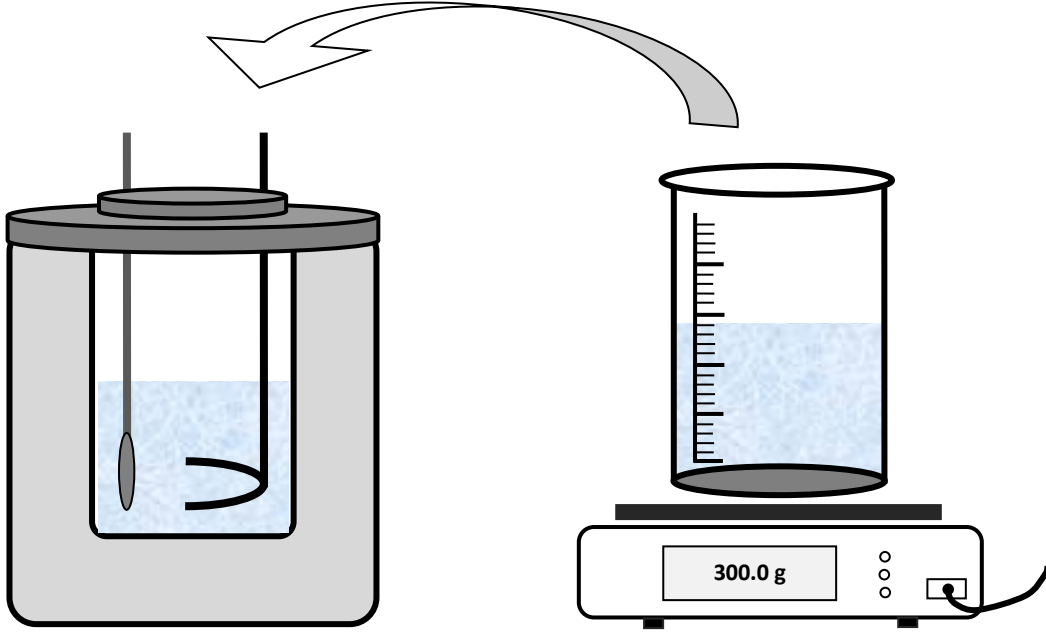
2- أدوات التجربة و موادها :

بيشر سعة 250 mL - ترمومتر (محرار) - جهاز تسخين - مسعر حراري مزود بخلاط - ميزان إلكتروني - ماصة صغيرة - ماء مقطر - قطعة من معدن الألومنيوم (Al) و قطعة من معدن النحاس (Cu).

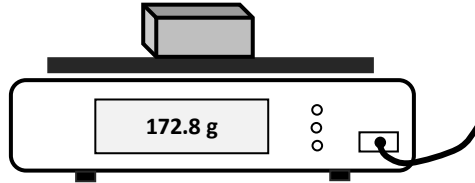
3- خطوات التجربة :**تجربة 1 :**

- نأخذ البيشر و نقوم بوزنه فارغا و نهمل هذا الوزن ثم نزن فيه كمية من الماء البارد مقدارها $m_{eau} = 300 \text{ g}$.

- نسكب هاته الكمية من الماء في المسعر ثم نقوم بغلقه جيدا و نقيس درجة حرارة الجملة (ماء + مسعر) و لتكن T_1 .



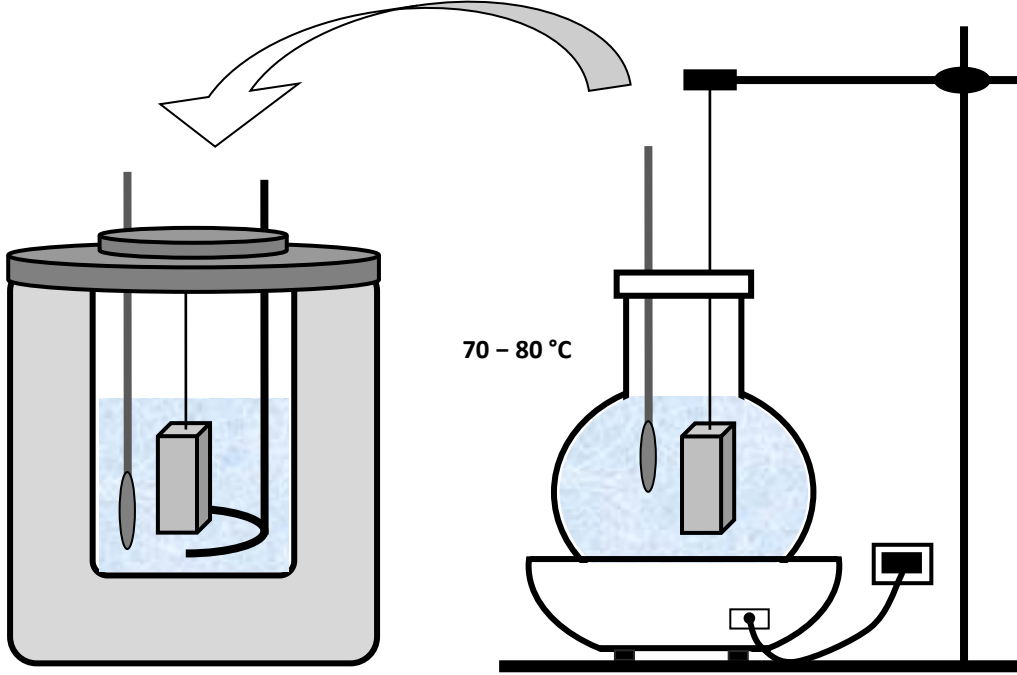
- نأخذ قطعة من معدن الألومنيوم (Al) و نقوم بوزنها و ليكن وزنها $m_{\text{m\u00e9tal}}$.



- بعد ذلك نغمر قطعة المعدن في كمية من الماء الساخن ($70 - 80 \text{ }^\circ\text{C}$) و ذلك بتعليقها على حامل بواسطة خيط بلاستيكي بحيث لا تلمس هته القطعة لا الجدران و لا قعر البيشر.
- نترك هاته القطعة المعدنية مغمورة لمدة زمنية كافية بحيث تكون درجة حرارتها تساوي تقريبا درجة حرارة الماء الساخن.
- نقيس درجة حرارة الماء الساخن بالضبط قبل إخراج القطعة المعدنية منه و لتكن T_2 و هي تمثل في نفس الوقت درجة حرارة القطعة المعدنية.

- نغمر بسرعة القطعة المعدنية في الماء الموجود داخل المسعر و نثبتها معلقة بحيث لا تلمس الوعاء الداخلي و نغلق بعدها المسعر جيدا.

- نقوم بخلط الجملة بهدوء إلى غاية الإتزان ثم نقيس درجة الحرارة النهائية للجملة و لتكن $T_{\text{éq}}$.



تجربة 2 :

- نعيد نفس خطوات التجربة السابقة لكن بإستعمال قطعة من النحاس (Cu).

4- الأسئلة :

a- بإستعمال نتائج التجريبتين أحسب الحرارة النوعية الكتلية للمعدنين $C_{\text{éxp}}(\text{Al})$ و $C_{\text{éxp}}(\text{Cu})$ حيث

$$\text{أن : } C_{\text{eau}} = 1 \text{ cal/g.}^\circ\text{C} = 4.184 \text{ J/g.}^\circ\text{C} \quad \text{و} \quad K_{\text{cal}} = 46.43 \text{ cal/}^\circ\text{C} = 194.26 \text{ J/}^\circ\text{C}$$

b- قارن قيم الحرارة النوعية التجريبية للمعدنين بالقيم النظرية التالية :

$$C_{\text{th}}(\text{Cu}) = 0.38 \text{ J/g.}^\circ\text{C} \quad , \quad C_{\text{th}}(\text{Al}) = 0.887 \text{ J/g.}^\circ\text{C}$$

c- ما هو المعدن الأحسن ناقل للحرارة.

d- أحسب كمية الحرارة المفقودة (Q_{perdue}) و كمية الحرارة المكتسبة ($Q_{reçue}$) في كل تجربة بالجول (J) ثم بالحريرة (cal) ؟

5- الإجابة على الأسئلة :

- النتائج التجريبية المتحصل عليها في التجريبتين :

تجربة 1 (Al)	m_{eau} (g)	m_{Al} (g)	T_1 (°K)	T_2 (°K)	$T_{éq}$ (°K)
	300	172.8	297	351.3	304.2

تجربة 2 (Cu)	m_{eau} (g)	m_{Cu} (g)	T'_1 (°K)	T'_2 (°K)	$T'_{éq}$ (°K)
	300	157.2	297	352.4	301.5

a- حساب الحرارة النوعية الكتلية للمعدنين $C_{exp(Al)}$ و $C_{exp(Cu)}$:

باعتبار أن الجملة (مسعر + ماء بارد + قطعة معدنية) معزولة عن الوسط الخارجي أي أنه يمكن كتابة :

$$\sum Q_i = 0$$

$$\Rightarrow \sum Q_i = Q_{cal} + Q_{eau} + Q_{m\acute{e}tal} = 0$$

حيث أن :

$$Q = m \cdot C \cdot \Delta T \quad \text{أو} \quad Q = K \cdot \Delta T \quad \text{لأن} \quad K = m \cdot C$$

و بالتعويض في العبارة السابقة نجد :

$$K_{cal} \cdot \Delta T + m_{eau} \cdot C_{eau} \cdot \Delta T + m_{m\acute{e}tal} \cdot C_{m\acute{e}tal} \cdot \Delta T = 0$$

$$\Rightarrow (K_{cal} + m_{eau} \cdot C_{eau})(T_{éq} - T_1) + m_{m\acute{e}tal} \cdot C_{m\acute{e}tal} (T_{éq} - T_2) = 0$$

$$\Rightarrow C_{\text{m\u00e9tal}} = \frac{(K_{\text{cal}} + m_{\text{eau}} \cdot C_{\text{eau}})(T_1 - T_{\text{eq}})}{m_{\text{m\u00e9tal}} (T_{\text{eq}} - T_2)} \dots \dots (*)$$

- من أجل معدن الألومنيوم :

$$(*) \Rightarrow C_{\text{exp(Al)}} = \frac{(194.26 + 300 \times 4.184)(297 - 304.2)}{172.8 (304.2 - 351.3)} = 1.282 \text{ J/g.}^\circ\text{K}$$

$$\Rightarrow C_{\text{exp(Al)}} = 1.282 \text{ J/g.}^\circ\text{K}$$

- من أجل معدن النحاس :

$$(*) \Rightarrow C_{\text{exp(Cu)}} = \frac{(194.26 + 300 \times 4.184)(297 - 301.5)}{157.2 (301.5 - 352.4)} = 0.815 \text{ J/g.}^\circ\text{K}$$

$$\Rightarrow C_{\text{exp(Cu)}} = 0.815 \text{ J/g.}^\circ\text{K}$$

b- نلاحظ أن قيم الحرارة النوعية المتحصل عليها تجريبيا أكبر بقليل من القيم النظرية :

$$C_{\text{th(Al)}} = 0.887 \text{ J/g.}^\circ\text{C} < C_{\text{exp(Al)}} = 1.282 \text{ J/g.}^\circ\text{C}$$

$$C_{\text{th(Cu)}} = 0.38 \text{ J/g.}^\circ\text{C} < C_{\text{exp(Cu)}} = 0.815 \text{ J/g.}^\circ\text{C}$$

و هذا قد يكون راجع إلى عدة أسباب منها عدم نقاوة المعدن المستعمل 100% أي أنه يمكن أن يحتوي على نسبة معينة من معادن أخرى كشوائب مما يؤثر على قيمة الحرارة النوعية الحقيقية لهذا المعدن. كما يمكن أن تكون كذلك بعض الأخطاء المرتكبة في تحقيق التجربة أحد الأسباب المؤثرة على النتائج.

c- المعدن الأحسن ناقل للحرارة هو معدن النحاس لأن قيمة حرارته النوعية أقل من الألومنيوم ، أي أن كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة غرام واحد من النحاس درجة مئوية واحدة أقل من كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة واحد غرام من الألومنيوم و بالتالي فهو يحتاج كمية أقل من الحرارة لأنه أحسن ناقل لها.

d- حساب كمية الحرارة المفقودة (Q_{perdue}) و المكتسبة ($Q_{\text{re\u00e7ue}}$) في كل تجربة بالجول (J) ثم بالحريرة (cal) :

لدينا تبادل حراري بين القطعة المعدنية و الجملة (مسعر + ماء) ، أي أن الجسم الذي فقد الحرارة هو المعدن لأنه هو الأسخن و الجسم الذي إكتسب تلك الحرارة هي الجملة (مسعر + ماء) ، أي أنه يمكن كتابة :

$$Q_{perdue} = Q_{m\acute{e}tal} = m_{m\acute{e}tal} \cdot C_{m\acute{e}tal} (T_{\acute{e}q} - T_2)$$

$$Q_{re\acute{c}ue} = Q_{cal} + Q_{eau} = (K_{cal} + m_{eau} \cdot C_{eau})(T_{\acute{e}q} - T_1)$$

- من أجل معدن الألومنيوم :

$$Q_{perdue} = m_{Al} \cdot C_{\acute{e}xp(Al)} (T_{\acute{e}q} - T_2) = 172.8 \times 1.282 (304.2 - 351.3)$$

$$\Rightarrow Q_{perdue} = -1.04 \times 10^4 J = -2493.78 cal$$

$$Q_{re\acute{c}ue} = (K_{cal} + m_{eau} \cdot C_{eau})(T_{\acute{e}q} - T_1)$$

$$\Rightarrow Q_{re\acute{c}ue} = (194.26 + 300 \times 4.184)(304.2 - 297)$$

$$\Rightarrow Q_{re\acute{c}ue} = 1.04 \times 10^4 J = 2494.26 cal$$

- من أجل معدن النحاس :

$$Q_{perdue} = m_{Cu} \cdot C_{\acute{e}xp(Cu)} (T'_{\acute{e}q} - T'_2) = 157.2 \times 0.815 (301.5 - 352.4)$$

$$\Rightarrow Q_{perdue} = -0.652 \times 10^4 J = -1558.5 cal$$

$$Q_{re\acute{c}ue} = (K_{cal} + m_{eau} \cdot C_{eau})(T'_{\acute{e}q} - T'_1)$$

$$\Rightarrow Q_{re\acute{c}ue} = (194.26 + 300 \times 4.184)(301.5 - 297)$$

$$\Rightarrow Q_{re\acute{c}ue} = 0.652 \times 10^4 J = 1558.7 cal$$

العمل التطبيقي الثامن

(تحديد الحرارة المولية للذوبان للمواد)

العمل التطبيقي الثامن

(تحديد الحرارة المولية للذوبان للمواد)

- مقدمة :

التحولات الفيزيائية و الكيميائية التي تتعرض لها المادة تكون عادةً مصحوبة بتحرير أو إمتصاص طاقة تكون في شكل طاقة حرارية تسمى أنطالبي التحول و يرمز لها ب ΔH . إن تحول بعض المواد مثلا من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة (إنحلال أو ذوبان) يمكن أن ينتج عنه تحرر لكمية من الحرارة و يكون أنطالبي الإنحلال أو الذوبان (ΔH_{diss}) ذو قيمة سالبة $\Delta H_{diss} < 0$. كما يوجد هناك بعض التفاعلات الكيميائية الناشرة للحرارة (Exothermique) التي يكون لها كذلك أنطالبي التفاعل ($\Delta H_{réaction}$) سالب لأن مجموع أنطالبي المواد الناتجة أقل من أنطالبي المواد المتفاعلة ($\Delta H_{produits} < \Delta H_{réactifs}$) ، كما يمكن أن يكون التفاعل ماص للحرارة (Endothermique) و له أنطالبي موجب لأن $\Delta H_{produits} > \Delta H_{réactifs}$.

- الحرارة المولية للذوبان (ΔH_{diss}) :

هي كمية الحرارة الممتصة أو المنتشرة أثناء ذوبان واحد مول من المادة و تعطى بالعلاقة التالية :

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

حيث :

Q : هي كمية الحرارة الممتصة أو المنتشرة أثناء الذوبان بالـ (joule) أو الـ (cal).

n : عدد مولات المادة الذائبة بالـ (mol).

1- الهدف من التجربة :

الغاية من هذا العمل التطبيقي هو تحديد الحرارة المولية للذوبان (ΔH_{diss}) لهيدروكسيد البوتاسيوم الصلب (KOH) في الماء ، و كذا الحرارة المولية للذوبان لحمض الكبريت السائل المركز (H_2SO_4) في الماء كذلك.

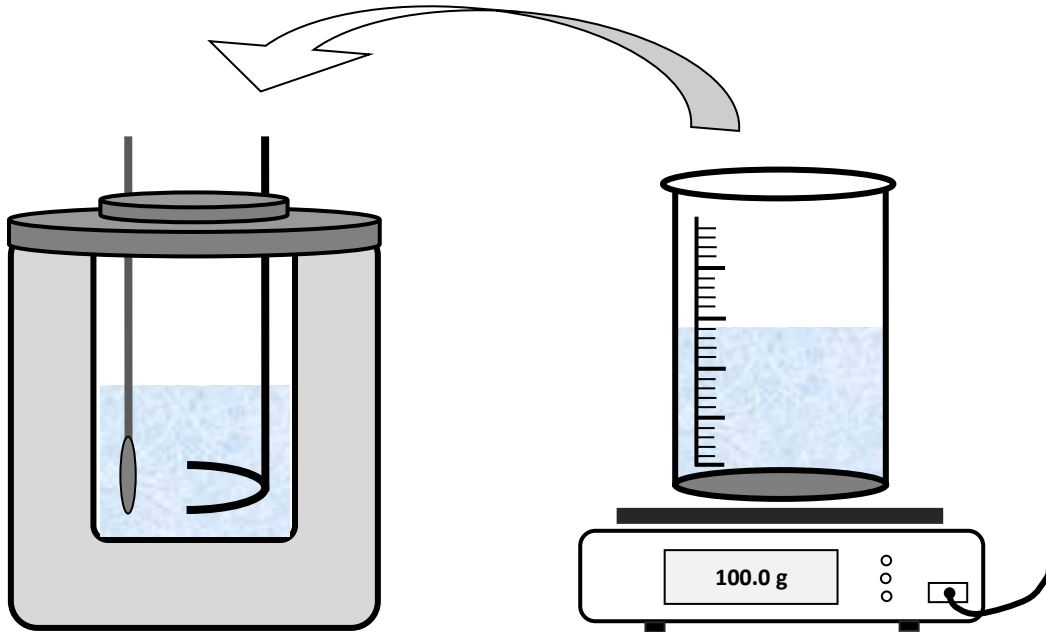
2- أدوات التجربة و موادها :

بيشر سعة 250 mL - ترمومتر (محرار) - مسعر حراري مزود بخلاط - ميزان إلكتروني - ماصة صغيرة - ماء مقطر - هيدروكسيد البوتاسيوم الصلب (KOH) - حمض الكبريت السائل المركز (H₂SO₄).

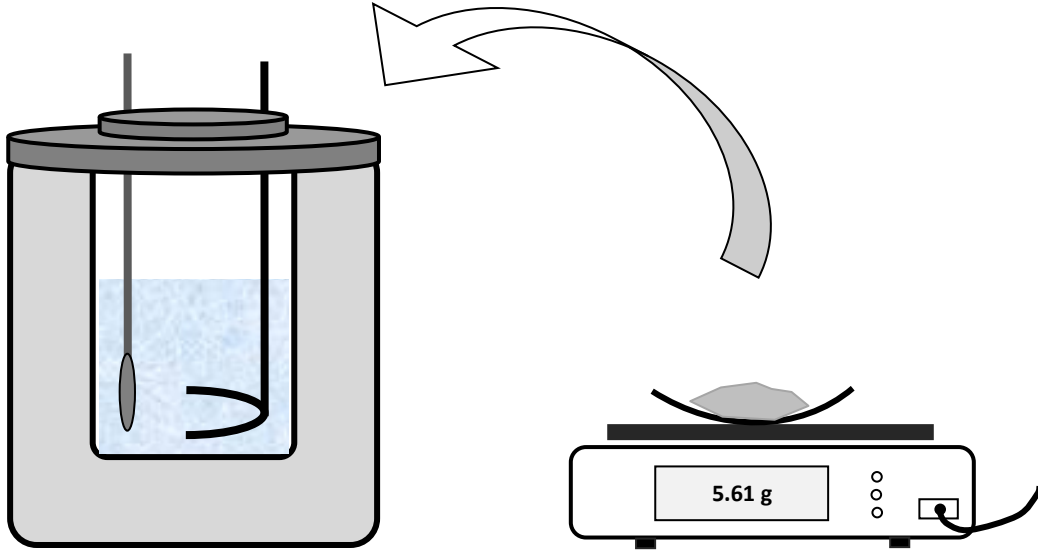
3- خطوات التجربة :

تجربة 1 :

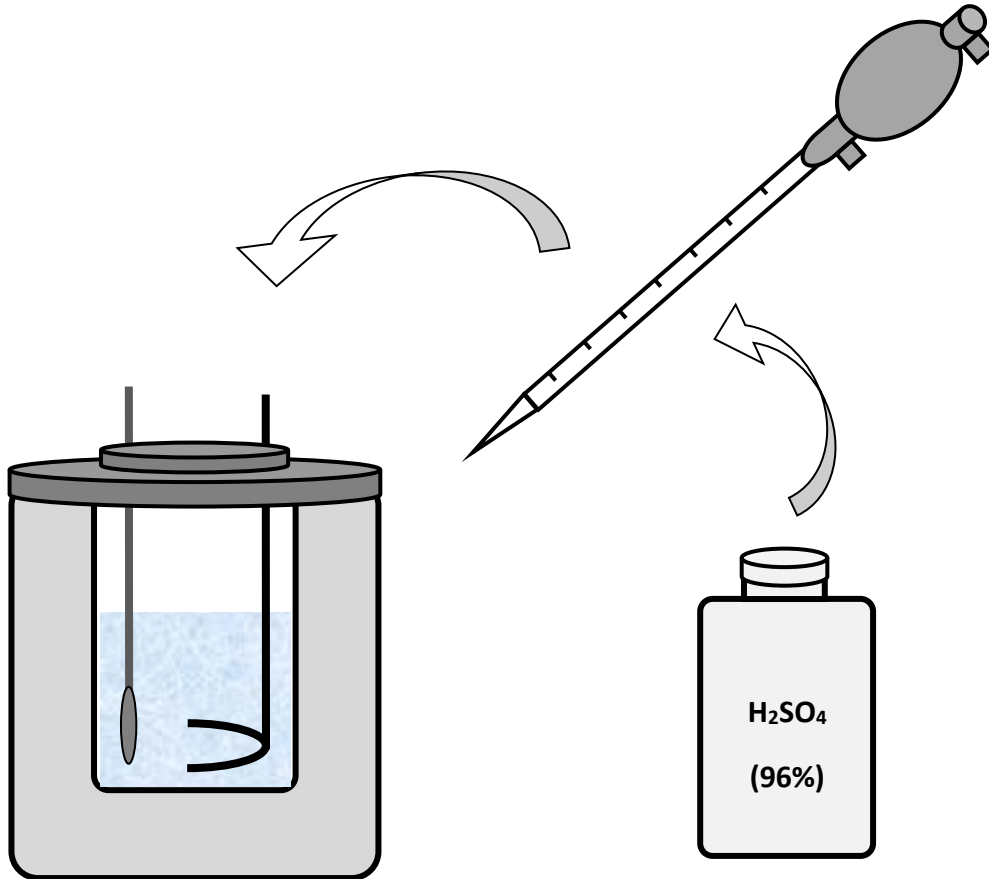
- في البيشر نزن كمية من الماء البارد مقدارها $m_{\text{eau}} = 100 \text{ g}$ ($V_{\text{eau}} \approx 100 \text{ ml}$).
- نسكب هاته الكمية من الماء في المسعر ثم نقوم بغلقه جيدا و قياس درجة حرارة الجملة (ماء + مسعر) و لتكن T_1 .



- نزن كمية من هيدروكسيد البوتاسيوم الصلب (KOH) مقدارها $m_{\text{KOH}} = 5.61 \text{ g}$.
- نسكب هذه الكمية من الـ KOH داخل المسعر و نحرك حتى الذوبان التام لهاته المادة الصلبة و في نفس الوقت نقيس درجة الحرارة النهائية للجملة (ماء + مسعر + KOH) و لتكن $T_{\text{éq}}$.

**تجربة 2 :**

- نعيد نفس خطوات التجربة السابقة من أجل كتلة قدرها 5 g من حمض الكبريت المركز (H_2SO_4) حيث أن هذه الكتلة تكافئ الحجم : $V_{H_2SO_4} = 2.71 \text{ ml}$.



4- الأسئلة :

a- أكتب معادلة التفكك أو الإنحلال لكل من هيدروكسيد البوتاسيوم (KOH) و حمض الكبريت السائل (H_2SO_4) في الماء.

b- أحسب عدد المولات n لكل من الـ KOH و الـ H_2SO_4 التي وضعت في المسعر و التركيز المولي C لكلا المحلول المحضّرين.

c- أكتب معادلة الحرارة للنظام النهائي (ماء + مسعر + مادة مذابة) ثم أحسب كمية الحرارة المرافقة (المفقودة أو المكتسبة) لكلا الإنحلالين بالحريرة (cal) ثم بالجول (J).

d- أحسب الحرارة المولية للذوبان (أنطالبي الذوبان) (ΔH_{diss}) ثم إستنتج نوع التحول في الحالتين.

معطيات :

- السعة الحرارية للمسعر $K_{cal} = 14,7 \text{ (cal/}^\circ\text{C)}$.
- الحرارة النوعية للماء $C_{eau} = 1 \text{ (cal/g.}^\circ\text{C)}$.
- الكتلة المولية لهيدروكسيد البوتاسيوم $M_{KOH} = 56.1 \text{ g/mole}$.
- الكتلة المولية لحمض الكبريت $M_{H_2SO_4} = 98 \text{ g/mole}$.
- كثافة حمض الكبريت $d = 1.84 \text{ g/cm}^3$ (96 %).

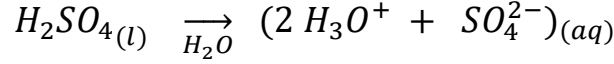
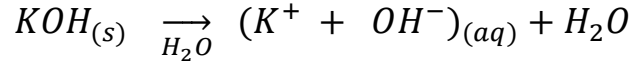
5- الإجابة على الأسئلة :

- النتائج التجريبية المتحصل عليها في التجريبتين :

تجربة 1 (KOH)	m_{eau} (g)	m_{KOH} (g)	T_1 ($^\circ\text{K}$)	$T_{\acute{e}q}$ ($^\circ\text{K}$)
	100	5.61	299.2	303.5

تجربة 2 (H_2SO_4)	m_{eau} (g)	$m_{H_2SO_4}$ (g)	T'_1 ($^\circ\text{K}$)	$T'_{\acute{e}q}$ ($^\circ\text{K}$)
	100	5	298.7	304.6

a- كتابة معادلة الإنحلال لكل من الـ KOH و الـ H₂SO₄ في الماء :



b- حساب عدد المولات n لكل من الـ KOH و الـ H₂SO₄ التي وضعت في المسعر و التركيز المولي C لكلا المحلول المحضرين :

من أجل الـ KOH :

$$n \text{ (mol)} = \frac{m \text{ (g)}}{M \text{ (g/mol)}} \Rightarrow n_{KOH} = \frac{m_{KOH}}{M_{KOH}} = \frac{5.61}{56.1} = 0.1 \text{ mol}$$

$$C \text{ (mol/L)} = \frac{n \text{ (mol)}}{V \text{ (L)}}$$

$$\Rightarrow C_{KOH} = \frac{n_{KOH}}{V_{sol}} = \frac{0.1 \text{ mol}}{0.1 \text{ L}} = 1 \text{ mol/L (M)}$$

من أجل الـ H₂SO₄ :

$$n \text{ (mol)} = \frac{m \text{ (g)}}{M \text{ (g/mol)}} \Rightarrow n_{H_2SO_4} = \frac{m_{H_2SO_4}}{M_{H_2SO_4}} = \frac{5}{98} = 0.051 \text{ mol}$$

$$C \text{ (mol/L)} = \frac{n \text{ (mol)}}{V \text{ (L)}}$$

$$\Rightarrow C_{KOH} = \frac{n_{KOH}}{V_{sol}} = \frac{0.051 \text{ mol}}{0.1 \text{ L}} = 0.51 \text{ mol/L (M)}$$

c- كتابة معادلة الحرارة للنظام النهائي (ماء + مسعر + مادة مذابة) :

باعتبار أن هاته الجملة معزولة أي أنه :

$$\sum Q_i = 0$$

$$\Rightarrow \sum Q_i = Q_{cal} + Q_{eau} + Q_{matière}$$

$$\Rightarrow Q_{cal} + Q_{eau} + Q_{matière} = 0 \dots \dots (*)$$

و هي معادلة الحرارة للنظام النهائي.

- حساب كمية الحرارة المرافقة لكلا الإحلالين بالحريرة (cal) ثم بالجول (J) :

من خلال عبارة معادلة الحرارة للنظام النهائي (*) السابقة يمكن كتابة :

$$(*) \Rightarrow Q_{matière} = -Q_{cal} - Q_{eau}$$

$$Q_{matière} = -(K_{cal} \cdot \Delta T) - (m_{eau} \cdot C_{eau} \cdot \Delta T)$$

$$\Rightarrow Q_{matière} = -(K_{cal} (T_{\acute{e}q} - T_1)) - (m_{eau} \cdot C_{eau} \cdot (T_{\acute{e}q} - T_1))$$

$$\Rightarrow Q_{matière} = (K_{cal} + m_{eau} \cdot C_{eau})(T_1 - T_{\acute{e}q})$$

من أجل الـ KOH :

$$Q_{KOH} = (K_{cal} + m_{eau} \cdot C_{eau})(T_1 - T_{\acute{e}q})$$

$$\Rightarrow Q_{KOH} = (14.7 + 100 \cdot 1)(299.26 - 303.5)$$

$$\Rightarrow Q_{KOH} = -486.32 \text{ cal} = -2.03 \times 10^3 \text{ joule}$$

من أجل الـ H₂SO₄ :

$$Q_{H_2SO_4} = (K_{cal} + m_{eau} \cdot C_{eau})(T'_1 - T'_{\acute{e}q})$$

$$\Rightarrow Q_{H_2SO_4} = (14.7 + 100 \cdot 1)(298.7 - 304.6)$$

$$\Rightarrow Q_{H_2SO_4} = -676.73 \text{ cal} = -2.83 \times 10^3 \text{ joule}$$

e- حساب الحرارة المولية للذوبان (أنطالبي الذوبان) (ΔH_{diss}) للمادتين :

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

$$\Rightarrow \Delta H_{diss(KOH)} = \frac{Q_{KOH}}{n_{KOH}} = \frac{-486.32}{0.1} = -4.8 \times 10^3 \text{ cal/mol}$$

$$\Rightarrow \Delta H_{diss(H_2SO_4)} = \frac{Q_{H_2SO_4}}{n_{H_2SO_4}} = \frac{-676.73}{0.051} = -1.3 \times 10^4 \text{ cal/mol}$$

إستنتاج : نلاحظ أن قيم الحرارة المولية للذوبان أو أنطالبي الذوبان في الحالتين هي قيم سالبة مما يعني أن هاذين الذوبانين هما تحويلين ناشرين للحرارة (Exothermiques).

المراجع

1. R. Ouahes & B. Devallez, Chimie Générale, OPU, 2016.
2. S.S. Zumdhal & coll., Chimie Générale, 3^{ème} édition, Les éditions CEC, 2007.
3. A.S. Bernard, S. Cléde, M. Emond, H. Monin-Soyer, J. Quérard, Techniques expérimentales en chimie, Dunod, Paris, 2012.
4. J. Le Coarer, Chimie le minimum à savoir, EDP Sciences, 2003.
5. M. Beljean-Leymarie, J-P. Dubost, M. Galliot-Guilley, Chimie Analytique : Chimie des solutions, Masson, 2006.
6. م. أبو ستة & م. ميمون ، تجارب في الكيمياء التحليلية (التحليل الكمي الحجمي و الوزني) ، ديوان المطبوعات الجامعية ، 2017.
7. م. س. عبد اللطيف & س. بوهلال ، المختصر في حل مسائل الكيمياء التحليلية الكمية ، الجامعة الإسلامية بغزة ، 2016.
8. ح. بوزيان ، الكيمياء العامة : بنية المادة (الجزء الأول) ، ديوان المطبوعات الجامعية ، 2017.