

الجمهورية الجزائرية الديمقراطية الشعبية  
وزارة التعليم العالي والبحث العلمي  
جامعة عبد الحفيظ بوالصوف -ميلة  
معهد العلوم والتقنيات

# أعمال تطبيقية في الكيمياء العامة والكيمياء الحرارية

مطبوعة بيداغوجية موجهة لطلبة السنة الأولى جذع مشترك  
علوم وتقنيات وعلوم المادة



من إعداد: د. بعطوش سامية

السنة الجامعية: 2023/2022

# الفهرس

الفهرس

قائمة الرموز

1.....مقدمة عامة

## الفصل الأول: الكيمياء العامة

### العمل التطبيقي الأول: قواعد السلامة في مخبر الكيمياء

- 1- المقدمة ..... 2
2. قواعد السلامة في مخبر الكيمياء..... 2
3. الهدف من معرفة هذه القواعد..... 2
- 4- بعض الاحتياطات الأمنية التي يجب مراعاتها أثناء التواجد في المخبر..... 2
- 5- المواد الكيميائية ودلائل ملصقاتها ..... 4
- 6- قائمة بعض الأدوات والأجهزة المخبرية الكيميائية..... 6
- 7-طريقة إستخدام أدوات معينة ..... 7
- 8-الإسعافات الأولية للحوادث الأكثر انتشارا داخل مخبر الكيمياء..... 8
- 9- الارتياب في القياس..... 8
- 10- كيفية إعداد التقرير..... 9

### العمل التطبيقي الثاني: تحضير المحاليل

- 1- مفاهيم عامة ..... 10
- 2- الهدف من التجربة..... 13
- 3- أدوات التجريبتين و موادهما..... 13
- 4- طريقة العمل..... 13
- 5-أسئلة التقرير..... 15
- 6- الإجابة على الأسئلة..... 16

### العمل التطبيقي الثالث: المعايرة الحجمية (حمض / أساس)

- 1- مفاهيم عامة ..... 18
- أ- تعريف المعايرة الحجمية ..... 18
- ب- تعريف المعايرة ..... 18
- ج- تعريف المادة المعايرة ..... 18
- د- شروط استخدام تفاعلات المعايرة ..... 19
- هـ - نقطة التكافؤ ..... 19
- و- مجالات استخدام المعايرة ..... 19
- ي- مميزات تفاعل المعايرة ..... 19
- س - التركيبة التجريبية العامة للمعايرة ..... 20
- I-المعايرة الحمضية / الأساسية ..... 20
- أ- تعريف الحمض (بحسب العالم بروستد) ..... 20
- ب- تعريف الأساس (بحسب العالم بروستد) ..... 20
- ج- التفكك الذاتي للماء ..... 20
- د- مفهوم ال pH ..... 21
- هـ - قياس pH المحلول ..... 22
- و- المبدأ ..... 22
- I-1- معايرة الحمضية / الأساسية باستخدام الكواشف الملونة ..... 22
- I-1-1- الهدف من التجربة ..... 22
- I-1-2- الكواشف الملونة ..... 22
- I-1-3- التركيبة التجريبية العامة للمعايرة الحمضية / الأساسية باستخدام الكواشف الملونة ..... 24
- I-1-4- التجربة الأولى: معايرة حمض قوي HCl بقاعدة قوية NaOH ..... 24
- أ - الادوات والمواد المستعملة ..... 24
- ب- طريقة العمل ..... 24
- I-1-5- التجربة الثانية : معايرة حمض ضعيف  $CH_3COOH$  بقاعدة قوية NaOH ..... 25
- أ - الادوات والمواد المستعملة ..... 25
- ب- طريقة العمل ..... 25

- 25..... أسئلة التقرير..... 6-1-I
- 26..... الإجابة على الأسئلة..... 7-1-I
- 27..... المعايرة الحمضية / الأساسية باستخدام الطريقة الـpH مترية..... 2-I
- 27..... الهدف من التجربة..... 1-2-I
- 27..... المعايرة بقياس الـpH متر..... 2-2-I
- 27..... تعريف و ضبط جهاز الـpH متر..... 3-2-I
- 28..... المبدأ..... 4-2-I
- 28..... التركيب التجريبي جهاز الـpH متر..... 5-2-I
- 28..... الادوات والمواد المستعملة..... 6-2-I
- 28..... طريقة العمل..... 7-2-I
- 29..... أسئلة التقرير..... 8-2-I
- 29..... الإجابة على الأسئلة..... 9-2-I

#### العمل التطبيقي الرابع: المعايرة الحجمية اكسدة / ارجاع

- 32..... مفاهيم عامة..... 1-I
- 33..... معايرة حمض الأكرليك باستعمال برمنغنات البوتاسيوم..... I
- 33..... الهدف من التجربة..... 1-I
- 33..... حمض الأكرليك ( $H_2C_2O_4$ )..... 2-I
- 34..... طريقة العمل..... 3-I
- 34..... نتائج التجربة..... 4-I
- 34..... أسئلة التقرير..... 5-I
- 35..... الإجابة على الأسئلة..... 6-I
- 37..... معايرة شوارد الحديد الثنائي باستخدام برمنغنات البوتاسيوم..... II
- 37..... المبدأ..... 1-II
- 37..... الهدف من التجربة..... 2-II
- 37..... أدوات التجربة و موادها..... 3-II
- 37..... التركيبة التجريبية لمعايرة شوارد الحديد الثنائي باستخدام برمنغنات البوتاسيوم..... 4-II



- 37.....5-II- طريقة العمل
- 38.....6-II- أسئلة التقرير
- 38.....7-II- الإجابة على الأسئلة

**العمل التطبيقي الخامس: المعايرة الحجمية بتشكيل المعقدات  
( تحديد عسر الماء )**

- 40.....1 مفاهيم عامة
- 40.....1-1-معايير المعقدات
- 40.....2-1- عسر الماء (أو قساوة الماء)
- 40.....3-1- قياس عسرة المياه
- 40.....2- المبدأ
- 41.....3- استخدامات حمض ايثيل ديامين رباعي الاسيتيك
- 42.....4- الهدف من التجربة
- 42.....5- أدوات التجربة وموادها
- 42.....6- طريقة العمل
- 43.....7- أسئلة التقرير
- 43.....8- الإجابة على الأسئلة

**العمل التطبيقي السادس: المعايرة الحجمية بالترسيب  
معايرة ايونات الكلور الموجودة في الماء باستعمال طريقة مور**

- 45.....1-تفاعلات الترسيب
- 45.....2- معايير الترسيب
- 45.....3-الطرق المستخدمة في تفاعلات الترسيب
- 45.....أ- القياسي الفضي (المعايير الفضية)
- 46.....1- المبدأ
- 46.....2- الهدف من التجربة
- 47.....3- أدوات التجربة وموادها

- 47.....4- طريقة العمل
- 47.....5- أسئلة التقرير
- 47.....6- الإجابة على الأسئلة

### الفصل الثاني: الكيمياء الحرارية

#### مفاهيم عامة حول الكيمياء الحرارية

- 49.....1- الكيمياء الحرارية أو الترموديناميك
- 49.....2- الجملة
- 49.....أ- الجملة المعزولة
- 49.....ب- الجملة المغلقة
- 49.....ج- الجملة المفتوحة
- 49.....2- مبادئ علم الترموديناميك
- 49.....أ- المبدأ صفر
- 49.....ب- المبدأ الأول
- 49.....ج- المبدأ الثاني
- 49.....3- كمية الحرارة (Q) أو الطاقة الحرارية
- 50.....4- الفرق بين درجة الحرارة وكمية الحرارة (الطاقة الحرارية)
- 50.....5- العلاقة بين درجة الحرارة والطاقة الحرارية (كمية الحرارة)
- 50.....6- التبادل الحراري
- 50.....7- الحرارة النوعية (C)
- 51.....8- الحرارة النوعية للماء
- 51.....9- السعة الحرارية (K)
- 51.....10- العلاقة بين السعة الحرارية والحرارة النوعية
- 51.....11- المبدأ
- 52.....12- نظرية المسعر الحراري
- 52.....13- وصف جهاز المسعر الحراري

العمل التطبيقي الأول : حساب السعة الحرارية لمسعر حراري Kcal

- 1-السعة الحرارية للمسعر.....53
- 2- المبدأ.....53
- 3- الهدف من التجربة.....53
- 3- أدوات التجربة و موادها.....53
- 5- طريقة العمل.....53
- 6- أسئلة التقرير.....54
- 7 - الإجابة على الأسئلة.....54

### العمل التطبيقي الثاني: قياس الحرارة النوعية الكتلية للأجسام الصلبة

- 1- المقدمة.....56
- 2- الهدف من التجربة.....56
- 3- المبدأ.....56
- 4- أدوات التجربة و موادها.....57
- 5- طريقة العمل.....57
- 6- أسئلة التقرير.....57
- 7- الإجابة على الأسئلة.....58

### العمل التطبيقي الثالث: قياس كمية الحرارة - الحرارة المولية للذوبان

- 1- الحرارة المولية للذوبان.....60
- 2- الهدف من التجربة.....60
- 3- للمبدأ.....60
- 4- أدوات التجربة و موادها.....60
- 5- طريقة العمل.....61
- 6- أسئلة التقرير.....61
- 7 - الإجابة على الأسئلة.....62

### العمل التطبيقي الرابع : قياس الحرارة المولية لتعديل

- 1- الحرارة المولية للتعديل.....64
- 2- الهدف من التجربة.....64
- 3- للمبدأ.....64
- 4- أدوات التجربة و موادها.....64
- 5- طريقة العمل.....65
- 6- أسئلة التقرير.....65
- 7 - الإجابة على الأسئلة.....65

### العمل التطبيقي الخامس : قياس الحرارة الكامنة لانصهار الجليد (الثلج) $\Delta H^{\circ}_{\text{fus}}$

- 1- الانصهار.....67
- 2- انصهار الجليد.....67
- 3- الحرارة النوعية لانصهار جسم نقي.....67
- 4- الهدف من التجربة.....67
- 5- المبدأ.....67
- 4- أدوات التجربة و موادها.....67
- 7- طريقة العمل.....67
- 8- أسئلة التقرير.....68
- 9- الإجابة على الأسئلة.....68
- المراجع.....70

n	عدد المولات
M	الكتلة المولية
$C_M$	المولارية
$C_m$	المولالية
T	التركيز الكتلي
$C_N$	النظامية
$\Delta x$	الارتفاع المطلق
$\frac{\Delta x}{x^\circ}$	الارتفاع النسبي
pH	حموضة المحلول
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
$\Delta H_{diss}$	الحرارة المولية للذوبان
$\Delta H_{fus}$	الحرارة الكامنة للانصهار
$\Delta H_{neut}$	الحرارة المولية للتعديل

## مقدمة عامة

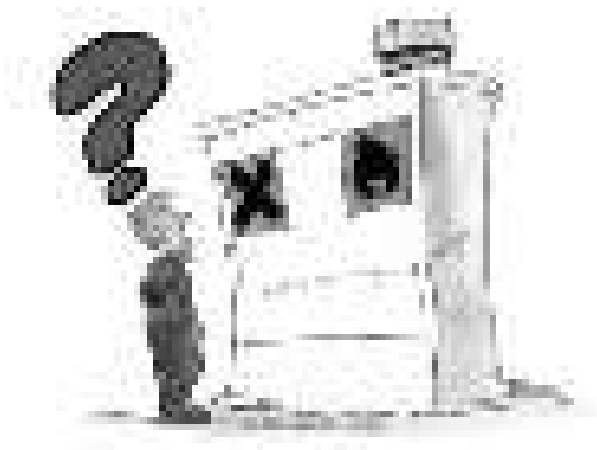
يعتبر علم الكيمياء من بين العلوم المختلفة كعلم يدرس تركيب المادة وتحولاتها وتفاعلاتها فيما بينها وبين المواد الأخرى والعلاقة بين خواص المواد وتركيبها وشروط تفاعلاتها؛ وبما يتميز به من تطبيقات تتطلب استخدام المختبرات العلمية وتنفيذ ما يتعلق بإجراء التجارب والمشاهدات وتسجيل الملاحظات وإتقان المهارات في سبيل تحقيق أهداف هذا العلم من هنا يرتبط التدريس الفعال للكيمياء بوجود المختبر العلمي كتقنية تهيئ للطلاب الفرصة للخبرة الحسية المباشرة واكتساب مهارات يدوية من خلال التعامل مع الأدوات والأجهزة وتنمية مهارات التفكير العلمي مثل الملاحظة والتجريب مما يثير دافعية الطلاب للتعلم ويعزز ثقتهم بأنفسهم ويشعرهم بمعنى التعلم وأهمية تطبيقاته. لهذا كان من الضروري توفير المراجع الخاصة بالأعمال التطبيقية بغية توضيح دور المختبر في ترسيخ المفاهيم واكتساب المهارات العقلية للطلاب وتنمية فرص الإبداع من خلال استخدام تقنية المختبرات العلمية في تدريس الكيمياء في هذه المرحلة.

وعليه يجيء هذه المرجع الذي يعنى أساسا بالأعمال التطبيقية في مادة الكيمياء المدرسة في السنة الأولى جذع مشترك علوم المادة وعلوم وتقنيات، مقسما الى قسمين رئيسيين شاملين لما هو مقرر في هذه المادة خلال السنة الدراسية كاملة، حيث القسم الأول خاص بتطبيقات الكيمياء العامة أين يتعرف فيه الطالب أولا على قواعد وإجراءات السلامة في مخابر الكيمياء، ثم طرق تحضير المحاليل الكيميائية الصلبة والسائلة كذلك، يتعرف على تفاعلات المعايير الحجمية بأنواعها والمتمثلة في المعايير الحمضية الأساسية، المعايير أكسدة/ ارجاع ، المعايير بالترسيب والمعايير بالمعقدات. اما القسم الثاني فهو خاص بالكيمياء الحرارية حيث يحتوي على أربع أعمال تطبيقية تتمثل في حساب السعة الحرارية للمسعر الحراري، حساب الحرارة النوعية الكتلية للأجسام الصلبة (المعادن)، وقياس الحرارة المولية للذوبان لبعض المواد الكيميائية.

وفي الأخير نتمنى من الله عز وجل ان يكون محتوى هذه المطبوعة يخدم الطالب ويمكنه من فهم وانجاز تجاربه بنجاح.

## العمل التطبيقي الأول:

### قواعد السلامة في المخبر



## العمل التطبيقي الأول : قواعد السلامة في مخبر الكيمياء

### 1. المقدمة :

المخبر هو المكان الذي تجري فيه كثير من العروض العملية والتجارب، وتوجد به مواد كيميائية صلبة وسائلة، وقد توجد به غازات وأبخرة، كما أنه به مصادر للكهرباء والحرارة، وتوجد به توصيلات للمياه والغاز. تكمن أهمية العمل المخبري في:

1. التدريب على إستخدام الأدوات والأجهزة والمواد بالطريقة السليمة وكيفية العناية بها.
2. تساعد على تنمية الأسلوب العلمي في التفكير للوصول إلى الاستنتاجات الملائمة من المعلومات والمشاهدات التي يحصل عليها الطالب من التجربة.
3. تهيئ الفرصة للخبرة الحسية المباشرة للطالب مثل رؤيته للتغيير التدريجي في إجراء بعض التجارب.
4. تعويد الطالب عادات عمل طيبة مثل ترتيب الأدوات بطريقة تساعد على سهولة استعمالها وتنظيف الأدوات ووضعها في أماكنها بعد الانتهاء من استعمالها.

### 2. قواعد السلامة في مخبر الكيمياء:

إجراءات السلامة داخل المخبر الكيميائي هي قواعد وأسس عالمية يجب أن يعمل بها كل من يعمل في هذا المضمحل حمايةً لنفسه والعاملين معه وكذلك البيئة الخارجية لأن المخبر هو المكان الذي تجري فيه الكثير من التجارب و التي تتطلب استعمال مواد كيميائية سامة ، حارقة ، قابلة للإشتعال أو الانفجار و سوء استعمالها يمكن أن يكون سببا لوقوع حوادث خطيرة. لذلك فإن العمل في المختبر يتطلب وعي كامل بأهمية وخطورة المواد والأجهزة المستخدمة، لذا يجب قبل البدء في العمل المخبري أن نعي أهمية وخطورة المواد المستخدمة وأخذ الحيطة والحذر وإتباع تعليمات السلامة الموصى بها.

### 3- الهدف من معرفة هذه القواعد:

1. أن يصبح الطالب على بينة من المخاطر الكيميائية.
2. أن يعمل في أسلم بيئة ممكنة.
3. أن يمتلك القدرة على التعامل الصحيح مع المخاطر.
- 4- بعض الاحتياطات الأمنية التي يجب مراعاتها أثناء التواجد في المخبر:

هذه بعض الاحتياطات التي يجب مراعاتها من قبل الطلبة في المخبر:

1. ضرورة ارتداء منزر (يستحسن ان يكون قطنيا خالصا)
2. العمل في المكان المخصص و لا يسمح بالتجول في أنحاء المخبر وذلك منعا لإرباك العمل دون موافقة الأستاذ المشرف و عدم تضييع الوقت بالكلام.



3. التأكد من أسماء المواد الكيميائية قبل استعمالها، والإنتباه لأي تحذيرات حول إستخدامها، فبعضها قد يكون حارفاً أو كاويّاً أو ساماً، كما لا تستعمل أي مادة من المواد الخطرة كالأحماض المركزة أو القواعد المركزة إلا بعد معرفة شروط استخدامها، ولا تحاول التعرف على هذه المواد عن طريق اللمس الشم أو التذوق.
4. عدم لمس المواد الكيميائية بأصابع اليد منعا لدخول المواد السامة بين الأظافر مما ينجم عنه التسمم عن طريق الجلد أو عند تناول الطعام.
5. يجب عدم الإسراف في إستعمال المواد الكيميائية المستخدمة، وكذلك المياه أو الكهرباء أو الغاز.
6. عند أخذ أية مادة كيميائية كعينة من زجاجات المواد لا تترك غطاء الزجاجاة على طاولة المخبر، خذ حاجتك وأغلق الزجاجاة ثم أعدها إلى مكانها، ولا تنقل زجاجات المواد بعيداً عن أماكنها، كما يجب مراعاة عدم فتح عدة زجاجات في وقت واحد فقد تختلط أغطية الزجاجات مع بعضها الأمر الذي يسبب تلوث المحتويات.
7. عدم استعمال الفم لملاً الماصة بالسائل العضوي بل يجب إستخدام الاجاصة الماصة.
8. يجب إجراء التجارب التي يتصاعد منها غاز ضار داخل ساحة الغازات.
9. عند تسخين أنبوب اختبار لإجراء أي تفاعل فيجب إبعاد فوهة الأنبوب عن الوجه.
10. عدم إضافة الماء إلى الحمض المركز، وعدم إلقاء قطع معدن الصوديوم الزائد في حوض الغسيل.
11. عدم التدخين أو تناول أية أطعمة أو مشروبات في المخبر وعدم وضع المأكولات في ثلاجة المخبر.
12. يجب ان تكون لوازم الطلبة والمحافظ مرتبة وبعيدة عن مكان التجارب.
13. قراءة التجربة والإلمام بها قبل الحضور إلى المخبر لتفادي سوء الفهم او تضييع الوقت وكذا لحسن التعامل مع المواد الكيميائية.
14. إستخدام أجهزة وزجاجيات نظيفة بصفة دائمة عند اجراء التجارب.
15. تنظيف الزجاجيات والأجهزة والمكان الذي تم استخدامه قبل مغادرة المخبر.
16. عدم إجراء تجارب غير مطلوبة.
17. يجب أن توضع ملصقة على كل قارورة او وعاء به كيمواويات.
18. التأكد من استعمال المادة الصحيحة المطلوب استعمالها ويتم ذلك بقراءة الاسم والتعليمات المكتوبة على الورقة الملصقة على الوعاء الذي يحوي المادة.
19. عدم أخذ ما يزيد عن الحاجة من المادة اللازمة للتفاعل وفي حالة بقاء زيادة منها يجب عدم إرجاعها لمكانها (لقارورتها) بل يفضل وضعها في وعاء آخر أو يتم التخلص منها وذلك حتى لا تسبب أي تلوث للقارورة الأصلية.
20. يجب إغلاق الزجاجيات أو الأوعية الحاوية للمواد الكيميائية بإحكام.
21. عند الانتهاء من عمل التجارب يجب غسل اليدين بالماء والصابون قبل الخروج من المخبر.






22. ضرورة كتابة الملاحظات عن التجارب أولاً بأول مع مراعاة الدقة في تدوين تلك الملاحظات وكذا تسجيل ترتيبات أجهزة وأدوات القياس بغية استعمالها.
23. في حالة الحروق بالمركبات الكيميائية يجب الغسل بالماء جيداً وبغزارة.
24. إبلاغ الأستاذ المشرف في المخبر فوراً عند وقوع أي حادث.
25. التقرير يقدم في خلال الأسبوع الموالي للعمل المخبري على أقصى تقدير.

##### 5- المواد الكيميائية ودلائل ملصقاتها

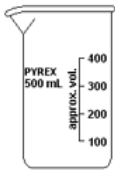


عند استخدام المواد الكيميائية، فإنه سوف تكون هناك مخاطر مرتبطة بها. فعلى الكيميائيين وأيضاً الطلبة أن يدركوا مخاطر المواد الكيميائية والتفاعلات الكيميائية المختلفة من أجل العمل بأمان داخل المخبر. في ما يلي بعض الإشارات التحذيرية التي توضع على عبوات المواد الكيميائية والتي يجب معرفتها حتى تتمكن من التعامل مع هذه المواد بالشكل الصحيح.

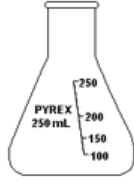
## جدول 1: بعض الرموز ودلالاتها مع نصائح السلامة

نصائح السلامة (Consigne de sécurité)	الدلالة Signification	الرمز Pictogramme
تعامل معها بحذر شديد، وتجنب ملامستها للجلد أو محاولة استنشاق أبخرتها، أو تذوقها، أو استخدام طريقة السحب بالفم، يجب زيارة الطبيب فوراً في حالة أخذ كمية منها بالخطأ.	مادة سامة جدا <b>Substance toxique</b>	
تعامل مع هذه المواد بحذر شديد. تجنب الاحتكاك والصدمات والشرارات الكهربائية أو الحرارية عند التعامل معها. مثال : غاز البيتان-غاز البروبان	مادة متفجرة <b>Substance explosive</b>	
ابتعد عن أبخرتها تجنب ملامستها للجلد والملابس، وسقوطها على الأدوات. مثال: - حمض الكلوريدريك - حمض الفوسفوريك	مادة آكلة أو قارضة <b>Substance corrosive</b>	
احفظها بعيدا عن مصادر الحرارة تجنب وضعها بالقرب من اللهب أو ملامستها للنار، أو وضعها تحت أشعة الشمس المباشرة. مثال: الأسيتون- الايثانول- الايثر .	مادة قابلة للاشتعال بسرعة <b>Substance facilement inflammable</b>	
احفظها بعيدا عن المواد القابلة للاشتعال، وعن مصادر الحرارة واللهب. مثال : حمض النتريك - أكسيد الكروم.	مادة مؤكسدة <b>Substance comburante</b>	

6- قائمة بعض الأدوات والاجهزة المخبرية الكيميائية:



Bécher  
كأس بيشر



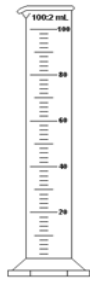
Erlenmeyer  
أرلين ماير



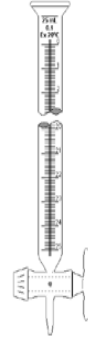
الدورق Ballon



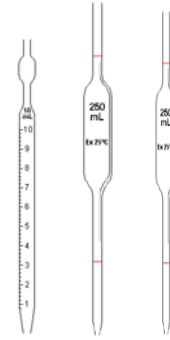
حوجلة  
Fiole jaugée



الأسطوانة  
المدرجة  
Eprouvette  
graduée



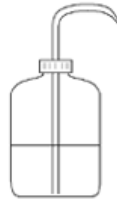
سحاحة  
Burette  
Graduée



ماصة  
Pipette



جفنه زجاجية  
Verre de  
montre



قارورة الماء  
المقطر  
Pissette



ملعقة مخبرية  
spatule



إجاصة مطاطية  
Poire



ميزان الكتروني  
Balance



قمع  
Entonnoir



ملعقة معدنية  
spatule



مخلاط مغناطيسي  
Agitateur  
magnétique

## 7- طريقة استخدام أدوات معينة:

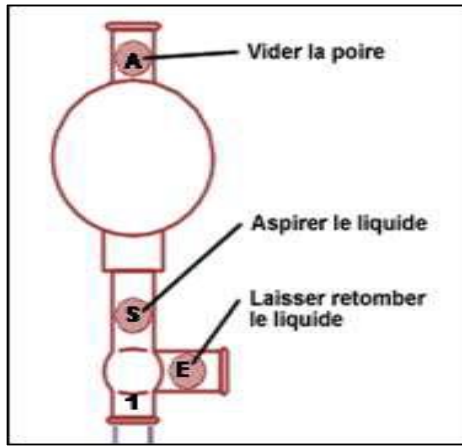
## الاجاصة المطاطية:

يمنع تماماً استخدام الماصات عن طريق الفم نظراً لخطر ابتلاع المركبات الكيميائية، لذلك تستخدم الاجاصة التي يتم وضعها في نهاية الماصة من اجل خلق قوة شطف تسمح بسحب السائل بكل أمان، وتتكون الاجاصة من ثلاث مناطق كل منطقة مميزة بحرف (شكل 1):

(A) تستخدم لتفريغ الهواء داخل الاجاصة.

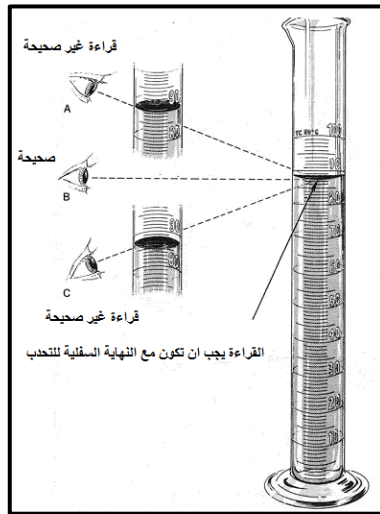
(S) لسحب المحلول إلى داخل الماصة.

(E) لتفريغ المحلول خارج الماصة.



## شكل-1:- الإجاصة المطاطية

- القراءة الصحيحة في حالة استعمال السحاحة، الماصة او الأسطوانة المدرجة: تكون كما هو موضح في (الشكل -2-):



## شكل-2- : طريقة القراءة على الزجاجيات المدرجة

## 8- الإسعافات الأولية للحوادث الأكثر انتشاراً داخل مخبر الكيمياء:

## في حالة ملامسة الجلد بالمادة الكيميائية

يرجى شطف الجلد لفترة طويلة وبوفرة بالماء الصافي حتى تتخلص من المادة الكيميائية.

## في حالة ملامسة العين:

الشطف جيداً وعلى الفور بالماء الغزير، ثم استشر طبيب العيون.

## 9. 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. ويمكن التمييز بين نوعين من القياس:

- القياس المباشر: ويتم مباشرة باستخدام أجهزة القياس كقياس الضغط، أو قياس الناقلية، أو الحموضة.
- القياس غير المباشر: ويتم بالحساب، كحساب الطاقة وحساب الكتلة والتركيز.

## أنواع الارتياب:

1 - الارتياب المطلق: أكبر قيمة للخطأ يمكن ارتكابه ويكون بالقيمة المطلقة و نرسم له بالرمز  $\Delta x$ .

يمكن حساب الارتياب المطلق عن طريق:

- إعادة التجربة عدة مرات للمقدار  $x$  ويحدد المقدار  $\Delta x$ .
- نقوم بحساب القياس و ذلك بقياس القيمة المتوسطة للقيم المقاسة  $x_0$ .

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

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

ومنه تعطى القيمة الحقيقية للارتياب المطلق على الشكل

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

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

2 - الارتياب النسبي: وهو النسبة بين الارتياب المطلق والقيمة المقاسة  $\frac{\Delta x}{x_0}$  وهو عدد حسابي بدون وحدة3 - دقة القياس: تعطى على شكل نسبة مئوية (%)  $100 \cdot \frac{\Delta x}{x_0}$

**10- كيفية إعداد التقرير:**

كل عمل مخبري يقدم على شكل تقرير، حيث يقدمه الطالب بعد إجراء التجربة ويشمل هذا التقرير العناصر التالية:

1. **صفحة الغلاف:** يتضمن اسم الجامعة، الكلية، القسم، رقم العمل التطبيقي وعنوانه، اسم الطالب الذي أعده والسنة الجامعية.
2. **المقدمة:** يعرض فيها من خلال بعض الأسطر معلومات حول موضوع العمل التطبيقي، يستحسن ان ترفق بمعلومات تاريخية حوله.
3. **الهدف من التجربة:** و يلخص في سطر أو سطرين حيث يقوم الطالب بذكر الهدف من العمل التجريبي.
4. **المواد والأجهزة:** تضم قائمة لجميع المواد الكيميائية والأجهزة اللازمة لاستكمال التجربة مع الرسم التخطيطي لها.
5. **الطريقة أو المنهجية:** يتم وصف شامل لخطوات العمل التطبيقي بشكل تفصيلي ومتسلسل بحيث يمكن لأي شخص أن يقرأها ويقوم بتكرار التجربة بشكل صحيح (مع الرسم التخطيطي للتجربة)
6. **البيانات والنتائج:** يقصد بها البيانات العددية (الحجوم مثلاً) والملاحظات (مثلاً: تغيرات لونية، ظهور رواسب .... الخ) التي يتم الحصول عليها من الإجراء الخاص للتجربة وعادة ما تقدم على شكل جدول او رسم بياني (دون تفسير)
7. **المناقشة والتحليل والاستنتاجات:** هنا يتم شرح القيم المحصل عليها سابقا ومحاولة ربطها بالمفاهيم النظرية والإجابة على الأسئلة المطروحة.
8. **الخلاصة:** هنا تقدم حوصلة للعمل الذي أجري بصفة مختصرة والنتيجة التي توصلت إليها (مدى فعالية التجربة المتبعة في الوصول الى الهدف الموضوع بداية).
9. **المراجع:** إذا ذكرت حقائق تتطلب التوثيق فيجب إدراج هذه المراجع على شكل قائمة.

**أسئلة تقرير قواعد السلامة في مخبر الكيمياء:**

التقرير يتضمن قواعد السلامة في مخبر الكيمياء لتعزيز معارفك حول هذا الموضوع أجب على الأسئلة التالية:

1. أذكر فائدة معرفة قواعد السلامة في المخبر.
2. أعط بعض الأمثلة عن أدوات السلامة الشخصية داخل مخبر الكيمياء (ممكن الاستعانة بالرسوم).
3. أذكر بعض الرموز عن ارشادات المخاطر داخل مخبر الكيمياء. (ممكن الاستعانة بالرسوم).
4. أذكر علامات أخرى للمخاطر الخاصة بالمواد الكيميائية (ممكن الاستعانة بالرسوم).

## العمل التطبيقي الثاني:

تحضير المحاليل





## العمل التطبيقي الثاني: (تحضير المحاليل Préparation des solutions)

### 1- مفاهيم عامة:

**المحلول: (solution)** : هو مزيج متجانس من مادتين نقيتين أو أكثر و لا يمكن عزلهما عن بعضهما البعض ، كالترشيح مثلاً ويتكون المحلول عامة من مذيب (Solvant) ومذاب (Soluté) وغالباً ما تكون كمية المذيب أكبر من كمية المذاب مثل محلول السكر في الماء أو محلول ملح الطعام في الماء إذن :

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

**المذيب:** هو السائل الذي تذوب فيه المواد الأخرى لتكوين المحلول وهي المادة الموجودة بأكبر كمية.

**المذاب:** هي المادة التي يمكن إذابتها بواسطة مذيب لتكوين محلول وهي المادة الموجودة بكمية أقل في المحلول.

**تصنيف للمحاليل:** تصنف المحاليل اعتماداً على عدة أسس منها:

**تصنيف المحاليل بناءً على طبيعة المذيب والمذاب:** ففي أي محلول ثنائي يمكن أن يكون كلاً من المذاب والمذيب عبارة عن: غاز، سائل أو صلب، وبالتالي يمكن ان يكون هنالك تسعة أنواع من المحاليل حيث يتم تصنيف أنواع المحاليل بحسب الحالة الطبيعية للمادة كما هو موضح في الجدول-2:-

**الجدول 2:** أنواع المحاليل بحسب الحالة الطبيعية للمادة.

نوع المحلول	المذاب	المذيب	أمثلة
غاز	غاز	غاز	CO <sub>2</sub> , O <sub>2</sub> في الهواء
	سائل	غاز	بخار الماء في الهواء
	صلب	غاز	تسامي مادة صلبة في غاز
سائل	غاز	سائل	O <sub>2</sub> في الماء
	سائل	سائل	الكحول الإيثيلي في الماء
	صلب	سائل	سكر في الماء
صلب	غاز	صلب	غاز الهيدروجين في البلاديوم
	سائل	صلب	سائل البنزين في اليود الصلب
	صلب	صلب	السبائك (النحاس في الذهب)

المحاليل المدروسة في هذا العملي هي المحاليل السائلة والتي يمكن تحضيرها بطريقتين:

- أ- محاليل محضرة من مواد صلبة: طريقة بالإذابة (La dissolution)  
 ب - محاليل محضرة من مواد سائلة: طريقة التخفيف (La dilution)

❖ **طريقة الإذابة (La dissolution):** تعتمد هذه الطريقة على وزن كتلة  $m(g)$  من المادة الصلبة و إذابتها في

حجم معين  $V(L)$  من المذيب (غالبا ماء مقطر) و يعبر عن كمية المادة المذابة بالتركيز (Concentration)  $C$

حيث :

$$C = \frac{n}{V} \text{ g/L}$$

$$n = C \times V \quad \text{ولدينا:}$$

$$m = C \times V \times M \quad \text{ومنه:}$$

**العوامل المؤثرة في ذوبانية المواد الصلبة :**

- طبيعة المادة المذابة ( اختلاف نوع قوى الترابط بين جزيئاتها).
- درجة الحرارة (العلاقة طردية).

❖ **طريقة التخفيف:** في حالة ما إذا كان التركيز المستحق ضعيفا فإن الكتلة المستخدمة ستكون صغيرة جدا يتعذر

وزنها بسهولة لذا نقوم بتحضير محلول مركز ثم نقوم بتخفيفه بإضافة الماء المقطر إضافة إلى ذلك فإن الكثير من المركبات الكيميائية تباع على شكل محاليل مركزة جدا و التي تخفف للحصول على التراكيز المطلوبة فإذا كان لدينا محلول ابتدائي بتركيز معلوم فلتحضير حجم معين للمحلول بتركيز مخفف يجب حساب الحجم الابتدائي باستخدام علاقة التخفيف و منه معرفة حجم الماء المقطر المضاف .

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

حيث:

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

## العوامل المؤثرة في ذوبانية المواد السائلة :

- الخصائص القطبية للمركب السائل في الماء : حيث أن المركب الذي يمتلك خصائص قطبية يذوب في الماء ويكون محلولاً متجانساً أما السائل غير القطبي فلا يذوب في الماء ويكون طبقتين منفصلتين ولا يمتزجان.
- درجة الحرارة (العلاقة طردية): حيث كلما زادت درجة الحرارة زادت معها الذوبانية.

**التركيز:** هو إحدى خصائص المحاليل بكافة أنواعها؛ وهي نسبة وجود المذاب إلى المذيب أو إلى المحلول الكلي، ويتم قياس هذه النسبة بعدة طرقٍ ملخصة في الجدول التالي:

## الجدول 3: أنواع التراكيز

العلاقة Formule	الرمز Symbole	التركيز Concentration
$C_M = n \text{ ( مذاب ) } / V \text{ ( المحلول ) (mol/L)}$	M	المولارية Molarité
$C_m = n \text{ ( مذاب ) } / m \text{ ( المذيب ) (mol/kg)}$	m	المولالية Molalité
$T = m \text{ ( مذاب ) } / V \text{ ( المحلول ) (g/L)}$	T	التركيز الكتلي Teneur
$N = n_{eq} \text{ ( مذاب ) } / V \text{ ( المحلول ) (eq.g/L)}$	N	النظامية Normalité

## علاقة النظامية بالمولارية:

$$N = ZC_M$$

حيث :

Z : هو عدد البروتونات أو أيونات الهيدروكسيد المتبادلة بالنسبة لتفاعلات الأحماض و الأأسس :

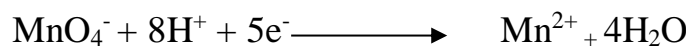
مثال:



Z=2 هو عدد أيونات الهيدروكسيد المفقودة.

Z : هو عدد الألكترونات المتبادلة بالنسبة لتفاعلات الأكسدة و الارجاع :

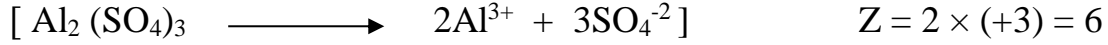
مثال:



$Z=5$  هو عدد الالكترونات المكتسبة.

$Z$  : بالنسبة للأملاح هو عدد ذرات المعدن في تكافؤه :

مثال:



## 2- الهدف من التجربة:

- ✓ التعرف على بعض الأدوات و الأجهزة و كيفية استعمالها.
- ✓ تحضير محلول الصودا ( NaOH ) عن طريق الإذابة (Dissolution) ثم التخفيف .
- ✓ تحضير محلول حمض كلور الماء ( HCl ) بالتخفيف (Dilution) انطلاقا من محلول تجاري مركز.

## 3- أدوات التجريبتين و موادهما :

حجلة 100 مل -ماصة مدرجة - أسطوانة مدرجة - قمع - ملعقة مخبرية - ميزان إلكتروني - إجابة مطاطية - جفنه زجاجية - هيدروكسيد الصوديوم ( NaOH ) - حمض كلور الماء ( HCl ) و ماء مقطر.

## 4- طريقة العمل:

1- تحضير 100 مل من محلول الصودا ( NaOH ) بتركيز  $0.1\text{mol/L}$  (العينة الأم):

باستعمال طريقة الوزن بالاذابة نقوم أولا بحساب كتلة الصودا الصلبة الواجب اخذها و اذابتها في حجم 100مل من الماء المقطر للحصول على محلول بتركيز  $0.1\text{mol/L}$  :

حيث لدينا:

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

وبالتالي يمكن حساب كتلة الصودا كمايلي:

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

و منه :

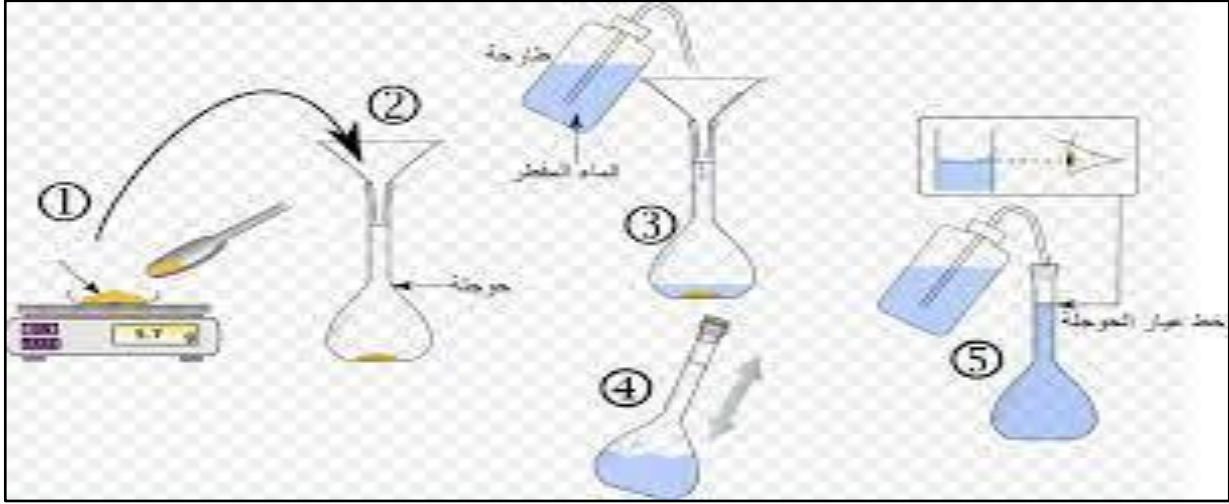
$$m_{\text{NaOH}}(\text{g}) = 0,1 \times 40 \times 0.1 = 0.4 \text{ g}$$

1- اذن قم بوزن 0.4 g من NaOH.

2- افرغها في حوجلة (على عنقها قمع) سعتها 100 مل بها كمية من الماء المقطر و رج المحلول جيدا حتى الذوبان.

3- أكمل ملاً الحوجلة لغاية خط المعيار الموجود على عنقها بالماء المقطر (100مل).

4- أغلق الحوجلة بالمغلاق و رج عدة مرات حتى يتم مجانسته، كما هو موضح في مخطط 01:



الشكل 3 : رسم تخطيطي لتحضير المحاليل بالاذابة

- ب- تحضير 100مل من محلول حمض كلور الماء (HCl) بتركيز 0.1 mol/L ( بطريقة التخفيف) :  
 عند قراءة البطاقة الموجودة على القارورة (التجارية) للحمض المركز نجد مايلي: النقاوة الكتلية % 37 P =  
 الكتلة الحجمية :  $\rho = 1.18 \text{ g/L}$  ، ولدينا كذلك. الكتلة المولية لحمض HCl هي:  $M=36.5\text{g/mol}$ .  
 يجب أولاً حساب كمية حمض HCl المركز الواجب أخذها من القارورة التجارية لتحضير 100مل من محلول  
 حمض كلور الماء (HCl) بتركيز 0.1 mol/L :  
 - حساب كتلة HCl المركز (التجاري) :  
 لدينا  $d= 1.18$  اذن  $\rho=1.18\text{Kg/L}$  أي 1L من حمض HCl يزن 1180g  
 - حساب كتلة HCl المركز النقية

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

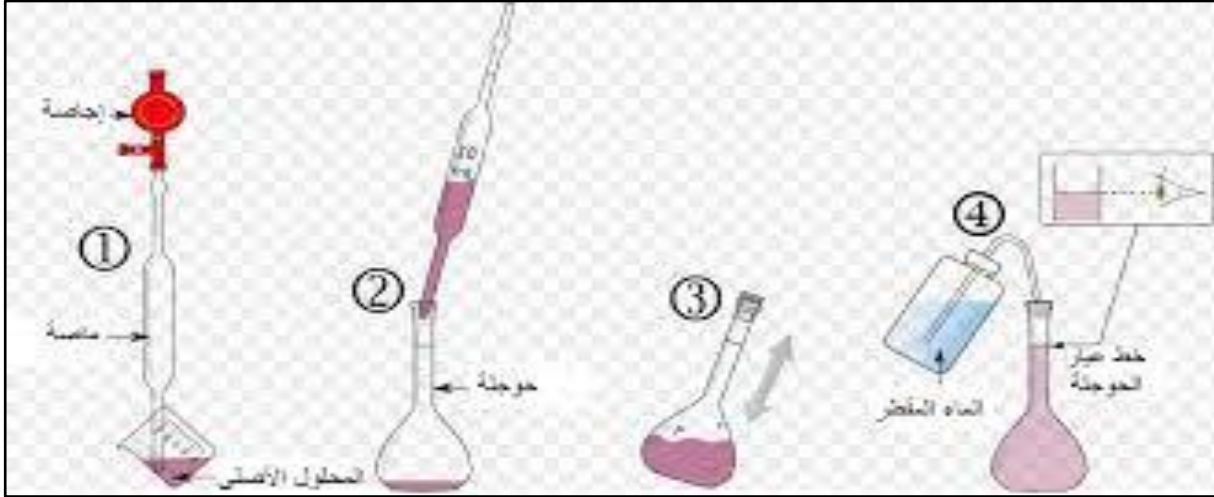
- حساب تركيز HCl المركز

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

- حساب حجم HCl المركز

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

اذن ابواسطة ماصة مدرجة نأخذ 0.83 ml من القارورة المركزة ونضعه في حوجلة سعتها 100 ml بها مسبقاً كمية صغيرة من الماء المقطر ثم نرج قليلاً بعدها نكمل بالماء المقطر الى غاية خط المعيار. للحوجلة ثم نرج المحلول النهائي جيداً (كما هو مبين في مخطط 02).



الشكل 4 : رسم تخطيطي لتحضير المحاليل بالتخفيف

ملاحظة هامة : عند السكب في الحوجلة فاننا نضع الحمض المركز على الماء و ليس العكس.

### 5- أسئلة التقرير:

- 1- اشرح كيفية تحضير محلول هيدروكسيد البوتاسيوم (KOH) تركيزه 0.5 mol/L و حجمه 100 ml انطلاقاً من محلول KOH تجاري ذو نقاوة 98% .
- 2- انطلاقاً من المحلول المحضر في السؤال السابق اشرح كيف يمكننا تحضير محلول جديد حجمه 250 ml و تركيزه 0.02 mol/L
- 3- اشرح كيفية تحضير 200 ml من محلول حمض الكبريت (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) تركيزه النظامي 0.25 N

المعطيات :

KOH (صلب): (M = 56.11 g/mol ، 98%)

H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (سائل): (M = 98 g/mol ، 96% ، d = 1,18)

## 6- الإجابة على الأسئلة :

1- لتحضير 100 مل من محلول هيدروكسيد البوتاسيوم (KOH) تركيزه 0.5 mol/L نقوم بحساب كتلة KOH الصلبة بالعلاقة :

$$m_{\text{KOH}} (\text{g}) = C \times V \times M = 0.5 \times 0.1 \times 56.1$$

$$m_{\text{KOH}} (\text{g}) = 2.80 \text{ g}$$

بما أن هيدروكسيد البوتاسيوم المستعملة ذات نقاوة 98% فإن الكتلة التي تؤخذ من القارورة تحسب كالتالي:

$$x = \frac{2,80 \cdot 100}{98} = 2.86 \text{ g}$$

ومنه نقوم بوضع 2.86 g من هيدروكسيد البوتاسيوم الصلبة في حوجة (على عنقها قمع) سعتها 100 ml ثم نضيف كمية صغيرة من الماء المقطرو نرج قليلاً ثم نكمل بالماء المقطرو الى غاية خط المعيار للحوجة ثم نرج المحلول النهائي عدة مرات حتى الحصول على محلول متجانس.

2- لتحضير 250 ml من محلول هيدروكسيد البوتاسيوم (KOH) تركيزه 0.20 mol/L بطريقة التخفيف انطلاقاً من المحلول السابق (0.5 mol/L). نقوم أولاً بحساب الحجم الواجب اخذه من هذا الأخير و اذابته في 250 مل من الماء المقطر للحصول على المحلول الجديد باتباع قانون التخفيف حيث:

$$C_i V_i = C_f V_f \Rightarrow C_i = \frac{C_f \cdot V_f}{V_i} = \frac{0.02 \cdot 0.25}{0.5} = 0,01\text{L} = 10\text{ml}$$

- أي أننا نأخذ 10 مل من محلول هيدروكسيد البوتاسيوم (0.5 مول/ل) ونضعه في حوجة (على عنقها قمع) سعتها 250 مل ثم نقوم باكمال الحجم الى غاية التدرجة العيارية بواسطة الماء المقطر و نرج جيداً.

3- لتحضير 200 ml من محلول حمض الكبريت  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (96% ,  $d = 1.18$ ) تركيزه النظامي 0.25 N نقوم أولاً بحساب كتلة الحمض التجاري المركز حيث :

$$\text{لدينا : } d = 1.18 \text{ إذن } \rho = 1,18 \text{ Kg/L أي أن 1L من حمض } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ يزن 1180 g}$$

حساب كتلة  $\text{H}_2\text{SO}_4$  المركز النقية:

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} (\text{مركز}) = \frac{1180 \cdot 96}{100} = 1132.8 \text{ (g)}$$

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  $H_2SO_4$  هو حمض ثنائي فإن تكافؤه  $Z = 2$

إذن:

$$Z = 2 \rightarrow C = \frac{N}{2}$$

ومنه:

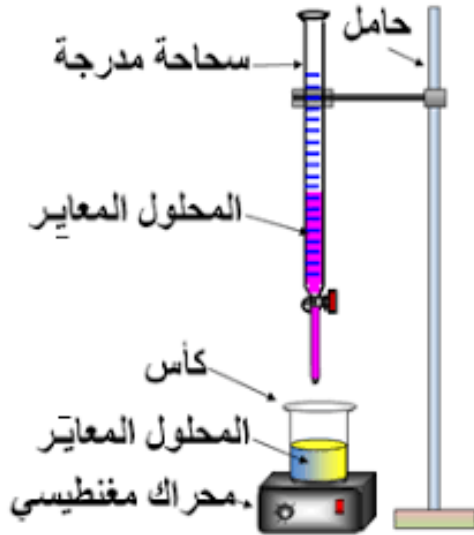
$$V_{H_2SO_4} = \frac{\left(\frac{N}{2}\right) \cdot Vf}{C_{H_2SO_4}} = \frac{0.25}{2} \times 200}{11.55} = 2.16 \text{ (ml)}$$

و منه بواسطة ماصة مدرجة نأخذ  $2.16 \text{ ml}$  من القارورة المركزة ونضعه في حوجة سعتها  $200 \text{ ml}$  بها مسبقاً كمية صغيرة من الماء المقطر ثم نرج قليلاً ، ثم نكمل بالماء المقطر الى غاية خط المعيار للحوجة ثم نرج المحلول النهائي جيداً حتى نحصل على محلول متجانس.



## العمل التطبيقي الثالث:

### المعايرة الحجمية (حمض/أساس)



### العمل التطبيقي الثالث: المعايرة الحجمية (حمض/أساس)

#### 1- مفاهيم عامة:

##### أ- تعريف المعايرة الحجمية:

هي عملية تحديد تركيز مادة عن طريق قياس حجم محلول عياري يستخدم لإجراء التفاعل الكيميائي اللازم مع هذه المادة والوصول إلى نهاية التفاعل، حيث تقسم هذه التفاعلات إلى أربعة أنواع وهي:

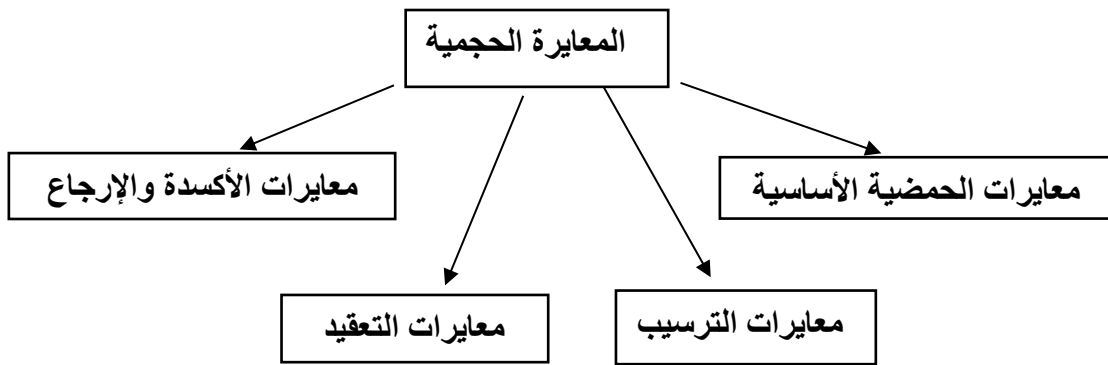
##### 1- المعايرات الحمضية الأساسية

##### 2- معايرات الأكسدة والإرجاع؛

##### 3- معايرات الترسيب؛

##### 4- معايرات التعقيد.

وهذا ما يلخصه الشكل التالي:



الشكل 5 : أنواع للمعايرة الحجمية

#### ب- تعريف المعايرة

المعايرة هو إحدى طرق التحليل الكمي التي تُستخدم لتحديد تركيز المادة المعايرة من خلال تفاعلها مع مادة أخرى معلومة الحجم والتركيز، ويتم تحديد تركيز المادة المراد معرفة حجمها في المختبر. يُختار نوع المعايرة بناءً على طبيعة المادة المعايرة، فيمكن مثلاً استخدام معايرة الحمضية - القاعدية لتحديد كمية الأحماض أو القواعد، بينما تُحدّد كمية المواد التي خضعت لتفاعلات أكسدة واختزال عن طريق معايرة الأكسدة والاختزال، أمّا المواد التي تكوّن أملاحاً شحيحة الذوبان، فيمكن قياسها باستخدام معايرة الترسيب.

#### ج- تعريف المادة المعايرة :

المادة المعايرة هي المادة الموجودة في العيّنة موضع البحث يُمكن التعبير عن كمية المادة المعايرة في العيّنة بدلالة الكتلة أو الحجم أو التركيز أو المولات.

**د- شروط استخدام تفاعلات المعايرة:**

عند القيام بعمليات التحليل الحجمي على العموم وتطبيق طريقة المعايرة على وجه الخصوص لا بدّ من معرفة النقاط الأساسية الآتية:

- **محلول المعايرة:** لا بدّ لمحلول المعايرة بأن يكون ذا حجم وتركيز معروفين، وذلك لتحديد تركيز المحلول المجهول فيما بعد.

- **اكتمال التفاعل:** معنى اكتمال التفاعل هو إتمام عملية التفاعل بشكل كامل والحصول على النواتج ويكون ذلك عند نقطة التكافؤ .

- **السرعة:** لا بد لهذه الطريقة لتكون ناجحة أن تكون سريعة بما فيه الكفاية أي أن معدّل التفاعل عالي.

**هـ- نقطة التكافؤ:**

تُعرف نقطة التكافؤ بالنقطة التي يتم من خلالها معرفة أن المحلول المضاف قد وصل إلى الكمية المناسبة لمعرفة تركيز المحلول المجهول وهي النقطة التي تتساوى فيها عدد مولات القاعدة مثلا مع عدد مولات الحمض.

**و- مجالات استخدام المعايرة:** فيما يأتي بعض الأمثلة على مجالات إستعمال التحليل بالمعايرة:

✚ تحديد تركيز المكوّنات في تحليل مياه المخلفات.

✚ تحديد مستويات تلوث مياه النهر والأمطار الحمضية.

✚ تحديد مستويات الأحماض في العصائر وغير ذلك من المواد الغذائية.

✚ تحديد تركيز المواد الطبية.

**ي- مميزات تفاعل المعايرة:** لكي تتم المعايرة لابد من توفر عدة شروط أهمها:

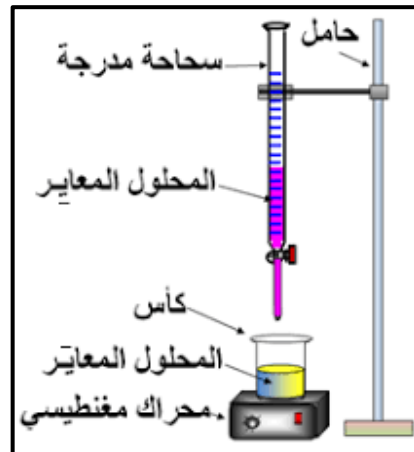
✚ أن يكون التفاعل سريعا.

✚ أن يكون تفاعلا وحيدا دون تفاعلات ثانوية مرافقة.

✚ أن يكون التفاعل تاما.

✚ أن تتوفر طريقة لتحديد نهاية التفاعل.

## س - التركيبة التجريبية العامة للمعايرة:



الشكل 6 : التركيبة التجريبية العامة للمعايرة

## I- المعايرة الحمضية الأساسية

هي تقنية تجريبية تمكن من معرفة تركيز محلول حمضي أو قاعدي مجهول. تتركز الطريقة على التفاعل بين الحمض والقاعدة، وتتوخى تحديد الحجم  $V_B$  لمحلول قاعدي تركيزه  $C_B$  معروف، واللازم إضافته إلى الحجم  $V_A$  من محلول حمضي تركيزه  $C_A$  مجهول، للحصول على التكافؤ بحيث يكون عندها:

عدد مكافئات الحمض = عدد مكافئات الأساس

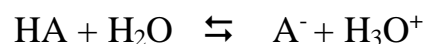
أ- تعريف الحمض (بحسب العالم بروستد): هو عبارة عن نوع كيميائي (شاردة أو جزيء) له القدرة على تحرير بروتون ( $H^+$ ) أو أكثر.

ب- تعريف الأساس (بحسب العالم بروستد): هو عبارة عن نوع كيميائي (شاردة أو جزيء) له القدرة على اكتساب بروتون ( $H^+$ ) أو أكثر.

إذا يمكن كتابة جملة التفاعلات حمض-أساس بتفاعل عام من الشكل:



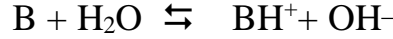
ومنه من غير الممكن وجود حمض دون قاعدته المرافقة: مما يؤدي إلى كتابة توازن تفكك الحمض في الماء وفق التفاعل التالي:



حيث:

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]}$$

**Ka:** هو ثابت توازن الحمض و يسمى ثابت الحموضة للزوج المترافق (HA/ A<sup>-</sup>)  
بينما يعطي تفكك القاعدة في الماء التفاعل التالي:



حيث:

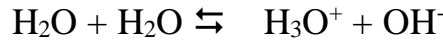
$$Kb = \frac{[OH^-] \cdot [BH^+]}{[B]}$$

**Kb:** هو ثابت توازن الاساس و يسمى ثابت القاعدية للزوج المترافق (BH<sup>+</sup> / B<sup>-</sup>)  
ج- التفكك الذاتي للماء:

يتفكك الماء تلقائيا (يتأين ذاتيا) لإعطاء شاردة موجبة H<sup>+</sup> (ايون هيدروجين) و شاردة سالبة OH<sup>-</sup> (ايون هيدروكسيد) وفق التفاعل التالي:



الايون الموجب H<sup>+</sup> من غير الممكن ان يتواجد في حالته الحرة في الماء وانما يمثل في الحقيقة بشاردة الهيدرونيوم H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>



في الوسط المتعادل يكون تركيز شوارد [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] وتركيز شوارد [OH<sup>-</sup>] متساوي:

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 1.0 \times 10^{-7}M$$

ويكون ثابت تفكك الماء Ke هو:

$$Ke = [H_3O^+] = [OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}M$$

الثابت Ke يميز كل التوازنات حمض – اساس التي تتم في وسط مائي عند درجة الحرارة 25°C .

يكون وسط متعاد ل إذا كان تركيز شوارد: [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] = [OH<sup>-</sup>] = 1.0 x 10<sup>-7</sup>M داخل المحلول.

يكون وسط حمضيا إذا كان تركيز شوارد: [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] > [OH<sup>-</sup>] داخل المحلول

يكون وسط قاعديا اذا كان تركيز شوارد: [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] < [OH<sup>-</sup>] داخل المحلول

د- مفهوم ال pH :

يعرف pH المحلول على انه اللوغاريتم العشري السالب الاشارة لتركيز شوارد [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>].

$$pH = - \log [H_3O^+]$$

ملاحظة:

يمكن كتابة: pOH = - log [OH<sup>-</sup>] حيث: pH + pOH = 14

في وسط متعاد ل: [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] = 10<sup>-7</sup> إذا كان: pH = 7

في وسط حمضي: [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] > 10<sup>-7</sup> إذا كان: pH < 7

في وسط قاعدي:  $[H_3O^+] < 10^{-7}$  إذا كان:  $pH > 7$

هـ - قياس pH المحلول:

هناك عدة طرق تجريبية تمكننا من قياس درجة حموضة المحلول فمنها طرق تقريبية وطرق أكثر دقة:

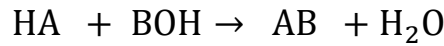
1- الكواشف الملونة

2- ورق ال pH : ويعتبر الكاشف الأكثر استعمالا اين يكون تغير اللون ضمن مجال واسع بحسب طبيعة الحمض او القاعدة.

2- جهاز ال pH متر: هي الطريقة الأكثر دقة حيث يقوم الجهاز بإعطاء قيمة الحموضة مباشرة.

و - المبدأ:

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



نستعمل الكواشف في هذه المعايرة لتحديد نقطة التعديل بين الحمض والأساس حيث عند التكافؤ تكون:

عدد مولات الحمض = عدد مولات الاساس

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

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

## I-1- المعايرة الحمضية الأساسية باستخدام الكواشف الملونة

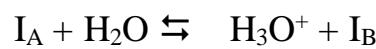
### I-1-1- الهدف من التجربة:

تحديد تركيز الحمض القوي HCl والحمض الضعيف  $CH_3COOH$  بواسطة أساس قوي NaOH تركيزه معلوم باستخدام كاشف ملون لتحديد نقطة التكافؤ.

I-1-2- الكواشف الملونة: الكاشف الملون هو عبارة عن ثنائية حمض-أساس ضعيفة و فيها نجد ان الحمض

( $I_A$ ) و الأساس ( $I_B$ ) لهما لونين مختلفين، و يتواجد احد مكوني الثنائية ( $I_A$ ) أو ( $I_B$ ) اكثر من الاخر اعتمادا

على قيم pH و يتجلى ذلك في التوازن التالي:



حيث:

$$pH = pK_a + \log\left(\frac{[I_B]}{[I_A]}\right)$$

نفرض ان لون الحمض (IA) احمر ولون الأساس (IB) ازرق فيكون:

$$pH = pKa + \log\left(\frac{[forme\ bleue]}{[forme\ rouge]}\right)$$

**إذا كان  $pH_1 = pKa + 1$** : فمعنى هذا ان الاساس ذي اللون الازرق اكبر 10 مرات من الحمض ذي اللون الأحمر وبهذا يكون لون المحلول ازرق كلياً.

**إذا كان  $pH_2 = pKa - 1$** : فمعنى هذا ان الصنف ذي اللون الأحمر اكبر 10 مرات من الصنف ذي اللون الازرق وبهذا يكون لون المحلول احمر كلياً.

يتضح جلياً ان مجال التغير اللوني او ما يسمى بالفرنسية (zone de virage) يكون عند قيم ال pH قريبة من (أكبر او اقل قليلاً او تعادلها) pKa للكاشف المستعمل، وعادة نستعمل الكواشف في المعايرة لتحديد نقطة التعديل بين الحمض والأساس.

### الجدول 3: 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

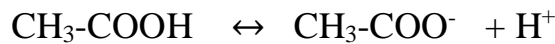
### ❖ قوة الحمض:

تعتمد قوة الحمض على مدى تفككه في الماء فالأحماض القوية هي التي تتفكك أو تتأين كلياً حتى في

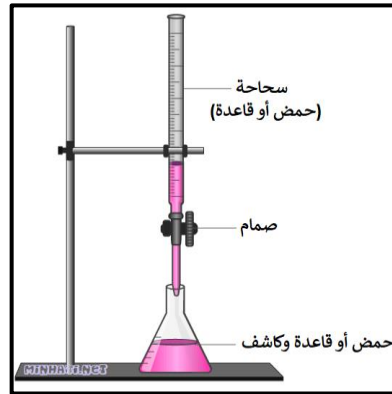
المحاليل عالية الحمضية أي الـ pH منخفض مثل حمض الكلوريدريك HCl



بينما الأحماض الضعيفة فهي التي تتأين أو تتفكك جزئياً في المحاليل الحمضية مثل حمض الخل



## I-1-3- التركيبية التجريبية العامة للمعايرة الحمضية / الأساسية باستخدام الكواشف الملونة:



الشكل 7: التركيبية التجريبية العامة للمعايرة الحمضية / الأساسية باستخدام الكواشف الملونة

## I-1-4- التجربة الأولى: معايرة حمض قوي HCl بقاعدة قوية NaOH :

أ – أدوات التجربة والمواد المستعملة:

سحاحة مع قمع، ارلينة 250 مل، ماصة مدرجة أو اسطوانة مدرجة، حمض كلور الماء (HCl) بتركيز مجهول، محلول هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) بتركيز 0,1 مول /ل، كاشف لوني (ازرق البروموثيمول (BBT

ب- طريقة العمل:

1. املأ السحاحة بمحلول الصودا (NaOH) بتركيز 0,1 مول /ل وضبطه عند التدرجة صفر.
2. خذ 10 مل من محلول الحمض HCl تركيز مجهول وضعها في بيشر.
3. أضف 2 الى 3 قطرات من الكاشف الملون أزرق البروموثيمول (BBT).
4. ضع البيشر تحت حنفية السحاحة وابدأ عملية المعايرة بتقطير الأساس قطرة قطرة مع الرج.
5. عند تغير اللون أغلق صمام السحاحة ثم سجل حجم الأساس NaOH المضاف  $V_{NaOH}$ .
6. أعد خطوات التجربة مرة أخرى خذ الحجم المتوسط للأساس المسح.
7. ضع نتائج التجربة في الجدول التالي :

التجربة	حجم NaOH المسح ( ml ) $V_{NaOH}$	الحجم المتوسط $V_{NaOH}$ moyen (ml)
1	11.8	12
2	12.2	



**I-1-5- التجربة الثانية: معايرة حمض ضعيف CH<sub>3</sub>COOH بقاعدة قوية NaOH :**

أ – أدوات التجربة والمواد المستعملة:

سحاحة مع قمع، ارلينة 250 مل، ماصة مدرجة أو اسطوانة مدرجة، حمض الخل CH<sub>3</sub>COOH بتركيز مجهول، محلول هيدروكسيد الصوديوم ( NaOH ) بتركيز 0,1 مول /ل ،كاشف لوني (الفينولفتالين ((phph).

**ب- طريقة العمل**

- قم بنفس خطوات التجربة السابقة من اجل حمض الخل CH<sub>3</sub>COOH ذو التركيز المجهول وباستعمال نفس الأساس القوي NaOH تركيزه معلوم وبوجود الكاشف الملون الفينولفتالين (phph)
- ضع نتائج التجربة في الجدول التالي:

التجربة	حجم NaOH المسحح ( ml ) V <sub>NaOH</sub>	الحجم المتوسط V <sub>NaOH</sub> moyen ( ml )
1	13.7	14
2	14.3	

**I-1-6- أسئلة التقرير:**

1. أحسب الحجم المتوسط المضاف من محلول هيدروكسيد الصوديوم ( V<sub>NaOH</sub> moyen ) لكل تجربة
2. أكتب معادلة التفاعل الكيميائي الحاصلة لكل تجربة.
3. أحسب التركيز المولي لكل من حمض كلور الماء HCl وحمض الخل CH<sub>3</sub>COOH
4. أحسب التركيز الكتلي لكل من حمض كلور الماء HCl وحمض الخل CH<sub>3</sub>COOH
5. هل يمكن استعمال كواشف أخرى لهاتين التجريبتين؟ علل؟
6. هل توجد معايرة لحمض ضعيف بأساس ضعيف ولماذا؟

**المعطيات :**

NaOH ( صلب ) : ( M=40 g/mol ).

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

CH<sub>3</sub>COOH ( سائل ) : ( M=60 g/mol ، % =99 ، d=1.05 ).

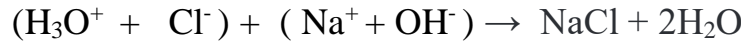
## I-1-7- الإجابة على الأسئلة :

1- حساب الحجم المتوسط المضاف من محلول هيدروكسيد الصوديوم:

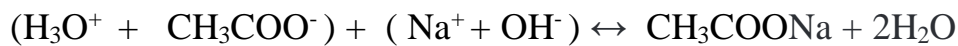
$$V_{\text{NaOH moyen}} = (V_1 + V_2)/2$$

2- كتابة معادلة التفاعل الكيميائي الحاصلة لكل تجربة:

معايرة حمض قوي بقاعدة قوية:



معايرة حمض ضعيف بقاعدة قوية:



3- حساب التركيز المولي لكل من حمض كلور الماء HCl وحمض الخل  $\text{CH}_3\text{COOH}$ :

عند نقطة التكافؤ (تغير اللون) تكون كمية المادة لكل من الحمض والأساس المستعملين في المعايرة متساويين أي أن:

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

$$C_{\text{HCl}} = \frac{(C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}})}{V_{\text{HCl}}} = \frac{0.1 \times 12}{10} = 0.12\text{N} = 0.12\text{M}$$

$$C_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{(C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}})}{V_{\text{CH}_3\text{COOH}}} = \frac{0.1 \times 14}{10} = 0.14\text{N} = 0.14\text{M}$$

4 - حساب التركيز الكتلي لكل من حمض كلور الماء وحمض الخل:

بما ان حمض كلور الماء وحمض الخل هما حمضان احاديان وبالتالي تركيزهما النظامي يساوي تركيزهما

المولي وبالتالي لحساب التركيز الكتلي من خلال التركيز المولي لدينا:

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow (m = n \times M) \Rightarrow \left( \frac{m}{V} = \frac{n \times M}{V} \right)$$

$$\Rightarrow T = C \times M$$

ومنه:

$$T_{\text{HCl}} = C \times M = 0.12 \times 36.5 = 4.38 \text{ g/l}$$

$$T_{\text{CH}_3\text{COOH}} = C \times M = 0.148 \times 60.05 = 8.407 \text{ g/l}$$

حيث ان:  $T$  هو التركيز الكتلي ب (g/l) ،  $C$  هو التركيز المولي ب (mol/L) و  $M$  هو الكتلة المولية ب (g/mol).

4- ان اختيار الكاشف الملون اللازم استعماله في معايرة حمض/ أساس هو الذي مجال الانعطاف له يحوي pH لنقطة التكافؤ. كما يمكن أن نختار الكاشف الملون حسب مكان وقوع نقطة التكافؤ ضمن المجال لتغيير لون الكاشف: ففي معايرة حمض قوي بأساس قوي هي  $\text{pH} = 7$  ، نلاحظ أن أزرق بروموتيمول هو الكاشف أكثر ملائمة، و لكن الكاشفين فينولفتالين و أحمر الميثيل يمكنه ان تعطي نتائج حسنة ، اما في معايرة حمض ضعيف بأساس قوي حيث تكون نقطة التكافؤ عند  $\text{pH} > 7$  ، نلاحظ أن فينولفتالين هو الكاشف أكثر ملائمة بالرجوع الى جدول الكواشف اللونية (الجدول 4) .

5- لا توجد معايرة حمض ضعيف بأساس ضعيف لأن تفاعلات المعايرة دوماً تامة (اتجاه واحد).

## I-2- المعايرة الحمضية الأساسية باستخدام الطريقة الـ pH مترية

### I-2-1- الهدف من التجربة :

إجراء معايرة حمض- أساس بالطريقة الـ pH مترية، ورسم منحنى التعديل، وتفسيره، وتحديد إحداثيات نقاطه الخاصة باستخدام جهاز قياس الـ pH المعدل مسبقاً حيث تتم معايرة الحمض القوي HCl بواسطة أساس قوي NaOH تركيزه معلوم.

### I-2-2- المعايرة بقياس الـ pH متر:

- المعايرة بقياس الـ pH متر تعتمد على تطور pH الخليط خلال التفاعل.
- استعمال منحنى المعايرة  $\text{pH} = f(V_b)$  من اجل تعيين التركيز المولي للمحلول.
- يتحقق التكافؤ عند اختفاء المتفاعلين (المعايير والمعاير) حسب النسب السيكيومترية.
- يمكن تحديد نقطة التكافؤ بطريقة هندسية تعتمد على خط المماس للمنحنى  $\text{pH} = f(V_b)$

### I-2-3- تعريف و ضبط جهاز الـ pH متر:

جهاز الـ pH متر (pH mètre) هو جهاز الكتروني يستعمل لقياس الأس الهيدروجيني أي درجة الحموضة او القاعدية لسائل معين. يتكون الجهاز من قطب زجاجي متصل بمقياس الكتروني يقيس ويعرض قيمة الـ pH للمحلول مباشرة.

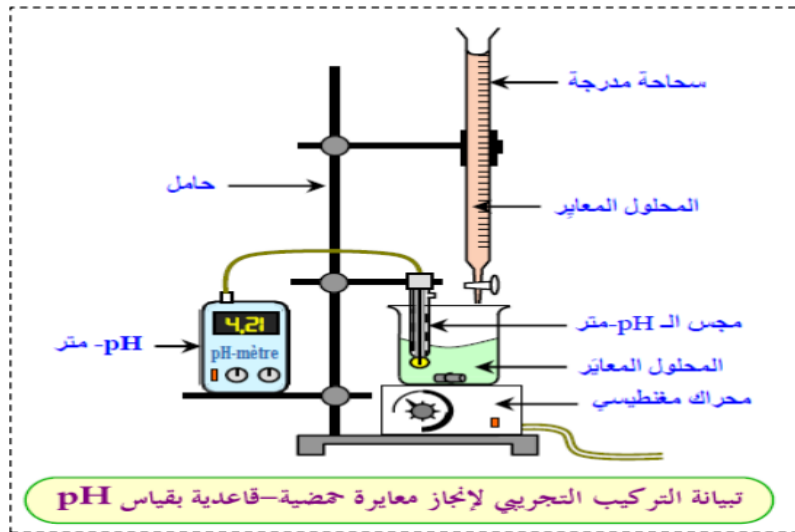
قبل استعمال جهاز الـ pH متر يجب ضبطه عن طريق محلولين منظمين على الأقل و لكن من الأفضل استعمال ثلاث محاليل منظمة ( pH = 10 , pH = 7, pH = 4 ).

**I-2-4- المبدأ :** تعتمد هذه المعايرة على تفاعل حمض-أساس بين المحلول المدروس



حيث يتم قياس الـ pH للوسط التفاعلي، ومن ثم يتم رسم المنحنى البياني  $\text{pH} = f(V_b)$  حيث  $V_b$  هو الحجم المسح، وانطلاقاً من هذا المنحنى يتم تحديد التكافؤ.

**I-2-5- التركيب التجريبي للمعايرة باستعمال جهاز الـ pH متر:** الشكل التالي يوضح التركيب التجريبي المستعمل لإنجاز معايرة حمض- قاعدة باستخدام طريقة الـ pH مترية.



الشكل 8: التركيب التجريبي لإنجاز معايرة حمضية-قاعدية بقياس pH

**I-2-6- أدوات التجربة والمواد المستعملة:**

سحاحة، قمع، اسطوانة مدرجة، مخلاط مغناطيسي، بيشر سعته 50 مل، جهاز الـ pH متر، محلول حمض كلور الماء (HCl) مجهول التركيز، محلول هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) بتركيز 0,1 مول /ل، ماء مقطر.

**I-2-7- طريقة العمل**

تأكد من نظافة الأدوات المستعملة.

1. املاً السحاحة بمحلول هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) بتركيز 0,1 مول /ل وضبطه عند التدريجة صفر.

2. خذ 20 مل من محلول من حمض كلور الماء HCl الذي تركيز مجهول وضعها في بيشر.

3. ضع البيشر تحت حنفية السحاحة وفوق جهاز الخلط المغناطيسي.
3. وابدأ عملية المعايرة بتقطير الأساس قطرة قطرة مع تشغيل المخلاط المغناطيسي.
4. سجل قيم الـ pH بعد كل إضافة لهيدروكسيد الصوديوم (NaOH)
5. دون النتائج المتحصل عليها في الجدول التالي:

V <sub>NaOH</sub> (ml)	0	2	4.3	6,6	8	12	14	16	18
pH	1,91	1,95	2	2,07	2,11	2,29	2,43	2,68	5,86
V <sub>NaOH</sub> (ml)	18,5	19.1	20	21	22	23	24	25	
pH	7,07	10,49	11,68	12,18	12,44	12,59	12,72	12,85	

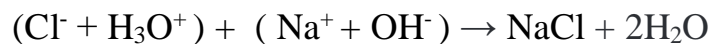
### I-2-8- أسئلة التقرير :

1. أكتب معادلة التفاعل الكيميائي الحاصل.
2. على ورق ميليمتري أرسم المنحنى البياني  $pH = f(V_b)$
3. اشرح أجزاء هذا المنحنى.
4. عين بيانيا احداثيات نقطة التكافؤ.
5. أحسب التركيز المولي لحمض الكلوريدريك HCl واستنتج بيانيا قيمة الـ pH .
6. إستنتج التركيز الكتلي لهذا الحمض.
7. في حالة عدم وجود جهاز الـ pH مترما هو الكاشف اللوني المقترح لهذه المعايرة من بين الكواشف التالية:

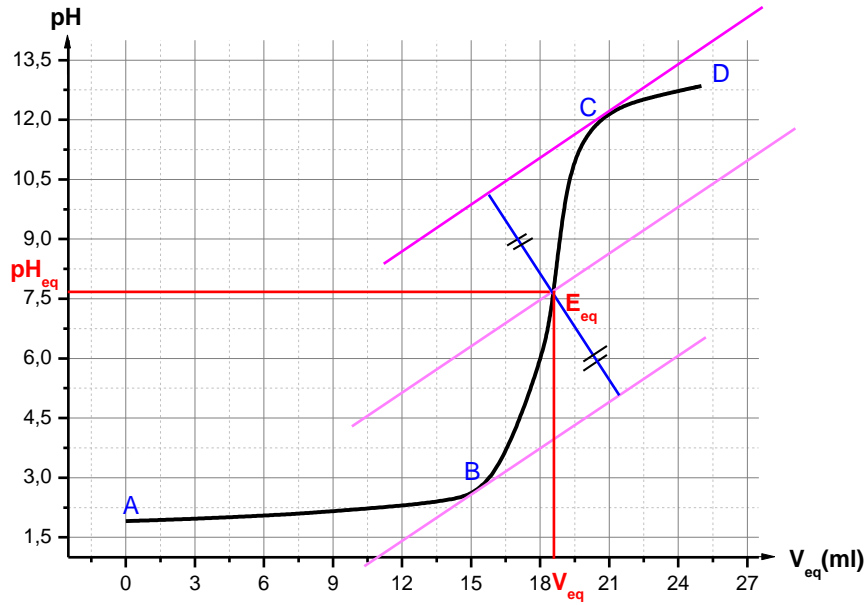
الكاشف	الهيلياتين	ازرق البروموتيمول	الفينوفتالين
مجال التغير اللوني	3.2 – 4.4	6.0 – 7.6	8.2 – 10

### I-2-9- الإجابة على الأسئلة

- 1- كتابة معادلة التفاعل الكيميائي الحاصلة:



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



الشكل 9: منحنى بياني يمثل تغيرات  $\text{pH}$  بدلالة حجم الأساس المضاف خلال المعايرة

3- شرح أجزاء هذا المنحنى:

نلاحظ ان المنحنى يتكون من ثلاثة أجزاء رئيسية:

**الجزء AB:** ( $0 < V_b < 15\text{ml}$ ) : نلاحظ زيادة طفيفة في قيمة  $\text{pH}$  ، وهذه الزيادة راجعة الى أن كمية شوارد الـ  $\text{H}^+$  او الـ  $\text{H}_3\text{O}^+$  في المحلول كبيرة جداً، أي أنه كمية شوارد الـ  $\text{OH}^-$  المضافة تتفاعل مع الـ  $\text{H}_3\text{O}^+$  مشكلة الماء ولم تغير كثيراً في قيمة الـ  $\text{pH}$

**الجزء BC:** ( $15 < V_b < 21\text{ml}$ ): وهذا الجزء يحتوي على نقطة التكافؤ التي تمثل نقطة انعطاف المنحنى. وهي النقطة التي تتعادل فيها كمية شوارد الـ  $\text{H}_3\text{O}^+$  مع كمية شوارد الـ  $\text{OH}^-$  ، حيث ترتفع بشكل كبير قيمة الـ  $\text{pH}$

**الجزء CD:** ( $21 < V_b < 25\text{ ml}$ ) : إنتهاء التفاعل حيث تبقى فقط شوارد الـ  $\text{OH}^-$  في المحلول، وبالتالي قيمة الـ  $\text{pH}$  تبقى ثابتة.

4- تعيين بيانيا احداثيات نقطة التكافؤ:

لتحديد نقطة التكافؤ نتبع طريقة المماسات حيث تعتمد هذه الطريقة على الخطوات التالية حسب الشكل

السابق (الشكل 5):

- نرسم المماسين للمنحنى  $pH = f(V_b)$  متوازيين من جهة المنطقة التي تضم نقطة التكافؤ  $E_{eq}$ .
- نرسم قطعة مستقيمة تكون عمودية على كلا المماسين
- نرسم مستقيم اخر موازي للمماسين السابقين يقطع القطعة المستقيمة الى نصفين ويبعد بنفس المسافة عنهما.
- نحدد احداثيات نقطة التكافؤ  $E_{eq}$  أي:  $(pH_{eq}, V_{eq})$ .
- من خلال المنحنى نستنتج:  $(pH_{eq} = 7,6 ; V_{eq} = 18,55 \text{ ml})$ .

5- حساب التركيز المولي لحمض كلور الماء HCl:

عند نقطة التكافؤ تكون كمية المادة لكل من حمض والأساس المستعملين في المعايرة متساويين أي أن:

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

$$C_{HCl} = \frac{(C_{NaOH} \cdot V_{NaOH})}{V_{HCl}} = \frac{0.1 \times 18,55}{20} = 0.09N = 0.09 \text{ mol/l}$$

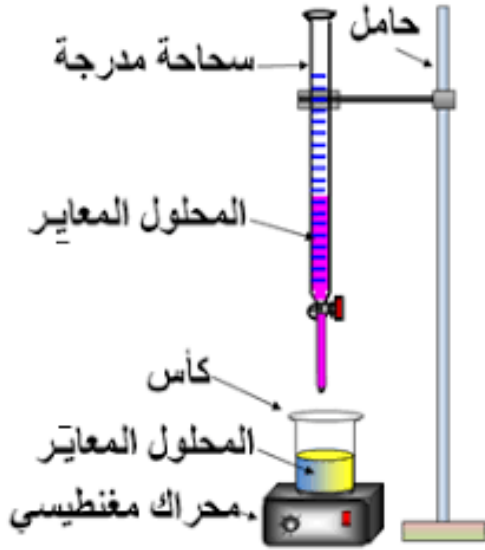
6- ومنه فإن تركيزه الكتلي هو:

$$T_{HCl} = C \times M = 0.09 \times 36.5 = 3.285 \text{ g/l}$$

يتم اختيار الكاشف اللوني المناسب لتفاعل (حمض-أساس) بحيث تكون قيمة pH الموافقة لنهاية المعايرة واقعة ضمن مجال الـ pH للكاشف، وهذا الاختيار يتوقف على قوة الحمض والاساس المستخدمين في المعايرة. ففي هذه التجربة حيث الحمض قوي والاساس قوي أيضا، سيكون محلول الملح الناتج معتدلا (pH = 7) وبالتالي فإن كاشف أزرق البروموتيمول هو الأنسب لهذا التفاعل حسب جدول الكواشف اللونية المذكور في الجدول 4.

## العمل التطبيقي الرابع:

### المعايرة الحجمية (بالأكسدة / الإرجاع)





## العمل التطبيقي الرابع: المعايرة الحجمية أكسدة / إرجاع

### 1- مفاهيم عامة:

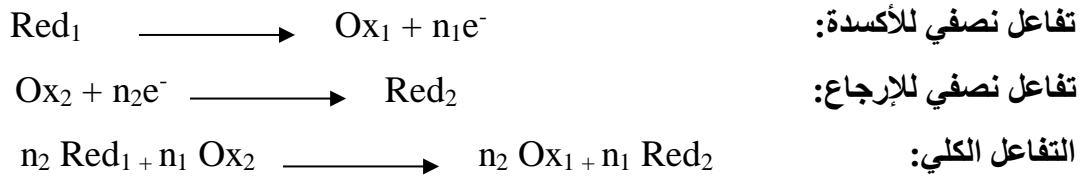
إن تفاعلات الأكسدة والارجاع هي نوعٌ من أنواع التفاعلات الكيميائية التي تنطوي على نقل الإلكترونات بين المواد المتفاعلة، ينتج عنها تغييرٌ في عدد أكسدة الذرات أو الجزيئات أو الأيونات نتيجة إكتسابها إلكترونًا أو فقدها. وهي عمليةٌ أساسيةٌ وهامةٌ بشكلٍ كبيرٍ في الكثير من العمليات الحيوية الطبيعية التي تجري حولنا كالتركيب الضوئي والإحتراق وغيرها.

وتعتبر عمليتي الأكسدة والإرجاع عمليتين متبادلتين تعرفان على أنهما نقلٌ متزامنٌ للإلكترونات من نوعٍ كيميائيٍّ إلى آخر بحيث تعبر عملية الأكسدة عن فقدان الإلكترونات بينما يدعى كسب الإلكترونات بالإرجاع. بحيث أن عدد الإلكترونات التي تتحرر خلال عملية الأكسدة هي نفسها التي تكتسب في الإرجاع.

- الأكسدة: هي عملية فقدان للإلكترونات - الإرجاع: هو عملية اكتساب للإلكترونات.

- المؤكسد: يكتسب الإلكترونات. - المرجع: يتخلى عن الإلكترونات.

يمكن تلخيص كل ذلك بالمعادلات الآتية:



### ❖ المعايرة باستخدام برمنغنات البوتاسيوم (Manganimétrie):

المعايرة (أكسدة/إرجاع) باستخدام برمنغنات البوتاسيوم ( $\text{KMnO}_4$ ) هي طريقة حجمية (Méthode Volumétrique) الهدف منها تحديد تركيز محلول ما دون الحاجة لاستخدام كواشف لتحديد نقطة التكافؤ، لأن إحدى المادتين المؤكسدة أو المرجعة تكون عادة ملونة، ويعتمد مبدأ التعرف في الوصول إلى نقطة التكافؤ على زوال ذلك اللون أو ظهور لون مغاير للون الأصلي دون استعمال كاشف لوني وتعرف ب (Manganimétrie).

### ❖ برمنغنات البوتاسيوم ( $\text{KMnO}_4$ ):

برمنغنات البوتاسيوم ( $\text{KMnO}_4$ ) هو مؤكسد قوي وتكون على شكل بلورات بنفسجية تتكون من أيونات البوتاسيوم  $\text{K}^+$  عديمة اللون وشاردة البرمنغنات  $\text{MnO}_4^-$  عديمة الرائحة وطعمها مر ولونها البنفسجي الذي يميز محلولها. تستعمل في المخبر للإجراء تفاعلات المعايرة. كما تستخدم برمنغنات البوتاسيوم أيضا في

معالجة المياه لأنه يؤكسد الحديد والمنغنيز الموجودان في المياه الجوفية، وفي الحياة اليومية تستعمل كمحلول مخفف لإزالة العلامات السوداء التي خلفتها الفطريات بين بلاط الحمام.

## I- معايرة حمض الأوزاليك باستعمال برمنغنات البوتاسيوم

### I-1- الهدف من التجربة:

الغاية من هذا العمل المخبري هو تحديد تركيز محلول حمض الأوزاليك ( $H_2C_2O_4$ ) بمعايرته بواسطة استعمال مؤكسد قوي هو برمنغنات البوتاسيوم ( $KMnO_4$ ).

### ❖ حمض الأوزاليك ( $H_2C_2O_4$ ):

حمض الأوزاليك ذو الصيغة الكيميائية ( $H_2C_2O_4$ ) هو مركب عضوي يتأكسد في وسط حمضي وتحت التسخين باستعمال محلول برمنغنات البوتاسيوم. التفاعل ينطلق ببطيء تحت البرودة ولذلك نقوم بتسخين الوسط التفاعلي بلطف ( $65^\circ C$ ).

### I-2- أدوات التجربة و موادها :

أرلينة 250 مل، سحاحة، قمع، ماصة مدرجة أو اسطوانة مدرجة، محلول برمنغنات البوتاسيوم ( $KMnO_4$ ) تركيزه  $0.1 \text{ mol/L}$  ، محلول حمض الأوكساليك ( $H_2C_2O_4$ ) مجهول التركيز، حمض الكبريت ( $H_2SO_4$ ) تركيزه  $0.1 \text{ mol/L}$ ، ماء مقطر دافئ ( $\approx 65^\circ C$ ).

### I-3- طريقة العمل :

- تأكد من نظافة الأدوات المستعملة.
- امأ السحاحة بمحلول برمنغنات البوتاسيوم ( $KMnO_4$ ) تركيزه ( $0.1 \text{ mol/L}$ ) وضبطه عند التدريجة صفر للسحاحة.
- خذ 10 مل من محلول حمض الأوزاليك ( $H_2C_2O_4$ ) تركيز مجهول
- ضعه في ارلن ماير او بيشر
- أضف له 20 مل من حمض الكبريت ( $H_2SO_4$ ) تركيزه ( $0.1 \text{ mol/L}$ ).
- أضف عليهم 10 مل من الماء المقطر الدافئ.
- أسكب من السحاحة حوالي ( $0.5$  إلى  $1 \text{ ml}$ ) من محلول برمنغنات البوتاسيوم ( $KMnO_4$ ) دفعة واحدة في ارلن ماير مع الرج بخفة، ستلاحظ بقاء لون البرمنغنات البنفسجي ولا يختفي.

- قم بتسخين مزيج ارلن ماير إلى غاية اختفاء اللون البنفسجي الى الشفاف.
- واصل المعايرة بإضافة محلول البرمنغنات إلى ارلن ماير قطرة بقطرة مع الرج الى غاية عودة ظهور اللون البنفسجي من جديد (نقطة نهاية المعايرة).
- أغلق صنوبر السحاحة، وسجل حجم محلول برمنغنات البوتاسيوم المسحح ( $V_{KMnO_4}$ ).
- أعد المعايرة مرتين وخذ الحجم المتوسط للبرمنغنات المسححة.

### ملاحظات:

- \* إختفاء اللون البنفسجي وظهور اللون الشفاف. يدل على تحول شاردة البرمنغنات  $MnO_4^-$  ذات اللون البنفسجي الى شاردة  $Mn^{+2}$  الشفافة.
- \* شاردة  $Mn^{+2}$  المتشكلة في الوسط التفاعلي ستلعب لاحقاً وإلى آخر المعايرة دور المحفز لتفاعل الأكسدة الإرجاعية لذلك لا نحتاج للتسخين بعد ذلك.
- \* ينصح بعدم التسخين بشدة وإلا فإن حمض الكبريت  $H_2SO_4$  المستعمل لتحميض الوسط التفاعلي يفكك حمض الاكزاليك الى حمض الكربونيك  $H_2CO_3$ .

### I-4- نتائج التجربة :

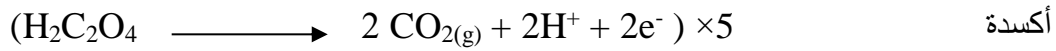
التجربة	حجم $KMnO_4$ المسحح ( ml )	الحجم المتوسط ( ml )
1	14.8	15.1
2	15.4	

### I-5- أسئلة التقرير :

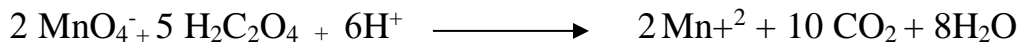
1. أكتب المعادلات النصفية الحاصلة خلال التفاعل السابق وكذلك معادلة التفاعل الكلية.
2. ما هو عدد الإلكترونات المتبادلة خلال هذا التفاعل؟
3. أحسب التركيز المولي ثم النظامي لحمض الاكزاليك
4. أحسب التركيز الكتلي لحمض الاكزاليك
5. أذكر فائدة إضافة حمض الكبريت؟
6. لماذا لم يستعمل كاشف لوني؟

## 6-I - الإجابة على الأسئلة:

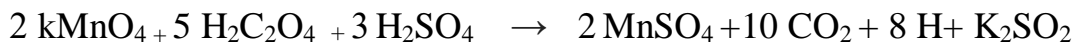
1- كتابة المعادلات النصفية الحاصلة خلال التفاعل السابق وكذلك معادلة التفاعل الكلية:



تفاعل كلي:

ملاحظة:

لكي يكون عدد الإلكترونات متساو في نصفي المعادلتين نضرب المعاملات الستوكيومترية لتفاعل الأكسدة في 5 وتفاعل الإرجاع في 2 للحصول على نفس المعامل الستوكيومترية 10 للإلكترونات في المعادلتين. مما يمكن من كتابة المعادلة الاجمالية للتفاعل على الشكل الجزئي التالي:



ويكون التفاعل تاما عند درجة الحرارة 60-90 °C

2- عدد الإلكترونات المتبادلة خلال هذا التفاعل هو 10، أي هو نفسه عدد الإلكترونات المفقودة في تفاعل الأكسدة، والمكتسبة في الإرجاع لان التفاعلين متزامنين.

3- حساب التركيز المولي ثم النظامي لحمض الأكرليك:

عند نقطة التكافؤ يمكن كتابة:

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

وهذا من خلال معادلة التفاعل الاجمالية حيث نلاحظ انه لمعايرة 5 مول من لحمض الأكرليك نحتاج 2 مول من برمنغنات البوتاسيوم. فانه يمكن كتابة قانون التعديل التالي:

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

ومنه يمكن حساب التركيز المجهول لحمض الأكرليك كما يلي:

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

$$C_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} = \frac{5}{2} \cdot \frac{0.1 \cdot 15.1}{5} = 0.755 \text{ mol/L}$$

4 - وبما أن لحمض الاكزاليك هو عبارة عن حمض ثنائي أي ان كل 1 مول منه يحرر 2 مول من البروتونات وبالتالي تركيزه النظامي يساوي مرتين تركيزه المولي:

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

$$N_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} (\text{éq. g/L}) = 2 \cdot 0.755 (\text{mol/L}) = 1.51 (\text{éq. g/L})$$

5- الفائدة من إضافة حمض الكبريت هو من اجل تحميض الوسط من خلال توفير شوارد  $\text{H}^+$  بكثرة، حيث ان هذه الأخيرة تعمل على تسريع عملية إرجاع شوارد البرمنغنات الى شوارد المنغنيز في ظل وجود الالكترونات المفقودة في عملية الاكسدة. بالإضافة الى ذلك فإن شوارد الهيدروجين تتحد مع الأكسجين المتحرر من ارجاع شوارد البرمنغنات لتشكل في النهاية جزيئات الماء (العودة إلى معادلة الإرجاع).

6- لم يستعمل كاشف لوني لأنه في هذا النوع من التفاعلات لا يحتاج لإستعمال كاشف لوني، لان احدى المادتين المتفاعلتين ملونة أصلا وهي برمنغنات البوتاسيوم ذات اللون البنفسجي، وتحديد نقطة نهاية المعايرة يكون بظهور اللون البنفسجي من جديد بعد إختفائه أثناء المعايرة مما يدل على أن التفاعل إنتهى ولم يعد الوسط التفاعلي بحاجة الى برمنغنات البوتاسيوم وإضافة أي قطرة أخرى من هذه الأخيرة تعتبر زائدة.

**II- معايرة شوارد الحديد الثنائي باستخدام برمنغنات البوتاسيوم****II-1-المبدأ :**

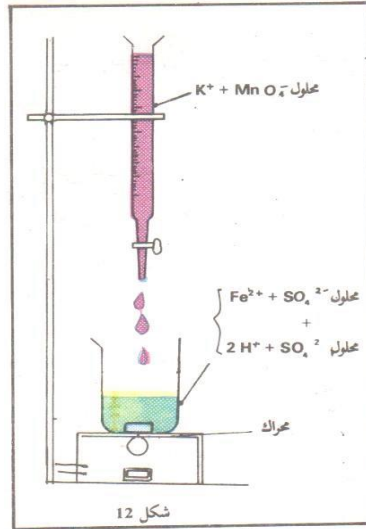
تعتمد هذه المعايرة على تفاعل شوارد البرمنغنات  $MnO_4^-$  مع شوارد الحديد الثنائي ( $Fe^{+2}$ ) معالتي في الأخير شوارد المنغنيز  $Mn^{2+}$  عديمة اللون وشوارد الحديد الثلاثي ( $Fe^{+3}$ ) ذات اللون الأصفر الشاحب (تقريباً عديمة اللون).

**II-2-الهدف من التجربة:**

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

**II-3-أدوات التجربة و موادها :**

سحاحة مع قمع، ارلن ماير او بيشر 250 مل، ماصة مدرجة أو اسطوانة مدرجة سعة 20 مل، محلول كبريتات الحديد الثنائي ( $FeSO_4$ ) مجهول التركيز، محلول برمنغنات البوتاسيوم ( $KMnO_4$ ) بتركيز 0,1 مول/ل، محلول حمض الكبريت ( $H_2SO_4$ ) بتركيز 0,1 مول/ل ، ماء مقطر

**II-4-التركيبية التجريبية لمعايرة شوارد الحديد الثنائي باستخدام برمنغنات البوتاسيوم :**

الشكل 10: معايرة شوارد الحديد الثنائي باستخدام برمنغنات البوتاسيوم

**II-5-طريقة العمل :**

- تأكد من نظافة الأدوات المستعملة.
- املاً السحاحة بمحلول برمنغنات البوتاسيوم ( $KMnO_4$ ) تركيزه ( $0.1 \text{ mol/L}$ ) وضبطه عند التدريجة صفر للسحاحة.

- خذ 10 مل من محلول كبريتات الحديد الثنائي (FeSO<sub>4</sub>) تركيز مجهول
- ضعه في ارلن ماير او بيشر
- أضف له 10 مل من حمض الكبريت (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) تركيزه (0.1 mol/L).
- أضف عليهم 20 مل من الماء المقطر.
- ضع البيشر تحت السحاحة وقم بالمعايرة بإضافة محلول البرمنغنات إلى البيشر قطرة بقطرة مع الرج إلى غاية ظهور اللون الأصفر دلالة على تشكل شوارد Fe<sup>3+</sup>.
- واصل المعايرة إلى غاية عودة ظهور اللون البنفسجي الفاتح من جديد (نقطة نهاية المعايرة).
- أغلق صنوبر السحاحة، وسجل حجم محلول برمنغنات البوتاسيوم المسح (V<sub>KMnO4</sub>).
- أعد المعايرة مرتين وخذ الحجم المتوسط للبرمنغنات المسححة.

## - نتائج التجربة:

التجربة	حجم KMnO <sub>4</sub> المسحح ( ml )	الحجم المتوسط ( ml )
1	17.8	17.35
2	16.9	

## II-6- أسئلة التقرير :

7. أكتب المعادلات النصفية الحاصلة خلال التفاعل السابق وكذلك معادلة التفاعل الكلية.
8. أحسب التركيز المولي و التركيز الكتلي لشوارد الحديد الثلاثي (Fe<sup>+3</sup>).

## II-7- الإجابة على الأسئلة: -

1- كتابة المعادلات النصفية الحاصلة خلال التفاعل السابق وكذلك معادلة التفاعل الكلية:



تفاعل كلي:



ملاحظة:

لكي يكون عدد الإلكترونات متساو في نصفي المعادلتين نضرب المعاملات الستوكيومترية لتفاعل الأكسدة في 5 ونترك تفاعل الأرجاع كما هو للحصول على نفس المعامل الستوكيومترية 5 للإلكترونات في المعادلتين مما يمكن كتابة المعادلة الاجمالية للتفاعل على الشكل الجزيئي التالي:



2- حساب التركيز المولي و التركيز الكتلي لشوارد الحديد الثلاثي ( $\text{Fe}^{+3}$ ):  
عند نقطة التكافؤ يمكن كتابة:

$$\frac{n_{\text{Fe}^{+2}}}{5} = \frac{n_{\text{MnO}_4^-}}{1}$$

فانه يمكن كتابة قانون التعديل كالتالي:

$$\frac{C_{\text{Fe}^{+2}} \cdot V_{\text{Fe}^{+2}}}{5} = \frac{C_{\text{MnO}_4^-} \cdot V_{\text{MnO}_4^-}}{1}$$

ومنه:

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

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

بما أن الكتلة المولية للحديد هي:  $56 \text{ g/mol}$  فإنه يمكن حساب التركيز الكتلي لهذه الشاردة كالتالي:

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

$$T = 0.867 \times 56 = 48.58(\text{g/L})$$



## العمل التطبيقي الخامس: المعايرة الحجمية بتشكيل المعقدات (تحديد عسر الماء)

### 1. مفاهيم عامة :

#### 1-1- معايرة المعقدات:

تستخدم طرق المعايرة بتشكيل المعقدات على نطاق واسع في الكيمياء التحليلية، حيث تعتمد هذه الطرق على تفاعلات ينجم عنها تشكل مركبات معقدة من تفاعل الايونات المعدنية مع بعض المركبات الأخرى.

**1-2- عسر الماء (أو قساوة الماء):** هو مقياس لإمكانية ترسيب الصابون (تكسير رغوة الصابون) ويرجع السبب إلى وجود نسبة عالية من الأملاح المذابة في الماء مثل أملاح الكالسيوم والمغنيزيوم وخاصة البيكربونات والسulfates وما يحدث كيميائياً أن أملاح الكالسيوم والمغنيزيوم تتفاعل مع الصوديوم الموجود في الصابون مكونة صابوناً معدنياً لا يذوب في الماء وهذا هو سبب عدم تكون رغوة الصابون مع المياه العسرة ويرمز له بالرمز  $TH^{\circ}$  (Degré hydrotimétrique).

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

ينقسم عسر الماء إلى نوعين مؤقت ودائم:

❖ **العسر المؤقت (Dureté temporaire):** وهذا العسر يسمى "مؤقتاً" لأننا نستطيع التخلص منه بواسطة غليان الماء ثم التخلص من الراسب المتشكل ويرجع هذا العسر إلى وجود أملاح البيكربونات مثل بربونات الكالسيوم والمغنيزيوم الذائبة في الماء.

❖ **العسر الدائم (Dureté permanente):** وسُمي "دائماً" لأنه لا يمكن إزالته بالغليان، بل أن التسخين يزيد من ذوبانية هذه الأملاح في الماء، ويرجع هذا العسر إلى وجود أملاح الكبريتات و الكلوريدات الذائبة وكذلك أملاح سيليكات الكالسيوم و المغنيزيوم الذائبة في الماء.

**1-3- 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:

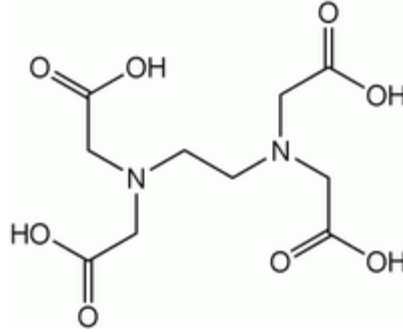
🚦 **الطريقة الأولى:** يتم قياس الكمية الكلية للكالسيوم والمغنيزيوم في الماء.

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

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

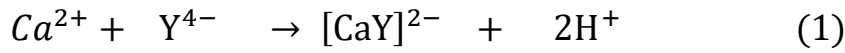
المعقد EDTA .

**E.D.T.A : acide éthylène diamine tétra acétique** و يكتب على الشكل  $[H_4Y]$  .

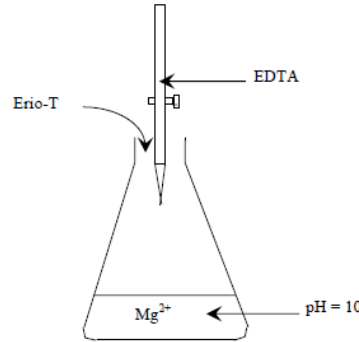


الشكل 11: الصيغة الكيميائية ل E.D.T.A

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



وبما أن المركبات المتشكلة مع EDTA شفافة ، فلمعرفة 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  $(NH_4OH+NH_4Cl)$  .

معايرة  $Mg^{2+}$  مع EDTA باستخدام Erio-T في  $pH = 10$ .

الشكل 12: شكل تخطيطي لتفاعل تحديد عسر الماء

### 3- استخدامات حمض ايثيل ديامين رباعي الاسيتيك (EDTA) :

يستخدم ال (EDTA) بشكل كبير في انتاج المنظفات، تنقية المياه والصرف الصحي، صناعة الورق، ويستخدم كذلك في الطب ومستحضرات التجميل، الأغذية وغيرها.

## 4- الهدف من التجربة:

تحديد عسر الماء بواسطة المعقد (EDTA) بإستعمال العلاقة التالية:

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

## 5- أدوات التجربة وموادها:

سحاحة، قمع، أرلينة 250 مل، بيشر 250 مل، أسطوانة مدرجة ماء الحنفية، محلول EDTA بتركيز 0.01mol/L ، محلول منظم pH ≈ 10 ((NH<sub>4</sub>OH+NH<sub>4</sub>Cl) ، كاشف لوني (أسود الأيروكروم)

## 6- طريقة العمل :

• تأكد من نظافة الأدوات المستعملة.

## الجزء الاول حساب العسر الكلي :

- إملأ السحاحة بمحلول (EDTA) تركيزه 0.01mol/L واضبطه عند التدرج صفر.
- خذ 50 مل بواسطة أسطوانة مدرجة من ماء الحنفية وضعه في أرلينة .
- أضف لها 5 مل من المحلول المنظم (NH<sub>4</sub>OH + NH<sub>4</sub>Cl) .
- أضف القليل من الكاشف الملون أسود الأيروكروم (صلب) .
- ضع الأرلينة تحت حنفية السحاحة وابدأ عملية المعايرة قطرة - بقطرة مع الرج.
- عند تغير اللون من الأحمر إلى الأزرق أغلق صمام السحاحة.
- قم بتسجيل حجم EDTA المضاف V<sub>eq</sub> .

## الجزء الثاني حساب العسر الدائم :

- خذ 100 مل بواسطة أسطوانة مدرجة من ماء الحنفية .
- ضعه في بيشر حجمه 250 مل .
- قم بالتسخين حتى ظهور الراسب الأبيض .
- قم بترشيح الراسب الأبيض.
- خذ 50 مل من الماء المرشح ضعه في أرلينة .
- إملأ السحاحة بمحلول (EDTA) تركيزه 0.01mol/L واضبطه عند التدرج صفر.
- أضف لها 5 مل من المحلول المنظم (NH<sub>4</sub>OH+NH<sub>4</sub>Cl) .
- أضف القليل من الكاشف الملون أسود الأيروكروم (صلب).
- ضع الأرلينة تحت حنفية السحاحة وابدأ عملية المعايرة قطرة- بقطرة مع الرج.
- عند تغير اللون من الأحمر إلى الأزرق أغلق صمام السحاحة .

• قم بتسجيل حجم EDTA المضاف  $V'_{eq}$

**ملاحظة:** في حالة العسر العالي يظهر فعلاً اللون الأحمر أما لو كان العسر قليل فإنه يظهر اللون البنفسجي أو المائل للزرقاء ويجب 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 :

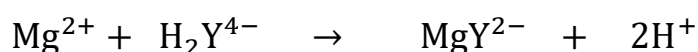
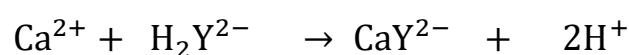
نتائج التجربة 1:

التجربة	حجم EDTA (mL)	الحجم المتوسط (mL)
1	8.6	8.85
2	9.1	

نتائج التجربة 2:

التجربة	حجم EDTA (mL)	الحجم المتوسط (mL)
1	3.9	4
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 :  $C = [Ca^{2+}] + [Mg^{2+}]$ 

$$C = \frac{0.1 \times 8.85}{50} = 0.017 \left(\frac{mol}{L}\right)$$

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 :  $C = [Ca^{2+}]$ 

$$C = \frac{0.1 \times 4}{50} = 8 \cdot 10^{-3} \left(\frac{mol}{L}\right)$$

ومنه يكون العسر المؤقت :

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

$$[Mg^{2+}] = 0.017 - 8 \cdot 10^{-3} = 9 \cdot 10^{-3} \left(\frac{mol}{L}\right)$$

## العمل التطبيقي السادس: المعايرة الحجمية بالترسيب معايرة ايونات الكلور الموجودة في الماء باستعمال طريقة مور

**1-تفاعلات الترسيب:** تتوقف هذه التفاعلات على اتحاد الأيونات السالبة والموجبة لتكوين راسب محدد التركيب الكيميائي وهذه التفاعلات لا يحدث فيها تغيير في تكافؤ المواد المتفاعلة، وتستخدم هذه التفاعلات بسهولة في التحليل الكمي الحجمي، فليس مهم فصل الراسب إذا كان الكاشف يتفاعل كميًا مع المادة المراد تقديرها.

### 2- معايير الترسيب:

تعد معايير الترسيب من المعايير الهامة في التحليل الحجمي وهي التفاعلات التي يرافقها تشكل راسب ولا يمكن استخدام جميع التفاعلات التي يرافقها تشكل راسب في التحليل الحجمي، حيث من الضروري تحديد نقطة التكافؤ عند اللحظة التي يتوقف عندها تشكل الراسب، أي عند انتهاء التفاعل بين المادة القياسية والمادة المدروسة.

**3- الطرق المستخدمة في تفاعلات الترسيب:** يمكن تقسيم طرق معايير الترسيب تبعاً لنوع العامل المرسب إلى:

- القياسي الفضي (المعايير الفضية)
- القياسي الزئبقي (المعايير الزئبقية)
- القياسي السيانيدي (المعايير السيانيدية)

وتتم معايرة المادة المراد تحليلها في هذه الطرق بواسطة محلول قياسي ككاشف ومرسب وهذه الطرق لها عدة شروط أهمها:

✓ أن يكون الترسيب سريعاً.

✓ أن يكون الراسب غير قابل للذوبان في وسط الترسيب.

✓ أن يكون هناك دليل مناسب للكشف عن نقطة النهاية.

في هذه المطبوعة سوف نتطرق فقط لطريقة واحدة فقط من طرق الترسيب ألا وهي طريقة القياس الفضي.

### أ- القياسي الفضي (المعايير الفضية):

وهي المعايير التي يستخدم فيها محلول قياسي من نترات الفضة  $AgNO_3$  كعامل ترسيب، وتستخدم هذه الطرق لمعايرة الهاليدات (كلور، بروم، يود) وأشبه الهاليدات (السيانيد، الكبريتيد والثاوسياتات) ويمكن أيضاً تعيين الفضة في محاليلها باستعمال محلول قياسي من كلوريد الصوديوم أو البوتاسيوم.

وتعتبر معايرات الترسيب (طرق القياس الفضي) طريقة مهمة في مراقبة الجودة ومكافحة الغش التجاري في مياه الشرب. حيث نترات الفضة النقية درجة نقاوتها 99.9% ويمكن تحضير محاليل قياسية أولية منها بالوزن مباشرة، أما إذا استخدمت نترات الفضة النقية فيمكن معايرتها بواسطة محلول كلوريد الصوديوم النقي. يجب حفظ محاليل الفضة النقية في زجاجات بنية أو زرقاء اللون أو في زجاجة غطي سطحها بطبقة سوداء حتى لا تتحلل الفضة.

هناك ثلاثة طرق رئيسية لمعايرات القياس الفضي وتعتمد هذه الطرق الثلاث على نوع الدليل المستخدم في تحديد نقطة للتكافؤ وهذه الطرق هي:

1. طريقة مور *Méthode de Mohr*.

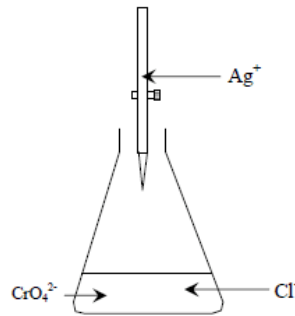
2. طريقة فاجان *Méthode de Fajan*.

3. طريقة فولهارد *Méthode de Volhard*.

في هذه العملي سوف نقوم بالتعرض لطريقة مور حيث تستخدم هذه الطريقة في تقدير الكلوريد أو البروميد وذلك بمعايرتها بمحلول قياسي من محلول نترات الفضة وتعتمد هذه الطريقة على تكوين راسب آخر له لون مميز عند نقطة التكافؤ. ويستخدم أيون الكرومات كدليل، وتعرف نقطة التكافؤ بظهور راسب كرومات الفضة ذو اللون الأحمر.

### 1- المبدأ:

يستخدم في هذه الطريقة دليل أيون الكرومات ( $CrO_4^{2-}$ ) والذي يتفاعل مع الفضة ( $Ag^+$ ) عند نقطة التكافؤ ويكون راسبا أحمر مع أول قطرة زائدة من الفضة.



الشكل 13: شكل تخطيطي لتفاعل مور

### 2- الهدف من التجربة:

معايرة ايونات الكلور الموجودة في الماء باستعمال محلول نترات الفضة بطريقة مور.

## 3- أدوات التجربة وموادها:

سحاحة، قمع، أرلينة 250 مل، أسطوانة مدرجة ماء الحنفية، محلول نترات الفضة  $AgNO_3$  بتركيز  $0.01\text{ mol/L}$ ، محلول كرومات البوتاسيوم  $K_2CrO_4$  10%.

## 4- طريقة العمل :

- تأكد من نظافة الأدوات المستعملة.
- إملأ السحاحة بمحلول ( $AgNO_3$ ) تركيزه  $0.01\text{ mol/L}$  واضبطه عند التدريجة صفر.
- خذ 50 مل بواسطة أسطوانة مدرجة من ماء الحنفية و ضعه في أرلينة.
- أضف 2 إلى 3 قطرات من محلول  $K_2CrO_4$  (10%) إلى ماء الحنفية.
- ضع الأرلينة تحت حنفية السحاحة وابدأ عملية المعايرة قطرة - بقطرة مع الرج.
- عند ظهور راسب احمر ثابت لا يختفي بالرج أغلق صمام السحاحة ثم سجل حجم نترات الفضة ( $AgNO_3$ ) المستهلك وليكن  $V_{AgNO_3}$ .
- أعد خطوات التجربة مرة ثانية وخذ الحجم المتوسط.

## 5- أسئلة التقرير:

- 1- أكتب معادلات التفاعل مع ذكر إسم الراسب الأحمر واسم الدليل المستعمل في التجربة.
- 2- أحسب التركيز المولي للكلور في للماء.
- 3- أحسب التركيز الكتلي للكلور في للماء ب  $\text{mg/l}$
- 4- هل هذا الماء صالح للاستهلاك؟ علل؟

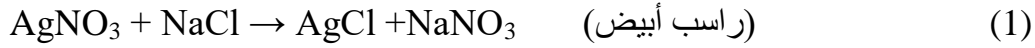
## 6- الإجابة على الأسئلة :

## نتائج التجربة:

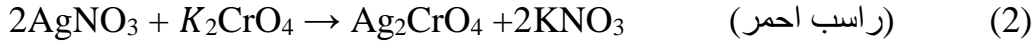
التجربة	حجم NaOH ( ml )	الحجم المتوسط ( ml )
1	7.1	7.3
2	7.6	

إن أي إضافة من نترات الفضة  $AgNO_3$  ذات اللون الأبيض إلى ايونات الكلوريد الموجودة في الماء تؤدي إلى ظهور راسب أبيض قبل نقطة التكافؤ، وهذا راجع إلى أن حاصل إذابة كلوريد الفضة  $AgCl$  أقل من حاصل إذابة كرومات الفضة  $Ag_2CrO_4$  كما هو موضح في المعادلة:





بعد ترسيب كل ايونات الكلوريد من المحلول فإن أول قطرة زائدة من أيونات الفضة تؤدي الى ترسيب أيونات الكرومات ( $\text{CrO}_4^{2-}$ ) على هيئة راسب احمر من كرومات الفضة ( $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ ) والتي تدل على الوصول إلى نقطة التكافؤ (نقطة النهاية) حسب المعادلة التالية:



ومنه عند التكافؤ يكون:

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

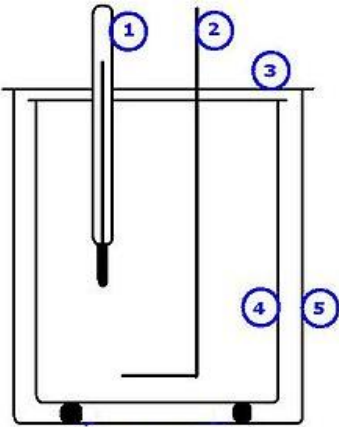
$$C_{\text{Cl}^-} = \frac{(C_{\text{Ag}^+} \cdot V_{\text{Ag}^+})}{V_{\text{Cl}^-}} = \frac{0.01 \times 7.3}{50} = 0.00146 \text{ (mol/l)}$$

$$T_{\text{Cl}^-} = M \cdot C_{\text{Cl}^-} = 35.5 \cdot 0.00146 = 0.05183 \text{ g/l} = 51.83 \text{ mg/l}$$

يعد أيون الكلوريد من الأيونات المهمة في المياه الطبيعية ويكسب الماء الطعم المالح إذا ارتبط مع أيون الصوديوم مكونا كلوريد للصوديوم (ملح الطعام) وتتصف أملاح الكلوريدات بقابليتها العالية على الذوبان في الماء. وجود ايون الكلوريد بتركيز عال في الماء له تأثير سام ودائماً ما تكون مياه الصرف الصحي أكثر ثراء بالكلوريدات من المياه الموزعة لأن جسم الإنسان يتخلص من جميع الكلوريدات التي يتم تناولها في طعامه. لهذا فإن الزيادة في محتوى الكلور في شبكة مياه الشرب يمكن أن تكون أحياناً علامة على تسرب مياه الصرف الصحي. حيث تركيز الكلوريدات في الماء المخصص للاستهلاك الآدمي هي 25 مغ/لتر. ومنه فإن الماء المستعمل في هذه التجربة غير صالح للاستهلاك الآدمي لأن تركيز الكلور فيه أكبر من 25 مغ/لتر.

## الفصل الثاني:

### الكيمياء الحرارية



## مفاهيم عامة حول الكيمياء الحرارية

### 1- الكيمياء الحرارية أو الترموديناميك:

هو العلم الذي يدرس التبادلات الطاقية التي ترافق التفاعلات الكيميائية دون الاهتمام بالزمن الذي يستغرقه التفاعل وإنما يدرس إمكانية حدوثه.

**2- الجملة:** هي جسم مادي أو مجموعة أجسام مادية مفصولة عن الوسط الخارجي بسطوح فصل حقيقية أو تخيلية تدعى حدود الجملة، للجملة الترموديناميكية عدة أنواع أهمها:

أ- **الجملة المعزولة:** وهي الجملة التي لا تتبادل المادة والطاقة مع الوسط الخارجي أي مع كل شيء يقع خارج حدود الجملة.

ب- **الجملة المغلقة:** وهي الجملة التي تتبادل الطاقة فقط مع الوسط الخارجي ولا تتبادل المادة.

ج- **الجملة المفتوحة:** وهي الجملة التي تتبادل المادة والطاقة مع الوسط الخارجي.

### 2- مبادئ علم الترموديناميك:

#### أ- المبدأ صفر:

وهو مبدأ التوازن الحراري حيث ينص على أن الجملتان المتوازنتان حرارياً مع جملة ثالثة متوازنتان حرارياً فيما بينهما.

#### ب- المبدأ الأول:

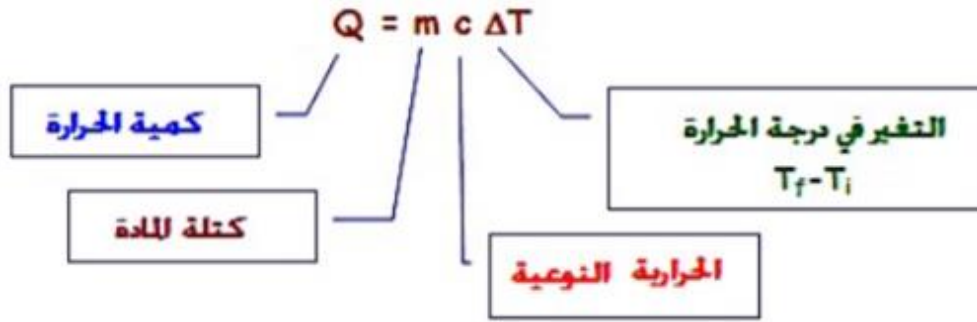
يمكن للطاقة أن تتحول من شكل لآخر ولكنها لا يمكن أن تبنى أو تتشأ من العدم وتكون الطاقة الكلية لجملة معزولة ثابتة دائماً مهما كانت التحولات الحاصلة ويعبر عن نص المبدأ الأول بأن طاقة الجملة المعزولة هي طاقة ثابتة.

#### ج- المبدأ الثاني:

يهتم المبدأ الثاني في الترموديناميك بمسألة تحويل العمل إلى حرارة والعكس ويبين أن جميع التحولات التي تحدث في الطبيعة تلقائياً دون تدخل عامل خارجي هي تحولات غير عكوسة.

### 3- كمية الحرارة (Q) او الطاقة الحرارية:

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



#### 4- الفرق بين درجة الحرارة وكمية الحرارة (الطاقة الحرارية):

الجدول 1: الفرق بين درجة الحرارة وكمية الحرارة

الفرق	Q : كمية الحرارة (الطاقة الحرارية)	T : درجة الحرارة
التعريف	هي الطاقة الناتجة من حركة الجزيئات داخل المادة وتصادمها ببعضها البعض	هي مؤشر على كمية الطاقة الحرارية التي يخزنها الجسم.
القيمة	إن الطاقة الحرارية يمكن أن تكون ذات قيم موجبة وسالبة.	يمكن أن تكون قيم درجة الحرارة موجبة وسالبة.
الوحدة	تقاس الطاقة الحرارية بالجول والسعرات الحرارية.	تقاس درجة الحرارة بالدرجات المئوية والكلفن والفهرنهايت.
العوامل	تعتمد الطاقة الحرارية على كمية المادة، وهي مرتبطة بالطاقة الحركية الكلية للجسيمات.	لا تعتمد درجة الحرارة على كمية المادة، فهي مرتبطة بمتوسط الطاقة الحركية للجسيمات.

#### 5- العلاقة بين درجة الحرارة والطاقة الحرارية (كمية الحرارة):

العلاقة بين الطاقة الحرارية ودرجة الحرارة علاقة طردية، حيث أنه مع زيادة درجة حرارة الجسم تزداد طاقته الحرارية والعكس صحيح.

6- التبادل الحراري: هو عملية يتم فيها إنتقال الطاقة الحرارية الموجودة في مادة ما إلى مادة أخرى نقول عن جسمين أو عدة أجسام أنها في حالة توازن حراري إذا كانت درجة حرارتها متساوية.

7- الحرارة النوعية (C): هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة واحد جرام من مادة ما درجة مئوية واحدة ووحدتها (J/g. °C)

8- الحرارة النوعية للماء:

الحرارة النوعية للماء هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة واحد جرام من الماء درجة مئوية واحدة وقيمتها هي: (J/g. °C) 4.184 أو (cal /g. °C) 1 وهذا يعني أننا نحتاج إلى 4.184 جول من الطاقة لرفع درجة حرارة واحد جرام من الماء درجة مئوية واحدة. ونلاحظ أن الماء هو أكثر العناصر حرارة نوعية في الطبيعة وبما أن أجسامنا تحتوي على 70% من الماء فهذا يجعل درجة حرارة الجسم ثابتة طوال اليوم ويوضح الجدول التالي الحرارة النوعية لبعض المواد.

الجدول 2: جدول الحرارة النوعية لبعض المواد

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

9- السعة الحرارية (K) :

هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة كتلة مادة ما درجة مئوية واحدة ووحدتها (J/ °C)

10- العلاقة بين السعة الحرارية والحرارة النوعية:

$$K = m \cdot c$$

حيث: C : هي الحرارة النوعية

K : السعة الحرارية

m : كتلة المادة

**11- المبدأ:**

بما أن النظام معزول إذن

$$\sum Q_i = 0:$$

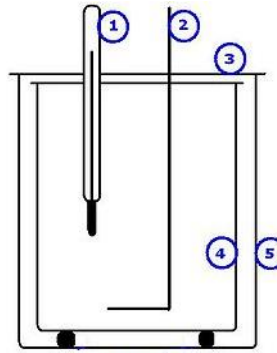
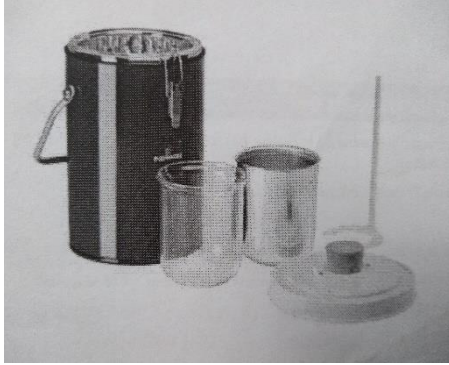
$$Q_{H_2O(\text{froid})} + Q_{H_2O(\text{chaud})} + Q_{\text{calorimètre}} = 0$$

$$Q_i = m \cdot c \cdot \Delta T = m \cdot c \cdot (T_f - T_i)$$

**12- نظرية المسعر الحراري (la Calorimétrie):** يستند القياس الحراري إلى مبدأ أساسي ألا وهو مساواة الطاقة الحرارية خلال التبادل بين نظامين (وسطين) بمعنى ان كمية الحرارة المفقودة من جسم أو وسط ما تساوي نفس الكمية الممتصة من طرف محيطه والعكس صحيح، وهذا هو المبدأ الأول في الترموديناميك..

**13- وصف جهاز المسعر الحراري (Le calorimètre):**

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)، فهو جهاز يستعمل لقياس قيمة التحويل الحراري الناجم عن تحول كيميائي أو فيزيائي.



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

**الشكل 1:** المسعر الحراري ومكوناته

## العمل التطبيقي الأول: حساب السعة الحرارية لمسعر حراري Kcal

### Capacité thermique d'un calorimètre

**1- السعة الحرارية للمسعر:** في المسعر يحدث التبادل الحراري بين الجمل فيما بينها، فبعضها يفقد الحرارة والبعض الآخر يمتصها (مثال: جليد-ماء الأول يمتص والثاني يفقد) كما أن قدرا من هذه الحرارة يمتصه أو يفقده المسعر نفسه، ونهمل التغيير الطفيف الذي يحدث مع الوسط الخارجي، وعليه نعتبر المسعر وما يحتويه معزول حراريا عن الوسط الخارجي. وما نحاول القيام به في هذا العملي هو حساب تلك الكمية من الحرارة التي يمتصها او يفقدها المسعر من وإلى الأوساط التي بداخله.

### 2- المبدأ:

تعتمد جميع التجارب الآتية في هذا الجزء من الكيمياء الحرارية على تحقيق مبدأ حفظ الطاقة الحرارية المطبقة في الأنظمة المعزولة حراريا

$$\sum Q_i = 0$$

### 3- الهدف من التجربة:

- التعرف على المسعر الحراري.
- 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.

### 4- أدوات التجربة و موادها :

مسعر حراري مزود بخلاط - ترمومتر - جهاز تسخين - ميزان الكتروني - بيشرسعتة 250 مل - ماء مقطر بارد و ساخن.

### 5- طريقة العمل :

- نأخذ بيشر ونقوم بإهمال وزنه ثم نضع به كتلة من الماء البارد ولتكن  $m_1=150$  g
- نسكب الماء البارد في المسعر.
- نقوم بغلق المسعر ننتظر تحقيق التوازن الحراري ثم نقوم بقياس درجة حرارة الجملة (ماء بارد + مسعر) ولتكن  $T_1$
- نقوم بتسخين كمية من الماء إلى درجة الحرارة  $80^\circ\text{C}$  ثم نأخذ كتلة من الماء الساخن ولتكن  $m_2 = 150$  g قبل إضافة الماء الساخن إلى المسعر مباشرة نقيس درجة حرارته من جديد ولتكن  $T_2$

- نسكب الماء الساخن في المسعر.
- نقوم بخلط الجملة بهدوء إلى غاية التوازن ثم نقيس درجة حرارة الجملة (ماء بارد + ماء ساخن + مسعر) ولتكن  $T_f$  ، ثم نسجل النتائج المتحصل عليها في الجدول التالي:

حرارة التوازن التجريبية $T_{f(exp)}$	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

## 6- أسئلة التقرير:

1. قارن بين درجة حرارة التوازن التجريبية  $T_f(expérimentale)$  والنظرية  $T_f(théorique)$   
حيث :  $T_f(théo) = \frac{T_1 + T_2}{2}$
- 2- علل الفرق بينهما؟
- 3- احسب السعة الحرارية للمسعر  $K_{cal}$  تعطى الحرارة النوعية للماء  $(C_{eau}=1cal/ g. K^\circ)$ .
- 4- اذا علمت أن كتلة المسعر الحراري هي  $2635 g$  احسب الحرارة النوعية للمسعر  $C_{cal}$ .
- 5- احسب كمية الحرارة المفقودة  $Q$  والمكتسبة  $Q$  في الجملة (ماء بارد + ماء ساخن + مسعر) بالحريرة.

## 7- الإجابة على الأسئلة:

درجة حرارة التوازن النظرية:

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

نلاحظ ان:  $T_f(expérimentale) < T_f(théorique)$

وذلك لأن المسعر الحراري يمتص كمية من الحرارة.

حساب السعة الحرارية لمسعر حراري  $K_{cal}$  :

بما أن الجملة معزولة حراريا إذن:

$$\sum Q_i = 0$$

$$Q_{مكتسبة} + Q_{مفقودة} = 0$$



$$Q_{\text{المسعر}} + Q_{\text{الماء الساخن}} + Q_{\text{الماء البارد}} = 0$$

مع العلم أن:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T = m \cdot c \cdot (T_f - T_i)$$

أو

$$Q = K \cdot \Delta T =$$

لأن:

$$K = m \cdot c$$

بالتعويض نجد:

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

الحرارة النوعية للمسعر  $C_{cal}$ :

لدينا:

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

$$C_{cal} = \frac{K_{cal}}{m_{cal}} = \frac{14.87}{2635} = 0.005643 (\text{cal} \cdot \text{K}/g)$$

حساب كمية الحرارة المفقودة  $Q$ :

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

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

حساب كمية الحرارة المكتسبة  $Q_{\text{المكتسبة}}$

$$Q_{\text{مكتسبة}} = Q_{\text{ماء بارد}} + Q_{\text{مسعر}} = m_2 \cdot C_{H_2O} (T_f - T_1) + K_{cal} (T_f - T_1)$$

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

## العمل التطبيقي الثاني: قياس الحرارة النوعية الكتلية للأجسام الصلبة (Capacité thermique massique d'un solide)

### 1- مقدمة:

ينص قانون التبادل الحراري على أنه عند خلط مواد ذات درجات مختلفة تنتقل الحرارة من المواد الساخنة إلى المواد الباردة، وتكون كمية الحرارة التي تكتسبها المواد الباردة مساوية ل كمية الحرارة التي تفقدها المواد الساخنة. وتختلف كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة كتلة من المادة باختلاف السعة الحرارية لها. وهكذا يكون لكل مادة حرارة نوعية خاصة بها تميزها عن غيرها من المواد .  
وكما ذكرنا سابقا فان الحرارة النوعية لجسم ما " في الجملة الحرارية " هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة جسم كتلته 1g مقدار درجة مئوية واحدة. وتعطى الحرارة النوعية C لمادة ما بين درجتين حرارة  $T_1$  و  $T_2$  بالعلاقة:

$$C = Q/m \cdot \Delta T$$

C: الحرارة النوعية.

m : كتلة المادة.

Q: كمية الحرارة.

$\Delta T$  : التغير في درجة الحرارة.

### 2- الهدف من التجربة:

- ✓ حساب كمية الحرارة المتبادلة بين جسم سائل بارد  $Q_{\text{eau}}$  وجسم صلب ساخن  $Q_{\text{m\u00e9tal}}$  .
- ✓ استنتاج الحرارة النوعية الكتلية للأجسام الصلبة (معدن: النحاس والالمنيوم).

### 3- المبدأ: يتمثل في:

- ❖ يسخن الجسم الصلب الى درجة حرارة  $T_2$  .
- ❖ نضعه مع كمية مناسبة من الماء موضوعة في المسعر.
- ❖ نقيس درجة حرارة التوازن للجملة (معدن+مسعر) وهي  $T_{\text{eq}}$ .

## 4- أدوات التجربة و موادها :

- بيشر سخته 250 مل ، ترمومتر ، جهاز تسخين ، - مسعر حراري مزود بخلاط، ميزان الكتروني ، - حامل، ماء بارد ، ماء ساخن ، قطع من المعدن (النحاس والألمنيوم)

## 5- طريقة العمل :

- نأخذ البيشر ونقوم بإهمال وزنه ثم نضع به كمية من الماء البارد مقدارها  $m_{\text{eau}} = 300 \text{ g}$
- نسكب الماء في المسعر.
- بعد غلقه نقوم بقياس درجة حرارة الجملة (ماء + مسعر) وهي  $T_1$ .
- نأخذ قطعة من المعدن (النحاس أو الألمنيوم) ونقوم بوزنها  $m_{\text{m\u00e9tal}}$
- نضع قطعة المعدن في بيشر به كمية من الماء الساخن ( $90^\circ\text{C} - 100^\circ\text{C}$ ) وذلك بتعليقها فوق الحامل بواسطة خيط من البلاستيك بحيث لا تلمس القطعة النحاسية لا الجدران ولا قعر البيشر.
- ننتظر قليلا الى حين بلوغ المعدن درجة حرارة الماء الساخن وهي  $T_2$ .
- نأخذ القطعة المعدنية ونضعها في المسعر الحراري.
- ونغلق المسعر ثم نقيس درجة حرارة التوازن للجملة (معدن + مسعر) وهي  $T_{\text{eq}}$ .
- سجل النتائج في الجدول.

## 6- أسئلة التقرير:

من أجل التجريبتين وبالإستعانة بنتائج التجربة العمل التطبيقي الأول حيث:  $K_{\text{cal}} = 14.7 \text{ (cal/K)}$

1. احسب الحرارة النوعية لكل من المعدنين.
2. قارن النتائج المتحصل عليها بالقيم النظرية.
3. احسب كمية الحرارة المفقودة بالحريرة ثم بالجول .
4. احسب كمية الحرارة المكتسبة بالحريرة ثم بالجول.
5. ضع النتائج المتحصل عليها في الجداول السابقة .

تعطى: 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 ( $25^\circ\text{C}$ ) إلى ( $92.5^\circ\text{C}$ )، فاحسب الحرارة النوعية لهذا المعدن.

7- الإجابة على الأسئلة:

نتائج التجربة 1:

التجربة 1	قطعة النحاس	$T_{\text{exq}} (^{\circ}\text{K})$ درجة حرارة التوازن	$T_2 (^{\circ}\text{K})$ درجة حرارة المعدن	$m_2 (\text{g})$ كتلة المعدن	$T_1 (^{\circ}\text{K})$ درجة حرارة الماء	$m_1 (\text{g})$ كتلة الماء البارد
	Cu	295.5	331.4	30.44	294.9	300.59

نتائج التجربة 2:

التجربة 2	قطعة الألمنيوم	$T_{\text{exq}} (^{\circ}\text{K})$ درجة حرارة التوازن	$T_2 (^{\circ}\text{K})$ درجة حرارة المعدن	$m_2 (\text{g})$ كتلة المعدن	$T_1 (^{\circ}\text{K})$ درجة حرارة الماء	$m_1 (\text{g})$ كتلة الماء البارد
	Al	296.4	335.5	29.87	293.8	300

حساب الحرارة النوعية للمعدنين المستعملين:

بما أن الجملة معزولة حرارياً إذن:

$$\sum Q_i = 0$$

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

$$Q_{\text{المسعر}} + Q_{\text{المعدن}} + Q_{\text{الماء البارد}} = 0$$

مع العلم أن:

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

أو

$$Q = K \cdot \Delta T$$

لأن:

$$K = m \cdot c$$

بالتعويض نجد:

$$C_{\text{Cu}(exp)} = \frac{(m_{\text{H}_2\text{O}} \cdot C_{\text{H}_2\text{O}} + K_{\text{cal}}) (T_1 - T_f)}{m_{\text{Cu}} (T_f - T_2)} = 0.173 (\text{cal. g}/^{\circ}\text{K})$$

$$= 0.723(J.^{\circ}K/g)$$

$$C_{Al(exp)} = \frac{(m_{H_2O} \cdot C_{H_2O} + K_{cal})(T_1 - T_f)}{m_{Al}(T_f - T_2)} = 0.699(\text{cal. } g/^{\circ}K)$$

$$= 2.921(J.^{\circ}K/g)$$

المقارنة:

$$C_{Cu(exp)} < C_{Cu(théo)}$$

$$C_{Al(exp)} < C_{Al(théo)}$$

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 ان المعادن المستعملة في التجربة غير نقية وتحتوي على معادن أخرى كشوائب مما يؤثر على حرارتها النوعية.

### حل المثال التطبيقي:

$$\Delta T = T_2 - T_1 = 92.5 - 25 = 67.5^{\circ}C$$

لدينا:

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

ومنه:

$$C = Q/m \cdot \Delta T$$

إذن:

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

## العمل التطبيقي الثالث: قياس كمية الحرارة - الحرارة المولية للذوبان

## Chaleur molaire de dissolution

1- الحرارة المولية للذوبان: هي كمية الطاقة الحرارية المنطلقة أو الممتصة التي ترافق ذوبان مول واحد من مادة كيميائية في الماء، ويرمز لها بالرمز:

$$\Delta H_{diss}$$

وتقاس الأنتالبي بوحدة كيلوجول /مول.

في حالة تفاعل ناشر للحرارة إشارة تغير الأنتالبي تكون سالبة (Exothermique) ( $H\Delta < 0$ ). أما إذا كان تفاعل يمتص الحرارة فتكون إشارة تغير الأنتالبي موجبة (Endothermique) ( $H\Delta > 0$ ) وتعطى بالعلاقة التالية:

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

Q : كمية الحرارة

n : عدد المولات

## 2- الهدف من التجربة :

الغاية من هذا العمل المخبري هو:

- تعيين الأنتالبي الذوبان لهيدروكسيد البوتاسيوم الصلب KOH في الماء.
- تعيين الأنتالبي الذوبان كلوريد الأمونيوم الصلب NH<sub>4</sub>Cl في الماء.

## 3- المبدأ: يتمثل في:

- ❖ اذابة المادة الصلبة في الماء داخل وعاء معزول (مسعر حراري).
- ❖ قياس التغير في درجة حرارة محتوى الوعاء  $\Delta T$  الذي يرافق الذوبان.
- ❖ استنتاج كمية الحرارة Q المتبادلة خلال الذوبان وكذلك نوع التفاعل: ماص، ناشر للحرارة أو لا حراري.

## 4- أدوات التجربة و موادها :

بيشرسغته 250 مل - ترمومتر، جهاز تسخين - مسعر حراري مزود بخلاط ميزان الكتروني، حامل، كلوريد الامونيوم الصلب NH<sub>4</sub>Cl ، هيدروكسيد البوتاسيوم KOH، ماء مقطر

## 5- طريقة العمل :

## الجزء الاول :

1. نأخذ البيشر ونقوم بإهمال وزنه ثم نضع به كمية من الماء البارد مقدارها  $m_{eau}=100$  g.
2. نسكب الماء في المسعر.
3. بعد غلقه نقوم بتسجيل درجة حرارة الجملة (ماء البارد +مسعر) وهي  $T_1$ .
4. نزن 5,61غ من هيدروكسيد البوتاسيوم الصلب KOH بواسطة ميزان الكتروني.
5. نضع كمية KOH في المسعر، ثم نحرك حتى الذوبان التام لهيدروكسيد البوتاسيوم.
6. نسجل درجة الحرارة الجملة (ماء +مسعر + هيدروكسيد البوتاسيوم) وهي  $T_f$ .
7. نضع النتائج المتحصل عليها في جدول.

## الجزء الثاني :

1. نأخذ البيشر ثم نضع به كمية من الماء البارد مقدارها  $m_{eau} = 100$  g.
2. نسكب الماء في المسعر.
3. بعد غلقه قم بتسجيل درجة حرارة الجملة (ماء +مسعر) وهي  $T_1$ .
4. أنقوم بوزن 5,34غ من كلوريد الأمونيوم الصلب  $NH_4Cl$  بواسطة ميزان الكتروني.
5. نضع كمية  $NH_4Cl$  في المسعر.
6. نقوم بخلط الجملة بهدوء الى غاية الذوبان التام لكلوريد الأمونيوم.
7. نسجل درجة الحرارة الجملة (ماء +مسعر + حمض الكبريت) وهي  $T_f$  المتحصل عليها في جدول.

## 6- أسئلة التقرير:

من أجل التجريبتين:

1. احسب عدد مولات كل من هيدروكسيد البوتاسيوم KOH و كلوريد الأمونيوم  $NH_4Cl$  التي وضعت في المسعر.
2. اكتب معادلة ذوبان لكل من هيدروكسيد البوتاسيوم وكلوريد الأمونيوم الماء.
3. احسب كمية الحرارة التي ترافق كل من التفاعلين بالحريرة ثم بالجول.
4. استنتج قيمة الأنتالبي لكل من التفاعلين.
5. استنتج نوع تفاعل ذوبان KOH و  $NH_4Cl$  في الماء.
6. برر أجابتك.

## المعطيات:

- السعة الحرارية للمسعر  $K_{cal} = 14,7$  (cal/ °K)
- الحرارة النوعية للماء  $C_{eau} = 1$  (cal/g. °K) = 4,185 J/g

- الكتلة المولية هيدروكسيد البوتاسيوم KOH  $M = 56.105 \text{ g/mole}$
- الكتلة المولية كلوريد الأمونيوم  $\text{NH}_4\text{Cl}$   $M = 53.491 \text{ g/mol}$

7- الإجابة على الأسئلة:

نتائج التجربة:

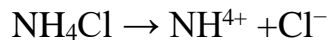
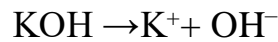
التجربة	كتلة الماء البارد $m_{\text{H}_2\text{O}}(\text{g})$	كتلة المركب $m_{\text{prod}}(\text{g})$	حرارة الماء البارد $T_1 (\text{°K})$	حرارة التوازن $T_f (\text{°K})$
KOH	100.56	5.69	373.1	298.9
$\text{NH}_4\text{Cl}$	100.17	5.32	292.7	290.1

عدد مولات كل من هيدروكسيد البوتاسيوم KOH و كلوريد الأمونيوم  $\text{NH}_4\text{Cl}$  :

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

$$n_{\text{NH}_4\text{Cl}} = \frac{m_{\text{NH}_4\text{Cl}}}{M_{\text{NH}_4\text{Cl}}} = \frac{5.32}{53.491} = 0.099 \text{ mol}$$

معادلة ذوبان لكل من هيدروكسيد البوتاسيوم وكلوريد الأمونيوم الماء:



حساب كمية الحرارة التي ترافق كل من التفاعلين:

بما أن الجملة معزولة حرارياً إذن:

$$\sum Q_i = 0$$

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

$$Q_{\text{الماء البارد}} + Q_{\text{KOH}(\text{NH}_4\text{Cl})} + Q_{\text{cal}} = 0$$



مع العلم أن:

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

ومنه:

$$Q_{\text{KOH}} = (m_{\text{H}_2\text{O}} \cdot C_{\text{H}_2\text{O}} + K_{\text{cal}}) (T_1 - T_f)$$

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

$$Q_{\text{NH}_4\text{Cl}} = (m_{\text{H}_2\text{O}} \cdot C_{\text{H}_2\text{O}} + K_{\text{cal}}) (T_1 - T_f)$$

$$Q_{\text{NH}_4\text{Cl}} = (100.17 \times 1 + 14.7)(292.7 - 290.1) = 298.66 \text{ cal}$$

حساب الأنتالبي لكل من التفاعلين:

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

$$\Delta H_{\text{NH}_4\text{Cl}} = \frac{Q_{\text{NH}_4\text{Cl}}}{n_{\text{NH}_4\text{Cl}}} = \frac{298.66}{0.099} = 3016.78 \text{ cal/mol}$$

نوع تفاعل الذوبان:

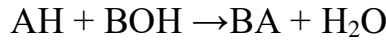
تفاعل ذوبان KOH ناشر للحرارة لأن:  $\Delta H_{\text{KOH}} < 0$ تفاعل ذوبان NH<sub>4</sub>Cl ماص للحرارة لأن:  $\Delta H_{\text{NH}_4\text{Cl}} > 0$

## العمل التطبيقي الرابع : قياس الحرارة المولية لتعديل NaOH بـ HCl Chaleur molaire de neutralisation

1- الحرارة المولية للتعديل: هي كمية الحرارة المتبادلة خلال تفاعل واحد مول من شوارد الهيدرونيوم مع واحد مول من شوارد الهيروكسيل تحت ضغط ثابت حيث تعطى الحرارة المولية للتعديل  $Q_p$  بالعلاقة :

$$Q_p = Q/n$$

❖ تفاعل تعديل حمض قوي وأساس قوي ينتج عنه ملح متعادل وماء:



❖ تفاعل التعديل يحدث بين الشوارد  $H^+$  أو  $H_3O^+$  والشوارد  $OH^-$  لذلك فإن الحرارة المولية للتعديل ثابتة لا تتعلق بنوع الحمض أو نوع الأساس



❖ تقاس كمية الحرارة كما سبق ذكره بتطبيق العلاقة :  $Q = m.c.\Delta T$

❖ تعطى الأنتالبي بالعلاقة التالية:  $\Delta H_{neut} = \frac{Q}{n}$

### 2-الهدف من التجربة :

الغاية من هذا العمل المخبري هو قياس الحرارة المولية لتفاعل تعديل محلول HCl بمحلول NaOH

### 3- المبدأ:

يتم قياس الحرارة المولية للتعديل بتحقيق تفاعل التعديل داخل وعاء معزول (مسعر حراري) وقياس تغير

درجة الحرارة  $\Delta T$  الذي يرافق التفاعل. ثم يطبق مبدأ النظام المعزول  $\sum Qi = 0$  وعبرة كمية

$$Q = m.C.\Delta T$$
 الحرارة

### 4- أدوات التجربة و موادها :

بيشر سعته 250 مل - ترمومتر، مسعر حراري مزود بخلاط، أنبوب مدرج، محلول HCl (0.5 مول/ل)،

محلول NaOH (0.5 مول/ل)، ماء مقطر للغسل .

### 5-طريقة العمل :

1. نأخذ باستعمال أنبوب مدرج 50مل من محلول NaOH ونسكبها داخل المسعر الحراري.

2. نغمس داخل المسعر حرار (ترمومتر) لقياس درجة الحرارة الابتدائية  $T_1$  للمسعر ومحلول

NaOH.

3. نأخذ باستعمال أنبوب مدرج آخر 50مل من محلول HCl .

4. نسكب محلول HCl داخل المسعر الحراري تدريجيا مع التحريك ونراقب تغير درجة الحرارة.

5. ننتظر التوازن الحراري ثم نسجل سجل درجة الحرارة الجملة (مسعر + هيدروكسيد الصوديوم

+ محلول كلور الماء) وهي  $T_f$ .

6. نسجل النتائج المحصل عليها في جدول.

ملاحظات: - نعتبر كتلة المحلول مساوية لكتلة الماء.

- نهمل الحرارة النوعية للمواد المتفاعلة وللملح الناتج عند التعديل أمام الحرارة النوعية للماء

$$C_{eau} = 4.185 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

6- أسئلة التقرير:

1- أحسب الحرارة المولية لتفاعل التعديل الحاصل .

2- إستنتج الأنتالبي المولي للتعديل؟ ماذا تستنتج؟

3- أكتب معادلة تفاعل التعديل موضحا عليها الأنتالبي.

المعطيات :

• السعة الحرارية للمسعر  $K_{cal} = 61.51 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

• الحرارة النوعية للماء  $C_{eau} = 1 \text{ (cal/g} \cdot \text{°K)} = 4,185 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

• الكتلة المولية هيدروكسيد الصوديوم  $M = 40 \text{ g/mole NaOH}$

•  $d = 1.18, 37\%, M=36.5 \text{ g/mol}$  : HCl

7- الإجابة على الأسئلة:

$\Delta T$ ( $T_f - T_1$ ) (°K)	الحرارة النهائية $T_f$ (°K)	الحرارة الابتدائية $T_1$ (°K)	كتلة الخليط (g) HCl+NaOH
3	293	290	50+50

بما أن الجملة معزولة حراريا إذن:

$$\sum Q_i = 0$$

$$Q_1 + Q_2 = 0$$

حيث:

$Q_1$  : هي كمية الحرارة المنتشرة من تفاعل التعديل.

$Q_2$  : هي كمية الحرارة المكتسبة من طرف المسعر ومحتواه.

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

حيث:

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

ومنه:

$$Q_1 = -(Q_{cal} + Q_{sol}) = -(K_{cal} + m_{sol} \cdot C_{sol})(T_1 - T_f)$$

$$Q_1 = -(61.51 + 100.4 \cdot 1.85)(293 - 290) = -1440.09 \text{ J} = -1.44 \text{ KJ}$$

ملاحظة:

Sol: المحلول المتكون من مزيج محلولي الـ NaOH و HCl.

لتفاعل التعديل : الحرارة المولية

بما أن :

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

وعند نقطة التعديل يكون:

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

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

ومنه:

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

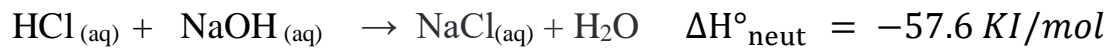
الأنتالبي المولي للتعديل

$$Q_p = \Delta H^\circ_{neut} = -57.6 \text{ KJ/mol}$$

نستنتج أن التفاعل ناشر للحرارة وذلك لأن:

$$\Delta H^\circ_{neut} < 0$$

معادلة تفاعل التعديل



العمل التطبيقي الخامس : قياس الحرارة الكامنة لانصهار الجليد (التلج)  $\Delta H^{\circ}_{fus}$

### Chaleur latente de fusion de la glace

1- **الإنصهار:** هو تحول المادة من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة مثل :  $H_2O(s) \rightarrow H_2O(l)$  ويرمز لأنتالبي هذا التحول ب:  $\Delta H^{\circ}_{fus}$  أو  $L_{fus}$ .

2- **إنصهار الجليد:**

- إنصهار الجليد هو تغير في الحالة الفيزيائية للماء
- هذا التغير في الحالة الفيزيائية يرافقه إمتصاص طاقة (حرارة).
- التغير في الحالة الفيزيائية لجسم يحدث عند درجة حرارة ثابتة.
- عبارة الحرارة المتبادلة خلال تغيير الحالة الفيزيائية  $(Q = m.L_{fus})$ .

3- **الحرارة النوعية لإنصهار جسم نقي (Chaleur latente de fusion) :** هي كمية الحرارة التي يجب توفيرها لكتلة من هذا الجسم لتحويله كليا الى الحالة السائلة عند درجة حرارة ثابتة (درجة الانصهار) وتحت ضغط ثابت ، ويرمز لها ب  $(L_{fu})$  وحدتها  $(KJ/Kg)$  أو  $(J/g)$

4- **الهدف من التجربة :**

الغاية من هذا العمل هو قياس الحرارة النوعية لانصهار الجليد بطريقة المسعر الحراري (calorimètre) **5-المبدأ:**

يتمثل في انصهار قطعة الجليد داخل وعاء معزول (مسعر حراري) وقياس تغير درجة الحرارة  $\Delta T$  خلال العملية.

6- **أدوات التجربة و موادها :**

بيشرسعته 250 مل ، ترمومتر، جهاز تسخين ، مسعر حراري مزود بخلاط، ميزان الكتروني ، قطع جليد، ماء مقطر.

7- **طريقة العمل :**

1. نأخذ البيشر ونقوم بإهمال وزنه ثم نضع فيه كمية من الماء البارد مقدارها  $m_{eau}=100\text{ g}$

2. نسكب الماء في المسعر.

3. بعد غلقه نغم بتسجيل درجة حرارة الجملة (ماء البارد + مسعر) وهي  $T_1$

4. نضع قطع من الجليد في بيشر يحتوي على ماء مقطر و ننتظر التوازن الحراري، ثم نقيس

بالترمومتر درجة حرارة التوازن (ماء+ جليد) و نتأكد أنها  $0^{\circ}\text{C}$  ولتكن  $T_0$ .

5. نأخذ من البيشر قطع الجليد ونقوم بمسحها ثم وزنها ووضعها في المسعر.

6. سجل درجة الحرارة الجملة (ماء + مسعر+ الجليد) وهي  $T_f$

7. نضع النتائج المتحصل عليها في جدول.

### 8- أسئلة التقرير:

- 1- أحسب الحرارة النوعية لإنصهار الجليد  $L_{\text{fus}}$  ؟
- 2- قارن بين أنتالبي إنصهار الجليد التجريبية والنظرية؟ ماذا تستنتج؟
- 3- أحسب الحرارة المولية لإنصهار الجليد  $Q_p$  وما نوع هذا التحول؟ ولماذا؟
- 4- اكتب تفاعل إنصهار الجليد موضحا عليه أنتالبي هذا التفاعل  $\Delta H_{\text{fus}}^{\circ}$

المعطيات :

- السعة الحرارية للمسعر  $K_{\text{cal}} = 61.51 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
- الحرارة النوعية للماء  $C_{\text{eau}} = 1 \text{ (cal/g} \cdot \text{°K)} = 4,185 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
- حرارة انصهار الجليد  $L_{\text{fus}} = 334 \text{ J/g}$

### 9- الإجابة على الأسئلة:

نتائج التجربة:

حرارة التوازن $T_f (\text{°K})$	حرارة قطعة الجليد $T_0 (\text{°K})$	كتلة قطعة الجليد $m_1 (\text{g})$	حرارة الماء البارد $T_1 (\text{°K})$	كتلة الماء البارد $m_H (\text{g})$
277	273	41.8	289.3	200.21

حساب الحرارة النوعية لإنصهار الجليد  $L_{\text{fus}}$ :

بما أن الجملة معزولة حراريا فإن :

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

مع

$Q_1$ : هي كمية الحرارة المفقودة من طرف المسعر الحراري ومحتواه.

$Q_2$ : هي كمية الحرارة اللازمة لانصهار الجليد عند درجة حرارة ثابتة  $0^\circ\text{C}$ .

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

بحيث كمية الحرارة المفقودة من طرف المسعر الحراري ومحتواه هي :

$$Q_1 = m \cdot C \cdot \Delta T \Rightarrow Q_1 = (K_{\text{cal}} + m_{\text{eau}} \cdot C_{\text{eau}}) (T_f - T_1)$$

كمية الحرارة اللازمة لانصهار الجليد:

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

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

$$Q_3 = m_{\text{glace}} \cdot C_{\text{eau}} \cdot (T_f - T_0)$$

ومنه:

$$\sum Q_i = 0 \Rightarrow (K_{\text{cal}} + m_{\text{eau}} \cdot C_{\text{eau}}) (T_f - T_1) + m_{\text{glace}} \cdot L_{\text{fus}} + m_{\text{glace}} \cdot C_{\text{eau}} \cdot (T_f - T_0) = 0$$

وبالتالي:

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

$$L_{\text{fus}} = - \frac{(61.51 + 200.21 \times 4.185)(277 - 289.3) + 41.18 \times 4.185(277 - 273)}{41.8}$$

$$L_{\text{fus}} = 247.91 \text{ J/g}$$

نلاحظ أن :

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

حساب الحرارة المولية لانصهار الجليد  $Q_p$  :

$$Q_p = \frac{Q_2}{n} \quad \text{بما أن:}$$

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

إذن :

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

نلاحظ أن :  $Q_p > 0$  إذن التحول ماص للحرارة.

تفاعل إنصهار الجليد:

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



1. J. Triolet, M. Mairesse, Manipulations dans les laboratoires de chimie, Risques et prévention, (1995) 160-95.
2. R. Ouahes & B. Devallez,, Chimie Générale, OPU, 2016.
3. M. Beljean-Leymarie, J-P. Dubost, M. Galliot-Guilley, Chimie Analytique: Chimie des solutions, Masson, 2006.
4. Chimie Générale, Maurice Ravaille et René Didier, Collection de Sciences Physiques, J.-B. Baillière, Paris, 1979.
5. S.S. Zumdahl, S.L. Zumdahl and D.J. DeCoste, World of Chemistry, McDougal Littell, A Houghton Mifflin Company, USA, 2007.
6. K.K. Karukstis and J. R. Van Heche, Chemistry Connection, The chemical basis of everyday phenomena, Complementary Science Series, Elsevier Science & Technology, 2007.
7. L. G. Hargis, Chemistry: Principles and Techniques: Analytical Prentice Hall, Inc. 1988
9. Pietsch, J.; Schmidt, W.; Sacher, F.; Fichtner, S.; Brauch, H.; Fresenius' J. Anal. Chem. 1995, 35, 75.
10. Matthieu Barreau, Température et chaleur. Cours de Thermodynamique n°1, Metz. France.2007.
11. B. Fosset, J-B. Baudin, F. Lahitète, V. Prévost, Chimie TOUT-EN-UN • PSI-PSI\*, Dunod, Paris, 2008, 537 pages.
12. P. Amiot, L. Marlot, Thermodynamique, Scientific Work Placeet, université Laval, Québec, Canada, 2003. 113 pages.
13. Pierre Eugène Marcelin Berthelot, Traité pratique de calorimétrie chimique, Editeur :Relié M. Leaute, 1905.
14. Marcellin Berthelot, Traité pratique de calorimétrie chimique, par M. Berthelot, 1893 Editeur : Gauthier-Villars et fils, 198 pages.
15. 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 pages.
16. خيرية محمد عبد الله الأحمري، محاضرات الكيمياء التحليلية (التحليل الحجمي والوزني)، / جامعة الملك عبد العزيز- المملكة العربية السعودية، 1430 – 1429 هـ
17. مسعود فرج أبو سته، كتاب تجارب في الكيمياء التحليلية (التحليل الكمي الحجمي والوزني)، كلية العلوم – جامعة سدها.
18. ح. بوزيان، الكيمياء العامة: بنية المادة (الجزء الأول) ديوان المطبوعات الجامعية، 2017،