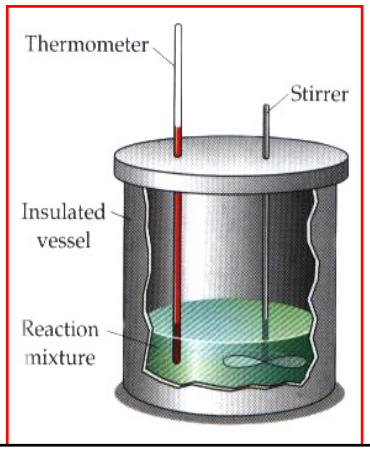
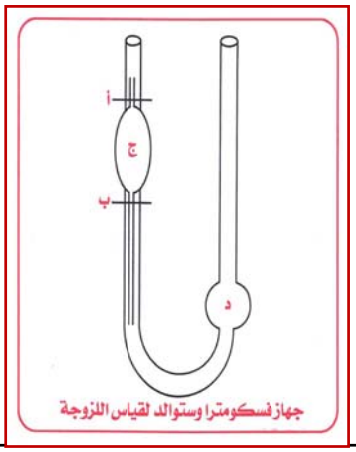
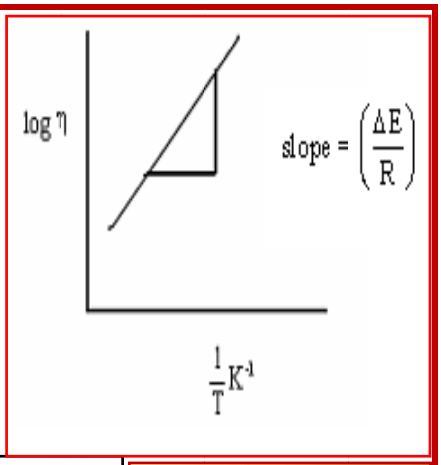
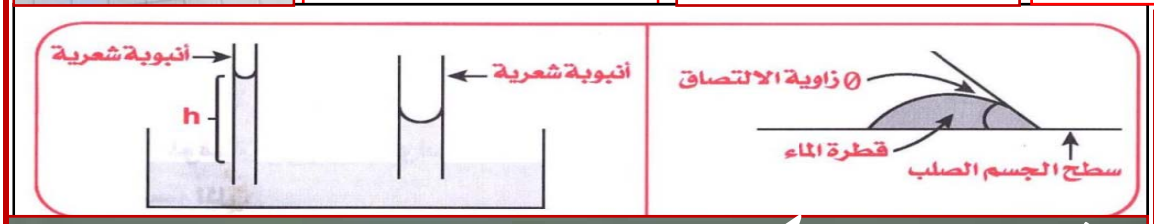








تجارب في الكيمياء العامة

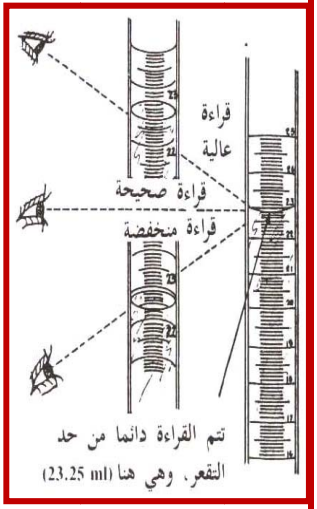
Experiments in General Chemistry

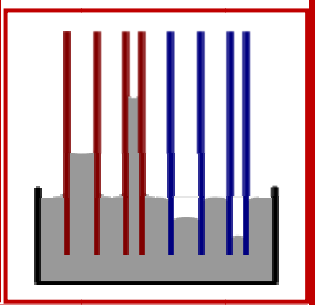
إعداد الدكتور عمر بن عبدالله الهزازي

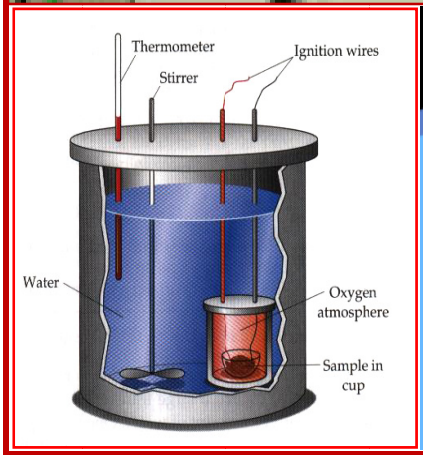
أستاذ الكيمياء الفيزيائية المشارك

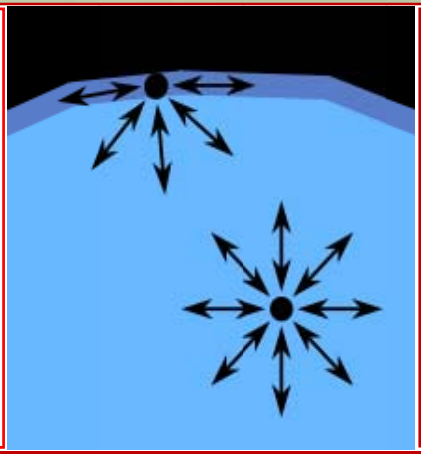
hazazi@hotmail.com

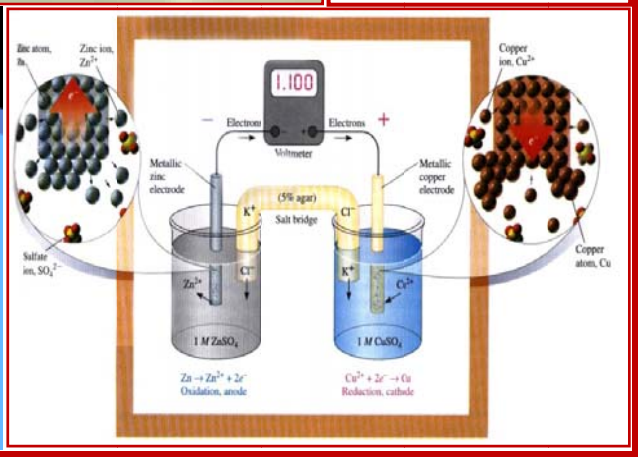
http://uqu.edu.sa/oahazazi











الفهرس

الفصل أو التجربة	الموضوع	الصفحة
١	المختبر الكيميائي أدواته وكيماوياته	٣
٢	الاحتياطات العامة المتعلقة بالأمان في مختبر الكيمياء	٤٢
٣	قوانين حساب المولات وتراكيز المحاليل	١٠٩
٤	أدوات ومواد وحسابات عملي مقرر الكيمياء العامة ١٠١	١٩٧
٥	تجارب الكيمياء العامة	٢٥٤
التجربة (١)	تعيين تركيز محلول هيدروكسيد الصوديوم القاعدي (NaOH) بمعايرته بمحلول قياسي من حمض الهيدروكلوريك (HCl)	٢٥٥
التجربة (٢)	تعيين تركيز حمض الخل (CH_3COOH) بمعايرته بمحلول هيدروكسيد الصوديوم (NaOH)	٢٦٣
التجربة (٣)	تعيين تركيز حمض الهيدروكلوريك (HCl) باستخدام محلول قياسي من كربونات الصوديوم (Na_2CO_3)	٢٧٦
التجربة (٤)	تعيين تركيز كل من كربونات الصوديوم وبيكربونات الصوديوم في مخلوط منهما، باستخدام محلول حمض الهيدروكلوريك القياسي	٢٩٧
التجربة (٥)	تعيين تركيز كل من كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) وهيدروكسيد الصوديوم(NaOH) في مخلوط منهما، باستخدام محلول حمض الهيدروكلوريك القياسي(HCl)	٣٠٧
التجربة (٦)	تعيين الكثافة النسبية والمطلقة للسوائل باستخدام قنينة الكثافة	٣٢٠
التجربة (٧)	تعيين الكثافة النسبية والمطلقة للسوائل باستخدام العلاقة البيانية بين حجم السائل وكتلته	٣٢٧
التجربة (٨)	تعيين التوتر السطحي للسوائل	٣٣٠
التجربة (٩)	تعيين التوتر السطحي للسوائل بطريقة وزن القطرة	٣٥٤
التجربة (١٠)	تعيين لزوجة السوائل والمحاليل	٣٦٠
التجربة (١١)	حساب السعة الحرارية للمسعر الحراري	٣٨١
التجربة (١٢)	تعيين انثالبي التعادل بين حامض قوي(HCl) وقاعدة قوية(NaOH)	٤٠٠
التجربة (١٣)	قياس القوة الدافعة الكهربائية لخلية دانيال	٤٢١
نماذج	نماذج اختبارات سابقة	٤٣٨

الفصل الأول

المختبر الكيميائي

أدواته وكيماوياته

الفصل الأول

المختبر الكيميائي: أدواته وكيماوياته

التجربة الكيميائية

تهدف التجارب الكيميائية لتحقيق أغراض عديدة توظف من أجل تحقيق وتطبيق كثير من القوانين والعلاقات التي تحكم سلوك الأنظمة الكيميائية.

ويجب على الطالب حينما يعمل في المختبر إدراك أن **أي تجربة لا تجرى إلا لتحقيق هدف معين منها**، لذا تلزمه معرفة هدف كل تجربة يجريها أي معرفة المطلوب منه تحقيقه في نهاية العمل. وبما أن تحقيق المطلوب بإجراء التجربة لا بد أن يستند على أساس علمي فإنه يجب **على الطالب إدراك ذلك وهو ما يسمى أحياناً بفكرة التجربة أو نظرية التجربة.** بعد ذلك على الطالب أن يطبق هذه الفكرة أو النظرية بغية تحقيق الهدف وذلك باتباعه لخطوات العمل التي عليه أن يلتزم بها بدقة.

أخيراً فإنه وبعد الإنتهاء من إجراء التجربة يصبح بين يدي الطالب ما يسمى بنتائج التجربة، وعليه أن يجيب نفسه على السؤال التالي :

"ما هذه النتائج التي حصلت عليها؟".

فإذا عرف على ماذا حصل فإنه يتبقى عليه :

١) معرفة كيفية التعامل مع النتائج التي حصل عليها وذلك حسب ما تمليه عليه فكرة التجربة، وتتحقق هذه المعرفة متى عرف الطالب ما يسمى بطريقة الحسابات الخاصة بهذه التجربة.

٢) إعداد تقرير عن التجربة، ويكون هذه التقرير حسب النموذج المرفق بالتجربة أو حسب ما يحدده الأستاذ المشرف على الطالب.

٣) تنظيف الأدوات ومكان العمل ووضع كل من الأدوات والمواد في الأماكن الخاصة بها.

متطلبات التجربة

١) المختبر

يتم إجراء التجارب الكيميائية في مكان ذي مواصفات وشروط معينة متى توافرت سمي هذا المكان بالمختبر أو بالمعمل الكيميائي. ومن ضمن ذلك على سبيل المثال : وجود مصدر حراري عادة ما يكون غاز ومصدر للماء وأماكن لحفظ المواد الكيميائية والأدوات وغير ذلك كثير من المحتويات الأخرى إلا انه يلزم من يعمل بالمختبر أن يلم بأهم محتوياته وكيفية التعامل معها حفاظاً على سلامة الجميع.

٢) المواد الكيميائية

كما هو معروف أن المادة توجد بحالات ثلاث هي الغازية والسائلة والصلبة، وحسب طبيعة كل مادة فإن هناك طرقاً معينة تحدد كيفية التعامل معها. فالأحماض والقواعد على سبيل المثال تمتاز بخطورتها (بالذات المركز منها) لذلك ينبغي معرفة طبيعة أي حمض أو قاعدة قبل استخدامه. فكلوريد الهيدروجين (HCl) مثلاً عبارة عن غاز عديم اللون وحينما يذوب في الماء يتكون محلول حمض (HCl) وهذا يعني أن المحلول يتصف بسهولة تطاير مادة (HCl) منه كلما كان عالي التركيز وكذلك الأمر لمحلول النشادر (NH_3) في الماء حيث يتكون محلول قاعدة هيدروكسيد الأمونيوم(NH_4OH) الذي يمتاز بسهولة تطاير مادة (NH_3) منه كلما كان عالي التركيز أيضاً. ولهذا على المشتغل بالمختبر أن يكون على دراية جيدة بمثل ذلك حتى يتمكن من التعامل مع مثل هذه المواد بشكل جيد. فالجهل بطبيعة محلول (HCl) ومحلول النشادر (NH_3) على سبيل المثال يمكن أن يؤدي إلى نتائج غير مطلوبة إن لم تكن ضارة، فمن المعلوم أن ملح كلوريد الأمونيوم (NH_4Cl) الأبيض الصلب يتكون حسب المعادلة التالية :

$$HCl + NH_3 \longrightarrow NH_4Cl$$

ولذلك لو ترك مثلاً محلول (HCl) ومحلول (NH_3) لفترة طويلة نسبياً فإنه ونتيجة لإمكانية تطاير الغازين من الزجاجات "ولو كانت مغلقة" فإن الغاز الأسرع انتشاراً (NH_3) سيكون مع الغاز الآخر (HCl) ملحاً هو كلوريد الأمونيوم (NH_4Cl) على غطاء زجاجة محلول (HCl). ولهذا فإنه يجب أولاً إحكام غلق مثل هذه المحاليل، وثانياً عدم حفظها في نفس المكان. وهذا يشير بوضوح إلى أهمية التعرف على الطريقة للتعامل مع أي مادة كيميائية في المختبر.

٣) الأجهزة والأدوات

يتطلب إجراء التجربة الكيميائية استخدام عدد من الأجهزة والأدوات ومن الضروري معرفة كيفية استخدام كل منها وكذلك طريقة حفظها، إذ أن الأجهزة تختلف اختلافات كبيرة فمنها ما يؤدي إلى الحصول على حرارة (موقد بنسن مثلاً) ومنها ما يقيس خاصية فيزيائية معينة. فالميزان مثلاً يستخدم لقياس الكتلة، والثرمومتر يستخدم لقياس درجة الحرارة. وعلى هذا الأساس أصبحت معرفة كيفية استخدام وحفظ كل منها أمراً ضرورياً. وكذلك الحال للأدوات إذ تختلف اختلافاً كثيراً من ناحية المادة المصنعة منها كالأدوات الزجاجية والمعدنية والبلاستيكية أو من ناحية فائدتها كالأدوات التي تستخدم لقياس الحجوم أو لحفظ

السوائل والمواد الصلبة أو لأغراض أخرى كورق الترشيح والأقماع والمحركات ونحو ذلك، ولهذا فإنه من الضروري معرفة استخدام وحفظ الأدوات شأنها شأن الأجهزة.

الأجهزة والمواد المستخدمة في المختبر الكيميائي

سنركز فيما يلي على الأدوات المستخدمة في التجارب الكهربائية بصفة خاصة وعلى تجارب الكيمياء بصفة عامة للفائدة.

أولاً : الكيماويات المستخدمة Used Chemicals

وفيما يلي أهم المواد الكيميائية التي سنستخدمها في هذا المقرر العملي.

- أسيتون (acetone, CH_3COCH_3)
- كحول إيثيلي (ethanol, CH_3CH_2OH)
- كبريتات النحاس (copper sulphate, $CuSO_4$)
- كبريتات الخارصين (zinc sulphate, $ZnSO_4$)
- كلوريد البوتاسيوم (potassium chloride, KCl)
- نترات البوتاسيوم (potassium nitrate, KNO_3)
- حمض كبريتيك (sulphuric acid, H_2SO_4)

- حمض الخليك (acetic acid, CH_3COOH)
- ماء مقطر (distilled water)
- حمض كلوريد الهيدروجين (hydrogen chloride, HCl)
- هيدروكسيد الصوديوم (sodium hydroxide, NaOH).
- كربونات الصوديوم (sodium carbonate, Na_2CO_3).
- أدلة معايرة : دليل الميثيل البرتقالي – دليل الفينولفثالين.
- فوق أكسيد الهيدروجين (H_2O_2).
- ثاني أكسيد المغنسيوم (MnO_2) (كعامل حفز).
- ثنائي كرومات البوتاسيوم ($K_2Cr_2O_7$).

ثانياً : الأدوات الزجاجية المستخدمة (Used Glasses)

- سحاحة (Burette)
- ماصة (Pipette)
- ماصة قطارة (dropping pipetes)
- دورق مخروطي (Conical Flask)
- أنبوبة شعرية
- قارورة غسيل
- كؤوس مختلفة الأحجام (beakers).

- قمع يستخدم لملء السحاحة (funnel)
- قنينة كثافة
- مخبار مدرج (graduated cylinder).
- قارورة (زجاجة) حجمية (volumetric flask)
- ساق زجاجية (rod glass) , (stirring rods)
- قنطرة ملحية (salt Bridge).

ثالثاً : أدوات وأجهزة متفرقة

- قطن (cotton) أو مناديل (tissues)
- ملعقة (spatula)
- قارورة الغسيل (wash bottle)
- ماسك (ملقاط) (holder)
- حامل (stand clamp)
- ورق ترشيح (filter papers)
- قمع بوخنر (buchner funnel)
- قمع الترشيح
- دش الأمان (safety shower)
- غاسل العين (an eye wash)

- القفازات (laboratory gloves)
- الشاشة (wire gauze)
- ساعة زجاجية watch glasses
- فرشاة تنظيف أنابيب الإختبار (test tube brush)
- البوتقة (crucible)
- موقد بنسن (bunsen burners)
- لباس العمل المخبري (البالطو) (lab coat)
- الكمامات (masks)
- النظارات الواقية (goggles)
- القفازات (gloves)
- مراوح الشفط
- خزانة طرد الغازات (fume hood).
- قلم للتعليم (marking pen).

رابعاً : الأقطاب المستخدمة (Used Electrodes)

الأقطاب عبارة عن معادن تستخدم للتوصيل الكهربائي ويجري عليها تفاعلات أكسدة تؤدي إلى تآكلها (قطب مصعد anode)، وإذا حدث تفاعل الأكسدة للأيونات في المحلول فإنها تتم على قطب الأكسدة

(المصعدة) وفي هذه الحالة لا يحدث أي تآكل للقطب. وفي حالة الرغبة في تجنب أكسدة القطب فإنه يلجأ على استخدام أقطاب خاملة (مثل البلاتين أو الذهب). وفي حالة تكوين خلية جلفانية (أو خلية تحليل كهربائي) فإنه لا بد من وجود قطب آخر هو قطب الإختزال (مهبط cathode) وفي العادة يكون دوره فقط التوصيل وتحدث على سطحه تفاعلات الإختزال. وفيما يلي سنذكر فيما يلي أهم الأقطاب والأدوات الزجاجية التي سنستخدمها في تجاربنا :

- قطب بلاتين (platinum electrode, Pt)
- قطب نحاس (copper electrode, Cu)
- قطب خارصين (zinc electrode, Zn)
- قطب كالوميل (calomel electrode, Hg/Hg_2Cl_2)
- أسلاك نحاس للتوصيل.

خامساً: الأجهزة المستخدمة Used Apparatus

- فولتميتر (voltmeter)
- مصدر خارجي للكهرباء (power supply)
- ميزان كهربائي حساس (electronic analytical balance)
- ثيرمومتر (thermometer).

- الفيسكومتر (مقياس اللزوجة).
- ساعة إيقاف

وفيما يلي شرح لبعض هذه الأجهزة والأدوات :

فولتميتر (voltmeter)

مقياس للقوة الدافعة الكهربية (جهد الخلية). وسنستخدمه في خلية دانيال والمؤلفة من قطبي خارصين ونحاس (راجع التجربة ١٤).

ميزان كهربائي حساس(Balance)

ويستخدم هذا الميزان لوزن العينات بسرعة ودقة. وتختلف الموازين حسب الغرض الذي تستخدم من أجله فهناك موازين دقيقة تعطي قراءات لأربع أرقام عشرية وأخرى لرقمين عشريين، والنوعان يستخدمان لقياس كتلة المادة المستخدمة في التجربة الكيميائية. كما تختلف الموازين في تصميمها، ويمكن القول أن أكثر الموازين شيوعاً في الوقت الراهن هي الموازين الرقمية (digital balances) أي التي تظهر فيها الكتلة مكتوبة على هيئة رقم نهائي. وحتى هذا النوع تتعدد أصنافه، ولكن أكثر الأصناف استخداماً هو ذو الكفة الفوقية (top loading) (شكل ١).

شكل (١)

ويستخدم الميزان حسب الطريقة التالية :

١) يصفر الجهاز بعد تشغيله وذلك بالضغط على مفتاح التصفير وهذا يعني أنه إذا وضع أي شيء فوق الكفة وضغط على المفتاح (صفر) فإنه يتم تصفير الميزان وكأنه لا يوجد فوقه شيء وهذا يفيد في استخدام الكؤوس مثلاً لتكون كفة وزن.

٢) وضع المادة المراد قياس كتلتها على الكفة.

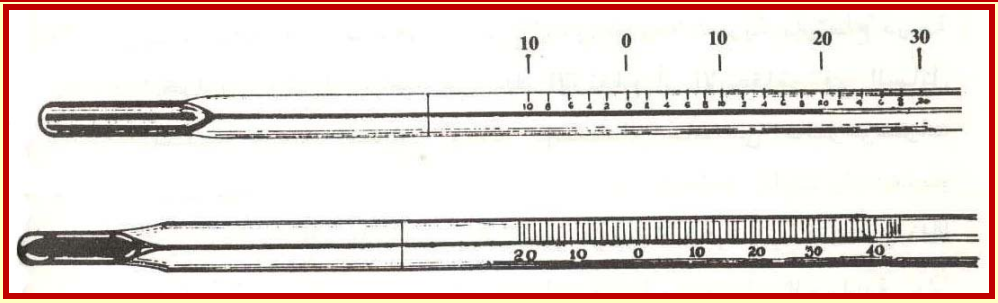
٣) قراءة الرقم الظاهر "كتلة المادة".

الثيرمومتر(Thermometer)

الثيرمومتر أو المقياس أو الميزان الحراري هو الأداة التي تقاس بها درجة حرارة الأجسام والأساس الذي يعتمد عليه لعمل الثيرمومتر هو

وجود خاصية معينة لمادة معينة تتغير خطياً بتغير درجة الحرارة مثل الخواص التالية :

أ) تمدد سائل مثل الزئبق أو الكحول في أنبوبة شعرية بارتفاع درجة الحرارة (شكل ٢). ولهذا يستفاد من ذلك في الإرتفاع أو الإنخفاض في السائل لتحديد درجة الحرارة وذلك باستخدام ما يسمى بالثرمومترات الزجاجية.



شكل (٢)

ب) تغير مقاومة الأسلاك المعدنية بتغير درجة الحرارة ويستفاد من ذلك لقياس درجة الحرارة باستخدام ما يعرف بالمزدوجات الحرارية.

ومما هو جدير بالذكر أن أنواع الثيرمومترات كثيرة جداً حيث تطورت تقنيات صناعتها بشكل كبير. ولكن على الرغم من وجود أنواع رقمية تعطي درجة الحرارة مكتوبة رقمياً على شاشة صغيرة

فإن الثيرمومترات الزجاجية هي السائدة في المختبرات الكيميائية لأسباب كثيرة أهمها إنخفاض تكلفتها المالية.

والثيرمومترات الزجاجية تختلف هي الأخرى حسب أغراض استخدامها وذلك من ناحية مدى الحرارة المراد قياسه. فالتغيرات الحرارية المرتفعة نسبياً إذا كانت مثلاً عشرات الدرجات تستخدم لها ثيرمومترات زجاجية زئبقية تتراوح تدريجاتها بين (- 10 ºC) إلى (360 ºC) في حين إذا كانت في حدود بضع درجات تستخدم لها ثيرمومترات زجاجية زئبقية تدريجاتها بين (- 10 ºC) إلى (50 ºC) بينما إذا كانت التغيرات الحرارية تحت الصفر المئوي بمقدار كبير تستخدم لها ثيرمومترات زجاجية بها سائل غير الزئبق مثل التولوين أو البنتان حيث يقيس الأول (التولوين) إلى (- 950 ºC) والثاني (البنتان) إلى (- 130 ºC).

وأخيراً لا بد من التنويه إلى أمر هام في هذا المجال وهو أن السائل في الثيرمومترات الزجاجية يوجد في مستودع الثيرمومتر ويسمى البصيلة التي تتصل بها أنبوبة شعرية ضيقة يرتفع فيها السائل بفعل الحرارة كما يتضح في الشكل (٢).

وكثيراً ما يلاحظ في السائل داخل الأنبوبة الشعرية وجود فراغات غير مملوءة بالسائل وهذا يؤدي إلى إعطاء قراءة غير صحيحة

لدرجة الحرارة. وسبب حدوث هذه الفراغات هو ضيق الأنبوبة الشعرية وعدم انتظام فتحتها الداخلية بفعل التصنيع، **ولتلافي حدوث مثل ذلك يحسن أن تحفظ الثيرمومترات دائماً في وضع رأسي وقد يتطلب الأمر إعادة كل السائل إلى البصيلة وذلك بغمرها في وسط شديد البرودة.**

الماصة (Pipete)

وصفها

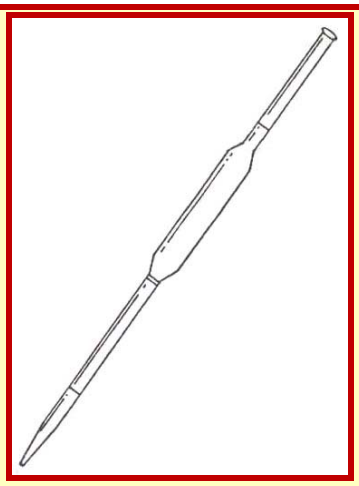
أنبوبة زجاجية طويلة وضيقة ومفتوحة من الجهتين (شكل ٣) وفيها علامة عند أعلاها تحدد مقدار حجمها الذي يكون مكتوباً عليها.

وظيفتها :

تستخدم لنقل حجم معين من المحلول من الإناء الذي يحفظ فيه المحلول لإناء التفاعل ويوجد منها أنواع كثيرة، فمثلاً منها ما هو مزود بجزء منفوخ من الوسط أو من الأعلى لتفادي وصول المحلول المنقول للفم.

كما أنها توجد بأحجام مختلفة تبدأ من (1 ml) إلى (100 ml). وتملأ بالمحلول بمصه بالفم الأمر الذي يتطلب الحذر من وصول المحلول إليه، وفي حالة المواد الشديدة الخطورة تستخدم أدوات شفط خاصة عوضاً عن الفم ومهما كان الأمر فيجب إذا وصل إلى الفم شيء من المحلول

المضمضة بكمية كبيرة من ماء الصنبور ومراجعة المشرف على العملي مباشرة.



شكل (٣)

ولما كان حجم الماصة حتى العلامة معلوماً ومحدداً فإنه يلزم إبعادها عن مصادر الحرارة تلافياً لحدوث أي تمدد قد يؤدي إلى جعل حجمها الفعلي مختلفاً عن الحجم المكتوب عليها.

ويراعى ما يلي عند استخدام الماصة

١) التأكد من سلامه فوهتها، وعدم وجود عيوب فيها قد تسبب جروحاً.

٢) التأكد من أنها غير مسدودة.

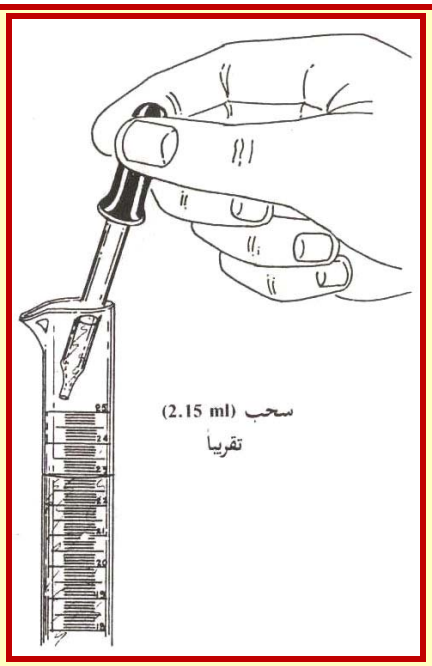
٣) عند تنظيفها بحامض الكروميك يحذر من ملامسته للجلد.

الماصة القطارة (Dropping Pipetes)

تستعمل لإفراغ أحجام صغيرة من السوائل بالتنقيط (شكل (٤)).

ولكنها لا تعطي قياسات دقيقة.

والسعات الممكنة لها تتراوح بين (1 – 2 ml).



شكل (٤)

السحاحة (Burette)

وظيفتها

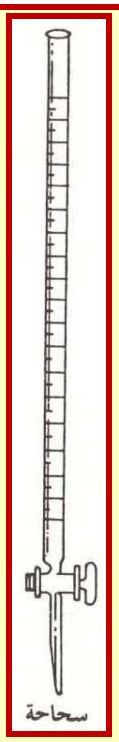
تستعمل لإضافة أحجام دقيقة من السوائل أثناء المعايرة.

وصفها

أنبوبة زجاجية طويلة ذات فتحتين إحداهما لملء السحاحة بالمحلول والأخرى مثبت عليها صمام للتحكم بكمية المحلول المأخوذ منها وتعد أهم أدوات عملية المعايرة (شكل ٥).

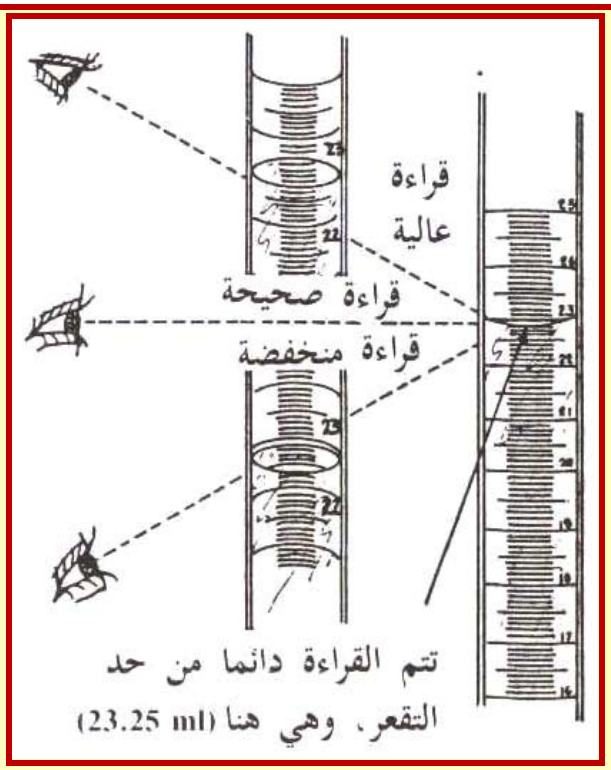
والسعات الممكنة لها تتراوح بين (10 – 100 ml).

وتمتاز السحاحة بأنها مدرجة كما في الشكل الموضح ويكون تدريجها إذا كان حجمها (50 ml) مثلاً بين (0) و (50) وهذا يعني أن حجم السائل بين هذين التدريجين يساوي (50 ml) أما السائل الذي يقع تحت الصفر فهو عبارة عن جزئين أحدهما فوق الصمام والآخر تحته "فهو مجهول الحجم ولهذا السبب يجب التأكد عند استخدامها من ملء الجزء من السحاحة الذي تحت الصمام، ويتم ذلك بفتح الصمام ثم غلقه ومن ثم تملأ السحاحة بالسائل حتى الحجم المطلوب بين (0) و (50 ml).



شكل (٥)

ولتحديد مقدار الحجم المأخوذ من السحاحة يجب معرفة مقدار الحجم قبل فتح الصمام "القراءة الإبتدائية" وكذلك بعد غلق الصمام "القراءة النهائية" حيث يمثل الفرق بينهما الحجم المأخوذ. ويتم أخذ القراءة من أخفض نقطة في التقعر وقد يساعد في ذلك ورقة مسودة بقلم الرصاص بمحاذاة التقعر من الجهة المقابلة ومن الضروري أن يكون مستوى الرؤية بنفس مستوى التقعر كما يتضح من الشكل (٦).



شكل (٦)

ويراعى ما يلي عند استخدام السحاحة

١) يجب التأكد من عدم وجود شروخ أو كسور بها.

٢) تثبت بإحكام في حاملها مع مراعاة عدم الضغط عليها بشدة.

٣) يدهن صنبور السحاحة بالفازلين قبل الإستخدام.

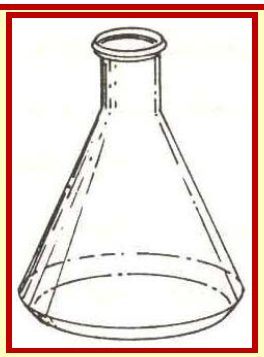
٤) تصب المحاليل في السحاحة عن طريق قمع زجاجي.

٥) يراعى عدم جذب صنبور السحاحة للخارج أثناء العمل.

دورق المعايرة (الدورق المخروطي) (Conical Flask)

وصفه

إناء زجاجي مخروطي الشكل (شكل ٧)، وهو من أهم أدوات عملية المعايرة ويوجد بأحجام مختلفة وينقل إليه بعد غسله بالماء المقطر الحجم المعلوم من إحدى المواد المتفاعلة ثم يضاف المحلول الآخر إليه **وهذا يعني أنه الإناء الذي يحدث فيه التفاعل الكيميائي.**



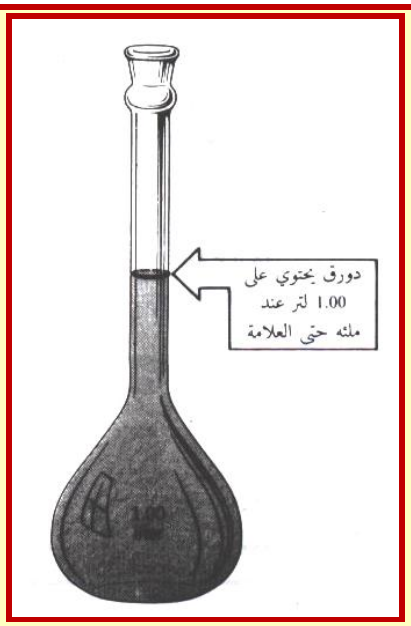
شكل (٧)

القارورة (الزجاجة) الحجمية (Volumetric Flask)

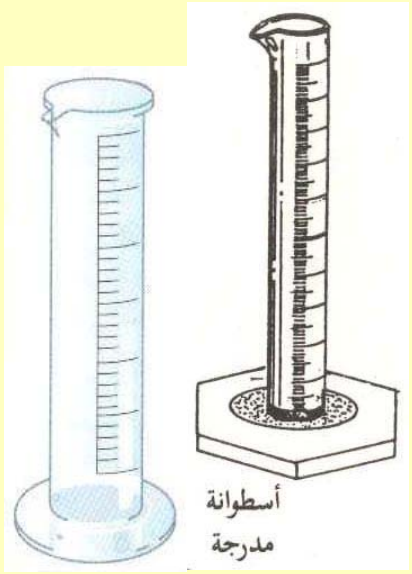
وتستعمل لتحضير تراكيز المحاليل ولها حجم دقيق محدد بعلامة علوية ولها سدادة بحيث يمكن رج القارورة لخلط المحلول (شكل ٨).

المخبار المدرج (Graduated Cylinder)

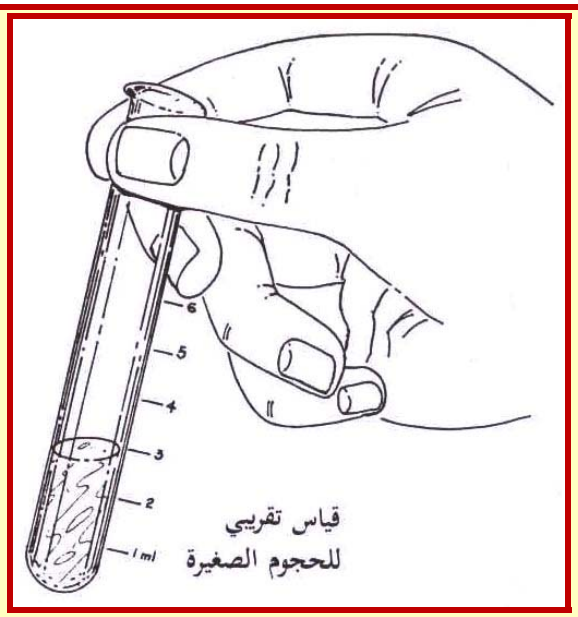
ويستعمل لقياس حجم السائل (شكل (٩)، وسعاته الممكنة مابين (5 – 2000 ml)



شكل (٨)



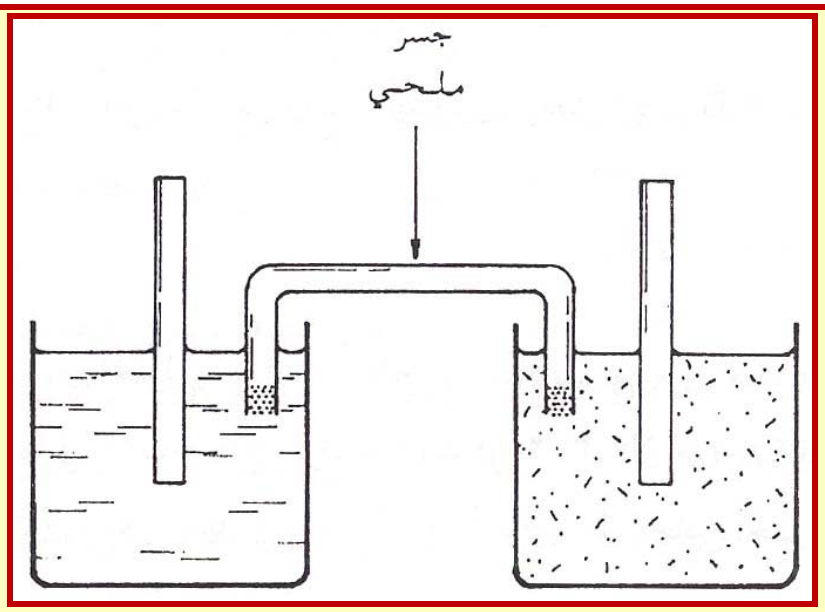
شكل (٩)



شكل (١٠)

قنطرة ملحية (جسر ملحي (Salt Bridge- U Tube)

وهي أنبوبة زجاجية (أو بلاستيكية) على شكل حرف (U) تستعمل عند تصميم الخلايا الجلفانية حيث تملأ بملح مشبع مثل كلوريد البوتاسيوم (KCl) وتسد فتحاتها بسدادة قطنية ثم تنكس ويوضع أحد أذرعتها في محلول المصعد والذراع الآخر في محلول المهبط (انظر شكل ١١).



شكل (١١)

وعند التوصيل بين القطبين بالأسلاك فإن تفاعلات كيميائية (أكسدة واختزال) تحدث، وينتج عنها زيادة في إيجابية محلول منطقة المصعد (وتوازن هذه الزيادة بهجرة أيونات سالبة (Cl^-) من القنطرة الملحية) وزيادة في سالبية المحلول في منطقة المهبط (وتوازن هذه الزيادة بهجرة أيونات موجبة (K^+) من القنطرة الملحية). وبالتالي فإن القنطرة الملحية لها ثلاث وظائف :

١) توصيل الدائرة الكهربائية للسماح بانتقال الإلكترونات.

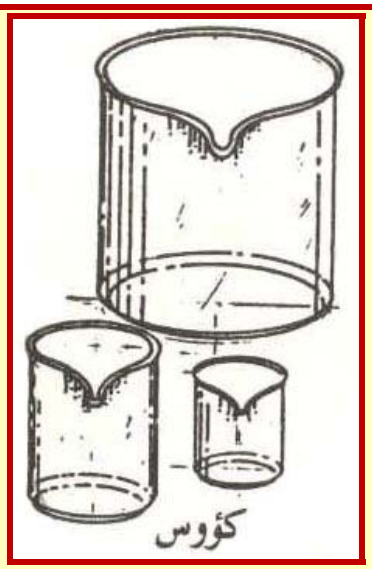
٢) تعويض نقص الأيونات في المحاليل (المحافظة على التعادل الكهربائي للمحاليل).

٣) منع التماس المباشر بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة.

ويراعى عند ملء القنطرة الملحية بالمحلول المشبع أن لا توجد بها أي فقاعات أثناء التعبئة، وإذا وجدت هذه الفقاعات فإنه يتخلص منها بإخرج المحلول من القنطرة ثم إعادة ملئها.

بيكر (كأس) (Beaker)

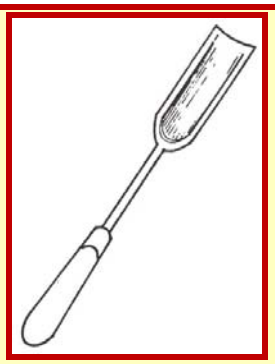
إناء زجاجي يستخدم عادة لحفظ المحاليل أثناء التفاعلات وللقياس التقريبي لحجوم المحاليل (شكل (١٢)) والكؤوس مدرجة ولكن لا تستخدم لغرض القياس الدقيق الحجم.



شكل (١٢)

ملعقة (Spatula)

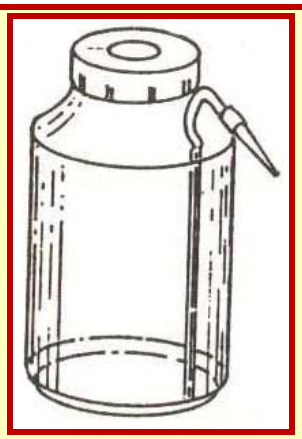
أداة معدنية (وأحياناً بلاستيكية) تستخدم لنقل المواد الكيميائية الصلبة من إناء التفاعل بعد الإنتهاء منه أو لنقل المواد الأولية إلى وعاء الوزن **(شكل (١٣)) والغرض من استخدامها تفادي لمس المواد باليد إذ لا يخلو هذا في كثير من الأحيان من أخطار بالغة.**



شكل (١٣)

قارورة الغسيل (Wash Bottle)

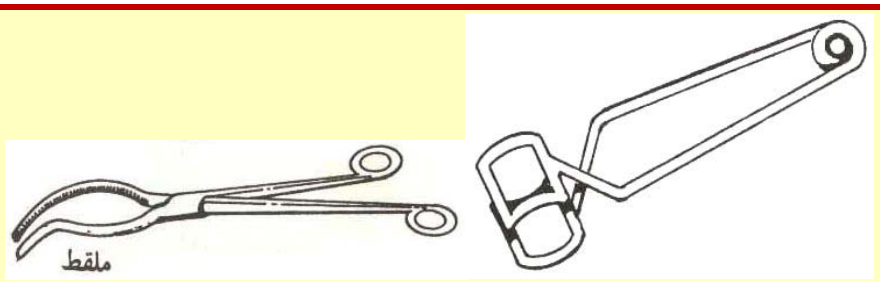
أداة بلاستيكية تملأ بمواد الغسيل مثل الماء المقطر الذي يمكن ضخه منها بالضغط على الأنبوبة باليد (١٤)، وأحياناً أخرى تملأ بمذيبات عضوية مثل الأسيتون لغرض إزالة أي آثار لمواد كيميائية متبقية في إناء التفاعل.



شكل (١٤) : قارورة غسيل

ماسك (ملقاط) Holder

أداة تستخدم لحمل أو نقل الأدوات الساخنة، ويوجد منها أنواع عدة، فمثلاً هناك ما يستخدم لنقل الأدوات الساخنة جداً (كالبوتقة) وهذه مجهزة بعوازل حرارية تمنع وصول أثر الحرارة إلى اليد. وأخرى صغيرة الحجم تستخدم لحمل أنابيب الإختبار (test tube holder) (شكل ١٥).



شكل (١٥)

حامل (Stand Clamp)

ويستعمل لحمل التجهيزات وتثبيتها في أوضاع محددة. وأطواله تتراوح مابين (50 – 100 cm)

ورق ترشيح (Filter Papers)

ورق يقوم مقام المصفاة، يسمح للسوائل فقط بالنفاذ عبره، دون المواد الصلبة. ولورق الترشيح مقاسات تتوقف على دقة نسيجه، أي على حجم الجسيمات التي يمكن أن تخترقه. ويوضع في قمع الترشيح أو في قمع بوخنر لحمله أثناء صب السائل عليه.

شبكة من الألياف الدقيقة لورقة ترشيح مكبرة عدة مرات.

شبكة من الألياف الخشنة لورقة ترشيح مكبرة عدة مرات.

ثقوب بين الألياف تتيح لبعض الجسيمات العبور من خلالها.

قمع بوخنر (Buchner Funnel)

يستعمل عندما يراد ترشيح السوائل بالمص، وهو ذو لوحة مثقبة (شكل ١٦) توضع عليها ورق الترشيح، وله سعات تتراوح ما بين (50 – 500 ml) .

شكل (١٦) : قمع بخنر

ويوضع هذا القمع على قارورة بوخنر (وهي قارورة ترشيح السوائل بالامتصاص) (شكل (١٧). ولها سعات تتراوح ما بين (250 – 1000 ml).

شكل (١٧) : وعاء بخنر

قمع الترشيح

يستعمل لفصل السوائل بالترشيح، حيث توضع ورقة الترشيح بداخله (شكل ١٨).

شكل (١٨)

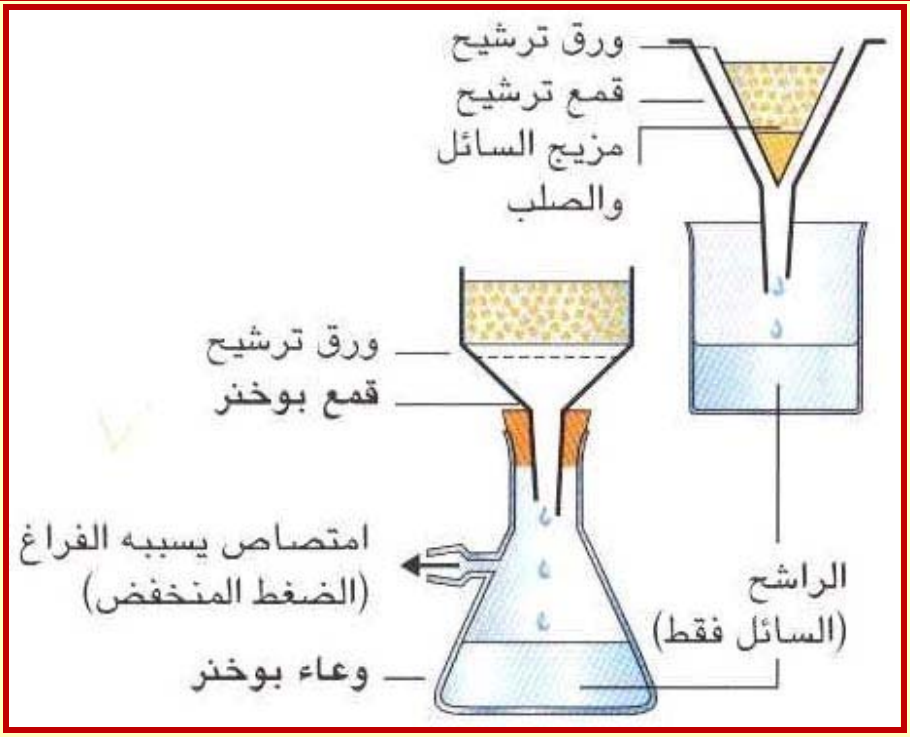
الترشيح وطرقه

الترشيح هو عملية فصل سائل عن صلب، وذلك بصب المزيج على مصفاة شبكية دقيقة. والشبكة وهي عادة (ورق ترشيح) تسمح للسائل فقط بالعبور.

ثمة طريقتان للترشيح :

- الترشيح بقمع عادي (gravity filtration)
- أو الترشيح بواسطة قمع بوخنر(vacuum filtration) فهو أسرع حيث يؤدي الضغط المنخفض في الوعاء إلى امتصاص السائل بسرعة عبر ورق الترشيح.

والشكل (١٩) يوضح كلا الطريقتين.



شكل (١٩) : الترشيح بواسطة قمع بوخنر وبواسطة قمع عادي

دش الأمان (Safety Shower)

يمكنه إزالة الكيماويات بسرعة من الجسم.

A safety shower can quickly remove chemicals from the body

غاسل العين (An Eye Wash)

يمكنه إزالة الكيماويات بسرعة من العين.

An eye wash can quickly remove chemicals from the eyes

الشاشة (Wire Gauze)

تستعمل لنشر حرارة اللهب إلى قاعدة الجسم الذي يسخن بشكل متساو. تصنع من الحديد أو الفولاذ أو النحاس أو السيراميك.

البوتقة (Crucible)

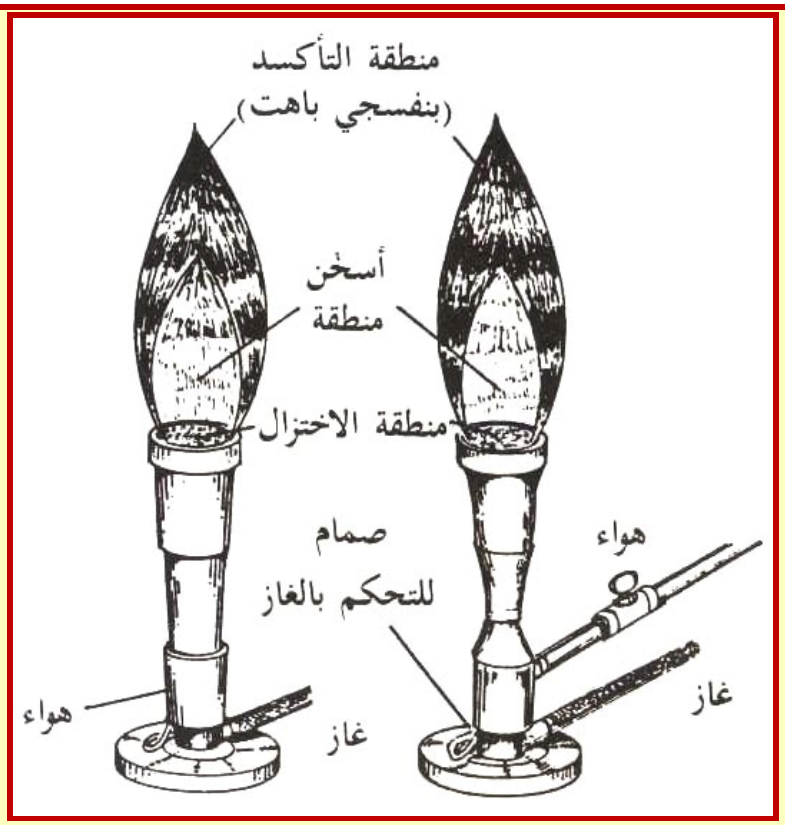
تستعمل لحمل كميات صغيرة من مواد صلبة يراد تسخينها بشدة إما في الفرن أو فوق موقد بنسن (شكل ٢٠). وهي تصنع من البورسلان أو السيليكا أو النيكل أو الفولاذ.

شكل (٢٠)

موقد بنسن (Bunsen Burner)

يستخدم لتوفير الحرارة للتفاعلات الكيميائية (شكل ٢١). وفيه ثقب هوائي قابل للتعجيل تضبط بواسطته حرارة اللهب. فإذا كان الثقب مغلقاً يكون

لون اللهب أصفر، وأبرد من اللهب الأزرق المنبعث عندما يكون الثقب مفتوحاً.



شكل (٢١)

لباس العمل المخبري (البالطو – المريول) (Lab Coat)

ينبغي أن يمتاز هذا اللباس بالمزايا الآتية :

- أن يكون مصنوعاً من قماش قطني لا يحترق بسهولة.
- يمكن إغلاقه وفتحه بسهولة، فمن الملاحظ أن العديد ممن يستخدمون هذا اللباس لا يغلقونه في أثناء العمل المخبري، مما لا

يحقق الفائدة التي وجد من أجلها، وهي منع وصول أي مادة تنسكب على الملابس أثناء العمل، ومن ثم منع وصولها إلى جسم الشخص، وخاصة في فصل الصيف عندما يكون اللباس الذي يرتديه الشخص رقيقاً، ويستحسن أن يكون طول هذا اللباس مناسباً، ليس طويلاً يعيق حركة الشخص في المختبر، ولا قصيراً يجعل الفائدة منه شبه معدومة.

الكمامات (Masks)

وتستخدم عند التعامل مع المواد المتطايرة أو الغازات التي يمكن أن تؤثر في صحة الشخص الذي يتعامل معها وسلامته، فهي تقوم بتصفية الهواء قبل دخوله إلى رئتيه، مما يمنع تسرب الغاز والغبار إلى داخلهما، ويجب على فني المختبر والمعلم عدم إهمال هذه الكمامات في العمل المخبري، ولبسها كلما اقتضت الحاجة والضرورة الى ذلك.

النظارات الواقية Goggles

تتحسس عيون العديد من الأفراد من أبخرة بعض المواد الكيميائية، مما قد يؤدي إلى إصابتهم بالتهابات حادة أو أمراض مزمنة، نتيجة لتعاملهم المستمر معها، لذا يجب توفير مثل هذه النظارات

(شكل ٢٢)، التي قد لا يتعدى ثمنها أجرة زيارة طبيب عيون لمرة واحدة فقط، واستخدامها عند التعامل مع أية مادة كيميائية لها أبخرة قد تؤثر سلباً في العيون.

شكل (٢٢)

القفازات (Laboratory Gloves)

وهي تحمي الجلد من الكيماويات (شكل ٢-٢٣)

Laboratory gloves protect the skin from chemicals

تتنوع القفازات المستخدمة في العمل المخبري، فيخصص لكل مادة كيميائية نوع معين من هذه القفازات، فالحموض مثلاً لها نوع خاص من القفازات لا يتفاعل معها، وهناك أيضاً نوع من القفازات يستخدم مرة واحدة فقط ثم يتم التخلص منه، ويستخدم عادة هذا في عملية التحنيط أو

التشريح، مع العلم أن الأنواع الأخرى وخاصة البلاستيكية الملساء يمكن استخدامها في مختبر الأحياء أكثر من مرة، شريطة غسلها وتعقيمها بعد كل استخدام، وهي من أكثر الأنواع استخداماً في المختبرات.

شكل (٢٣)

مراوح الشفط

تعمل مراوح الشفط على تصريف الروائح والغازات الضارة المنبعثة من المواد الكيميائية في المختبرات، لمنع ضررها قدر الإمكان. ويجب أن توزع هذه المراوح بشكل جيد في المختبر، فتوضع واحدة على الأقل في مستودع المختبر إن وجد، كما يفضل وضع مروحة بالقرب من كل طاولة عمل، وينصح عادة بتشغيل هذه المراوح طوال اليوم لاستبدال هواء المختبر باستمرار.

ومراوح الشفط لا تلغي أهمية التهوية الطبيعية في المختبرات، فلا بد من فتح نوافذ المختبر، وإيجاد مجرى للهواء في كل صباح، حتى وإن كان الطقس بارداً ليتم تغيير الهواء الموجود فيه وإدخال الهواء النقي باستمرار.

خزانة طرد الغازات Fume Hood

تعد خزانة طرد الغازات من أهم احتياجات مختبر الكيمياء لما لها من أهمية كبيرة عند التعامل مع الكثير من المواد الكيميائية التي تتصاعد منها أبخرة سامة.

كما تستخدم هذه الخزانة في تحضير جميع الغازات وخاصة غازات الكلور والبروم لما لها من سمية عالية.

تركيبها

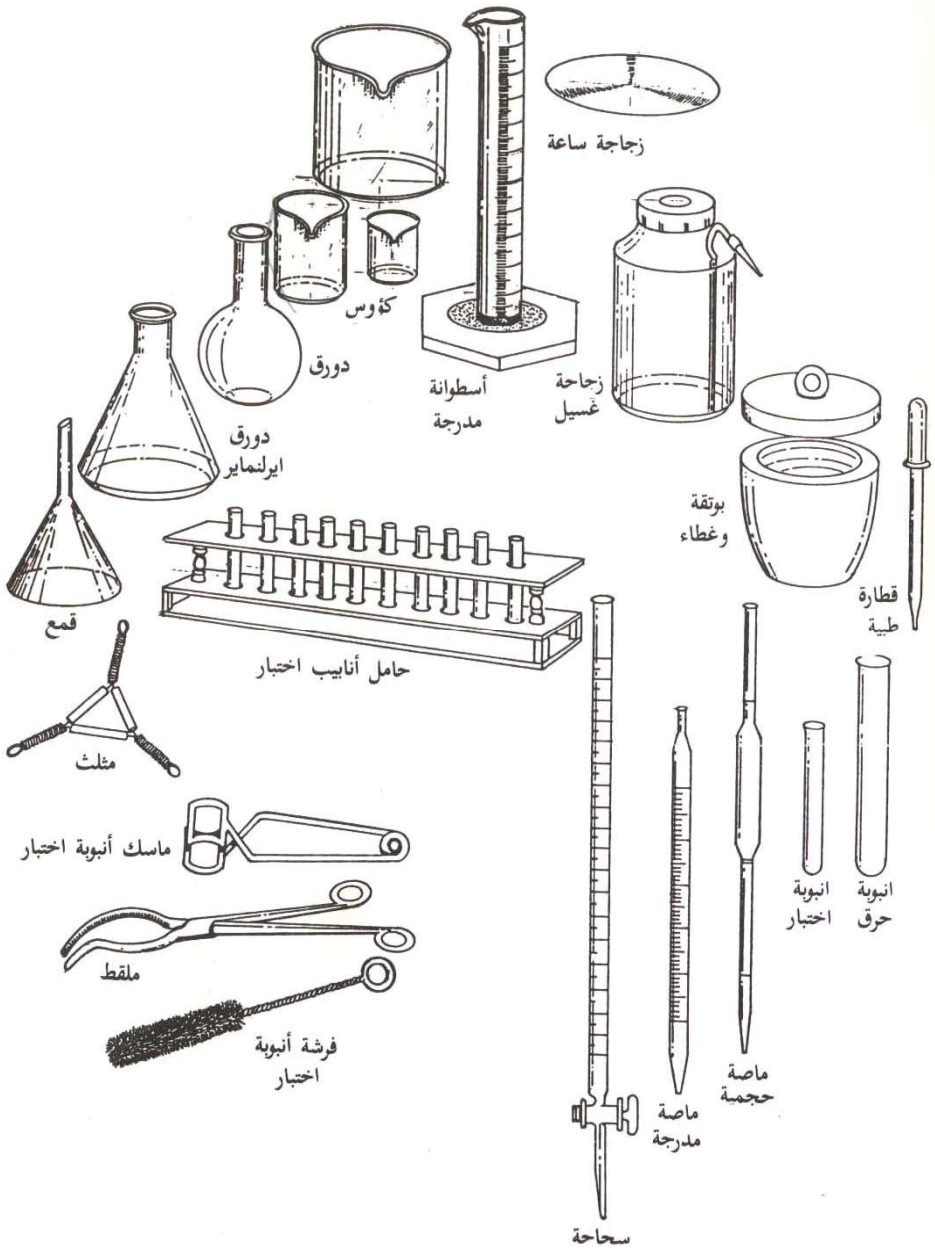
تصنع هذه الخزانة من الخشب شريطة تغطية سطوحها وجميع جوانبها بمواد مقاومة لتأثير المواد الكيميائية.

وتكون ذات وجه بلوري ينزلق إلى الأسفل بسهولة، ومزودة من الداخل بصنبور ماء ومحبس غاز ومقبس (فيش) للتيار الكهربائي، ومروحة شفط تثبت في سقفها أو في أسفلها على أن تكون متصلة بالخارج.

كيفية استخدام خزانة طرد الغازات

- شغل مروحة الشفط قبل وضع المواد بداخلها.
- تأكد من وصول الماء والغاز إلى داخل الخزانة قبل البدء بإجراء التجربة.
- ارفع الباب إلى الأعلى بقدر بسيط يسمح بإدخال المواد إلى داخل الخزانة ثم أنزله إلى مستوى يسمح بدخول يديك فقط.
- حضر التجربة التي تريد، واحرص في أثناء العمل أو التحضير على بقاء مروحة الشفط عاملة، والباب المنزلق نحو الأسفل.

والشكل (٢٤) يجمع أهم أدوات المختبر الكيميائي الشائعة الاستخدام.


زجاجة ساعة
كؤوس
دورق
أسطوانة مدرجة
زجاجة غسيل
دورق ايرلنماير
بوتقة وغطاء
قطارة طبية
قمع
حامل أنابيب اختبار
مثلث
ماسك أنبوبة اختبار
ملقط
فرشة أنبوبة اختبار
انبوبة حرق
انبوبة اختبار
ماصة حجمية
ماصة مدرجة
سحاحة

شكل (٢٤).

الفصل الثاني

الاحتياطات العامة المتعلقة بالأمان في مختبر الكيمياء

الفصل الثاني

الاحتياطات العامة المتعلقة بالأمان في مختبر الكيمياء

مقدمة

مختبر الكيمياء تجرى فيه كثير من العروض العملية والتجارب، وتوجد به مواد كيميائية صلبة وسائلة، وقد توجد به غازات وأبخرة، كما أن به طاقات، ومصادر لهذه الطاقات، وتوجد به كهرباء وحرارة، وتوجد به توصيلات للمياه والغاز والكهرباء...

ويمكن أن يكون العمل في مختبر الكيمياء آمناً، غاية في الأمان، لو كان جيد التصميم، يستخدم في الأغراض التي أنشئ من أجلها، فلا تجرى به تجارب ليس معداً أصلاً لإجرائها، ولا يكون فيه عدد من الطلاب أو الباحثين ليس مصمماً لاستيعابهم، يكون العمل آمناً به إذا اتبعت الاحتياطات اللازمة للأمان، وبذل كل جهد ممكن للتأكد من صيانته وعدم تسرب أي نوع من الإهمال اليه.

كما أن الخطر قد ينشأ فيه من الإهمال في الصيانة : إهمال في صيانة وصلات الكهرباء أو توصيلات الغاز، أو المواقد، أو الأجهزة والزجاجيات، أو ينشأ الخطر فيه نتيجة الإهمال في الإستخدام : إهمال في التأكد من نوعية وصلاحية المواد، أو مقاديرها، أو تراخي في

ارتداء الملابس المناسبة، وقد ينشأ الخطر من إهمال في الإشراف عندما يترك الطلاب في المختبر دون إشراف فيخلطون محاليل ما كان ينبغي لها أن تخلط، أو ينزعون الأوراق الحاملة لأسماء المواد أو المحاليل من زجاجتها، أو يبدلونها، أو يعبثون بالتوصيلات الكهربائية، أو بتوصيلات الغاز، أو بالأجهزة. كما أن الإهمال في النظافة والتخلص من الفضلات قد يكون مصدر خطر.

أولاً : الإشراف

يجب أن يظل الطلاب تحت الإشراف المباشر في كل وقت وفي كل مكان ولا يسمح لهم بدخول المختبرات أو بقائهم فيها إلا في وجود مشرف.

الظروف الطبيعية وصيانة المختبر ونظافته

١) يجب أن يكون أثاث المختبر مغطى بمادة غير قابلة للاشتعال.

٢) يجب أن تكون أرضية المختبر من النوع الخشن الذي لا يساعد على التزحلق.

٣) يجب توفير التهوية الجيدة في المختبر، بشفاطات تطرد الهواء للخارج.

٤) أن تكون حواف الأرفف مرتفعة قليلاً عن مستوى سطح الرف لتقليل احتمال انزلاق الزجاجات من على الرف.

٥) يجب المحافظة على نظافة وتنظيم المختبر وأن يكون لكل مادة أو جهاز مكان معروف فيه ويعنون بوضوح.

٦) مصابيح بنسن تثبت منفردة كل على حدة.

٧) يجب التأكد دورياً من سلامة التوصيلات الكهربائية، وتوصيلات الغاز.

٨) يراعى عدم وجود حواف حادة أو زجاج مشروخ أو مكسور في الأجهزة أو الأدوات.

ضروريات يجب توفيرها في مختبر الكيمياء

١) يجب وجود خزانة غازات في مختبر الكيمياء، ويتأكد دورياً من أن الفتحات التي يخرج منها الغاز غير مسدودة بسبب الأتربة أو غيرها.

٢) يجب أن يحوي كل مختبر صيدلية تحوي المواد والأدوات اللازمة للإسعافات الأولية ويدرب على استخدامها المشرف والطلاب.

محتويات خزانة الإسعافات الأولية

ينصح بتوفير المواد والأدوات التالية في خزائن الإسعافات الأولية لاستخدامها عند الحاجة، كما ويجب التأكد من صلاحيتها بشكل دوري : شاش طبي معقم، قطن طبي، شاش للحروق، ضمادات، قطن، شريط لاصق (plaster) (لاصق بأحجام مختلفة)، لفافات، ملقط، كحول طبي، قطارة، حمام للعين، محلول الأمونيا (النشادر)، مسحوق السلفا، مرهم للحروق، بودرة أطفال، مسحوق الحليب (يجدد باستمرار كلما انتهت صلاحيته)، ميزان حراري طبي، ملقاط، مقص، دبابيس أمان، دورق غسيل به ماء مقطر، فازلين.

زجاجات ضيقة الفوهة ، بها سوائل :

زيت خروع، زيت زيتون، جلسرين، لبن المغنيزيا.

زجاجات ضيقة الفوهة بها محاليل :

حمض البوريك ١% (١سم^{٣} من الحمض في ١٠٠ سم^{٣} من الماء المقطر)، صبغة يود (٢.٥ جم مذابة في ١٠٠ سم^{٣} من الكحول الإيثيلي)، محلول مخفف من نترات الفضة (١.٦ جم من نترات الفضة في ١٠٠ سم^{٣} من الماء المقطر)، بيكربونات الصوديوم ١ % (١ جم من البيكربونات في ١٠٠ سم^{٣} من الماء المقطر).

زجاجات ضيقة الفوهة بها محاليل :

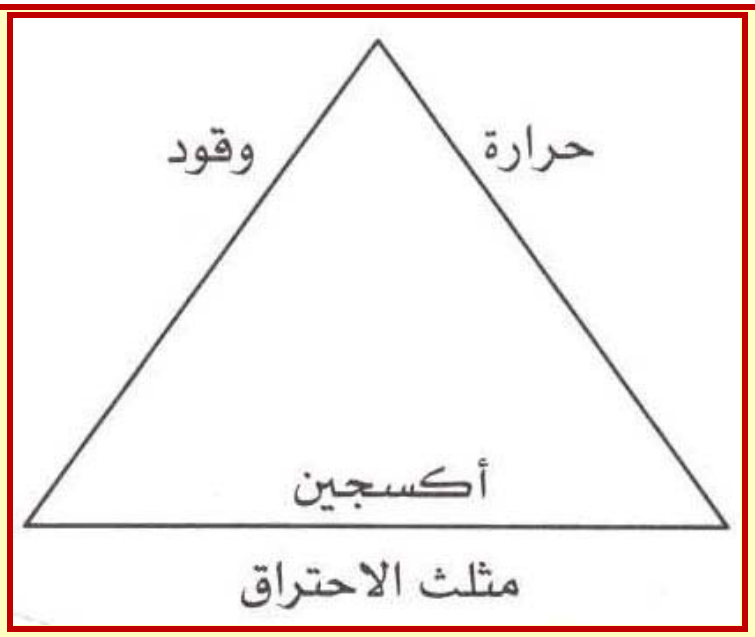
حمض الخليك ١ % (٥ سم٣ من حمض الخليك الثلجي في ٥٠٠ سم٣ من الماء المقطر)، محلول بيكربونات صوديوم مركز.

٣) يجب توفر وسائل إطفاء الحريق داخل المختبر ويكون المشرف وبعض الطلاب مدربين على استخدامها.

شكل (١) : طفاية حريق

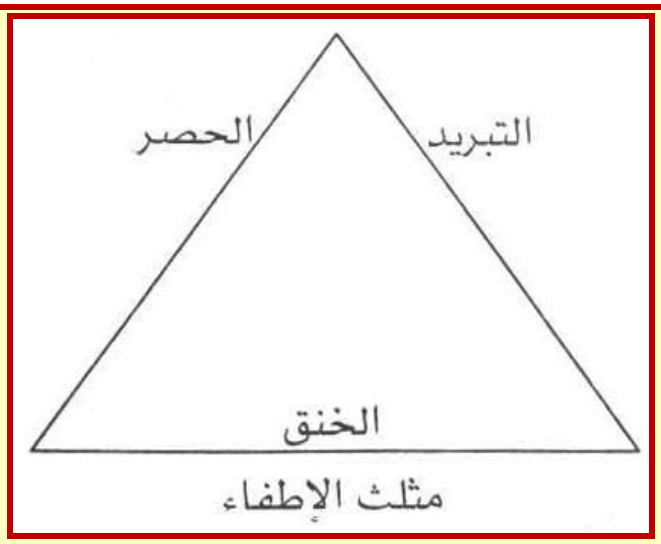
وقبل الحديث عن طفاية الحريق وأنواعها واستخداماتها لابد وأن نعرج أولاً على ملية الاحتراق لنتعرف على آليته وطريقة إخماده.

إن الاحتراق عملية ناجمة عن تفاعل كيميائي بين مادة أو أكثر متحدة مع الأكسجين والحرارة ، أي أنه لابد من توافر ثلاثة عناصر مجتمعة لحدوث الاحتراق، وهذه العناصر هي : الأكسجين، والحرارة والمادة القابلة للاحتراق (انظر مثلث الاحتراق شكل (٢).



شكل (٢) مثلث الاحتراق

ومن هنا فإنه إذا فقد أحد العناصر الثلاثة السابقة فإن ذلك يؤدي إلى عدم حدوث الاشتعال أو إيقافه.



شكل (٣) : مثلث الإطفاء

فقد تبين نتيجة للتجارب التي أجريت، أنه يمكن القضاء على عنصر الأكسجين بواسطة الخنق، وهذا يعني منع وصول الأكسجين للاتحاد مع العنصرين الآخرين. وبواسطة التبريد يمكن تخفيف درجة الحرارة إلى مادون درجة الاشتعال. كما يمكن بواسطة الحصر تجزئة المواد القابلة للاحتراق، وإبعاد غير المحترق منها. وهذا يعني إن تمكنا من التحكم في أحد عناصر الاحتراق فسيؤدي ذلك إلى وقف الحريق.

وهناك أنواع من الطفايات المستخدمة في إخماد الحرائق، نذكر منها :

أ) طفاية الفوم الكيماوي (سعة ٩ ليترات)

ويستخدم هذا النوع من الطفايات لإخماد الحرائق البسيطة التي تنجم عن المواد السائلة، مع مراعاة عدم استخدامها في الحرائق الناجمة عن الكهرباء، لأنها موصلة للتيار الكهربائي، مما يعرض حياة الشخص الذي يستخدمها للخطر.

ب) طفاية البودرة الكيميائية الجافة (سعة ١٢ كيلوجرام)

ويستخدم هذا النوع من الطفايات **لإخماد الحرائق الناجمة عن الزيوت**، لأن البودرة الجافة المستخدمة فيها تطفو على سطح السائل المشتعل، مما يؤدي إلى حصر النار ومنع انتشارها.

كما تستخدم في الحرائق الناجمة عن الكهرباء، ويفضل عدم استخدامها في المناطق المغلقة، وحرائق الآلات الدقيقة.

وهذا النوع من الطفايات واسع الإنتشار في المختبرات.

تركيبها

يتركب هذا النوع من الطفايات من اسطوانتين إحداهما كبيرة، وهي التي تحوي البودرة، والثانية صغيرة الحجم تثبت إلى جانب الطفاية

من الخارج وتحوي غاز ثاني أكسيد الكربون، الذي يعمل على دفع البودرة لإخراجها من داخل الأسطوانة. إضافة إلى ساعة مثبتة على عنق الطفاية لمعرفة مقدار الضغط في داخلها، وخرطوم ينتهي بقاذف قابل للفتح والإغلاق حسب الحاجة، ومقبض، وعلاقة لتثبيتها في المكان المناسب.

وغالباً ما يكون لون هذا النوع من الطفايات أزرق.

أنواع البودرة الكيميائية الجافة

- **بودرة مخصصة لمكافحة حرائق السوائل، وهي أحد المواد الآتية :**

- بيكربونات البوتاسيوم ($KHCO_3$).
- بيكربونات الصوديوم ($NaHCO_3$).
- كبريتات البوتاسيوم (K_2SO_4).
- كبريتات الصوديوم (Na_2SO_4).

- **بودرة تستعمل لجميع أنواع الحرائق**

وهي خليط من المواد سالفة الذكر مع احتوائها على نسبة عالية من فوسفات أحادي الأمونيوم أو فوسفات ثنائي الأمونيوم.

تنبيه :

ينصح بعدم استخدام هذا النوع من الطفايات في مستودعات الأجهزة الإلكترونية، لأن البودرة المستخدمة فيها تتلف الأجهزة الدقيقة.

ج) طفاية الصودا أسيد (سعة ١ ليتر)

ويستخدم هذا النوع من الطفايات لمكافحة حرائق المواد الصلبة البسيطة، ويمنع استخدامها في إطفاء حرائق المواد السائلة، لأن السوائل القابلة للاحتراق أقل كثافة من مادة الإطفاء، مما يجعلها تطفو على سطحه، مما يساعد على انتشار الحريق. وكذلك لا يمكن استعمالها في إطفاء حرائق الكهرباء، لأن مادة الإطفاء موصلة للتيار الكهربائي. ولا تستخدم أيضاً في إطفاء حرائق المعادن.

د) طفاية الماء (سعة ٩ ليترات)

ويستخدم هذا النوع من الطفايات في الحالات التي تستخدم فيها طفاية الصودا أسيد. ويمنع استخدامها في إطفاء حرائق السوائل والحرائق الناجمة عن التيار الكهربائي.

هـ) طفاية بروموكلورودي فلورميثان (B. C. F) (سعة 0.5 كيلوغرام)

ويستخدم هذا النوع من الطفايات في مكافحة الحرائق البسيطة بشكل عام، وخاصة الحرائق الناجمة عن الزيوت والتيار الكهربائي والمحروقات والأجهزة الدقيقة.

و) طفاية ثاني أكسيد الكربون (CO_2) (سعة ٦ كيلو غرام)

وتستخدم هذه الطفاية في جميع أنواع الحرائق، ولها تأثير جيد في إطفاء الحرائق الناجمة عن الزيوت والتيار الكهربائي، **فغاز ثاني أكسيد الكربون غير موصل للتيار الكهربائي، ويمكن استخدامها في حرائق الآلات الدقيقة أيضاً، وينصح بعدم استخدام هذه الطفاية في الأماكن المغلقة، لأن الغاز المستخدم فيها يؤدي إلى التسمم.**

تركيبها

تتركب طفاية CO_2 من الأجزاء الرئيسية الآتية :

- **غطاء علوي** :

ويصنع من المعدن أو البلاستيك، وله مقبض للتحكم في إخراج الغاز عند اللزوم، يثبت به مسمار أمان، ويتفرع منه خرطوم ينتهي بقاذف.

- **جسم الطفاية** :

ويصنع عادة من الفولاذ المسكوب، ليتحمل الضغط الناتج من تحويل غاز (CO_2) إلى سائل.

طريقة استعمال الطفايات بجميع أنواعها

لإطفاء الحريق بأسرع وقت ممكن مع المحافظة على سلامة رجل الإطفاء. لا بد من إتباع التعليمات التالية :

- يقف الشخص المكافح للحريق باتجاه الريح وليس بعكسها.
- يقف على بعد ثلاثة أقدام من الحريق.
- ينزع مسمار الأمان.
- تقذف المادة المستخدمة في الإطفاء باتجاه الحافة السفلية للهب.

ملحوظة :

يجب إجراء فحص شامل للطفاية الموجودة في المختبر من قبل المختصين أو رجال الدفاع المدني مرة كل ثلاثة أشهر، وإذا وجد أن الطفاية غير صالحة للاستخدام فيجب إرسالها وبالسرعة الممكنة، إلى مؤسسات السلامة العامة لإجراء الصيانة اللازمة لها وتعبئتها من جديد.

٤) يجب أن توفر بطانية أسبستوس يلف بها من تشتعل الغاز في ملابسه لسرعة إطفائها.

٥) يجب توفر آنية خاصة تلقى فيها الفضلات الصلبة التي لا ينبغي أن تلقى في أحواض الغسيل.

٦) تعلق في مكان بارز لوحة مكتوب عليها بوضوح تعليمات موجزة محددة عن السلوك داخل المختبر، واستخدام المواد والأدوات فيه، ومن المفيد أن يسجل الطلاب هذه التعليمات في كراساتهم.

مزيد من القراءة

توصيات للقائمين على معامل الطلبة

توصيات ينبغي الأخذ بها من قبل الأساتذة والمعيدين والمحضرين القائمين على مختبرات الطلاب :

١. يلزم عمل قائمة بالمواد الكيماوية المستخدمة في كل تجربة مع تقييم الخطورة لكل مادة والعلاج المستخدم في حال التعرض للمادة أو تناولها (إن وجد).
٢. إذا وجدت مادة مسرطنة من بين المواد المستخدمة في التجربة يجب التنبيه على الطلاب للاحتياط أثناء التعامل معها، كما يجب إيجاد بديل عنها، وأن يوضح أسباب استخدامها للطلاب (كأن تكون أفضل الخيارات وأقلها ضرراً).
٣. يجب تعبئة نموذج (استمارة) تقييم الخطورة COSHH من قبل القائمين على المقرر من أساتذة ومحضرين وكذلك الباحثين.
٤. تعيين التجارب التي يتم التعامل فيها مع مواد خطرة وتُعمل ترتيبات إضافية احتياطات السلامة تحسباً لأي طارئ ويراعى استخدام علامات الخطورة الدولية الملصقة على العبوة.

٥. من المهم تخزين الكيماويات في المكان المناسب ومراعاة التوافق وعدم التوافق فيما بينها.

٦. عمل ملصقات مكبرة وواضحة بإرشادات السلامة التي يجب إتباعها من قبل الطلاب، وإلزامهم بالإطلاع عليها، والمحاسبة في حالة الإهمال.

٧. في حالة حصول حادث أو حريق في نفس المعمل أو المعمل المجاور واقتضى الأمر إيقاف العمل يجب عمل الخطوات التالية:

- تقديم المساعدة لإيقاف جميع التجارب.
- استخدام وسائل إطفاء الحريق لإيقاف اللهب عن الاستمرار.
- قطع مصادر الحرارة والتيار الكهربائي.
- استخدام الرمل في حالة انسكاب مادة على الأرض ثم استخدام الماء إذا لم يكن ذو مفعول عكسي مع المادة.
- الاستعداد لإخلاء المكان (إذا لزم الأمر) ويتم من خلال:
- استخدام جرس الإنذار.
- الإخلاء بهدوء حتى لا يتسبب في إثارة الذعر للموجودين.
- المعيد والمحضر (الفني) هما آخر من يخلي المختبر للتأكد من خلو المعمل من الطلاب أو غيرهم.
- تعبئة استمارة التبليغ عن الحوادث.

إرشادات السلامة للطلاب

عليك أخي الطالب أن تتذكر دائماً :

- أن سلامتك وسلامة زملائك في المختبر تقع على عاتقك أنت أولاً.
- أن تلبس النظارات الواقية لحماية العينين من المواد الكيماوية.
- أن تنبه زملاءك من الأخطار المحيطة بهم إن وجدت.
- أن تلبس البالطو لحماية ملابسك وجسمك من الكيماويات المنسكبة.
- أن تبتعد بالسوائل القابلة للاشتعال عن اللهب العاري.
- أن تتأكد من اسم المادة التي تتعامل معها وتركيزها.
- أن تقوم بسحب السوائل بطريقة آمنة وباستخدام الماصة.
- أن تؤدي التجربة بحرص وهدوء وتركيز لتلافي الحوادث.
- أن تقوم بالتبليغ عن الحوادث مهما كانت صغيرة.
- أن تجتنب الأحاديث الجانبية مع زملائك أثناء القيام بالتجربة.
- أن تغسل يديك بعد الانتهاء من التجربة.
- أن تلبس القفازات عند التعامل مع المواد المؤكسدة والأكولة.
- أن تلبس الحذاء الواقي المناسب لقدميك من الأخطار المحتملة.
- أن تسأل الأستاذ عن ما لا تعرف.
- أن تطلب الإسعافات الأولية فوراً إذا تعرضت لأي حادث لا سمح الله.
- أن تزيل الغترة قبل الابتداء في إجراء التجربة.
- أن تلتزم باحتياطات السلامة الخاصة بكل تجربة.

كما يجب عليك أخي الطالب أن تحذر دائماً :

- من أن تشم أو تستنشق روائح المواد الكيماوية.
- من أن تلمس أو تتذوق المواد الكيماوية.
- من أن تُخرج الكيماويات أو الأجهزة المتعلقة بها خارج المختبر.
- من أن توجه أنبوبة الاختبار أثناء التسخين على اللهب ناحية وجهك.
- من أن تنسكب عليك الكيماويات أثناء فتحها.
- من أن تقترب بإصبعك أو رأسك من اللهب العاري.
- من محاولة فك الزجاجيات المستعصية بالقوة.
- من القيام بالتجارب الكيميائية إلا بعد أخذ الإذن بذلك.
- من القيام بالتجارب الكيميائية لوحدك خارج أوقات الدوام.
- من أن تأكل أو تشرب داخل المختبرات الكيميائية.
- من التدخين داخل المختبرات الكيميائية.

إرشادات السلامة في المختبرات البحثية ومعامل التحضير

الاحتياطات التالية يفترض مراعاتها من قبل الباحثين ومساعديهم والفنيين والمحضّرين وطلاب البحث وطلاب الدراسات العليا :

- اقرأ المعلومات المكتوبة على العبوة جيداً.
- تأكد أنك تتناول المادة المطلوبة.

- تأكد من تحذيرات وتصنيف السلامة المكتوب على العبوة.
- عدم وجود تحذيرات مكتوبة على العبوة لا يعني أنها ليست خطيرة.
- استعمل أدوات السلامة المناسبة (قفازات، نظارات،...الخ) للتعامل مع كل مادة.
- افتح العبوة بحذر.
- افتح العبوة في مكان جيد التهوية (في خزانة شفط الغازات).
- أنقل الكمية التي تريدها من العبوة بحذر، وبحيث يكون استنشاقها أقل ما يمكن، (كأن تكون في خزانة شفط الغازات، وباستخدام الكمامات).
- انقل الكمية التي تريدها من العبوة بحيث تضمن عدم اتصالها بالجلد (أي باستخدام القفازات).
- انقل الكمية التي تريدها من العبوة بحيث تضمن عدم وصول أي شيء منها إلى العين (البس النظارات).
- تجنب استعمال أو لمس الأدوات الملوثة بالكيماويات.
- يجب ألاَّ تستخدم القفازات الملوثة أثناء استعمال الأدوات المكتبية أو عند الرد على الهاتف أو ما شابه ذلك.
- استعمل قفازات نظيفة دائماً.
- اقفل العبوة جيداً بعد الانتهاء من استعمالها.
- يمنع التدخين بتاتاً في المختبر.

- لا تأكل أو تشرب داخل المختبر (إلا إذا خصصت مكان محدد بعيد عن الكيمياويات).
- اغسل يديك دائماً بعد الانتهاء.
- أبقِ المساحات التي تعمل فيها أو عليها نظيفة ومرتبة دائماً.
- استعمل أدوات نظيفة وغير ملوثة.
- البس بالطو نظيف دائماً واغسله كلما لزم الأمر.
- في حالة انسكاب المادة استعمل الطريقة الصحيحة للتعامل معها.
- إذا تعرضت للمادة استعمل الإسعافات الأولية المناسبة.
- لا تتخلص من بقايا التفاعلات الكيميائية الخطرة في أحواض التصريف العادية وإنما في عبوات خارجية للتخلص منها بالطرق المناسبة (حسب ارشادات العبوة).
- ثبت اسطوانات الغاز بالطريقة الصحيحة (إن وجدت).
- يفضل تصنيف الكيماويات التي لديك في قائمة حسب خطورتها وعلاج التعرض لها.

إرشادات وقواعد التخزين

- يجب أن يكون التخزين في منطقة جافة وجيدة التهوية.
- يجب عزل المواد عن درجات الحرارة العالية ومصادر الاشتعال.
- توضع الكيماويات بعيداً عن متناول الأيدي.
- توضع الكيماويات بعيداً عن الأشخاص الذين ليس لهم علاقة؛ بحيث يصعُب عليهم الوصول إليها.
- توضع الكيمياويات بشكل منفصل عن غيرها من المستلزمات الأخرى بغرض تحديد مواقع الخطر.
- افحص المخزون من حين لآخر وتخلص من الكيمياويات التالفة.
- يمنع التدخين بتاتاً في منطقة الكيمياويات.
- خذ الحيطة والحذر أثناء نقل الكيمياويات من مكان لآخر مع مراعاة ملصقات وتصنيفات السلامة التي على العبوة.

الأدوات والملابس التي تصحب في المختبر

١) لا ينبغي اصطحاب حقائب أو كتب أو ملابس غير مطلوبة، ويقتصر الأمر على الأدوات اللازمة للعمل فقط.

٢) ينبغي ارتداء المعطف الأبيض (البالطو) أو الواقي بمجرد الدخول للمختبر، مع مراعاة إحكام قفله بالأزرار لوقاية الملابس التي توجد تحته، كما يلاحظ تضييق فتحة الكم بالزرار الخاص بذلك أو تضييقه بأي وسيلة حتى لا يتسبب اتساعه في إسقاط بعض الأدوات عندما يعلق بها.

٣) ينبغي عدم ارتداء ملابس غير مناسبة أثناء العمل بالمختبر إلا إذا كانت مغطاة كلية بالمعطف الأبيض، ومن أمثلة هذه الأربطة الطويلة المدلاة رباط العنق (الكرافتة كما في البلاد العربية والغربية) أو الإيشارب المدلى، أو الأحزمة الطويلة أو السلاسل، أو الخواتم، الجاكت، البالطو الصوف، الملابس الواسعة الفضفاضة، الملابس ذات النسيج الرقيق (وكل ما سبق يهتم به في الغالب الطالبات).

٤) عدم ترك مساحات كبيرة من الجسم أو الملابس دون غطاء حتى لا تصيبها حروق.

٥) ارتداء القفاز الخاص بالمعمل أثناء إجراء تجارب تتطلب استخدام مواد تؤثر في الجلد.

٦) ارتداء النظارات الواقية أثناء العمل، عند إجراء تجارب تتطلب هذا مثل التجارب التي قد ينشأ عنها تناثر أحماض أو قلويات مركزة، تجارب صهر الصودا (الصوديوم) الكاوية والبوتاسا (البوتاسيوم) الكاوية، التجارب التي تستخدم فيها سوائل سريعة الإشتعال، تجارب يستخدم فيها الصوديوم أو البوتاسيوم أو الفوسفور.

التعامل مع المواد الكيماوية

١) قص الأظافر الطويلة حتى لا تحمل أسفلها مواد كيماوية قد تختلط بالطعام.

٢) التأكد من الإسم المكتوب على زجاجة الكيماويات قبل استخدامها وذلك في كل مرة تستخدم فيها الزجاجة.

٣) عدم تذوق أي مادة كيماوية، لم ينص على هذا صراحة في طريقة إجراء التجربة، أو بتوجيه خاص من المشرف.

٤) عند القيام بعرض عملي يحتمل أن تتأثر منه سوائل أو يوجد أي احتمال لحدوث انفجار فيه، يراعى ما يلي :

أ) يبعد الطلاب لمسافة لا تقل عن مترين ونصف عن منضدة العرض (البنش bench).

ب) يستخدم حائل من شبك السلك المتين، أو لوح من البلاستيك الشفاف، يوضع بين التجربة والتلاميذ، في حالة التجارب التي قد تتأثر منها سوائل، لحماية الطلاب.

٥) عند استخدام مقادير كبيرة من الكيماويات، فالكميات الصغيرة يمكن التحكم في تفاعلاتها بسهولة أكثر.

٦) التحرك بهدوء وتجنب السرعة أو الجري أثناء حمل الكيماويات تجنباً للاصطدام أو السقوط.

٧) عدم العبث بالكيماويات، والمحاليل، وخلطها مع بعضها، لمجرد العبث، أو إشباع حب استطلاع لا يقوم على أساس علمي حفاظاً على الكيماويات والمحاليل، ولتجنب ما قد ينشأ عن خلطها من أضرار.

السلوك داخل المختبر

١) يجب أن يكون العمل جاداً، لا يشوبه أي تراخ أو إهمال أو تهريج داخل المختبر، كما يمنع منعاً باتاً الجري أو المزاح.

٢) عدم التدخين نهائياً داخل المختبر.

٣) عدم استخدام الكؤوس والدوارق في المختبر لأغراض الشرب فقد تكون ملوثة بكيماويات.

٤) عدم استخدام صنابير المياه الموجودة بالمعمل في الشرب منها مع ملامسة الفم لفوهتها فقد تكون ملوثة.

٥) عدم الانشغال عما يجري في التجربة بأمور أخرى.

٦) عدم إلقاء بقايا المحاليل على أرضية المعمل.

٧) التأكد من نظافة مكان العمل قبل التجربة، وكذلك ينظف مكان العمل بعد الإنتهاء من العمل.

٨) ترتيب وتنظيم المواد والأدوات والأجهزة المطلوبة للتجربة على منضدة العمل.

٩) يجب إبلاغ المشرف بأي حادث ينشأ عن استخدام أي أجهزة أو مواد أو أدوات داخل المختبر، مهما كانت ضآلة الحادث.

١٠) يجب إبلاغ المشرف بأي أمور تبدو غير طبيعية بالمختبر، مثل سلك كهربائي مكشوف، أو زجاج مكسور، أو تسرب للغاز، أو كسر أو تلف في الأجهزة والأدوات، أو انسكاب للمواد.

١١) يجب أن يتعود التلاميذ إعادة ترتيب المواد والأدوات ووضعها في أماكنها الأصلية فور الإنتهاء من العمل، كما تنظف مناضد المختبر ومناضد للعرض.

١٢) عدم دعك العين بالأصابع أثناء العمل خوفاً من إصابتها بالتهابات.

١٣) إذا كانت هناك حروق بإحدى اليدين، يجب أن تغطى بقطعة من (البلاستر) منعاً لتلوث الجلد.

١٤) عد لمس أي مفاتيح أو فيش كهربائي واليد مبللة بالماء.

١٥) عدم إلقاء ورق مشتعل أو أعواد ثقاب مشتعلة قبل إطفائها في سلة المهملات.

توجيهات عامة

١) يجب تعريف الطلاب بأماكن الأدوات والمواد في المختبر، وكذلك القواعد التي تنبغي مراعاتها.

٢) يجب أن تعد المواد والأدوات اللازمة لكل درس قبل دخول الطلاب المختبر بوقت كاف.

٣) يجب أن يوجه التلاميذ نحو أي احتياطات خاصة لازمة لأي درس يحتمل تعرضهم فيه لخطر معين، قبل بدء عملهم فيه.

احتياطات أمان خاصة بالتجارب التي تحتاج إلى تسخين

يستخدم في هذه التجارب عادة لهب مكشوف، قد يكون من موقد بنسن يستمد الغاز من أنبوبة بوتاجاز، أو من موقد كحولي. والأخطار هنا تتعلق بما قد يحدث من ملامسة الشعر أو الملابس للهب، أو من وجود مواد سريعة الإشتعال بالقرب من اللهب، أو من تسرب الغاز من التوصيلات أو من الإستخدام الخاطيء لموقد بنسن، أو وجود انسداد به، أو وجود ثقب في موقد الكحول. كذلك قد تنشأ أخطار نتيجة وجود شروخ في الأواني الزجاجية التي تسخن أو عدم جفافها، فتكسر عند التسخين، كما أن اليد قد تصاب بلسعات أو حروق عند ملامستها للآنية الساخنة.

واحتياطات الأمان هنا تتلافى التعرض لهذه الأخطار ومن أهمها :

١) الحذر من تقريب الملابس للهب، ويساعد على هذا عدم ارتداء الملابس الفضفاضة وأن يكون ذراع المعطف الأبيض ضيقاً أو يحكم غلقه بالزرار الخاص به.

٢) الحذر من تقريب الشعر للهب، وخاصة بالنسبة للطالبات، وعليهن ربطه، أو تغطيته، فالشعر السايب كثيراً ما يتعرض للقرب من اللهب أثناء انهماك الطالبة في العمل دون أن تدري.

٣) التأكد من عدم تسرب الغاز من اسطوانة البوتاجاز قبل إشعال موقد بنسن.

٤) التأكد من عدم تسرب الغاز من صنبور الموقد قبل إشعاله، وذلك بتمرير عود ثقاب مشتعل بسرعة قريباً من الصنبور، وإذا حدث اشتعال يقفل صمام أسطوانة البوتاجاز بسرعة.

٥) عند إشعال موقد بنسن، **يشعل عود الثقاب أولاً**، ثم يفتح صنبور الغاز.

٦) يجب قفل صمام أسطوانة البوتاجاز إذا بدأ احتراق الغاز داخل أنبوبة مصباح بنسن مع الحذر من لمس الأنبوبة باليد خوفاً من الحروق.

٧) يراعى بعد الإنتهاء من استخدام مصباح بنسن قفل صمام أسطوانة البوتاجاز ثم قفل صمام المصباح.

٨) التأكد من سلامة عنق الموقد الكحولي قبل إشعاله خوفاً من أن يكون به كسر أو شرخ أو ثقب يسرب الكحول، فيشتعل الموقد بأكمله عند تقريب عود الثقاب المشتعل.

٩) ينظف الموقد الكحولي جيداً من الخارج، قبل إشعاله، فقد يحدث أثناء ملئه بالكحول أن ينسكب الكحول على سطح الموقد من الخارج، فيشتعل الموقد بأكمله عند تقريب عود ثقاب مشتعل منه.

١٠) عدم ترك الموقد مشتعلاً دون حاجة إليه، فهذا يقيد الحركة، أو تقترب منه الملابس أثناء الانهماك في العمل فتشتعل أو تصيبها حروق.

١١) التأكد من عدم وجود شروخ في الأواني أو الأدوات الزجاجية التي تستخدم في التسخين فهذه تكون عرضة للكسر عندما تسخن فينسكب ما بها من سائل.

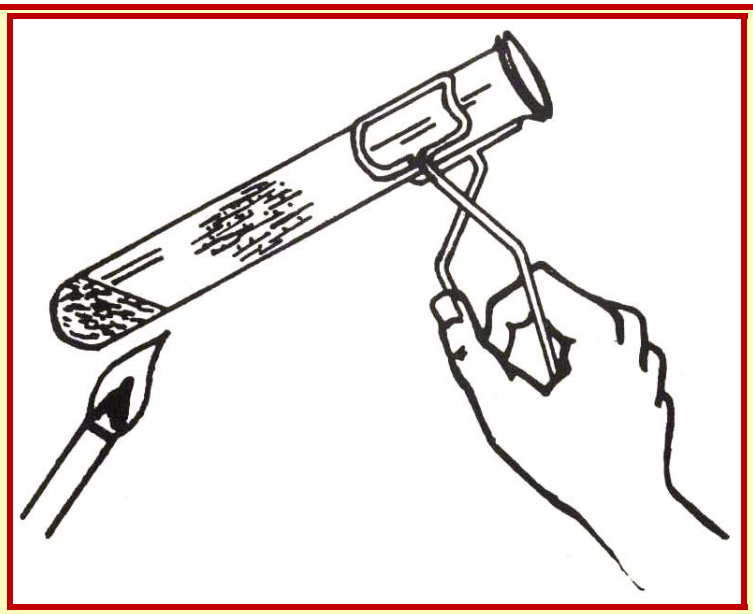
١٢) التأكد من جفاف السطح الخارجي للآنية والأدوات الزجاجية، فوجود قطرات من الماء أو بلل من الخارج يعرضها للتمدد الغير متساوي فتنكسر.

١٣) التأكد من عدم وجود مواد سريعة الإشتعال على مقربة من المواقد المشتعلة، فقد تشتعل نتيجة ما يصلها من حرارة الموقد وتسبب أخطاراً أو حرائق.

١٤) يجب عدم إمساك أنبوبة الإختبار باليد أثناء تسخين محتوياتها وإنما تمسك من أعلاها بماسك الأنابيب.

١٥) يجب الحذر من تقريب الوجه من فوهة الأنبوبة التي يجري تسخين محتوياتها، كما يحذر من توجيه الفوهة نحو أي شخص آخر.

١٦) يجب أن يكون تسخين أنبوبة الإختبار المحتوية على سائل من أعلى السائل إلى أسفله (شكل ٤)، وإلا تسبب البخار الذي يتولد تحت عمود السائل في انفجار الجزء السفلي من الأنبوبة، أو في تناثر السائل من الأنبوبة عندما تنفجر فقاعة البخار.



شكل (٤)

١٧) عدم رفع البوتقة من فوق الموقد باليد، وإنما بماسك البوتقة، وكذلك الحال بالنسبة للأواني الزجاجية الأخرى تمسك بمواسكها، حتى لا تتعرض اليد للسعات أو حروق.

١٨) عدم وضع الآنية الزجاجية الساخنة فوق أسطح المناضد مباشرة، فقد تلتصق بطلائها أو يتصادف وضعها فوق قطرات ماء بارد فتتعرض للكسر، ولهذا يجب أن توضع فوق قواعد خاصة تتحمل الحرارة، مثل قوالب الأسبستوس أو الفخار أو الخزف.

١٩) عدم استخدام القفاز الطبي في رفع الأواني الساخنة من فوق اليد، لأن هذا القفاز يتأثر بالحرارة وتلتصق مادته بالجلد ويسبب حروقاً مؤلمة.

احتياطات أمان عند التعامل مع الزجاجيات

أدوات كثيرة من التي تستخدم في تجارب الكيمياء تصنع من الزجاج، وهي عرضة للكسر، ولهذا يجب تناولها بعناية وحرص، كما أنه إذا كان بها شروخ أو كسور فهي تخدش وتجرح، أو تنكسر إذا سخنت، كما أن الزجاج أثناء قطعه، أو ثنيه يحتاج إلى معاملة خاصة وبالمثل إذا الصق في أنابيب أو سدادات مطاط فإنه يخلص منها بطرق خاصة.

أولاً : بالنسبة لزجاجات الكيماويات وحفظ المحاليل والسوائل

١) التأكد من سلامتها وعدم وجود شروخ أو كسور بها قبل استخدامها.

٢) عدم تناولها من العنق فقط، **فهذا الجزء من أضعف أجزائها**، وقد يحدث أن يتسبب ثقل محتويات الزجاجة، أو التصاق قاعدتها في انفصال الزجاجة عند منطقة العنق وربما انسكاب ما بها من كيماويات، **ولهذا يجب مسك الزجاجة عند العنق بيد ووضع راحة اليد الأخرى أسفل الزجاجة**.

٣) عدم تركها دون غطاء، فهذا يعرض محتوياتها للإنسكاب.

٤) عدم تركها على منضدة العمل بعد الإنتهاء من استخدامها فهذا يعرضها للوقوع والكسر، ولهذا تعاد إلى الأماكن المخصصة لها فور الإنتهاء من استخدامها.

ثانياً : عند رج أنبوبة اختبار

١) تمسك الأنبوبة من أعلاها بماسك الأنابيب.

٢) توضع بها كمية من السائل لا تزيد عن حوالي نصف حجمها.

٣) لا تسد فوهة الأنبوبة بالإبهام.

٤) عند رج محتويات الأنبوبة لا تكن الأنبوبة في اتجاه عمودي، وإنما في وضع مائل وتحرك حركة ترددية.

ثالثاً : عند استخدام السحاحة

١) يجب التأكد من عدم وجود شروخ أو كسور بها.

٢) تثبت بإحكام في حاملها مع مراعاة عدم الضغط عليها بشدة.

٣) يدهن صنبور السحاحة بالفازلين قبل الإستخدام.

٤) تصب المحاليل في السحاحة عن طريق قمع زجاجي.

٥) يراعى عدم جذب صنبور السحاحة للخارج أثناء العمل.

رابعاً : عند استخدام الماصة

١) التأكد من سلامه فوهتها، وعدم وجود عيوب فيها قد تسبب جروحاً.

٢) التأكد من أنها غير مسدودة.

٣) عند تنظيفها بحامض الكروميك يحذر من ملامسته للجلد.

خامساً : تخليص الزجاج الملتصق في المطاط

يحدث إذا تركت أنابيب زجاجية أو ثرمومترات، داخل سدادات مطاط، أو أنابيب مطاطية أن يلتصق المطاط بالزجاج، ومحاولة

الجذب أو استخدام حركات دورانية عنيفة لتخليصها من بعضها قد تؤدي إلى كسر الزجاج، وإصابة اليد بجروح، وقد تنفذ شظايا الزجاج الى نسيج اليد وتكون مؤلمة جداً، بل قد تحتاج إلى طبيب لالتقاطها، **وأفضل طريقة لتخليص الزجاج من المطاط في مثل هذه الحالات هو استخدام مشرط (أو أي أداة للقطع) لشق سدادة المطاط أو أنبوبة المطاط طولياً، وبذلك يمكن تخليص الثرمومتر أو الأنبوبة الزجاجية بسهولة.**

احتياطات أمان عند التعامل مع الكيماويات الصلبة

يجب الاحتراز عند تناول الكيماويات، **فهي على العموم لها أضرارها إذا لامست اليد، وتزداد أضرارها لو نفذت إلى داخل الجسم،** والكيماويات الصلبة تحتاج إلى معاملة خاصة عند التسخين كما أنها إذا كانت مختلطة بشوائب قد تؤدي إلى تفاعلات غير مرغوب فيها، كما أن الأبخرة التي تتصاعد منها عند ضارة إذا استنشقت، **وهناك كيماويات سامة، بل وشديدة السمية** وهذه يجب تجنب استخدامها كلما كان ذلك ممكناً، وهناك كيماويات صلبة تشتعل في درجة الحرارة العادية، أو بمجرد ملامستها للهواء، وهذه لها طرق خاصة للحفظ والتناول.

وفيما يلي بعض احتياطات الأمان التي ينبغي مراعاتها عند التعامل مع الكيماويات الصلبة.

أولاً : تناول الكيماويات

ينبغي عدم تناول الكيماويات الصلبة باليد، أو بقطعة من الورق ويجب استخدام الملعقة (Spatula) الخاصة بهذا الغرض.

ثانياً : تسخين الكيماويات الصلبة في أنابيب أو دوارق

١) التأكد من نقاوة المادة الصلبة قبل تسخينها، وعدم وجود شوائب بها قد تسبب اشتعالاً أو تفاعلات خطرة.

٢) عند تسخين مادة صلبة في أنبوبة اختبار، يجب التأكد من جفاف الأنبوبة من الداخل والخارج.

٣) تحتاج بعض المواد الصلبة إلى درجات حرارة مرتفعة لصهرها، وعند الحاجة لهذا تستخدم أنابيب من البيركس (Pyrex).

٤) ينبغي توزيع اللهب على جميع أجزاء أنبوبة الإختبار عند تسخين مادة صلبة بها.

٥) المواد الصلبة قد تحتوي على نسبة من الرطوبة، أو تحوي ماء تبلر، فهي ليست خالية من الماء تماماً. **وعند تسخينها تتبخر النسبة القليلة من الماء التي توجد بها ولهذا يراعي :**

أ) عدم وضع دورق التسخين أو الأنبوبة التي يتم بها التسخين في وضع رأسي لأن هذا يعوق خروج بخار الماء، فيتكثف ويؤدي إلى كسر الدورق أو الأنبوبة، ولهذا فالوضع الأمثل هو الوضع المائل الأقرب إلى الأفقي.

ب) أن يكون التسخين شديداً حتى لا تكون هناك فرصة لتكثف البخار مما يؤدي إلى كسر الدورق.

ثالثاً : تسخين المواد الصلبة التي تتسامى :

١) تجرى عملية تسخين هذه المواد داخل خزانة الغازات.

٢) إذا تم التسخين في جفنة، ترفع من فوق الموقد قبل تصاعد البخار، وتغطى بلوح زجاجي أو بقمع زجاجي، ليتكثف عليه البخار.

رابعاً : تسخين المواد الصلبة في اللهب المباشر :

١) عند تسخين مواد صلبة لا ينبغي أن تمسك بين فكي ماسك وتوضع في اللهب مباشرة، فقد تنصهر وتسقط على اليد، أو تسقط في أنبوبة الموقد فتسبب لها انسداداً.

٢) في الكشف عن الفلزات بتلوين اللهب، ينبغي عدم النظر إلى اللهب من أعلى حتى لا تستنشق الأبخرة المتصاعدة.

خامساً : التعامل مع الفلزات القابلة للاشتعال

الصوديوم (Na) والبوتاسيوم (K) من أمثلة هذا النوع من الفلزات. وهما سريعا الإشتعال بارتفاع درجة الحرارة أو بملامستها للهواء ويحفظان تحت الكيروسين. **وينبغي مراعاة ما يلي عند التعامل معهما :**

١) عدم لمس الفلز القابل للاشتعال باليد مطلقاً، فحرارة اليد تكون كافية لإشعاله مما يسبب حروقاً مؤلمة. وقد يحدث هذا إذا تناثرت قطعة من الفلز أثناء التقطيع وسقطت في جيب البالطو (المعطف) دون أن يتنبه لها، فمجرد وضع اليد في الجيب وملامستها لقطعة الفلز تكون كافية لإشعالها فتحرق الجلد والقماش.

ويكون تناول الصوديوم والبوتاسيوم بواسطة طرف آله حادة أو بواسطة ملقاط.

٢) عدم تقطيع الفلز القابل للاشتعال بنفس السكين التي قطع بها لا فلز قابل للاشتعال مثل الفوسفور الأبيض.

٣) عند استخدام حمام مائي في تسخين فلز قابل للاشتعال لا يحفظ تحت الماء، مثل الصوديوم والبوتاسيوم اللذان يتفاعلان بشدة مع الماء ويحفظان في الكيروسين.

٤) يتم تقطيع كل من الصوديوم والبوتاسيوم تحت الكيروسين، أي تحت سائل حفظهما **ولا يقطعان في الهواء إذ أنهما يشتعلان أثناء التقطيع** حيث يتأكسدان في درجة الحرارة العادية، مع انطلاق حرارة كافية لإشعالها.

٥) تجفف الأيدي تماماً قبل التعامل مع الصوديوم والبوتاسيوم.

٦) بمجرد سقوط قطعة من الصوديوم على المنضدة، يسرع بتغطيتها بنقطة أو أكثر من سائل حفظهما (الكيروسين).

٧) لا يقرب الصوديوم والبوتاسيوم من الأحماض، لأنهما شديدا التفاعل معها، وينتج هيدروجين مع ارتفاع درجة الحرارة مما يشعل الهيدروجين وتحدث فرقعة.

$$2Na + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2(g)\uparrow$$

$$2K + 2HCl \longrightarrow 2KCl + H_2(g)\uparrow$$

٨) ينبغي ألا يستخدم الصوديوم النقي في التجارب ويستخدم بدلاً منه مملغم الصوديوم (صوديوم + زئبق) فتفاعلاته هي نفس تفاعلات الصوديوم، ولكنها أكثر هدوءاً.

٩) في تجربة تفاعل الصوديوم مع الماء، لا يلقى الصوديوم في حوض الماء إذ يتصاعد هيدروجين وترتفع درجة الحرارة بشدة

$$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2(g)\uparrow$$

وتقفز قطعة الصوديوم من مكان لآخر وقد تصيب شخصاً قريباً منها فتسبب له ضرراً، أو قد تلامس جدران الحوض فإذا كان من الزجاج فقد ينكسر، ولهذا يحسن وضع قطعة الصوديوم داخل شبكة من السلك قبل وضعها في الماء.

سادساً : التعامل مع اللافلزات القابلة للاشتعال

ومن أمثلة هذه اللافلزات الفوسفور الأصفر، وهو يشتعل إذا ترك في الهواء، ويحفظ في الماء ويراعى في التعامل معه ما يلي :

١) عدم لمس الفوسفور باليد مطلقاً ويستخدم طرف آلة حادة أو ملقاط لهذا الغرض.

٢) عدم تقطيع اللافلز القابل للاشتعال بنفس السكين التي قطع بها فلز قابل للاشتعال.

٣) يتم تقطيع الفوسفور تحت سائل حفظه، أي الماء، وعدم تقطيعه في الهواء، حيث تكون حرارة الاحتكاك كافية لإشعاله.

٤) إذا سقطت قطعة من الفوسفور على المنضدة تغطى فوراً بقطرات من الماء.

٥) ينبغي عدم ملامسة الفوسفور للصودا الكاوية(NaOH) لأن التفاعل بينهما ينتج عنه غاز الفوسفين الذي يشتعل بمجرد ملامسته للهواء وينتج أبخرة سامة، وإذا استلزم الأمر إجراء هذا التفاعل فإنه يجري في خزانة الغازات.

سابعاً : التعامل مع المركبات شديدة الخطورة

١) مركبات النيترو مواد متفجرة، ويحذر من تعرضها للتسخين الشديد.

٢) عدم لمس سيانيد البوتاسيوم KCN (أو محلوله) خاصة إذا كان باليد جروح ولو بسيطة فهو شديد السمية.

٣) عدم لمس سيانيد البوتاسيوم للأحماض، إذ يتولد ما يسمى بغاز سيانيد البوتاسيوم المميت.

احتياطات الأمان عند التعامل مع المحاليل والسوائل الكيماوية

تتم كثير من التفاعلات التي يجريها الطلاب على مواد سائلة، سواءً كانت نقية أو محاليل سهلة الانسكاب، ثم إنها تنتشر بسرعة وتغطي مساحة كبيرة عند انسكابها ولهذا ينبغي الحذر عند تناول الآنية التي تحويها، أو سكبها من إناء لآخر أو عند تسخينها وإذا كانت هناك أبخرة تتصاعد منها يحذر استنشاقها، كما أن بعض السوائل تكون هي وأبخرتها سامة وينبغي معرفة ذلك والحذر من التعرض لهذه السمية.

وفيما يلي بعض الاحتياطات المتعلقة باستخدام السوائل الكيماوية :

أولاً : زجاجات حفظ المحاليل والسوائل الكيماوية

١) تحفظ المحاليل والسوائل في زجاجات خاصة، ويجب أن تلصق ورقة عليها اسم المحلول أو السائل على الزجاجة، وتغطى بطبقة من البلاستيك حتى لا تتأثر الكتابة بالبلل.

٢) إذا فقدت الورقة المكتوب عليها اسم المحلول أو السائل فلا ينبغي اللجوء إلى التخمين لاستنتاج ماهيته، وإنما تجرى التجارب الأساسية للتأكد منه، أو يتخلص من محتويات الزجاجة.

٣) يجب الحذر من إرجاع فضلات السوائل والمحاليل والمواد إلى زجاجات الحفظ.

٤) يجب عدم إبدال أغطية زجاجات حفظ السوائل.

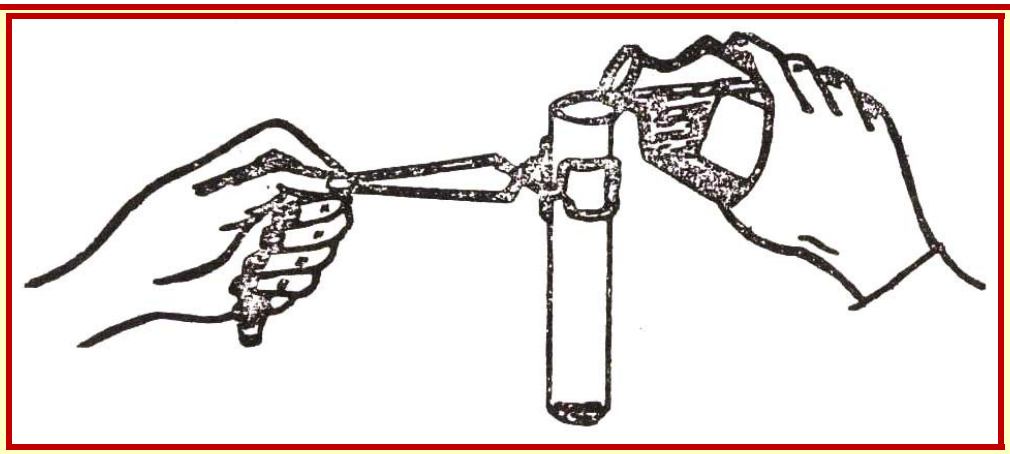
٥) يجب عدم ترك الزجاجات فوق المناضد.

ثانياً : صب السوائل والمحاليل من زجاجات الحفظ إلى أنابيب الإختبار

يراعى في هذه الحالة الحرص حتى لا ينسكب السائل خارج أنبوبة الإختبار أو على جدارها الخارجي أو ملامسته للجلد، كما يراعى عدم استبدال غطاء زجاجة الحفظ، كما يراعى سكب الكمية المناسبة فقط من الزجاجة إلى أنبوبة الإختبار **ويكون هذا بمراعاة ما يلي :**

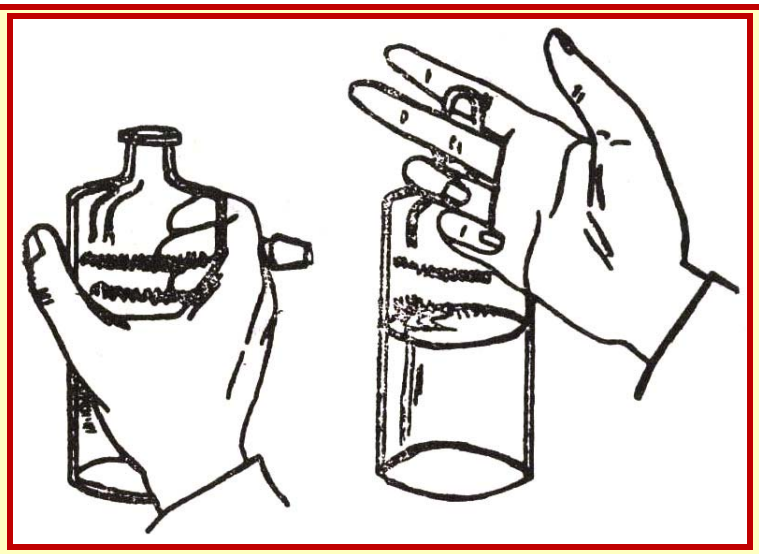
١) مسك أنبوبة الإختبار بماسك من أعلاها باليد اليسرى.

٢) مسك الزجاجة براحة اليد اليمنى من منتصفها ويرفع غطاء الزجاجة بالضغط عليه وينزع بهدوء بواسطة راحة اليد اليسرى، إذا كان الغطاء له حافة متسعة القطر (شكل (٥).



شكل (٥)

٣) إذا كانت الزجاجة ضيقة الفوهة لا غطاء فوق القمة، يمسك الغطاء بظهر اليد اليمنى بين السبابة والوسطى، ثم تمسك الزجاجة براحة نفس اليد (شكل (٦).



شكل (٦)

٤) يصب السائل بالتدريج من زجاجة الحفظ بحيث يسيل على الجدار الداخلي لأنبوبة الإختبار ويحسن ألا يزيد ارتفاع السائل في أنبوبة الإختبار عن ٢سم.

٥) تغطى الزجاجة بغطائها فور الإنتهاء من صب السائل منها.

٦) تعاد الزجاجة إلى المكان المخصص لها.

ثالثاً : عند تسخين سائل أو محلول في أنبوبة اختبار

١) يجب أن لا تكون الأنبوبة ممتلئة بالسائل أو المحلول، ويكفي أن يكون ارتفاعه بها حوالي ثلث ارتفاعها.

٢) تمسك الأنبوبة بماسك الأنابيب من أعلى.

٣) أن تكون فوهة الأنبوبة في اتجاه بحيث إذا تناثر منها شيء فلا يضر أحداً.

٤) لا يركز التسخين باللهب على الجزء السفلي للأنبوبة حتى لا تتكون فقاعات بخار تسبب كسر قاع الأنبوبة، أو تسبب تناثر السائل فجأة من فوهة الأنبوبة عندما تنفجر فقاعات البخار.

٥) يكون التسخين من أعلى السائل إلى أسفله مع تحريك الأنبوبة باستمرار على اللهب.

رابعاً : عند تسخين سائل أو محلول في كأس أو دورق زجاجي

الخوف هنا من كسر الكأس أثناء التسخين نتيجة البلل أو تركيز اللهب على جزء من الكأس أو تناثر بعض محتوياته، **ولهذا يراعى ما يلي :**

١) تجفيف السطح الخارجي للكأس أو الدورق جيداً.

٢) وضع الكأس أو الدورق على شبكة معدنية فوق حامل الموقد قبل إشعاله. (والهدف من الشبكة المعدنية هو توزيع الحرارة).

٣) وضع قطع من الخزف في الكأس لتنظيم عملية التسخين.

٤) تقليب السائل أو المحلول بساق زجاجية.

٥) عدم تقريب الوجه، للنظر مباشرة، في الكأس.

خامساً : عند تبخير سائل أو محلول في جفنة

المخاطر هنا تتمثل في سرعة تسخين جانب من الجفنة مما يسبب تناثر بعض السائل وكذلك استنشاق الأبخرة، **ولهذا يراعى ما يلي :**

١) ألا تملأ الجفنة بالسائل، وإنما يكون السائل لحوالي منتصفها.

٢) لا توضع الجفنة على اللهب مباشرة، وإنما توضع فوق حمام رملي.

٣) يقلب السائل تقليباً مستمراً بقضيب زجاجي لتنظيم عملية الغليان.

٤) يجب الحذر من استنشاق الأبخرة المتصاعدة، وفي حالة احتمال تصاعد أبخرة سامة يجب أن تجرى التجربة داخل خزانة الغازات.

سادساً : عند استخدام الزئبق السائل

يحذر من استخدام الزئبق في التجارب كلما أمكن استبداله بغيره **لأن أبخرة الزئبق سامة جداً، كما أن ملامسة الزئبق للجلد قد تسبب أضراراً قد لا يظهر أثرها إلا بعد سنوات** ولهذا يرعى ما يلي في حالة الضرورة القصوى التي يستخدم فيها الزئبق :

١) عدم ملامسته للجلد، وبحذر هنا من العادة التي يبتهج بها الطلاب عندما يضعون قطرات من الزئبق فوق راحة اليد ويظلون يلعبون بها فترات.

٢) إذا تناثر زئبق فوق منضدة العمل أو أرضية المختبر فاحرص على جمعها (بسبب ما يتصاعد فيها من أبخرة سامة) ويستخدم لجمعها ماسك في نهايته قطعة قطن مبللة بحامض نيتريك مخفف (HNO_3)، وتمرر بين قطرات الزئبق حتى تتجمع حولها ثم تصب في زجاجة حفظ الزئبق.

٣) عدم ترك آنية حفظ الزئبق بدون غطاء.

سابعاً : التعامل مع السوائل الطيارة سريعة الإشتعال

هذه السوائل كما هو واضح من اسمها سريعة الإشتعال، تتطاير وتتبخر بسهولة وإذا كانت داخل زجاجات وتعرضت للحرارة، ارتفع ضغط بخارها، بحيث لو فتحت الزجاجة خرج البخار مندفعاً وقد يحمل معه بعض السائل، وفي حالات كثيرة تكون هذه الأبخرة والسوائل مؤذية للجلد شديدة الأذى لو وصلت إلى العين.

ولتجنب مخاطر هذه السوائل يراعى ما يلي :

١) التأكد من عدم وجود لهب مباشر داخل المختبر أو على منضدة العمل عند استعمال هذه السوائل وتشمل : الإيثر، ثاني كبريتيد الكربون، البنزين، الكحول.

ولا يشعل لهب بالمختبر قبل تهوية المعمل جيداً بعد استخدامها، والورق والخرق المبللة بها يتخلص منها في آنية مضادة للحريق.

٢) فتح نوافذ المختبر لتلطيف درجة حرارة المعمل أو تشغيل مروحة حتى تتوفر تهوية جيدة أثناء استخدام هذه السوائل.

٣) عدم ترك الأواني التي تحوي هذه السوائل دون غطاء.

٤) عند فتح زجاجات حفظ هذه السوائل يراعى تبريدها بفوطة مبللة بالماء، ثم تفتح داخل خزانة الغازات.

٥) تجرى التجارب التي تستخدم فيها هذه السوائل داخل خزانة الغازات.

٦) يراعى عدم استخدام اللهب المباشر لتسخينها، ويستخدم لهذا حمام مائي، داخل خزانة غازات.

٧) لتنظيم عملية غليان هذه السوائل توضع قطع صغيرة من الخزف أو الزجاج في دورق التسخين.

٨) إذا اشتعل أحد هذه السوائل في كأس، يطفأ اللهب بتغطية الكأس بلوح من الأسبستوس.

٩) الحذر من انسكاب هذه السوائل على الجلد.

١٠) عدم التعرض لاستنشاق أبخرة هذه السوائل.

ثامناً : التعامل مع الأحماض المركزة

الأحماض المركزة ذات خطر شديد، تحرق الجلد إذا سقطت عليه، وكذلك القماش، وأثرها مخيف على أعضاء وأنسجة حساسة مثل العين وباطن الفم... ويراعى في تناولها ما يلي :

أ) لتناول الحامض المركز

١) تستخدم القطارة لنقل الكميات الصغيرة من الحمض المركز.

٢) لا توضع القطارة التي استخدمت لتناول حامض ما في حامض آخر.

٣) لا تملأ القطارة بالقدر الذي يجعل بعض قطرات الحامض تتساقط منها.

٤) يكون فتح زجاجات الأحماض، بحيث تكون العين بمأمن أثناء هذا.

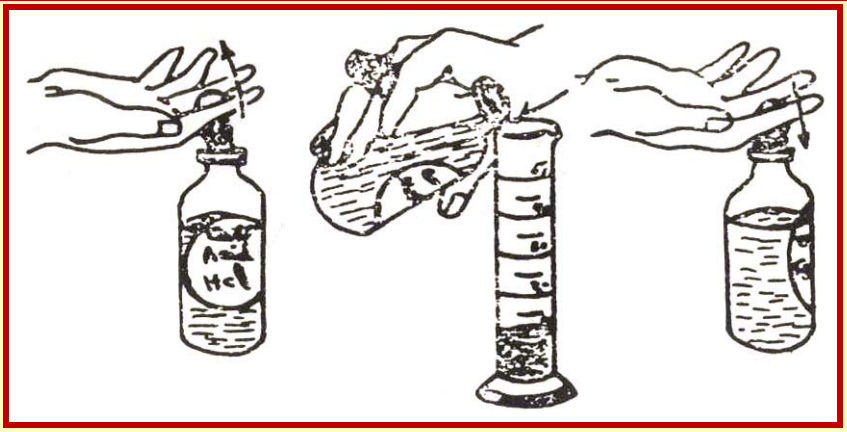
٥) لا تستخدم الماصة مطلقاً لنقل حجم معين من الحمض أو القلوي المركز ويستخدم المخبار المدرج لهذا الغرض.

٦) جميع العمليات التي تتطلب تبخير الأحماض المركزة تجرى داخل خزانة الغازات.

ب) صب حامض مركز من زجاجة الحفظ إلى أنبوبة الإختبار أو مخبار مدرج

١) تتبع الطريقة التي سبق شرحها في "ثانياً" ويراعى أن لا يصب إلا أقل قدر يمكن أن يوفي بالغرض، وبحيث يسيل ببطء على جدار الأنبوبة من الداخل (شكل (٧).

٢) ينبغي تجفيف أنبوبة الإختبار جيداً من الداخل والخارج قبل صب حمض مركز فيها.



شكل (٧)

ج) عند تحضير محلول مخفف من حمض

١) يراعى أن الحمض المركز هو الذي يضاف الى الماء، وليس العكس، وتكون إضافة الحمض ببطء حتى لا تتولد كمية كبيرة من الحرارة بسرعة تسبب تناثر الحمض (شكل (٨)).

شكل (٨)

٢) أن تتم الإضافة والماء موضوع في إناء من الزجاج رقيق الجدار، فالإناء السميك الجدار قد ينكسر بسبب اختلاف التسخين.

٣) أن يقلب المحلول باستمرار أثناء إضافة قطرات الحمض المركز.

د) التعامل مع حمض النيتريك المركز

١) عدم استخدام توصيلات من المطاط في تجارب يستخدم فيها حمض النيتريك المركز.

٢) يجب أن تستخدم معوجة لتحضير حمض النيتريك، ولا تستخدم أجهزة تحوي توصيلات مطاط، لأن بخار حمض النيتريك يسبب تآكل المطاط وقد يتسرب بخار الحمض منها، وهو ضار بالصحة.

هـ) التعامل مع حمض الهيدروفلوريك (HF)

١) يكون نقل وحفظ حمض الهيدروفلوريك في أوعية من البلاستيك وليس الزجاج لأنه يسبب تآكله.

٢) ينبغي الحرص عند استعمال حمض الهيدروفلوريك تجنباً لسقوطه على الجلد.

٣) يكون التعامل مع حمض الهيدروفلوريك داخل خزانة الغازات.

تاسعاً : التعامل مع القلويات المركزة

١) يراعى استخدام الطريقة التي سبق شرحها في "ثانياً" عند صب القلوي المركز من زجاجة الحفظ إلى أنبوبة اختبار.

٢) ينبغي توخي الحرص عند إضافة الأحماض المركزة إلى القلويات في عمليات التعادل.

٣) عند تحضير قلوي مخفف يكون هذا في آنية من الزجاج رقيق الجدار، وليس سميك الجدار أو يتم هذا في آنية من الفخار.

٤) لا تستخدم الماصة لنقل حجم معين من القلوي المركز، وإنما يستخدم لهذا المخبار المدرج.

احتياطات أمان بعد الانتهاء من المعمل

بعد الإنتهاء من المعمل يجب أن يعاد النظام إلى المختبر، وينظف، ويتخلص من الفضلات والمهملات بطريقة سليمة، بحيث يعود المختبر إلى ما كان عليه قبل بدء العمل، مستعداً لاستقبال طلاب جدد، وبدء العمل من جديد.

وعدم مراعاة الاحتياطات اللازمة في هذه المرحلة يسبب أخطاراً وتعطيلاً للعمل. فترك المواد والأدوات بعد العمل دون إعادتها لأماكنها الأصلية، قد يسبب خطأ استخدام مادة بدلاً من أخرى وكذلك يضيع الوقت والجهد في البحث عن المواد والأجهزة التي وضعت في غير أماكنها، وترك المختبر وأرضيته قد يسبب تزحلقاً، والمهملات

من المواد القابلة للاحتراق إذا لم يتخلص منها بطريقة سليمة قد تسبب حرائق.

وفيما يلي بعض احتياطات الأمان التي يجب مراعاتها في هذه المرحلة.

أولاً : احتياطات أمان عند التخلص من الفضلات الكيميائية

المواد الكيماوية تحتاج إلى عناية خاصة عند التخلص من بقاياها، فبعضها يشتعل إذا لا مس الماء، أو ترك في الهواء، وبعضها يسبب ارتفاعاً في درجة الحرارة لو اختلط بالماء في حوض الغسيل، وبعض المواد تؤثر في توصيلات الصرف لو ألقيت في حوض الغسيل.

وفيما يلي بعض الاحتياطات التي تراعى عند التخلص من الفضلات الكيماوية :

١) ينبغي عدم إرجاع بقايا المواد الكيماوية إلى زجاجات الحفظ الأصلية.

٢) بقايا الفوسفور ينبغي حرقها تماماً في خزانة الغازات قبل إلقائها في إناء الفخار الذي تلقى فيه المهملات.

٣) بعد تنظيف السحاحة أو الماصة بحمض الكروميك يعاد المتبقي من الحمض إلى زجاجة الحمض نفسه، ولا يسكب في حوض الغسيل.

٤) ينبغي توخي الحذر عند التخلص من بقايا الإيثر، ويتم ذلك بسكبها في البالوعة مع كمية وفيرة من الماء.

٥) إذا أريد التخلص من محتويات أنبوبة تضم حمض كبريتيك مركز ساخن، يجب ترك الأنبوبة لتبرد أولاً، ثم يفتح صنبور الماء بشدة في حوض الغسيل، وتسكب محتويات الأنبوبة في تيار الماء الجاري، بذلك تخف شدة الحرارة المتولدة من تخفيف الحمض بالماء.

٦) الماء الذي توجد به قطع فوسفور، لا يلقى على الأرض أو المنضدة لأن الماء إذا تبخر يتعرض الفوسفور للهواء ويشتعل.

٧) الكيروسين الذي توجد به قطع صوديوم لا يلقى على الأرض أو المنضدة، لأن الكيروسين إذا تبخر، يتعرض الصوديوم للهواء ويشتعل.

٨) الأوراق مثل أوراق الترشيح، وورق تباع الشمس، والأوراق المهملة، وكذلك أعواد الثقاب المستعملة، لا تترك على المنضدة، ولا تلقى في الحوض، أو على أرضية المختبر وإنما توضع في سلة المهملات الخاصة بها.

٩) لا تلقى قطع من الفلزات أو اللافلزات على الأرض.

١٠) الزجاج المكسور لا يترك على المنضدة أو على الأرض ويكنس جيداً ويجمع في جاروف، ويوضع في سلة المهملات الخاصة بالزجاج المكسور.

ثانياً : تنظيف المختبر وإعادة النظام إليه

المختبر النظيف، المنظم يكون أقل عرضة لوقوع حوادث به، ومن الضروري تنظيف المختبر وإعادة النظام إليه بعد كل فترة عمل، **ويراعى في هذا ما يلي :**

١) تنظيف الأدوات التي استخدمت في إجراء التجارب، فتنظيفها بعد العمل مباشرة، أسهل من تنظيفها بعد فترة من ذلك فقد تلتصق بعض المواد التي تركت بهذه الأدوات بأسطحها وتجف ويكون تنظيفها عندئذ أصعب.

٢) تمسح أسطح المناضد بقطعة من الإسفنج ثم غسلها.

٣) التأكد من أن زجاجات الكيماويات جميعها قد أغلقت.

٤) إعادة جميع الكيماويات إلى أماكنها، وكذلك الأجهزة والأدوات.

٥) كنس أرضية المعمل ومسح أي بلل يوجد بها.

ثالثاً : قبل غلق المختبر

تنشأ أخطار من إهمال بعض الاحتياطات قبل غلق المختبر، فقد تترك مواقد مشتعلة، أو صمامات غاز مفتوحة، أو مصابيح مضاءة، أو صنابير مياه غير مغلقة، أو جو المعمل ملوث بالغازات، أو تترك بعض النوافذ أو الأبواب مفتوحة **والاحتياطات التي يلزم مراعاتها تتضمن :**

١) التأكد من عدم وجود ورق مشتعل، أو أعواد ثقاب أو مواد مازالت متوهجة أو محترقة أو ساخنة.

٢) التأكد من أن جميع مصابيح بنسن قد أطفئت، وأقفلت جميع صمامات أسطوانات البوتاجاز وكذلك جميع صمامات مصابيح بنسن.

٣) إغلاق جميع مواقد الكحول بأغطيتها.

٤) التأكد من إغلاق صنابير المياه الموجودة بالمختبر.

٥) التأكد من أن جميع المواد والزجاجات والأدوات والأجهزة التي استخدمت في التجارب قد أعيدت إلى الأماكن المخصصة لها.

٦) تشغيل المراوح لتجديد هواء المختبر فترة، أو فتح نوافذ المختبر فترة.

٧) إيقاف المراوح.

٨) غلق النوافذ.

٩) غسل اليدين بالماء والصابون قبل الخروج من المختبر.

١٠) رفع السكين لقطع التيار الكهربائي عن المختبر.

١١) غلق أبواب المختبر.

احتياطات أمان عند تخزين وحفظ الكيماويات

وجود نظام جيد لتخزين وحفظ الكيماويات يقلل من الوقت والجهد اللازمين لاستخدامها، فمثلاً توضع أملاح الفلز الواحد مع بعضها مرتبة حسب ترتيبها الألف بائي، فضلاً عن أن هناك أخطاراً تتعلق بتخزين وحفظ الكيماويات، يمكن تجنبها باتباع قواعد واحتياطات خاصة.

وفيما يلي احتياطات الأمان المتعلقة بتخزين وحفظ الكيماويات :

أولاً : قاعدة عامة

لا تحفظ الكيماويات التي تتفاعل معاً قريباً من بعضها ومن أمثلة هذا الجلسرين وحامض النيتريك، وكلورات البوتاسيوم والمركبات العضوية، والصوديوم والبوتاسيوم والمحاليل المائية أو الماء.

ثانياً : المواد القابلة للاحتراق والمواد الخطرة

١) المواد القابلة للاحتراق تحفظ في دولاب معدني أو خزانة لها فتحات تهوية أعلاها وأسفلها.

٢) المواد المتطايرة سريعة الإشتعال تحفظ في مكان رطب بعيد عن ضوء الشمس، وفي صناديق خشبية مبطنة بالزنك بها رمل.

٣) السموم تحفظ في دولاب معدني خاص بها، مكتوب عليه "سموم" بوضوح، وتراعى العناية التامة في حفظها.

ثالثاً : الأحماض والقلويات المركزة

١) يجب أن تحفظ الأحماض المركزة في زجاجات محكمة الغلق في حجرة صغيرة مفروشة بالرمل مبنية بالأسمنت وليس في دواليب عادية.

٢) إذا وضعت زجاجات الحفظ الكبيرة التي تحوي أحماضاً أو قلويات مركزة، على أرفف فينبغي أن لا تكون على ارتفاع أكثر من نصف متر على الأرض، أو توضع على رمل على الأرض مباشرة.

٣) تحفظ الصودا الكاوية والبوتاسا الكاوية في زجاجات أغطيتها من الفلين مغطاة بالشمع الأحمر.

٤) يحفظ حامض النيتريك المركز في زجاجات بنية اللون لأنه يتأثر بالضوء العادي ويتحلل إلى أكاسيد نيتروجينية قابلة للإنفجار.

٥) يحفظ النشادر في مكان رطب بعيداً عن الأحماض والمواد الملتهبة.

٦) يحفظ حمض الهيدروفلوريك في زجاجات من البلاستيك لأنه يسبب تآكلاً للزجاج إذا حفظ به.

رابعاً : الصوديوم والبوتاسيوم والكالسيوم وكربيد الكالسيوم

١) يكتب على الدولاب الذي يحفظ فيه الصوديوم (Na)، البوتاسيوم (K)، الكالسيوم (Ca) بوضوح وبخط كبير التحذير التالي :

لا تستخدم ماء في حالة نشوب حريق.

٢) لا ينبغي حفظ الصوديوم والبوتاسيوم والكالسيوم وكربيد الكالسيوم فوق آنية بها محاليل مائية أو آنية تحوي ماءً.

٣) يحفظ الصوديوم والبوتاسيوم والكالسيوم وكربيد الكالسيوم تحت الكيروسين وبعيداً عن مسار أشعة الشمس.

مزيد من القراءة

الصدمة والتنفس الصناعي

الصدمة هي حالة فقدان الوعي نتيجة اضطراب مفاجئ في الجهاز العصبي.

أنواع الصدمة

الصدمة الأولية : وتحدث مباشرة بعد الإصابة

الصدمة المتأخرة : وتحدث بعد ساعة أو أكثر من الإصابة

أسباب الصدمة

أسباب عصبية

ناتجة عن آلام الحروق أو آلام الكسور أو التعرض للحرارة أو سماع خبر مزعج أو مفرح.

أسباب نزفية

ناتجة عن النزيف الشديد أو الحروق الكبيرة أو الإسهالات الشديدة أو العطش أو فقدان البلازما.

الصدمة الكهربائية

هي حالة فقدان الوعي نتيجة التعامل مع التيار الكهربائي بشكل غير صحيح، كأن يلمس الشخص التيار ويداه مبتلتان بالماء، أو يتعامل مع جهاز كهربائي بشكل خاطئ مما يؤدي إلى حدوث الصدمة الكهربائية، وأهم أعراضها فقدان الوعي والاختناق.

الإسعاف

- افصل التيار الكهربائي من المصدر بالسرعة القصوى
- استدع الطبيب فوراً.

التنفس الاصطناعي

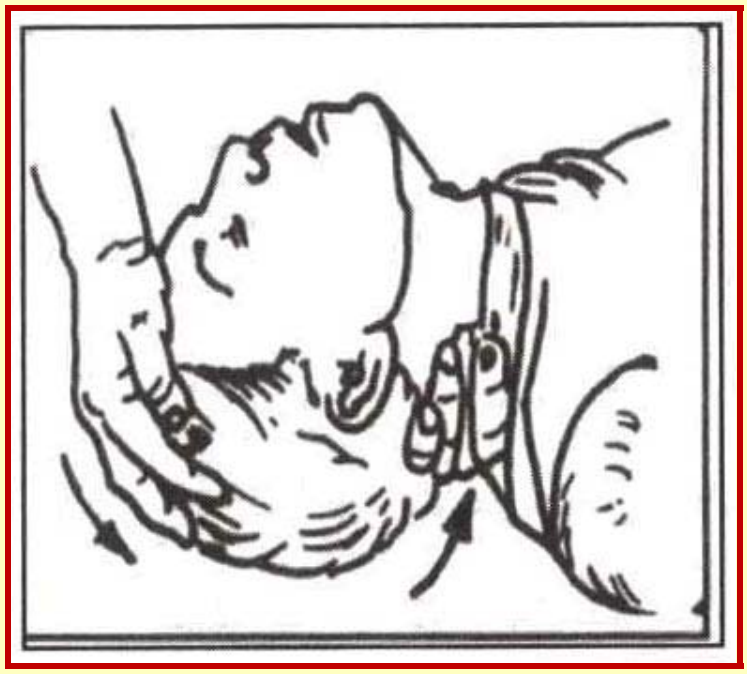
إن عملية التنفس الاصطناعي ضرورية لأي شخص مصاب إصابة منعت عنه الأكسجين، وأوقفت عملية التنفس الطبيعي، ويجب القيام بهذه العملية بالسرعة الممكنة لئلا يصاب الجهاز العصبي بخلل أو يتوقف القلب عن النبض.

خطوات إجراء التنفس الاصطناعي

١) ضع المصاب على ظهره، وافحص أنفه وفمه للتأكد من خلوهما من العوائق، التي قد تغلق المجرى التنفسي كارتداد اللسان إلى الخلف، أو وجود طقم أسنان (شكل (٩).

شكل (٩)

٢) احن رأس المصاب إلى الأعلى وإلى الخلف (شكل ١٠)، وخذ نفساً عميقاً للسماح لأكبر كمية من الهواء بالدخول إلى رئتيك.



شكل (١٠)

٣) افتح فم المصاب بإحدى يديك، وأغلق أنفه بضمه بأصابع يدك الأخرى (شكل (١١).

شكل (١١)

٤) ضع فمك على فم المصاب وانفخ فيه، ثم ارفع رأسه (شكل ١٢).

شكل (١٢)

٥) لاحظ حركة صدر المصاب بعد نفخ الهواء وخذ نفساً عميقاً استعداداً للنفخ مرة أخرى.

٦) إذا لم يسترجع المصاب نفسه الطبيعي، لاحظ مرة أخرى خلو الأنف والفم من العوائق، واحن الرأس أكثر (شكل ١٣)، ثم ابدأ عملية التنفس الاصطناعي بنفخ الهواء ٦ مرات متتالية، ثم نظم العملية بمعدل (١٢-١٥ مرة/الدقيقة) أو كلما لاحظت حاجة المصاب إلى ذلك.

شكل (١٣)

٧) انفخ برفق بمعدل ٢٠ مرة /دقيقة إذا كان المصاب طفلاً.

الفصل الثالث

قوانين حساب

المولات

والتراكيز

الفصل الثالث

قوانين حساب المولات والتراكيز

الوزن الجزيئي ووزن الصيغة
Molecular Weight and Formula Weight

تعريف الوزن الجزيئي Molecular Weight :

هو مجموع الأوزان الذرية المكونة للجزيء، ويرمز له بالرمز Mw. ويستخدم الوزن الجزيئي للمركبات التي توجد على هيئة جزيئات في الطبيعة، والتي تمثلها المركبات التساهمية، مثل مركب سكر الجلوكوز $C_6H_{12}O_6$

تعريف وزن الصيغة Formula Weight : هو مجموع الأوزان الذرية للذرات المكونة للصيغة، ويرمز له بالرمز Fw. ويستخدم وزن الصيغة للمركبات التي توجد على هيئة أيونات أو جزيئات في الطبيعة، ومن الأمثلة على المركبات التي تحتوي على أيونات : المركبات الأيونية مثل مركب ملح الطعام (كلوريد الصوديوم) NaCl.

مثال (١)

أوجد الوزن الجزيئي Mw للجزيئات التالية :

N_2, NO, C_2H_6, N_2O_4, $C_8H_{18}O_4N_2S$, CO_2, H_2O_2, $Ca(NO_3)_2$, $Al_2(CO_3)_3$, $MgSO_4.7H_2O$, $C_8H_{10}N_4O_2$, $C_6H_{12}O_6$, H_2SO_4, C_2H_5OH, $Zn(NO_3)_2$.

علماً بأن الأوزان الذرية :

(H = 1, C = 12, N = 14, O = 16, Mg = 24.3, Al = 27, S = 32.1, Ca = 40.1, Zn = 65.4)

الحل

$Mw_{N_2} = (2 \times 14) = 28$ amu

$Mw_{NO} = (14) + (16) = 30$ amu

$Mw_{C_2H_6} = (2 \times 12) + (6 \times 1) = 30$ amu

$Mw_{N_2O_4} = (2 \times 14) + (4 \times 16) = 92$ amu

$Mw_{C_8H_{18}O_4N_2S} = (8 \times 12) + (18 \times 1) + (4 \times 16) + (2 \times 14) + (32) = 238$ amu

$Mw_{CO_2} = (12) + (2 \times 16) = 44$ amu

$Mw_{H_2O_2} = (2 \times 1) + (2 \times 16) = 34$ amu

$Mw_{Ca(NO_3)_2} = (40.1) + 2((14) + (3 \times 16)) = 164.1$ amu

$Mw_{Al_2(CO_3)_3} = (2 \times 27) + 3((12) + (3 \times 16)) = 234$ amu

$Mw_{MgSO_4.7H_2O} = (24.3) + (32.1) + (4 \times 16) + 7((2 \times 1) + (16)) = 246.4$ amu

$Mw_{C_8H_{10}N_4O_2} = (8 \times 12) + (10 \times 1) + (4 \times 14) + (2 \times 16) = 194$ amu

$Mw_{C_6H_{12}O_6} = (6 \times 12) + (12 \times 1) + (6 \times 16) = 180$ amu

$Mw_{H_2SO_4} = (2 \times 1) + (32.1) + (4 \times 16) = 98.1$ amu

$Mw_{C_2H_5OH} = (2 \times 12) + (5 \times 1) + (16) + (1) = 46$ amu

$Mw_{Zn(NO_3)_2} = (65.4) + 2((14 + 3 \times 16)) = 189.4$ amu

مثال (٢)

أوجد وزن الصيغة Fw لما يلي : $NaCl, Na_2SO_4$

الأوزان الذرية : $(Cl = 35.5, S = 32, Na = 23, O = 16)$

الحل

$$Fw_{NaCl} = 23 + 35.5 = 58.5 \text{ amu}$$

$$Fw_{Na_2SO_4} = (2 \times 23) + 32 + (4 \times 16) = 142 \text{ amu}$$

كثير من المراجع تستخدم مصطلح الوزن الجزيئي ليشمل أيضاً وزن الصيغة للمركبات الأيونية والتساهمية وذلك للتبسيط.

The mole **المول**

تعريفه : المول هو الكمية التي تحتوي على عدد أفوجادرو(N_A) من الذرات أو الجزيئات أو الأيونات **...الخ**

عدد أفوجادرو (N_A)

المول الواحد من أي مادة (سواءً جزيئات، ذرات، أيونات.....) يحوي على عدد أفوجادرو منها ($N_A = 6.022 \times 10^{23}$).

$$N_A = 6.022 \times 10^{23}$$

ونظراً لأنه يصعب حساب الوزن الذري لذرة واحدة وذلك لصغرها، لذلك فمن المناسب أن نضخم الكمية حتى يمكن أن نتعامل معها وذلك بأخذ مول من الذرات أو الجزيئات أي عدد أفوجادرو من الذرات أو الجزيئات.

أمثلة توضيحية :

- مول واحد من جزيئات الأكسجين (O_2) يحتوي على 6.022×10^{23}
- مول واحد من ذرات الأكسجين (O) يحتوي على 6.022×10^{23} من ذرات الأكسجين.

وقد وجد عملياً أن وزن المول بالجرامات يساوي الوزن الذري من الذرات، ويساوي الوزن الجزيئي من المركبات عددياً.

الكتلة المولية Molar Mass (الوزن الجزيئي المولي)

هي كتلة مول واحد من الذرات أو الجزيئات أو الأيونات، ووحدتها g/mol

وإذا كان المراد حسابه هو الوزن الجزيئي لمول من الجزيئات فإن له الوزن بوحدة (amu) إلا أن وحدة الوزن حينئذ هي g/mol بدلاً من amu ويطلق على الوزن حينئذ بالكتلة المولية (الوزن المولي) .

مثال (٣)

أوجد الوزن الجزيئي Mw لمول واحد من الجزيئات التالية بوحدة g/mol

N_2, NO, C_2H_6, N_2O_4, $C_8H_{18}O_4N_2S$, CO_2, H_2O_2, $Ca(NO_3)_2$, $Al_2(CO_3)_3$, $MgSO_4.7H_2O$, $C_8H_{10}N_4O_2$, $C_6H_{12}O_6$, H_2SO_4, C_2H_5OH, $Zn(NO_3)_2$.

علماً بأن الأوزان الذرية :

(H = 1, C = 12, N = 14, O = 16, Mg = 24.3, Al = 27, S = 32.1, Ca = 40.1, Zn = 65.4)

الحل

$$Mw_{N_2} = (2 \times 14) = 28 \text{ g/mol}$$
$$Mw_{NO} = (14) + (16) = 30 \text{ g/mol}$$
$$Mw_{C_2H_6} = (2 \times 12) + (6 \times 1) = 30 \text{ g/mol}$$
$$Mw_{N_2O_4} = (2 \times 14) + (4 \times 16) = 92 \text{ g/mol}$$
$$Mw_{C_8H_{18}O_4N_2S} = (8 \times 12) + (18 \times 1) + (4 \times 16) + (2 \times 14) + (32.1) = 238.1 \text{ g/mol}$$
$$Mw_{CO_2} = (12) + (2 \times 16) = 44 \text{ g/mol}$$
$$Mw_{H_2O_2} = (2 \times 1) + (2 \times 16) = 34 \text{ g/mol}$$
$$Mw_{Ca(NO_3)_2} = (40.1) + 2((14) + (3 \times 16)) = 164.1 \text{ g/mol}$$
$$Mw_{Al_2(CO_3)_3} = (2 \times 27) + 3((12) + (3 \times 16)) = 234 \text{ g/mol}$$
$$Mw_{MgSO_4.7H_2O} = (24.3) + (32.1) + (4 \times 16) + 7((2 \times 1) + (16)) = 246.4 \text{ g/mol}$$
$$Mw_{C_8H_{10}N_4O_2} = (8 \times 12) + (10 \times 1) + (4 \times 14) + (2 \times 16) = 194 \text{ g/mol}$$
$$Mw_{C_6H_{12}O_6} = (6 \times 12) + (12 \times 1) + (6 \times 16) = 180 \text{ g/mol}$$
$$Mw_{H_2SO_4} = (2 \times 1) + (32.1) + (4 \times 16) = 98.1 \text{ g/mol}$$
$$Mw_{C_2H_5OH} = (2 \times 12) + (5 \times 1) + (16) + (1) = 46 \text{ g/mol}$$
$$Mw_{Zn(NO_3)_2} = (65.4) + 2((14 + 3 \times 16)) = 189.4 \text{ g/mol}$$

وبالنسبة لمول من الذرات الأحادية مثل (K, Ar, Ne, Al, Fe,.....) فإن الوزن لمول منها يطلق عليه الوزن الذري ورمزه Aw .

مثال (٤)

احسب عدد الذرات (K, S, O) الموجودة في مول واحد من K_2SO_4.

الحل

مول واحد من K_2SO_4 يحوي 6.022×10^{23} molecules

- عدد ذرات البوتاسيوم K الموجودة في مول واحد من K_2SO_4 :

$$2 \times 6.022 \times 10^{23} = 1.2046 \times 10^{24} \text{ atoms}$$

- عدد ذرات الكبريت S الموجودة في مول واحد من K_2SO_4 يساوي :

$$1 \times 6.022 \times 10^{23} \text{ atoms}$$

- عدد ذرات الأكسجين O الموجودة في مول واحد من K_2SO_4 :

$$4 \times 6.022 \times 10^{23} = 2.4092 \times 10^{24} \text{ atoms of O}$$

عدد مولات K_2SO_4	عدد جزيئات K_2SO_4	عدد ذرات البوتاسيوم K	عدد ذرات الكبريت S	عدد ذرات الأكسجين O
1 mol	6.022×10^{23}	$2 \times 6.022 \times 10^{23}$	6.022×10^{23}	$4 \times 6.022 \times 10^{23}$
2 mol	$2 \times 6.022 \times 10^{23}$	$2 \times (2 \times 6.022 \times 10^{23})$	$2 \times (6.022 \times 10^{23})$	$2 \times (4 \times 6.022 \times 10^{23})$
3 mol	$3 \times 6.022 \times 10^{23}$	$3 \times (2 \times 6.022 \times 10^{23})$	$2 \times (6.022 \times 10^{23})$	$3 \times (4 \times 6.022 \times 10^{23})$

طرق حساب عدد المولات

١) عدد المولات = وزن المادة بوحدة الجرام (g) مقسوماً على الوزن الجزيئي للمول

$$n = \frac{m\ (g)}{Mw\ (g/mol)}$$

حيث :

n : عدد المولات

m : وزن المادة بالجرام

Mw : الوزن الجزيئ المولي بوحدة g/mol

٢) عدد المولات = عدد الجزيئات (أو الذرات أو الأيونات) مقسوماً على عدد أفوجادرو

$$n = \frac{N\ (atoms\ ,\ molecules,\ ions)}{N_A} = \frac{N}{6.022 \times 10^{23}}$$

ومنه يمكن حساب عدد الجزيئات N :

عدد الجزيئات = عدد المولات × عدد أفوجادرو

$$N = n\ N_A$$

٣) عدد المولات = التركيز بالمولارية مضروباً في حجم المحلول بوحدة اللتر

$$n = M\ V(L)$$

حيث :

M : التركيز بالمولارية mol/L

V : حجم المحلول باللتر

وعند استخدام وحدة (ml or cm^3) بدلاً من وحدة اللتر فإنه لا بد من تحويلها الى وحدة اللتر بالقسمة على 1000 أي :

$$n = M \times \left(\frac{V_{ml \text{ or } cm^3}}{1000} \right)$$

مثال (٥)

ما عدد مولات $NaHCO_3$ في عينة وزنها 420 g؟

علماً بأن الكتل الذرية : (H = 1, C = 12, O = 16, Na = 23)

الحل

$$Mw_{NaHCO_3} = 23 + 1 + 12 + (3 \times 16) = 84 \text{ g/mol}$$

$$n_{NaHCO_3} = \frac{m}{Mw} = \frac{420 \text{ g}}{84 \text{ g mol}^{-1}} = 5 \text{ mol}$$

مثال (٦)

احسب عدد مولات (1500 molecules) من سكر السكروز $C_{12}H_{22}O_{11}$؟

الحل

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{1500}{6.022 \times 10^{23}} = 2.49 \times 10^{-21} \text{ mol}$$

مثال (٧)

ما وزن (0.2 mol) من الكافائين ($C_8H_{10}N_4O_2$)

علماً بأن الوزن الذري : (H = 1, C = 12, N = 14, O = 16)

الحل

نحسب الوزن الجزيئي أولاً :

$$Mw_{C_8H_{10}N_4O_2} = (8 \times 12) + (10 \times 1) + (4 \times 14) + (2 \times 16) = 194 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{Mw}$$

$$m = n\ Mw$$

$$m = 0.2 \times 194 = 38$$

مثال (٨)

احسب عدد جزيئات 1.2 mol من أكسيد السيليكون(SiO_2).

الحل

$$N = n \cdot N_A$$

$$N = 1.2 \times 6.02 \times 10^{23} = 7.22 \times 10^{23} \text{ molecules}$$

مثال (٩)

كم عدد جزيئات (18 g) من سكر الجلوكوز ($C_6H_{12}O_6$)؟

علماً بأن الأوزان الذرية : (H = 1, C = 12, O = 16)

الحل

$$Mw_{C_6H_{12}O_6} = (6 \times 12) + (12 \times 1) + (6 \times 16) + (6 \times 16) = 180 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{Mw} = \frac{18}{180} = 0.1 \text{ mol}$$

$$N = n \times NA$$

$$\Rightarrow N = 0.1 \times 6.022 \times 10^{23} = 6.022 \times 10^{22} \text{ molecules}$$

مثال (١٠)

ما عدد مولات (48 g) مما يلي :

أ) ذرات الأكسجين (O)

ب) جزيئات الأكسجين (O_2)

ج) جزيئات الأوزون (O_3).

الحل

أ) الكتلة الذرية للأكسجين : ($Aw_O = 16$ g/mol) حيث الرمز Aw يعني الكتلة الذرية (atomic weight).

وبالتالي فإن عدد المولات (n) لذرات الأكسجين :

$$n = \frac{m_O}{Aw_O} = \frac{48}{16} = 3 \text{ mol}$$

ب) الوزن الجزيئي للأكسجين O_2 :

$$MwO_2 = 2 \times 16 = 32 \text{ g/mol}$$

وبالتالي فعدد المولات لجزيئات الأكسجين :

$$n_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{Mw_{O_2}} = \frac{48}{32} = 1.5 \text{ mol}$$

ج) الوزن الجزيئي للأوزون (O_3) :

$$MwO_3 = 3 \times 16 = 48 \text{ g/mol}$$

وبالتالي فعدد المولات لجزيئات الأوزون :

$$n_{O_3} = \frac{m_{O_3}}{Mw_{O_3}} = \frac{48 \text{ g}}{48 \text{ g/mol}} = 1 \text{ mol}$$

مثال (١١)

ما وزن ذرة الأكسجين بالكيلوجرام؟ (الكتلة الذرية O = 16)

علماً بأن عدد أفوجادرو ($N_A = 6.022 \times 10^{23}$)

الحل

نوجد عدد المولات من العلاقة :

$$n_O = \frac{N}{N_A} = \frac{1 \text{ atom}}{6.022 \times 10^{23} \text{ atoms mol}^{-1}} = 1.66 \times 10^{-24} \text{ mol}$$

ويمكن حساب الوزن لهذه المولات من العلاقة :

$$m = n\ Aw$$

$$m = 1.66 \times 10^{-24}\ mol \times 16\ g\ mol^{-1}$$

$$m = 2.66 \times 10^{-23}\ g$$

$$m = \frac{2.66 \times 10^{-23}\ g}{1000\ g\ Kg^{-1}} = 2.66 \times 10^{-26}\ kg$$

مثال (١٢)

احسب عدد ذرات أو جزيئات أو أيونات ما يلي :

أ) $1.2\ mol\ C_6H_{12}O_6$

ب) $20\ g\ Ca$

ج) $0.5\ mol\ OH^-$

علماً بأن عدد أفوجادرو $(N_A = 6.022 \times 10^{23})$

الحل

أ) عدد الجزيئات $C_6H_{12}O_6$ الموجودة في $1.2\ mol$

$$n = \frac{N}{N_A}$$

$$N = n\ N_A$$

$$N = 1.2\ mol \times 6.022 \times 10^{23}\ molecules\ mol^{-1}$$

$$N = 7.2 \times 10^{23}\ molecules$$

ب) عدد الذرات الموجودة في (20 g Ca) :

$$n_{Ca} = \frac{N_{atoms}}{N_A}$$

$$N_{atoms} = n_{Ca} \times N_A$$

$$N_{atoms} = \frac{m_{Ca}}{Aw} \times N_A$$

$$N_{atoms} = \left(\frac{20\ g}{40\ g\ mol^{-1}} \right) \times 6.023 \times 10^{23}$$

$$N_{atoms} = 3.01 \times 10^{23}\ atoms$$

ج) عدد أيونات الهيدروكسيد الموجودة في 0.5 mol من أيونات الهيدروكسيد

$$n_{OH^-} = \frac{N_{OH^-}}{N_A}$$

$$N_{OH^-} = n_{OH^-} \times N_A$$

$$N_{OH^-} = 0.5 \times 6.022 \times 10^{23}$$

$$N_{OH^-} = 3.01 \times 10^{23}\ ions$$

مثال (١٣)

أي العينات التالية يحتوي على عدد أكبر من الكبريت (S) :

أ) 8×10^{23} atoms

ب) 0.2 mol (S)

ج) 5 g (S)

علماً بأن عدد أفوجادرو ($N_A = 6.022 \times 10^{23}$).

الحل

للمقارنة فإن الفقرتين ب، ج تحول وحداتها الى ذرات كما يلي :

ب) عدد الذرات الموجودة في 0.2 mol of (S) :

$$n_S = \frac{N_{atoms}}{N_A}$$

$$N_{atoms} = n_S \times N_A$$

$$N_{atoms} = 0.2 \text{ mol} \times 6.022 \times 10^{23} \text{ atoms mol}^{-1}$$

$$N_{atoms} = 1.2 \times 10^{23} \text{ atoms}$$

ج) 5 g of (S) :

$$n_s = \frac{N \text{ atoms}}{N_A}$$

$$N_{atoms} = n_S \times N_A$$

$$N_{atoms} = \left(\frac{m_S}{Aw_S}\right) \times N_A$$

$$N_{atoms} = \left(\frac{5 \text{ g}}{32 \text{ g mol}^{-1}}\right) \times 6.022 \times 10^{23}$$

$$N_{atoms} = 0.94 \times 10^{23} \text{ atoms}$$

وبالتالي فالعينة بالفقرة أ تحتوي على العدد الأكبر من الذرات.

طرق التعبير عن التركيز
METHODS OF EXPRESSING CONCENTRATION

يعبر عن التركيز بعدة طرق منها :

١) النسبة المئوية الوزنية

٢) الكسر المولي

٣) المولالية

٤) المولارية

٥) العيارية

وهناك طرق أقل استخداماً ومنها :

١) النسبة المئوية الحجمية

٢) قوة المحلول

٣) النسبة المئوية المولية

٤) المعايرة.

أولاً / النسبة المئوية الوزنية للمذاب Weight Percentage

تعرف النسبة المئوية الوزنية للمذاب بأنها كتلة المادة المذابة مقاسة بالجرامات الموجودة في مائة جرام من المحلول (عدد الجرامات من المذاب في 100 g من الحلول).

ويمكن صياغتها رياضياً كما يلي :

$$\text{النسبة المئوية الوزنية للمذاب} = \frac{\text{وزن المذاب } (m_2)}{\text{وزن المحلول } (m_{sol})} \times 100$$

$$Wt\%_{m_2} = \frac{m_2}{m_{sol}} \times 100$$

$$\text{النسبة المئوية الوزنية للمذيب} = \frac{\text{وزن المذاب } (m_1)}{\text{وزن المحلول } (m_{sol})} \times 100$$

$$Wt\%_{m_1} = \frac{m_1}{m_{sol}} \times 100$$

حيث :

m_1 : كتلة المذيب ($m_{solvent}$) بوحدة الجرام

m_2 : كتلة المذاب (m_{solute}) بوحدة الجرام

m_{sol} : كتلة المحلول بوحدة الجرام.

$Wt\%_{m_2}$: النسبة المئوية الوزنية للمذاب(solute).

$Wt\%_{m_1}$: النسبة المئوية الوزنية للمذيب(solvent).

وكتلة المحلول (m_{sol}) عبارة عن مجموع كتلتي المذاب (m_2) والمذيب (m_1)

$$m_{sol} = m_1 + m_2$$

ويمكن حساب كتلة المحلول من كثافة المحلول إذا عرف حجم المحلول، باستخدام العلاقة التالية :

$$d_{sol} = \frac{m_{sol}}{V_{sol}}$$
$$m_{sol} = d_{sol} . V_{sol}$$

حيث :

d_{sol} : كثافة المحلول بوحدة (g/ml) أو بوحدة (g/L)

m_{sol} : كتلة المحلول بوحدة الجرام (g) .

V_{sol} : حجم المحلول بوحدة الملتر (ml) أو السنتيمتر المكعب (cm^3) أو الدسيمتر المكعب (dm^3) أو بوحدة اللتر (L) أو المتر المكعب (m^3)

والعلاقة بين وحدات الحجم هذه :

$$1\ m^3 = 1000\ dm^3 = 1000\ L = 1 \times 10^6\ cm^3 = 1 \times 10^6\ ml$$
$$\Rightarrow \left(1\ dm^3 = 1\ L\right) \text{ and } \left(1\ ml = 1\ cm^3\right)$$

مثال (١٤)

احسب النسبة المئوية الوزنية لمادة كلوريد الصوديوم (NaCl) (ملح الطعام) حينما يذاب منها (43 g) في (108 g) من الماء؟

الحل

بتطبيق العلاقة :

$$Wt\ \%_{solute} = \frac{m_2}{m_{sol}} \times 100$$

$$Wt\ \%_{NaCl} = \frac{m_{NaCl}}{m_{Sol}} \times 100$$

$$Wt\ \%_{NaCl} = \frac{43\ g}{(43\ g + 108\ g)} \times 100$$

$$Wt\ \%_{NaCl} = 28.5\ \%$$

على أنه إذا كان لدينا محلول مؤلف من مذيب ومذاب فإنه يمكن معرفة النسبة المئوية للمذيب إذا عرفت النسبة المئوية للمذاب، والعكس صحيح :

$$Wt\%_{solvent} = 100 - Wt\%_{solute}$$

$$Wt\%_{solute} = 100 - Wt\%_{solvent}$$

مثال (١٥)

حضر محلول بإذابة 1.25 g من الإيثانول C_2H_5OH في 11.6 g من الماء H_2O،

احسب :

أ) النسبة المئوية الوزنية للإيثانول.

ب) النسبة المئوية الوزنية للماء.

الحل

نحسب أولاً كتلة المحلول حيث :

كتلة المحلول = كتلة المذيب (H_2O) + كتلة المذاب (C_2H_5OH)

$$m_{sol} = m_{H_2O} + m_{C_2H_5OH}$$

$$m_{sol} = 11.6\ g + 1.25\ g = 12.85\ g$$

أ) حساب النسبة المئوية للمذاب C_2H_5OH :

$$Wt\ \%_{C_2H_5OH} = \frac{m_{C_2H_5OH}}{m_{sol}} \times 100$$

$$Wt\ \%_{C_2H_5OH} = \frac{1.25}{12.85} \times 100 = 9.73\%$$

ب) حساب النسبة المئوية للمذيب H_2O :

$$Wt\ \%_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{m_{sol}} \times 100$$

$$Wt\ \%_{H_2O} = \frac{11.6}{12.85} \times 100$$

$$Wt\ \%_{H_2O} = 90.27\ \%$$

ويمكن حساب النسبة المئوية للمذيب مباشرة من العلاقة :

$$Wt\ \%_{solvent} = 100 - Wt\ \%_{solute}$$

$$Wt\ \%_{solvent} = 100 - 9.73$$

$$Wt\ \%_{solvent} = 90.27\ \%$$

ويمكن من خلال معرفة النسبة المئوية للمذاب تحديد كتلته إذا عرفت كتلة المحلول.

مثال (١٦)

احسب كتلة هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) الموجود في (300 g) من محلول تركيزه (35.7% NaOH).

الحل

بتطبيق العلاقة :

$$Wt\ \%_{solute} = \frac{m_2}{m_{sol}} \times 100$$

$$Wt\ \%_{NaOH} = \frac{m_{NaOH}}{m_{sol}} \times 100$$

$$m_{NaOH} \times 100 = Wt\ \%_{NaOH} \times m_{sol}$$

$$m_{NaOH} = \frac{Wt\ \%_{NaOH} \times m_{sol}}{100}$$

$$m_{NaOH} = \frac{35.7 \times 300\ g}{100} = 107.1\ g$$

مثال (١٧)

يراد عمل محلول مائي من السكروز ذي تركيز قدره 24 % وزناً، فكم جراماً من السكروز والماء يجب استخدامها للحصول على كيلوجرام من المحلول.

الحل

$$m_{sol} = 1\ Kg = 1000\ g$$

$$Wt\ \% = \frac{m_2}{m_{sol}} \times 100$$

$$m_2 = \frac{Wt\ \% \times m_{sol}}{100}$$

وبالتالي فإن وزن السكروز :

$$m_{sucrose} = \frac{Wt\ \% \times m_{sol}}{100}$$

$$m_{sucrose} = \frac{24 \times 1000}{100} = 240\ g$$

وهذه هي كتلة المذاب (m_2)، وبالتالي يمكن حساب كتلة المذيب كما يلي :

$$m_{sol} = m_1 + m_2$$
$$m_1 = m_{sol} - m_2$$
$$m_1 = 1000 - 240 = 760\ g$$

مثال (١٨)

احسب عدد مولات HCl الموجودة في $5\ cm^3$ من حمض الكلور المركز الذي كثافته ($1.19\ g/cm^3$) ويحتوي على 37.23% بالوزن. علماً بأن الأوزان الذرية : (H = 1, Cl = 35.5)

الحل

نوجد من كثافة المحلول كتلة المحلول كما يلي :

$$d_{sol} = \left(\frac{m_{sol}}{V_{sol}}\right)$$
$$m_{sol} = d_{sol} \times V_{sol}$$
$$m_{sol} = \left(1.19\ g/cm^3\right) \times \left(5\ cm^3\right)$$
$$m_{sol} = 5.95\ g$$

ومن قانون النسبة المئوية الوزنية يمكن حساب كتلة المذاب (m_2) كما يلي :

$$Wt\ \% = \frac{m_2}{m_{sol}} \times 100$$
$$m_2 = \frac{Wt\ \% \times m_{sol}}{100}$$
$$m_{HCl} = \frac{37.23 \times 5.95}{100}$$
$$m_{HCl} = 2.215g$$

وبالتالي يمكن حساب عدد مولات HCl :

$$n_{HCl} = \frac{m_{HCl}}{Mw_{HCl}}$$

$$n_{HCl} = \frac{2.215}{(1 + 35.5)}$$

$$n_{HCl} = 0.06 \text{ mol}$$

مثال (١٩)

حمض الكبريت المركز (1.84 g/ml) يحتوي على 98 % وزناً احسب حجم حمض الكبريت المركز الذي يحتوي على 40 g من H_2SO_4 النقي.

الحل

أولاً / نحسب كتلة المحلول m_{sol} :

$$Wt\ \% = \frac{m_2}{m_{sol}} \times 100$$

$$m_{sol} = \frac{m_2 \times 100}{Wt\ \%}$$

$$m_{sol} = \frac{m_{H_2SO_4} \times 100}{Wt\ \%}$$

$$m_{sol} = \frac{40 \times 100}{98} = 40.82 \text{ g}$$

وبالتالي فإن حجم المحلول V_{sol} :

$$d_{sol} = \frac{m_{sol}}{V_{sol}}$$

$$V_{sol} = \frac{m_{sol}}{d_{sol}}$$

$$V_{sol} = \frac{40.82 \text{ g}}{1.84 \text{ g ml}^{-1}}$$

$$V_{sol} = 22.185 \text{ ml}$$

مثال (٢٠)

ما حجم حمض النيتريك المخفف كثافته $1.11\ g/cm^3$ حيث أن النسبة المئوية الوزنية لـ HNO_3 هي 19 % يحتوي على 10 g من HNO_3

الحل

تحل بنفس خطوات المسألة السابقة.

والجواب النهائي :

$$V_{sol} = V_{H_2SO_4} = 47.414\ cm^3$$

مثال (٢١)

كم جراماً من الماء والملح تلزم لتكوين 70 g من محلول نسبته 17.9% وزناً.

الحل

الجواب : (12.53 g, 57.47 g)

مثال (٢٢)

كم عدد جرامات 5% بالوزن من محلول كلوريد الصوديوم NaCl للحصول على 3.2 g NaCl

الحل

الجواب : 64 g

مثال (٢٣)

حمض الكبريت المركز ذو الكثافة (1.84 g/ml) يحتوي على 98% وزناً، احسب حجم حمض الكبريت المركز الذي يحتوي على 40 g من H_2SO_4 النقي.

الحل

الجواب : 22.185 ml

ثانياً / الكسر المولي (الكسر الجزيئي)
Mole Fraction

تعريف الكسر المولي :

الكسر المولي هو النسبة بين عدد مولات أحد مكونات المحلول (n) الى مجموع مولات كل مكوناته (n_t).

وبفرض أن لدينا ثلاث مواد (A, B, C) وعدد مولات هذه المواد (n_A, n_B, n_C) فإن الكسر المولي للمواد هو :

$$X_A = \frac{n_A}{n_t} \quad , \quad X_B = \frac{n_B}{n_t} \quad , \quad X_C = \frac{n_C}{n_t}$$

ومجموع هذه الكسور المولية يساوي دائماً الواحد الصحيح :

$$\sum X = 1$$

$$X_A + X_B + X_C$$

$$\frac{n_A}{n_t} + \frac{n_B}{n_t} + \frac{n_C}{n_t} = \frac{n_t}{n_t} = 1$$

وقبل الخوض في بعض التطبيقات للكسر المولي، فإننا سنذكر فيما يلي بطرق حساب عدد المولات.

يمكن حساب عدد المولات بطرق عدة منها ما يتعلق بعدد الجزيئات أو التركيز بالمولارية أو العيارية أو المولالية، إلا أن أبسط الطرق هي تحويل الجرامات الى مولات باتباع العلاقة التالية :

$$n = \frac{m}{Mw}$$

حيث Mw هو عبارة الوزن الجزيئي المولي (molecular weight) الذي يعرف بأنه مجموع الكتل الذرية المؤلفة للجزيء بوحدة g/mol كما سبق ذكره.

مثال (٢٤)

احسب :

أ) الوزن الجزيئي لنترات الخارصين $Zn(NO_3)_2$ إذا علمت أن الكتل الذرية : (Zn = 65.4, N =14, O =16).

ب)احسب عدد المولات لـ 127 g من نترات الخارصين $Zn(NO_3)_2$.

الحل

أ) حساب الوزن الجزيئي لنترات الخارصين $Zn(NO_3)_2$:

$$Mw_{Zn(NO_3)_2} = (65.4) + (2 \times 14) + (2 \times 3 \times 16) = 189.4 \text{ g/mol}$$

ب) حساب عدد المولات :

$$n_{Zn(NO_3)_2} = \frac{m_{Zn(NO_3)_2}}{Mw_{Zn(NO_3)_2}}$$

$$n_{Zn(NO_3)_2} = \frac{127 g}{189.4 g/mol} = 0.67 \text{ mol}$$

مثال (٢٥)

احسب الكسر المولي للماء (H_2O)، و لـ NaCl في محلول يحتوي على (0.735 mol) من كلوريد الصوديوم و (6 mol) من الماء.

الحل

نحسب عدد المولات الكلي n_t :

$$n_t = n_{NaCl} + n_{H_2O}$$
$$n_t = 0.735 + 6$$
$$n_t = 6.735 \text{ mol}$$
$$\Rightarrow X_{H_2O} = \frac{n_{H_2O}}{n_t} = \frac{6}{6.735} = 0.89$$
$$X_{NaCl} = \frac{n_{NaCl}}{n_t} = \frac{0.735}{6.735} = 0.11$$

ويمكن حساب الكسر المولي لـ NaCl بطريقة أخرى، وهي :

$$\sum X = 1$$
$$X_{H_2O} + X_{NaCl} = 1$$
$$X_{NaCl} = 1 - X_{H_2O}$$
$$X_{NaCl} = 1 - 0.89$$
$$X_{NaCl} = 0.11$$

مثال (٢٦)

ما الكسر المولي لكلوريد الصوديوم في محلول يحتوي على 5 mol من كلوريد الصوديوم مذاب في كيلوجرام من الماء. (الكتل الذرية : H = 1, O = 16).

الحل

نوجد عدد مولات الماء :

$$n_{H_2O} = \left(\frac{m_{H_2O}}{Mw_{H_2O}} \right)$$
$$n_{H_2O} = \frac{1000 \text{ g}}{(2 \times 1 + 16)} = \frac{1000 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 55.55 \text{ mol}$$

وبالتالي فإن عدد المولات الكلي :

$$n_t = n_{NaCl} + n_{H_2O}$$

$$n_t = 5 + 55.55 = 60.55 \text{ mol}$$

ولحساب الكسر المولي لكلوريد الصوديوم :

$$X_{NaCl} = \frac{n_{NaCl}}{n_t}$$

$$X_{NaCl} = \frac{5}{60.55} = 0.0826$$

مثال (٢٧)

احسب الكسر المولي لحمض الفوسفور H_3PO_4 في محلول يحتوي على 12.25 g من حمض الفوسفور مذاب في 90 g من الماء. (علماً بأن الكتل الذرية : O = 16, H = 1, P = 31)

الحل

نوجد أولاً عدد المولات لكل من المذيب والمذاب ثم العدد الكلي للمولات :

$$n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{Mw_{H_2O}}$$

$$n_{H_2O} = \frac{90}{(2 \times 1 + 16)} = \frac{90}{18} = 5 \text{ mol}$$

$$n_{H_3PO_4} = \frac{m_{H_3PO_4}}{Mw_{H_3PO_4}}$$

$$n_{H_3PO_4} = \frac{12.25}{(3 \times 1 + 31 + 4 \times 16)} = \frac{12.25}{98} = 0.125 \text{ mol}$$

$$n_t = n_{H_2O} + n_{H_3PO_4}$$

$$n_t = 5 + 0.125 = 5.125 \text{ mol}$$

وبالتالي فإن الكسر المولي لحمض الفسفور :

$$X_{H_3PO_4} = \frac{n_{H_3PO_4}}{n_t}$$

$$X_{H_3PO_4} = \frac{0.125}{5.125} = 0.0244$$

مثال (٢٨)

إذا أذيب هيدروكسيد الصوديوم NaOH في الماء احسب الكسور المولية للمذاب والمذيب في محلول تركيزه 32% وزناً.
(علماً بأن الكتل الذرية : H = 1, O = 16, Na = 23)

الحل

بما أنه لم يعطي أي وزن للمحلول، فسنفرض أن وزن المحلول يساوي 100 g وبالتالي فإن وزن المذاب الذي نسبته 32% هو 32 g وبالتالي فإن وزن المذيب :

$$m_{sol} = m_1 + m_2$$

$$m_{sol} = m_{H_2O} + m_{NaOH}$$

$$m_{H_2O} = m_{sol} - m_{NaOH}$$

$$m_{H_2O} = 100 - 32 = 68\ g$$

ثم نحسب عدد المولات كما يلي :

أولاً / عدد مولات الماء :

$$n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{Mw_{H_2O}}$$

$$n_{H_2O} = \frac{68\ g}{(2 \times 1 + 16)}$$

$$n_{H_2O} = \frac{68\ g}{18\ g/mol} = 3.78\ mol$$

ثانياً/ عدد مولات هيدروكسيد الصوديوم :

$$n_{NaOH} = \frac{m_{NaOH}}{Mw_{NaOH}}$$

$$n_{NaOH} = \frac{32\ g}{(23 + 16 + 1)}$$

$$n_{NaOH} = \frac{32\ g}{40\ g/mol}$$

$$n_{NaOH} = 0.8\ mol$$

ويكون عدد المولات الكلي :

$$n_t = n_{H_2O} + n_{NaOH}$$

$$n_t = 3.78 + 0.8$$

$$n_t = 4.58\ mol$$

وبالتالي فإن الكسر المولي للمذاب والمذيب :

$$X_{H_2O} = \frac{n_{H_2O}}{n_t}$$

$$X_{H_2O} = \frac{3.78}{4.58} = 0.825$$

$$X_{NaOH} = \frac{n_{NaOH}}{n_t}$$

$$X_{NaOH} = \frac{0.8}{4.58} = 0.175$$

ومجموع الكسور المولية لا بد وأن يساوي واحد :

$$X_{H_2O} + X_{NaOH}$$

$$0.825 + 0.175 = 1.00$$

مثال (٢٩)

إذا كان الكسر المولي لملح الطعام في المحلول المائي هو (0.3).
احسب النسبة المئوية الوزنية Wt %
(علماً بأن الكتل الذرية : Na = 23, Cl = 35.5, O = 16, H = 1)

الحل

لم نعط في هذه المسألة عدد المولات للمذيب والمذاب. لذلك سنفرض أن عدد المولات الكلي للمحلول يساوي واحد، وعدد مولات ملح الطعام يساوي ($n_{NaCl} = 0.3$ mol) وحينئذ فإن عدد مولات المذيب:

$$n_t = n_{H_2O} + n_{NaCl}$$

$$n_{H_2O} = n_t - n_{NaCl}$$

$$n_{H_2O} = 1 - 0.3$$

$$n_{H_2O} = 0.7 \text{ mol}$$

ويكون وزن NaCl بالجرامات كما يلي :

$$n_{NaCl} = \frac{m_{NaCl}}{Mw_{NaCl}}$$

$$m_{NaCl} = n_{NaCl} \times Mw_{NaCl}$$

$$m_{NaCl} = 0.3 \times (23 + 35.5)$$

$$m_{NaCl} = 0.3 \times 58.5 = 17.55 \text{ g}$$

ووزن الماء H_2O بالجرامات هو :

$$n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{Mw_{H_2O}}$$

$$m_{H_2O} = n_{H_2O} \times Mw_{H_2O}$$

$$m_{H_2O} = 0.7 \times (2 \times 1 + 16)$$

$$m_{H_2O} = 0.7 \times 18 = 12.6 \text{ g}$$

ويصبح وزن المحلول (m_{sol}) :

$$m_{sol} = m_{H_2O} + m_{NaCl}$$

$$m_{sol} = 12.6 + 17.55$$

$$m_{sol} = 30.15\ g$$

وبالتالي فإنه يمكن حساب النسبة المئوية الوزنية للمذاب كما يلي :

$$Wt\ \% = \frac{m_2}{m_{sol}} \times 100$$

$$Wt\ \%_{NaCl} = \frac{m_{NaCl}}{m_{sol}} \times 100$$

$$Wt\ \%_{NaCl} = \frac{17.55}{30.15} \times 100$$

$$Wt\ \%_{NaCl} = 58.21\ \%$$

مثال (٣٠)

أذيب 19.6 g من حمض الفوسفور H_3PO_4 في كمية من الماء بحيث يصبح وزن المحلول 200 g احسب الكسر المولي للمذاب والمذيب :

(الأوزان الذرية : H = 1, O = 16, P = 31)

الحل

الجواب : (0.98, 0.02)

مثال (٣١)

إذا أذيب هيدروكسيد الصوديوم في الماء احسب الكسور المولية للمذاب والمذيب في محلول تركيزه 32% وزناً (الأوزان الذرية : H = 1, O = 16, Na = 23).

الحل

الجواب : (0.175 , 0.825)

مثال (٣٢)

إذا كان الكسر المولي لملح الطعام في المحلول المائي هو 0.3 ، احسب النسبة المئوية الوزنية ، علماً بأن الكتل الذرية : (H = 1, O = 16, Na = 23)

الحل

الجواب : 58.2%

ثالثاً / المولالية Molality (التركيز الجزيئي الوزني) (الجزيئية الوزنية).

تعريفها : هي عدد مولات المادة المذابة في كيلوجرام من المذيب.

والصيغة الرياضية لها:

$$\text{المولاليـــة} = \frac{\text{عدد مولات المذاب } (n_2)}{\text{وزن المـــذيب Kg } (m_1)}$$

$$m = \frac{n_2}{m_{1(Kg)}}$$

ووحدة المولالية هي مولال (molal) أو mol/Kg

حيث:

m : المولالية، ورمز لها بحرف مائل تمييزاً لها عن رمز الكتلة (m)

n_2 : عدد مولات المذاب

m_1 : كتلة المذيب بوحدة الكيلوجرام.

والعلاقة بين الجرام والكيلو جرام هي :

$$1\ kg = 1000\ g$$

ويمكن استخدام وحدة الجرام في قانون المولالية بحيث يصبح القانون :

$$\text{المولاليـــة} = \frac{\text{عدد مولات المذاب } (n_2)}{\text{وزن المـــذيب g } (m_1)} \times 1000$$

$$m = \frac{n_2}{m_1(g)} \times 1000$$

مثال (٣٣)

احسب التركيز بالمولالية لمحلول تم تحضيره بإذابة (2 mol) من حمض الكلور في 800 g من الماء.

الحل

$$\text{molality} = \frac{n_1}{m_2} \times 1000$$

$$\text{molality} = \frac{2}{800} \times 1000 = 2.5 \text{ molal}$$

مثال (٣٤)

عند إذابة 20 g من كلوريد الصوديوم NaCl في كمية من الماء بحيث تصبح كتلة المحلول 90 g احسب مولالية المحلول. (الأوزان الذرية: Na = 23, Cl = 35.5).

الحل

$$Mw_{NaCl} = 23 + 35.5 = 58.5 \text{ g/mol}$$

$$n_{NaCl} = \frac{m}{Mw} = \frac{20}{58.5} = 0.34 \text{ mol}$$

$$m_2 = m_{sol.} - m_1$$

$$m_2 = 90 - 20 = 70 \text{ g}$$

$$\text{molality} = \frac{n_1}{m_2} \times 1000$$

$$\text{molality} = \frac{0.34}{70} \times 1000 = 4.86 \text{ molal}$$

مثال (٣٥)

ما وزن كبريتات الأمونيوم $(NH_4)_2SO_4$ التي يلزم إذابتها في 350 g من الماء لتكوين محلول تركيزه (0.3 molal)؟ الأوزان الذرية : (H =1, N = 14, O = 16, S = 32)

الحل

الجواب : $m_{(NH_4)_2SO_4} = 13.86\ g$

مثال (٣٦)

احسب تركيز كلوريد الصوديوم (NaCl) بوحدة المولالية، إذا أذيب منه 43 g في 108 g من الماء (H_2O). (علماً بأن الكتل الذرية : Na = 23, Cl = 35.5).

الحل

نوجد أولاً عدد مولات NaCl ثم نعوض بها في قانون المولالية كما يلي :

$$n_{NaCl} = \frac{m_{NaCl}}{Mw_{NaCl}}$$

$$n_{NaCl} = \frac{43}{(23 + 35.45)} = 0.74\ mol$$

$$\Rightarrow \text{molality (m)} = \frac{n_2 \times 1000}{m_1(g)}$$

$$m = \frac{n_{NaCl} \times 1000}{m_{H_2O}(g)}$$

$$m = \frac{0.74 \times 1000}{108}$$

$$m = 6.8\ \text{molal} \quad (\text{or } 6.8\ \text{mol Kg}^{-1})$$

مثال (٣٧)

ما تركيز محلول بالمولالية حضر بإذابة (0.1 mol) من مادة ما في لتر من الماء. (كثافة الماء = $1g/cm^3$)

الحل

نوجد من معطيات الكثافة والحجم للماء كتلة الماء :

$$d_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{V_{H_2O}}$$

$$m_{H_2O} = d_{H_2O} \times V_{H_2O}$$

$$m_{H_2O} = (1g/cm^3) \times (1000\ cm^3)$$

$$m_{H_2O} = 1000\ g$$

$$\Rightarrow \text{molality} = \frac{n_2}{m_{H_2O}(g)} \times 1000$$

$$m = \frac{0.1 \times 1000}{1000} = 0.1\ \text{molal}$$

مثال (٣٨)

حضر محلول بإذابة 15 g من كبريتات الصوديوم Na_2SO_4 في 125 g من الماء ، احسب التركيز بالمولالية.

(علماً بأن الكتل الذرية : Na = 23, O = 16, S = 32).

الحل

نوجد عدد مولات المذاب (كبريتات الصوديوم Na_2SO_4) كما يلي :

$$n_{Na_2SO_4} = \frac{m_{Na_2SO_4}}{Mw_{Na_2SO_4}}$$

$$n_{Na_2SO_4} = \frac{15}{(2 \times 23 + 32 + 4 \times 16)}$$

$$n_{Na_2SO_4} = \frac{15}{142}$$

$$n_{Na_2SO_4} = 0.106 \text{ mol}$$

وبالتالي لحساب المولالية :

$$m = \frac{n_2}{m_2(g)} \times 1000$$

$$m = \frac{n_{Na_2SO_4}}{m_{H_2O}} \times 1000$$

$$m = \frac{0.106}{125} \times 1000 = 0.84 \text{ molal}$$

مثال (٣٩)

كم جراماً من الجلوكوز $C_6H_{12}O_6$ يلزم إذابته في 150 g من الماء لتحضير محلول تركيزه 0.2 molal (الأوزان الذرية : C = 12, O = 16, H = 1).

الحل

نحسب عدد مولات الجلوكوز :

$$m = \frac{n_2}{m_1} \times 1000$$

$$n_2 = \frac{m \cdot m_1}{1000}$$

$$n_{C_6H_{12}O_6} = \frac{m \cdot m_{H_2O}}{1000}$$

$$n_{C_6H_{12}O_6} = \frac{(0.2 \text{ molal}) \times 150 \text{ g}}{1000}$$

$$n_{C_6H_{12}O_6} = 0.03 \text{ mol}$$

ومن ثم نحسب وزن الجلوكوز :

$$n_{C_6H_{12}O_6} = \frac{m_{C_6H_{12}O_6}}{Mw_{C_6H_{12}O_6}}$$

$$m_{C_6H_{12}O_6} = n_{C_6H_{12}O_6} \times Mw_{C_6H_{12}O_6}$$

$$m_{C_6H_{12}O_6} = 0.03 \times (6 \times 12 + 12 + 6 \times 16)$$

$$m_{C_6H_{12}O_6} = 0.03 \times 180 = 5.4\ g$$

مثال (٤٠)

احسب الكسور المولية لمذاب ومذيب في محلول مائي لهيدروكسيد الصوديوم NaOH تركيزه 0.2 molal (علماً بأن الكتل الذرية : H = 1, O = 16)

الحل

لم نعط في المسألة أي وزن للمذيب والمذاب، والتركيز هنا بوحدة المولالية وهو يساوي (0.2 molal) وهو يعني 0.2 mol من المذاب في 1000 g من المذيب.

وبالتالي فإن عدد مولات المذاب ($n_{NaOH} = 0.2$ mol)

بينما عدد مولات المذيب :

$$n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{Mw_{H_2O}}$$

$$n_{H_2O} = \frac{1000\ g}{(2 \times 1 + 16)}$$

$$n_{H_2O} = \frac{1000}{18} = 55.5\ 6mol$$

وبالتالي فعدد المولات الكلي :

$$n_t = n_{H_2O} + n_{NaOH}$$
$$n_t = 0.2 + 55.56$$
$$n_t = 55.76 \text{ mol}$$

وبالتالي فإن الكسور المولية للمذاب والمذيب :

$$X_{H_2O} = \frac{n_{H_2O}}{n_t} = \frac{55.56}{55.76} = 0.9964$$

$$X_{NaOH} = \frac{n_{NaOH}}{n_t} = \frac{0.2}{55.76} = 0.0036$$

مثال (٤١)

يحتوي محلول على $57.5\ cm^3$ من الكحول الإيثيلي C_2H_5OH و $600\ cm^3$ بنزين C_6H_6 ، فما مولالية المحلول علماً بأن كثافة الكحول $0.8\ g/cm^3$ وللبنزين $0.9\ g/cm^3$ (علماً بأن الكتل الذرية : C = 12, H = 1, O = 16)

الحل

نوجد كتلة كل مادة من كثافتها وحجمها كما يلي :

كتلة الكحول الإيثيلي :

$$d_{C_2H_5OH} = \frac{m_{C_2H_5OH}}{V_{C_2H_5OH}}$$
$$m_{C_2H_5OH} = d_{C_2H_5OH} \times V_{C_2H_5OH}$$
$$m_{C_2H_5OH} = 0.8\ g\ cm^{-3} \times 57.5\ cm^3$$
$$m_{C_2H_5OH} = 46\ g$$

كتلة البنزين :

$$d_{C_6H_6} = \frac{m_{C_6H_6}}{V_{C_6H_6}}$$

$$m_{C_6H_6} = d_{C_6H_6} \times V_{C_6H_6}$$

$$m_{C_6H_6} = 0.9 \text{ g cm}^{-3} \times 600 \text{ cm}^3$$

$$m_{C_6H_6} = 540 \text{ g}$$

وبالتالي نوجد عدد مولات المذاب (الكحول الميثيلي والذي حجمه أقل) :

$$n_{C_2H_5OH} = \frac{m_{C_2H_5OH}}{Mw_{C_2H_5OH}}$$

$$n_{C_2H_5OH} = \frac{46 \text{ g}}{(2 \times 12 + 5 + 16 + 1)}$$

$$n_{C_2H_5OH} = \frac{46 \text{ g}}{46 \text{ g mol}^{-1}} = 1 \text{ mol}$$

وبالتالي فإن المولالية :

$$m = \frac{n_2}{m_1} \times 1000$$

$$m = \frac{n_{C_2H_5OH}}{m_{C_6H_6}} \times 1000$$

$$m = \frac{1}{540} \times 1000$$

$$m = 1.85 \text{ molal}$$

مثال (٤٢)

احسب المولالية لمحلول مكون من (938 g) من حمض الكبريت في 200 ml من المحلول ذي الكثافة (1.2 g/ml)، (الأوزان الذرية : H = 1, O = 16, S = 32)

الحل

الجواب : m = 0.43 molal

مثال (٤٣)

احسب الجزيئية الوزنية (المولالية) لمحلول هيدروكسيد الصوديوم المائي NaOH عندما تكون النسبة المئوية الوزنية لـ NaOH (14%). الأوزان الذرية : (H = 1, O = 16, Na = 23).

الحل

بفرض أن وزن المحلول (m_{sol} = 100 g) فإن :

Molality = 4.07 molal

مثال (٤٤)

محلول هيدروكسيد البوتاسيوم KOH المائي تركيزه (40 % وزناً)

احسب ما يلي :

أ) التركيز بالمولالية

ب) الكسر المولي للمذاب

ج) الكسر المولي للمذيب

(علماً بأن الكتل الذرية : H = 1, O = 16, K = 39)

الحل

الجواب :

أ) المولالية = 11.9 molal ب) $X_{KOH} = 0.177$ ج) $X_{H_2O} = 0.823$

ملحوظة :

في السؤال السابق لم يذكر كتلة المذاب والمذيب لذلك فرضنا أن كتلة المحلول تساوي 100 g ، وبما أن النسبة المئوية الوزنية للمذاب 40% فبالتالي كتلته تساوي 40 g لأن كتلة المحلول تساوي 100 g

مثال (٤٥)

لديك محلول مائي للسكروز $C_{12}H_{22}O_{11}$ فإذا علمت أن الكسر المولي للسكروز 0.25 احسب :

أ) التركيز بالمولالية ب) النسبة المئوية الوزنية

(علماً بأن الكتل الذرية : C = 12, H = 1, O = 16).

الحل

أ) **الجواب :** 18.52 molal **ب) الجواب :** Wt% = 86.36 %

مثال (٤٦)

محلول مائي لحمض الخل CH_3COOH تركيزه 10.2 molal احسب :

١) الكسر المولي للمذاب والمذيب ٢) النسبة المئوية الوزنية للحمض.

الحل

بفرض أن وزن المذيب 1000 g

أ) $X_{CH_3COOH} = 0.155,\ X_{H_2O} = 0.845$ ب) Wt % = 37.97

مثال (٤٧)

محلول مائي لنترات الصوديوم $NaNO_3$، الكسر المولي لنترات الصوديوم فيه 0.45، احسب التركيز بالمولالية. (افرض أن عدد مولات المحلول = 1 mol)

الحل

المولالية = 45.45 molal

رابعاً / المولارية Molarity (التركيز الجزيئي الحجمي)

(الجزيئية الحجمية)

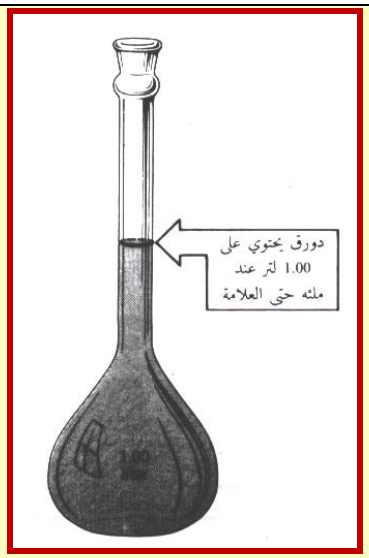
تعريف المولارية : المولارية هي عدد المولات المذابة في لتر من المحلول.

صياغتها الرياضية :

$$\text{المولاريـــة} = \frac{\text{عدد مولات المذاب } (n_2)}{\text{حجـــم المحلـــول بـــاللتر } V_{sol}(L)}$$

$$\text{Molarity (M)} = \frac{n_2}{V_{sol}(L)}$$

حيث V_{sol} : هي حجم المحلول باللتر.



شكل (١) : دورق محدود السعة

ويمكن صياغة القانون السابق بالتعبير عن حجم المحلول بالملليتر أو السنتيمتر المكعب cm^3 كما يلي :

$$\text{Molarity (M)} = \frac{n_2}{V_{sol\ (ml,\ cm^3)}} \times 1000$$

وتكون وحدة المولارية هي مولار (molar) وتختصر بالرمز (M) أو mol/L (وبدون العلامة (/) تكتب الوحدة mol/L كالتالي : ($mol\ L^{-1}$)

ونظراً لأن $1\ L = 1\ dm^3$ فإن وحدة المولارية يمكن أن تكون :

$$1\ mol\ L^{-1} = 1\ mol\ dm^{-3}$$

ويمكن من القانون $(M) = \frac{n_2}{V_{sol\ (L)}}$ اشتقاق عدة قوانين كما يلي :

$$M = \frac{n_2}{V_{sol\ (L)}}$$

$$n_2 = M \,.\, V_{sol(L)}$$

$$\frac{m_2}{Mw_2} = M \,.\, V_{sol}$$

$$m_2 = \underbrace{M \,.\, V_{sol}}_{\text{number of moles}} \,.\, Mw_2$$

وتعتبر العلاقة الأخيرة : $m = M.\ V_{sol(L)}\ .\ Mw$ من العلاقات الهامة في تحضير محاليل ذات تراكيز معينة من المواد الصلبة.

العلاقة بين المولارية والنسبية المئوية الوزنية والكثافة لمحلول

$$\text{المولارية} = \frac{\text{الكثافة} \times \text{النسبة المئوية الوزنية} \times 1000}{\text{الوزن الجزيئي للمذاب} \times 100}$$

$$M = \frac{Wt\,\% \times d \times 1000}{Mw \times 100}$$

$$M = \frac{\left(\frac{Wt\,\%}{100}\right) \times d \times 1000}{Mw}$$

حيث :

Wt % : النسبة المئوية الوزنية

d : كثافة المحلول بوحدة (g/ml) أو (g/cm^3)

M : المولارية بوحدة mol /L

Mw : الوزن الجزيئي بوحدة (g/mol).

مثال (٤٨)

ما مولارية محلول يحتوي على 3 mol من سكر الجلوكوز ($C_6H_{12}O_6$) مذاب في كمية من الماء بحيث يصبح حجم المحلول 750 ml؟

الحل

$$M = \frac{n}{V} \times 1000$$

$$M = \frac{3}{750} \times 1000 = 4\ mol/L$$

مثال (٤٩)

محلول مائي حجمه $200\ cm^3$ يحتوي على $2\ g$ من هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) احسب المولارية لهذا المحلول.

الأوزان الذرية : (H = 1, O = 16, Na = 23).

الحل

$$Mw_{NaOH} = 40 + 16 + 1 = 40\ g/mol$$

$$n_{NaOH} = \frac{m}{Mw} = \frac{2}{40} = 0.05\ mol$$

$$M = \frac{n}{V} \times 1000 = \frac{0.05}{200} \times 1000 = 0.25\ mol\ L^{-1}$$

مثال (٥٠)

احسب التركيز بالمولارية (mol/L) لمحلول يحتوي على $20\ g$ من سكر القصب $C_{12}H_{22}O_{11}$ مذاب في $(125\ g)$ من الماء علماً بأن كثافة المحلول $1.02\ g/ml$

الأوزان الذرية : (H = 1, C = 12, O = 16)

الحل

$$Mw_{C_{12}H_{22}O_{11}} = (12 \times 12) + (22 \times 1) + (11 \times 16) = 342\ g/mol$$

$$n_{C_{12}H_{22}O_{11}} = \frac{m}{Mw} = \frac{20}{342} = 0.0585\ mol$$

$$m_{sol} = m_1 + m_2 \quad \therefore\ m_{sol} = 20 + 125 = 145\ g$$

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{145}{1.02} = 142.157\ ml$$

$$M = \frac{n}{V} \times 1000 = \frac{0.0585}{142.157} \times 1000 = 0.412\ molar$$

مثال (٥١)

احسب مولارية محلول كلوريد الصوديوم في الماء إذا أذيب منه (0.735 mol) في كمية من الماء بحيث يصبح حجم المحلول (650 ml)

الحل

بتطبيق العلاقة :

$$M = \frac{n_2}{V_{sol\ (ml)}} \times 1000$$

$$M = \frac{0.735}{650} \times 1000$$

$$M = 1.13\ mol/L$$

$$M = 1.13\ molar\ (M)$$

مثال (٥٢)

احسب مولارية محلول مكون من 2 mol من كلوريد الكالسيوم ($CaCl_2$) مذاب في كمية من الماء بحيث أصبح حجم المحلول 2 L

الحل

الحجم في المسألة باللتر لذلك نطبق العلاقة :

$$M = \frac{n_2}{V_{sol}}$$

$$M = \frac{n_{CaCl_2}}{V_{sol}} = \frac{2\ mol}{2\ L} = 1\ mol/L$$

مثال (٥٣)

احسب مولارية محلول مكون من 2 mol من كلوريد الكالسيوم $CaCl_2$ مذاب في كمية من الماء بحيث أصبح حجم المحلول 500 ml

الحل

الحجم المعطى بوحدة (ml) لذلك نطبق في العلاقة التالية :

$$M = \frac{n_2}{Vsol(ml)} \times 1000$$

$$M = \frac{n_{CaCl_2}}{Vsol(ml)} \times 1000$$

$$M = \frac{2\ mol}{500\ ml} \times 1000$$

$$M = 4\ mol/L \ \ (\text{or } 4 \text{ molar})$$

مثال (٥٤)

إذا أذيب 12 g من هيدروكسيد الصوديوم NaOH في كمية كافية من الماء لتعطي محلولاً حجمه 510 ml ، احسب مولارية المحلول.

الحل

$$M = \frac{n_2}{V\ ml} \times 1000$$

$$M = \frac{n_{NaOH}}{Vml} \times 1000$$

$$M = \frac{\left(\frac{12\ g}{40\ g\ mol^{-1}}\right)}{510\ ml} \times 1000\left(\frac{ml}{L}\right)$$

$$M = 0.588\ mol/L$$

مثال (٥٥)

محلول حجمه 300 ml فإذا كان المحلول يحتوي من سكر الجلوكوز على : (3.01×10^{23} molecules) فاحسب مولارية المحلول.

علماً بأن عدد أفوجادرو ($N_A = 6.022 \times 10^{23}$).

الحل

نوجد أولاً عدد المولات :

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{3.01 \times 10^{23}}{6.022 \times 10^{23}} = 0.500 \text{ mol}$$

ومن ثم فإن المولارية :

$$M = \frac{n}{V} \times 1000$$

$$M = \frac{0.500 \text{ mol}}{300 \text{ ml}} \times 1000$$

$$M = 1.67 \text{ mol/L} \quad \text{(or 1.67 molar)}, \quad \text{(or 1.67 M)}$$

مثال (٥٦)

كم جراماً من كبريتات البوتاسيوم (K_2SO_4) تلزم لتحضير 500 ml من محلول تركيزه (0.3 M)،

علماً بأن الكتل الذرية : (O = 16, S = 32, K = 39)

الحل

$$M = \frac{n_2}{V_{ml}} \times 1000$$

$$M = \frac{n_{K_2SO_4}}{V_{ml}} \times 1000$$

$$M = \frac{\left(\frac{m_{K_2SO_4}}{Mw_{K_2SO_4}}\right) \times 1000}{V_{ml}}$$

$$M = \frac{m_{K_2SO_4} \times 1000}{Mw_{K_2SO_4} V_{ml}}$$

$$m_{K_2SO_4} = \frac{M \times Mw_{K_2SO_4} \times V_{ml}}{1000}$$

$$m_{K_2SO_4} = \frac{0.3 \times (2 \times 39 + 32 + 4 \times 16) \times 500}{1000}$$

$$m_{K_2SO_4} = \frac{0.3 \times 174 \times 500}{1000}$$

$$m_{K_2SO_4} = 26.1 \text{ g}$$

مثال (٥٧)

عند إذابة 9 mol من كلوريد الصوديوم (NaCl) في 80 mol من الماء. احسب مولارية المحلول، علماً بأن كثافة المحلول هي 1.3 g/ml (علماً بأن الكتل الذرية : Na = 23, Cl = 35.5)

الحل

نوجد من المولات وزن كلوريد الصوديوم ووزن الماء كما يلي :

$$n_{NaCl} = \frac{m_{NaCl}}{Mw_{NaCl}}$$

$$m_{NaCl} = n_{NaCl} \times Mw_{NaCl}$$

$$m_{NaCl} = 9 \times (23 + 35.5) = 9 \times 58.5 = 526.5 \text{ g}$$

$$n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{Mw_{H_2O}}$$

$$m_{H_2O} = n_{H_2O} \times Mw_{H_2O}$$

$$m_{H_2O} = 80 \times (2 \times 1 + 16) = 80 \times 18 = 1440 \text{ g}$$

ويكون وزن المحلول :

$$m_{sol} = m_{NaCl} + m_{H_2O}$$

$$m_{sol} = 526.5 + 1440$$

$$m_{sol} = 1966.5 \text{ g}$$

وبالتالي فإنه يمكن حساب حجم المحلول من كثافته كما يلي :

$$d_{sol} = \frac{m_{sol}}{V_{sol}}$$

$$V_{sol} = \frac{m_{sol}}{d_{sol}}$$

$$V_{sol} = \frac{1966.5 \text{ g}}{1.3 \text{ g ml}^{-1}} = 1512.69 \text{ ml}$$

ومنه فإن مولارية المحلول :

$$M = \frac{n_2}{V_{sol}\text{ml}} \times 1000$$

$$M = \frac{n_{NaCl}}{V_{sol}\text{ml}} \times 1000$$

$$M = \frac{9}{1512.69} \times 1000 = 5.95 \text{ mol L}^{-1}$$

مثال (٥٨)

احسب الحجم بالملليتر لمحلول تركيزه (0.12 M) ويحتوي على (0.00756 mol) من ($HClO_4$)

الحل

$$M = \frac{n}{V_{sol}(ml)} \times 1000$$

$$V = \frac{n}{M} \times 1000$$

$$V_{sol} = \frac{0.00756}{0.12} \times 1000 = 63 \text{ ml}$$

مثال (٥٩)

لمحلول من كبريتات النحاس II ($CuSO_4$) في الماء تركيزه (0.22 M) احسب الآتي :

أ) عدد مولات كبريتات النحاس II في حجم من المحلول قدره ($125\ cm^3$)

ب) كتلة كبريتات النحاس II الموجودة في لتر واحد من المحلول.

ج) حجم المحلول الذي يحتوي على مول واحد من كبريتات النحاس II

علماً بأن الكتل الذرية (O = 16, S = 32.1, Cu = 63.5)

الحل

أ) حساب عدد مولات $CuSO_4$ في حجم المحلول ($125\ cm^3$) :

$$M = \frac{n_2}{V_{sol}\ (cm^3)} \times 1000$$

$$M = \frac{n_{CuSO_4}}{V_{sol}(cm^3)} \times 1000$$

$$n_{CuSO_4} = \frac{M \cdot V_{sol}(cm^3)}{1000} = \frac{0.22 \times 125}{1000} = 0.0275 \text{ mol}$$

ب) كتلة كبريتات النحاس الموجودة في لتر واحد من المحلول :

$$M = \frac{n_2}{V_{sol}\ (L)}$$

$$M = \frac{n_{CuSO_4}}{V_{sol}(L)}$$

$$n_{CuSO_4} = M\ .\ V_{sol}(L)$$

$$\left(\frac{m_{CuSO_4}}{Mw_{CuSO_4}}\right) = M\ .\ V_{sol}(L)$$

$$m_{CuSO_4} = M \times Mw_{CuSO_4} \times V_{so}(L)$$

$$m_{CuSO_4} = 0.22 \times (63.5 + 32.1 + 4 \times 16) \times 1 = 35.112\ g$$

ج) حجم المحلول المحتوي على مول واحد من كبريتات النحاس $CuSO_4$:

$$M = \frac{n_{CuSO_4}}{V_{sol}(cm^3)} \times 1000$$

$$V_{sol}(cm^3) = \frac{n_{CuSO_4}}{M} \times 1000$$

$$V_{sol}(cm^3) = \frac{1\ mol}{0.22\ M} \times 1000 = 4545.45\ cm^3$$

$$V_{sol}(cm^3) = 4.55\ L$$

مثال (٦٠)

كم تكون كتلة برمنجنات البوتاسيوم $KMnO_4$ اللازمة لتحضير 300 ml من محلول برمنجنات البوتاسيوم $KMnO_4$ الذي مولاريته 0.35 molar

الحل

$$M = \frac{n}{V} \times 1000$$

$$0.35 = \frac{n}{300} \times 1000$$

$$n = \frac{0.35 \times 300}{1000} = 0.105 \text{ mol}$$

$$Mw_{KMnO_4} = 39 + 55 + (4 \times 16) = 158 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{Mw}$$

$$0.105 = \frac{m}{158} \quad \Rightarrow m = 0.105 \times 158 = 16.59 \text{ g}$$

مثال (٦١)

احسب مولارية محلول حمض الكبريتيك الذي كثافته 1.2 g/ml ويحتوي على 30 % بالوزن من حمض الكبريتيك H_2SO_4،
علماً بأن الأوزان الذرية : (H = 1, O = 16, S = 32)

الحل

بتطبيق العلاقة التي تربط بين المولارية والنسبة المئوية الوزنية والكثافة :

$$M = \frac{\left(\frac{\%}{100}\right) \times d \times 1000}{Mw_{H_2SO_4}}$$

$$M = \frac{\left(\frac{30}{100}\right) \times 1.2 \text{ g ml}^{-1} \times 1000}{(2 \times 1) + 32 + (4 \times 16)}$$

$$M = \frac{0.3 \times 1.2 \times 1000}{98} = 3.67 \text{ molar}$$

مثال (٦٢)

احسب النسبة المئوية الوزنية لمحلول كبريتات البوتاسيوم K_2SO_4 الذي تركيزه 0.2 M وكثافته ($1.1\ g/cm^3$).

الوزن الذري : (H = 1, O = 16, S = 32, K = 39).

الحل

$$M = \frac{\left(\frac{Wt\%}{100}\right) \times d \times 1000}{Mw_{K_2SO_4}}$$

$$0.2 = \frac{\left(\frac{Wt\%}{100}\right) \times 1.1\ g\ ml^{-1} \times 1000}{(2 \times 39) + 32 + (4 \times 16)}$$

$$\left(\frac{Wt\%}{100}\right) = \frac{0.2 \times 174}{1.1 \times 1000}$$

$$Wt\% = \frac{0.2 \times 174 \times 100}{1.1 \times 1000}$$

$$Wt\% = 3.16\ \%$$

مثال (٦٣)

محلول مائي للأمونيا (30%) وزناً كثافته $0.982\ g/cm^3$ فاحسب :

أ) الكسر المولي للأمونيا NH_3

ب) مولارية المحلول.

علماً بأن الكتل الذرية : (O = 16, H = 1, N = 14)

الحل

أ) الجواب : 0.312 **ب) الجواب :** M = 17.33 mol/L

مثال (٦٤)

أذيب 168 g من كبريتات الخارصين $ZnSO_4$ في 395 g من الماء H_2O لينتج محلولاً حجمه 0.41 L من المحلول. فإذا علمت أن الكتل الذرية (Zn = 65.4, S = 32.1, O = 16)

احسب ما يلي :

أ) المولالية ب) النسبة المئوية الوزنية

ج) المولارية د) الكسر المولي للمذيب والمذاب

الحل

أ) الجواب : 2.63 molal

ب) الجواب : Wt% = 29.84 %

ج) الجواب : M = 2.537 molar

د) الكسر المولي للمذاب : $X_{ZnSO_4} = 0.045$

الكسر المولي للمذيب : $X_{H_2O} = 0.955$

مثال (٦٥)

محلول مكون من (20 g H_2SO_4) في (80 g H_2SO_4) فإذا كانت كثافة المحلول : 1.143 g/ml فاحسب ما يلي :

أ) المولالية

ب) النسبة المئوية الوزنية

ج) المولارية

د) الكسر المولي للمذيب والمذاب

علماً بأن الكتل الذرية: (H = 1, O = 16, S = 32.1).

الحل

أ) الجواب : m = 2.55 molal

ب) الجواب : Wt % = 20 %

ج) الجواب : M = 2.33 molar

د) الجواب : $X_{H_2SO_4} = 0.044$ ، $X_{H_2O} = 0.956$

خامساً / العيارية (التركيزي العياري)
Normality

تعريف العيارية : هي عدد الأوزان المكافئة الجرامية (Eq) من المادة المذابة الموجودة في لتر من المحلول (V_{sol}).

ويصاغ هذا القانون رياضياً كما يلي :

$$\text{العيارية (N)} = \frac{\text{عدد المكافئات الجرامية للمذاب } Eq_2}{\text{حجم المحلول باللتر } V_{sol}(L)}$$

$$N = \frac{Eq_2}{V_{sol}(L)}$$

$$\text{or} \quad N = \frac{Eq_2}{V_{sol}(cm^3, ml)} \times 1000$$

حيث (Eq_2) عدد المكافئات الجرامية للمادة المذابة.

ولكن كيف نحسب عدد المكافئات الجرامية (Eq) ؟

يمكن حساب عدد المكافئات الجرامية (Eq) بقسمة وزن المادة بالجرام على الوزن المكافيء(Ew) بالعلاقة التالية :

$$Eq = \frac{m_2}{Ew}$$

حيث Ew : الوزن المكافيء للمادة المذابة، والذي يمكن حسابه من العلاقة التالية :

$$Ew = \frac{Mw}{n_{(H^+, OH^-, \bar{e})}}$$

حيث n : تعبر عن عدد المولات من وحدات أيونات الهيدروجين(H^+) أو الهيدروكسيد (OH^-) أو عدد الإلكترونات المشاركة في تفاعلات الأكسدة والإختزال.

الوزن المكافيء للحمض

هو كمية الحمض التي تعطي عند تفككها مولاً واحداً من أيونات الهيدروجين (H^+).

الوزن المكافيء للقاعدة

هو كمية القاعدة التي تعطي عند تفككها كولاً واحداً من أيونات الهيدروكسيد (OH^-).

الوزن المكافيء للملح

هو كمية الملح التي تفقد عند الأكسدة وتكتسب عند الإختزال مولاً واحداً من الإلكترونات.

مثال توضيحي

- مول واحد من حمض الكبريتيك (H_2SO_4) يحوي على مولين(2) moles من أيونات الهيدروجين (H^+).
- مول واحد من قاعدة هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) يحوي مولاً واحداً من أيونات الهيدروكسيد(OH^-).

- مول واحد من هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$ يحوي مولين من أيونات الهيدروكسيد.

والأمثلة التالية توضح ذلك :

$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$ ..... $n_{OH^-} = 1$

$Ca(OH)_2 \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+} + 2OH^-$ .....$n_{OH^-} = 2$

$HCl \xrightarrow{H_2O} H^+ + Cl^-$ .....$n_{H^+} = 1$

$H_2SO_4 \longrightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$ .....$n_{H^+} = 2$

$MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$.....$n_{\bar{e}} = 5$

مثال (٦٦)

احسب الوزن المكافيء للمواد التالية :

أ) HCl

ب) H_2SO_4

ج) NaOH

د) $Al(OH)_3$

علماً بأن الأوزان الذرية :

(H= 1, O = 16, Na = 23, Al = 27, S = 32, Cl = 35.5).

الحل

المادة	الوزن الجزيء	تفكك المادة	عدد مولات (H^+ , OH^-) الناتجة عن التفكك	الوزن المكافيء $Ew = \frac{Mw}{n_{(H^+,OH^-)}}$
HCl	36.5	$HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$	1	36.5 g
H_2SO_4	98	$H_2SO_4 \longrightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$	2	49 g
NaOH	40	$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$	1	40 g
$Al(OH)_3$	78	$Al(OH)_3 \longrightarrow Al^{3+} + 3OH^-$	3	26 g

مثال (٦٧)

احسب الوزن المكافيء لكل مما يلي :

١) دايكرومات البوتاسيوم $K_2Cr_2O_7$ عند اختزالها الى Cr^{3+}

٢) برمنجنات البوتاسيوم $KMnO_4$ عند اختزاله الى MnO_2

٣) Na_2SO_3 الى Na_2SO_4

٤) Fe_2O_3 الى FeO

الأوزان الذرية :

(O = 16, K = 39, Cr = 52, Mn = 55, Na =23, S = 32, Fe =56).

الحل

المادة	الوزن الجزيئ	تفاعل الأكسدة أو الإختزال	عدد مولات الإلكترونات المستهلكة أو الناتجة	الوزن المكافيء $Ew=\frac{Mw}{n_{\bar{e}}}$
$K_2Cr_2O_7$	294 g/mol	$\overset{2(+1)}{K_2}\ \overset{12}{Cr_2}\ \overset{7(-2)}{O_7^{2-}} \longrightarrow \overset{2(+3)}{2Cr^{3+}}$ $2Cr^{+6} + 6\bar{e} \longrightarrow 2Cr^{3+}$	6 e	49 g
$KMnO_4$	158 g/mol	$\overset{+1}{K}\ \overset{+7}{Mn}\ \overset{4(-2)}{O_4} \longrightarrow \overset{+4}{Mn}\ \overset{2(-2)}{O_2}$ $Mn^{+7} + 3\bar{e} \longrightarrow Mn^{+4}$	3e	52.67 g
Na_2SO_3	126 g/mol	$\overset{2(+1)}{Na_2}\ \overset{+4}{S}\ \overset{3(-2)}{O_3} \longrightarrow \overset{2(+1)}{Na_2}\ \overset{+6}{S}\ \overset{4(-2)}{O_4}$ $\overset{+4}{S} \longrightarrow \overset{+6}{S} + 2\bar{e}$	2e	63 g
Fe_2O_3	160 g/mol	$\overset{+6}{Fe_2}\ \overset{3(-2)}{O_3} \longrightarrow 2\overset{+2}{Fe}\overset{-2}{O}$ $2F^{3+} + 2\bar{e} \longrightarrow 2Fe^{2+}$	2e	80 g

العلاقة بين المولارية (M) والعيارية (N)

$$N = M \times n_{(H^+, OH^-, \bar{e})}$$

العلاقة بين عدد المكافئات الجرامية (Eq) وعدد المولات (n)

$$Eq = n_{(mol)} \times n_{(H^+, OH^-, \bar{e})}$$

مثال (٦٨)

أوجد عدد الأوزان المكافئة ($3\ mol\ H_3PO_4$)

الحل

$$H_3PO_4 \longrightarrow 3H^+ + PO_4^{2-}$$

$$Eq = n_{H_3PO_4} \times n_{H^+}$$

$$Eq = 3 \times 3 = 9\ eq$$

مثال (٦٩)

احسب عيارية محلول NaOH الذي يحتوي على 16 g من NaOH في 400 ml من المحلول، علماً بأن الكتل الذرية :

.(Na = 23, O = 16, H = 1)

الحل

$$N = \frac{Eq_2}{V_{sol}(ml)} \times 1000$$

$$N = \frac{Eq_{NaOH}}{V_{sol}(ml)} \times 1000$$

$$N = \frac{\left(\frac{m_{NaOH}}{Ew_{NaOH}}\right)}{V_{sol}(ml)} \times 1000$$

$$N = \frac{\frac{m_{NaOH}}{\left(\frac{Mw_{NaOH}}{n_{OH^-}}\right)}}{Vsol(ml)} \times 1000$$

$$N = \frac{\frac{16}{\left(\frac{23+16+1}{1}\right)}}{400} \times 1000$$

$$N = \frac{0.4}{400} \times 1000 = 1\ N \quad (1\ normal,\ 1\ Eq/L)$$

مثال (٧٠)

احسب عدد الأوزان المكافئة (Eq) لمذاب موجود في نصف لتر من محلول تركيزه (0.25 N)

الحل

$$N = \frac{Eq_2}{V_{sol}\ (L)}$$

$$Eq_2 = N \times V_{sol}(L)$$

$$Eq_2 = 0.25 \times 0.5$$

$$Eq_2 = 0.125\ eq$$

مثال (٧١)

أجر التحويلات التالية :

أ) 6.2 mol من $Ca(OH)_2$ الى أوزان مكافئة (Eq)

ب) 0.4 eq من H_2SO_4 الى مولات

ج) 7 g من KOH الى أوزان مكافئة

د) 10 eq من $Mg(OH)_2$ الى جرامات.

علماً بأن الكتل الذرية : (K = 39, Mg = 24.3, O = 16, H = 1, Ca = 40.1, K = 39)

الحل

أ) تحويل 6.2 mol من $Ca(OH)_2$ الى أوزان مكافئة :

$$Eq_{(Ca(OH)_2} = n_{Ca(OH)_2} \times n_{OH^-}$$

$$Eq_{(Ca(OH)_2} = 6.2 \times 2$$

$$Eq_{(Ca(OH)_2} = 12.4 \text{ eq}$$

ب) تحويل 0.4 eq من H_2SO_4 الى أوزان مكافئة :

$$Eq_{(H_2SO_4)} = n_{H_2SO_4} \times n_{H^+}$$

$$n_{H_2SO_4} = \frac{Eq_{(H_2SO_4)}}{n_{H^+}}$$

$$n_{H_2SO_4} = \frac{0.4}{2} = 0.2 \text{ mol}$$

ج) تحويل 7 g من KOH الى أوزان مكافئة :

$$Eq_{(KOH)} = \frac{m_{KOH}}{Ew_{KOH}}$$

$$Eq_{(KOH)} = \frac{\frac{m_{KOH}}{Mw_{KOH}}}{n_{OH^-}}$$

$$Eq_{(KOH)} = \frac{\frac{7}{(39+16+1)}}{1}$$

$$Eq_{(KOH)} = 0.125\ eq$$

د) 10 eq من $Mg(OH)_2$ الى جرامات :

$$Eq_{Mg(OH)_2} = \frac{m_{Mg(OH)_2}}{Ew_{Mg(OH)_2}}$$

$$m_{Mg(OH)_2} = Eq_{Mg(OH)_2} \times Ew_{Mg(OH)_2}$$

$$m_{Mg(OH)_2} = Eq_{Mg(OH)_2} \times \left(\frac{Mw_{Mg(OH)_2}}{n_{OH^-}}\right)$$

$$m_{Mg(OH)_2} = 10 \times \left(\frac{24.3 + 2(16+1)}{2}\right)$$

$$m_{Mg(OH)_2} = 291.5\ g$$

مثال (٧٢)

احسب عيارية (N) محلول كلوريد الصوديوم في الماء إذ أذيب منه (0.735 eq) في كمية من الماء بحيث يصبح حجم المحلول (650 ml).

الحل

$$N = \frac{Eq}{V_{ml}} \times 1000$$

$$N = \frac{0.735}{650} \times 1000$$

$$N = 1.13 \text{ normal} \quad (\text{or } 1.13N, \ 1.13 \text{ eq } L^{-1})$$

مثال (٧٣)

احسب التركيز بالعيارية لحمض H_3PO_4 تركيزه 0.3 M؟

الحل

$$N = M \times n_{(H^+, OH^-, \bar{e})}$$

$$N = 0.3 \times 3 = 0.9 \text{ N}$$

مثال (٧٤)

احسب عيارية محلول HCl في الماء إذا أذيب (0.5 eq HCl) في كمية من الماء بحيث يصبح حجم المحلول (500 ml)؟

الحل

$$N = \frac{Eq}{V} \times 1000$$

$$N = \frac{0.5}{500} \times 1000 = 1 \text{ N}$$

مثال (٧٥)

احسب عيارية المحلول الناتج عن إذابة 19.5 g من H2SO4 في الماء ليتكون محلول حجمه 800 ml (علماً بأن الأوزان الذرية (H = 1, O = 16, S = 32).

الحل

$$Mw_{H_2SO_4} = (2 \times 1) + 32 + (4 \times 16) = 98 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{Mw} = \frac{19.6}{98} = 0.2 \text{ mol}$$

$$Eq = n_{H_2SO_4} \times n_{H^+} = 0.2 \times 2 = 0.4 \text{ eq}$$

$$N = \frac{Eq}{V} \times 1000 = \frac{0.4}{800} \times 1000 = 0.5 \text{ N}$$

مثال (٧٦)

كم جراماً من هيدروكسيد الصوديوم الذي يوجد في 500 ml من محلول NaOH عياريته 0.0412 N، علماً بأن الأوزان الذرية : (H = 1, O = 16, Na = 23)

الحل

$$N = M\, n_{OH^-}$$

$$M = \frac{N}{n_{OH^-}} = \frac{0.0412}{1} = 0.0412 \text{ M}$$

$$\because M = \frac{n_{NaOH}}{V} \times 1000$$

$$\Rightarrow n_{NaOH} = \frac{M \,.\, V}{1000} = \frac{0.0412 \times 500}{1000} = 0.0206 \text{ mol}$$

$$\because n = \frac{m}{Mw}$$

$$\Rightarrow m = n\, Mw = 0.0206 \times 40 = 0.824 \text{ g}$$

مثال (٧٧)

احسب حجم محلول هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$ الذي تركيزه (0.23 N) ويحتوي على 20 g من هيدروكسيد الصوديوم. علماً بأن الأوزان الذرية : (H = 1, O = 16, Ca = 40).

الحل

الجواب : V = 2347.83 ml

التخفيف Diluting

وفيه تتم إضافة المزيد من المذيب الى محلول ذي تركيز معين وبالتالي فإن تركيز المحلول يقل بسبب زيادة الحجم. إلا أن كمية المذاب تظل كما هي قبل وبعد التخفيف، وبالتالي فعدد المولات قبل التخفيف يساوي عدد المولات بعد التخفيف.

ونعلم أن عدد المولات يحسب من حاصل ضرب التركيز بالمولارية (M) في حجم المحلول باللتر أو بالملليتر.

القانون :

$$\underbrace{M_1V_1}_{\text{قبل التخفيف}} = \underbrace{M_2V_2}_{\text{بعد التخفيف}}$$

حيث :

M_1 : تركيز المحلول الإبتدائي (قبل التخفيف)

M_2 : تركيز المحلول النهائي (بعد التخفيف – بعد إضافة مزيد من المذيب)

V_1 : حجم المحلول الإبتدائي (قبل التخفيف – قبل إضافة المذيب)

V_2 : حجم المحلول النهائي (بعد التخفيف – بعد إضافة المذيب).

مثال (٧٨)

عند تخفيف 250 ml من حمض الكلور المركز الذي تركيزه 11 M الى حجم قدره 500 ml، فكم يكون التركيز بالمولارية للمحلول النهائي؟

الحل

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

$$M_2 = \frac{M_1V_1}{V_2}$$

$$M_2 = \frac{11 \times 250}{500} = 5.5\ M$$

مثال (٧٩)

أراد كيميائي تخفيف 50 ml من ($3.5\ M\ H_2SO_4$) الى ($2\ M\ H_2SO_4$) فإلى أي حجم يجب أن يخفف.

الحل

بتطبيق قانون التخفيف :

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

$$3.5\ M \times 50\ ml = 2\ M \times V_2$$

$$V_2 = \frac{3.5\ M \times 50\ ml}{2\ M} = 87.5\ ml$$

مثال (٨٠)

50 ml من محلول معين تركيزه 0.2 M أضيف إليه كمية من الماء حجمها 20 ml، احسب المولارية للمحلول الجديد.

الحل

حجم المحلول بعد التخفيف (V_2) = حجم المحلول قبل التخفيف (V_1) + حجم الماء المضاف

$$V_2 = 50 + 20 = 70 \text{ ml}$$

ولحساب التركيز المولاري بعد التخفيف :

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

$$M_2 = \frac{M_1V_1}{V_2}$$

$$M_2 = \frac{0.2 \times 50}{70} = 0.14 \text{ M}$$

مثال (٨١)

إذا كان لدينا 250 ml من محلول تركيزه 1.25 M فكم حجم الماء الذي يلزم إضافته لتكوين محلول تركيزه 0.5 M؟

الحل

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

$$V_2 = \frac{M_1V_1}{M_2}$$

$$V_2 = \frac{1.25 \times 250}{0.5} = 625 \text{ ml}$$

حجم الماء المضاف = حجم المحلول بعد التخفيف – حجم المحلول قبل التخفيف

$$V_{H_2O} = 625 - 250 = 375 \text{ ml}$$

مثال (٨٢)

احسب حجم ووزن هيدروكسيد الصوديوم NaOH المركز الذي تركيزه 80 % وكثافته 1.42 g/ml الذي يلزم لتحضير 200 ml من المحلول الذي يبلغ تركيزه 8 M؟

الأوزان الذرية : (H = 1, O = 16, Na = 23)

الحل

$$Mw_{NaOH} = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g/mol}$$

نحسب مولارية المحلول المركز من العلاقة :

$$M = \frac{\left(\frac{Wt\%}{100}\right) \times d \times 1000}{Mw_{NaOH}}$$

$$M = \frac{\left(\frac{80}{100}\right) \times 1.42 \times 1000}{40}$$

$$M = 28.4 \text{ molar}$$

ولحساب حجم محلول NaOH المركز (V_1) :

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

$$V_1 = \frac{M_2V_2}{M_1} = \frac{8 \times 200}{28.4} = 56.34 \text{ ml}$$

ولحساب الوزن نتبع قانون الكثافة :

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

$$m = d \times V$$

$$m = 1.42 \times 56.34 = 80 \text{ g}$$

مثال (٨٣)

0.5 L من $HClO_4$ الذي تركيزه 2.5 M أضيف إليه 0.8 L من $HClO_4$ الذي تركيزه 3.7 M وخفف المحلول حتى أصبح حجمه 6.31 L ما مولارية المحلول الناتج.

الحل

نوجد عدد مولات كل محلول على حدة أولاً ثم نجمع أعداد مولات المحلولين :

$$n = M\,V \Rightarrow n = 2.5 \times 0.5 = 1.25 \text{ mol}$$

$$n = M\,V \Rightarrow n = 3.7 \times 0.8 = 2.96 \text{ mol}$$

$$n_t = 1.25 + 2.96 = 4.21 \text{ mol}$$

$$M = \frac{n}{V} = \frac{4.25}{6.31} = 0.667 \text{ molar}$$

مثال (٨٤)

احسب التركيز النهائي لمحلول حمض الكبريت H_2SO_4 إذا كان المحلول ناتج عن مزج 50 ml من (0.5 M H_2SO_4) مع 75 ml من (0.25 M H_2SO_4) . افرض الحجم النهائي للمزيج 125 ml

الحل

في هذه الحالة تم التخفيف لكن صاحبته زيادة في عدد المولات لأن الإضافة هنا إضافة محلول وليست إضافة مذيب، لذلك فإننا نوجد عدد مولات الحمض في كلا المحلولين ثم نجمع هذه المولات كما يلي :

$$M = \frac{n}{V\,(ml)} \times 1000$$

$$\Rightarrow n_1 = \frac{M_1\ V_1}{1000}$$

$$n_1 = \frac{0.5 \times 50}{1000} = 0.025\ mol$$

$$n_2 = \frac{M_2\ V_2}{1000}$$

$$n_2 = \frac{0.25 \times 75}{1000} = 0.01875$$

وبالتالي فمجموع عدد المولات في المحلولين الأول والثاني (n_1, n_2) :

$$n_t = n_1 + n_2$$

$$n_t = 0.025 + 0.01875$$

$$n_t = 0.04375\ mol$$

والحجم الكلي للمحلولين بعد مزجهما :

$$V_t = V_1 + V_2$$

$$V_t = 50\ ml + 75\ ml$$

$$V_t = 125\ ml$$

$$V_t = \frac{125\ ml}{1000} = 0.125\ L$$

وبالتالي فإن التركيز النهائي للمحلول الناتج عن مزج المحلولين :

$$M = \frac{n}{V}$$

$$M = \frac{0.04375\ mol}{125\ ml} \times 1000$$

$$M = 0.35\ molar$$

مثال (٨٥)

كم مللتراً من الماء يجب أن تضاف الى 250 ml من محلول حامض الكبريتيك (H_2SO_4) الذي تركيزه (19.6 %) وزناً، وكثافته 1.96 g/ml لكي نحصل على محلول تركيزه 2 M

(الكتل الذرية : H = 1, O = 16, S = 32.1).

الحل

أولاً / نحسب التركيز الإبتدائي بالمولارية باتباع الخطوات التالية :

أ) نوجد وزن المحلول الإبتدائي من النسبة المئوية الوزنية كما يلي :

$$Wt\% = \frac{m_2}{m_{sol}} \times 100$$

$$Wt\%_{H_2SO_4} = \frac{m_{H_2SO_4}}{m_{sol}} \times 100$$

$$Wt\%_{H_2SO_4} = \frac{m_{H_2SO_4}}{d_{sol} \times V_{sol}} \times 100$$

$$19.6 = \frac{m_{H_2SO_4}}{1.96\ g/ml \times 250\ ml} \times 100$$

$$m_{H_2SO_4} = \frac{19.6 \times 1.96 \times 250}{100} = 96.04\ g$$

وبالتالي يمكن حساب عدد المولات لهذا الوزن من الحمض كما يلي :

$$n_{H_2SO_4} = \frac{m_{H_2SO_4}}{Mw_{H_2SO_4}}$$

$$n_{H_2SO_4} = \frac{96.04}{(2 \times 1 + 32.1 + 4 \times 16)}$$

$$n_{H_2SO_4} = 0.979\ mol$$

وبالتالي فإنه يمكن حساب مولارية المحلول (التركيز الأولي) كما يلي :

$$M = \frac{n_{H_2SO_4}}{V(ml)} \times 1000$$

$$M = \frac{0.979}{250\ ml} \times 1000$$

$$M = 3.92$$

وهذا التركيز هو (M_1) (التركيز الإبتدائي).

وبالتالي لحساب الحجم من الماء اللازم إضافته للمحلول السابق لتخفيفه الى تركيز $(M_2 = 2)$

نحسب V_2 والتي تعبر عن الحجم النهائي بعد الإضافة :

$$M_1\ V_1 = M_2\ V_2$$

$$V_2 = \frac{M_1 V_1}{M_2}$$

$$V_2 = \frac{3.92 \times 250}{2}$$

$$V_2 = 490\ ml$$

وبالتالي فإن حجم الماء الذي تمت إضافته هو :

$$V_{H_2O} = V_2 - V_1$$

$$V_{H_2O} = 490 - 250$$

$$V_{H_2O} = 240\ ml$$

ملحوظة :

يمكن أن نوجد قانوناً لحساب المولارية من خلال معرفة النسبة المئوية الوزنية ومعرفة الكثافة كما يلي:

$$M = \frac{Wt\% \times d \times 1000}{Mw \times 100}$$

$$M = \frac{19.6 \times 1.96 \times 1000}{98 \times 100}$$

$$M = 3.92 \text{ molar}$$

وهي نفس النتيجة السابقة لكنها بقانون شامل للخطوات وأسهل في التطبيق.

مثال (٨٦)

ما حجم 95% وزناً من الكحول الإيثيلي كثافته $0.809\ g/cm^3$ التي تستخدم لإعداد $150\ cm^3$ من 30 % وزناً من الكحول الإيثيلي كثافته $0.957\ g/cm^3$ (علماً بأن الكتل الذرية : C = 12, H = 1, O = 16).

الحل

أولاً / نوجد تركيز المحلول (مولاريته) قبل التخفيف (M_1) :

$$M_1 = \frac{Wt\% \times d \times 1000}{Mw_{C_2H_5OH} \times 100}$$

$$M_1 = \frac{95 \times 0.809 \times 1000}{(2 \times 12 + 5 \times 1 + 16 + 1) \times 100}$$

$$M_1 = 16.7 \text{ molar}$$

ثانياً : تركيز المحلول (مولاريته) بعد التخفيف :

$$M_2 = \frac{Wt\% \times d \times 1000}{Mw_{C_2H_5OH} \times 100}$$

$$M_2 = \frac{30 \times 0.957 \times 1000}{(2 \times 12 + 5 \times 1 + 16 + 1) \times 100}$$

$$M_2 = 6.24 \text{ molar}$$

ولمعرفة الحجم اللازم أخذه من المحلول المركز (M_1) اللازم لإعداد 150 cm^3 من المحلول المخفف ذي التركيز (M_2) فإننا نتبع قانون التخفيف :

$$M_1\ V_1 = M_2\ V_2$$

$$V_1 = \frac{M_2\ V_2}{M_1}$$

$$V_1 = \frac{6.24\ \text{molar} \times 150\ cm^3}{16.7\ \text{molar}}$$

$$V_1 = 56.05\ cm^3$$

ويمكن إيجاد الحجم اللازم أخذه من المحلول المركز لتحضير المحلول المخفف كما يلي :

$$M_1\ V_1 = M_2\ V_2$$

$$V_1 = \frac{M_2\ V_2}{M_1}$$

$$V_1 = \frac{M_2 V_2}{\frac{Wt\% \times d \times 1000}{Mw \times 100}}$$

$$V_1 = \frac{M_2 \times V_2 \times Mw \times 100}{Wt\% \times d \times 1000}$$

$$V_1 = \frac{6.24 \times 150 \times 46 \times 100}{95 \times 0.809 \times 1000} = 56.02\ cm^3$$

وهي نفس النتيجة السابقة تقريباً.

مثال (٨٧)

كم مللتراً من الماء يجب أن تضاف الى 50 ml من حامض النيتريك (HNO_3) المركز الذي تركيزه 69.8 % وزناً وكثافته 1.42 g/ml لنحصل على محلول مخفف للحامض تركيزه 19% وزناً وكثافته 1.11 g/ml؟

الحل

يحل بمثل خطوات السؤال السابق (مثال ٤٧).

الجواب النهائي : $V_{H_2O} = 184.78\ ml$

طرق أخرى للتعبير عن التركيز

هناك طرق أخرى للتعبير عن التركيز إلا أنها أقل استخداماً من الطرق السابقة ومنها :

١) النسبة المئوية الحجمية Volume Percentage :

هي حجم المذاب بالمللتر الموجود في 100 ml من المحلول.

أو هي حجم المذاب باللتر الموجود في 100 L من المحلول.

$$\text{النسبة المئوية الحجمية} = \frac{\text{حجم المذاب}}{\text{حجم المحلول}} \times 100$$

$$V\% = \frac{V_2}{V_{sol}} \times 100$$

V_2 : حجم المذاب، V_{sol} : حجم المحلول

ملحوظة :

١) بسبب أن القانون هو عبارة عن حاصل قسمة حجم على حجم فإن وحدة الحجم ليست محددة.

٢) سنفرض أن حجم المحلول هو عبارة عن مجموع حجمي المذيب والمذاب، وذلك لأنه في بعض الحالات قد يقل أو يزيد عن مجموع حجمي المذاب (V_2) والمذيب (V_1) وهذا ما سنوضحه في موضعه من فصل المحاليل (الفصل الخامس).

مثال (٨٨)

محلول حجمه 90 ml، احسب حجم الميثانول (CH_3OH) اللازم لعمل محلول النسبة المئوية له 13% حجماً؟

الحل

$$V\% = \frac{V_2}{V_{sol}} \times 100$$

$$V_2 = \frac{V\% \times V_{sol}}{100}$$

$$V_2 = \frac{90 \times 13}{100} = 11.7 \text{ ml}$$

مثال (٨٩)

كم مللتراً من الماء يلزم لعمل محلول النسبة المئوية فيه 17% حجماً ويحتوي على 500 L من الكحول المذاب؟

الحل

$$V\% = \frac{V_2}{V_{sol}} \times 100$$

$$V_{sol} = \frac{V_2}{V\%} \times 100$$

$$V_{sol} = \frac{500}{17} \times 100 = 2941.18 \text{ ml}$$

٢) قوة المحلول (Strength (S):

هي عدد الجرامات المذابة الموجودة في لتر من المحلول.

$$S\ (g/L) = M \times Mw$$
$$S\ (g/L) = N \times Eq$$

مثال (٩٠)

محلول هيدروكسيد صوديوم NaOH عياريته 0.2 N فاحسب قوة المحلول (S). علماً بأن الأوزان الذرية : (H = 1, O = 16, Na = 32)

الحل

$$S = N \times Ew$$
$$S = N \times \left(\frac{Mw}{n_{OH^-}}\right)$$
$$S = 02 \times \left(\frac{40}{1}\right) = 8\ g/L$$

مثال (٩١)

محلول حمض الكبريت H_2SO_4 تركيزه 0.5 M فاحسب قوة المحلول.

علماً بأن الأوزان الذرية : (H = 1, O = 16, Na = 23).

الحل

$$S = M \times Mw$$
$$S = 0.5 \times 98 = 49 \text{ g/L}$$

مثال (٩٢)

إذا أذيب 25 g من نترات الفضة $AgNO_3$ في 150 g من الماء، فإذا أصبح حجم المحلول 130 ml، فاحسب قوة المحلول. علماً بأن الأوزان الذرية : (N = 14, O = 16, Ag = 108).

الحل

$$Mw_{AgNO_3} = 108 + 14 + (3 \times 16) = 170 \text{ g/mol}$$
$$n = \frac{m}{Mw} = \frac{25}{170} = 0.147 \text{ mol}$$
$$M = \frac{n}{V} \times 1000$$
$$M = \frac{0.147}{130} \times 1000 = 1.13 \text{ M}$$
$$S = M \times Mw$$
$$S = 1.13 \times 170 = 192.1 \text{ g/L}$$

٣) النسبة المئوية المولية Mole Fraction Percentage

هي عدد المولات من المذاب في 100 مول من المحلول

$$X\,\% = \frac{n_2}{n_{sol}} \times 100$$

مثال (٩٣)

إذا أذيب 2 mol من نترات الفضة $AgNO_3$ في 9 mol من الماء، فاحسب النسبة المئوية الجزيئية (المولية).

الحل

$$n_{sol} = 2 + 9 = 11 \text{ mol}$$

$$X\% = \frac{n_2}{n_{sol}} \times 100 = \frac{2}{11} \times 100 = 18.18\ \%$$

مثال (٩٤)

إذا أذيب 20 g من كلوريد الصوديوم NaCl في 180 g من الماء، فاحسب النسبة المئوية الجزيئية (المولية).

الحل

$$Mw_{NaCl} = 23 + 35.5 = 58.5 \text{ g/mol}$$

$$n_{NaCl} = \frac{m}{Mw} = \frac{20}{58.5} = 0.34 \text{ mol}$$

$$Mw_{H_2O} = (2 \times 1) + 16 = 18 \text{ g/mol}$$

$$n_{H_2O} = \frac{m}{Mw} = \frac{180}{18} = 10 \text{ mol}$$

$$n_{sol} = 0.34 + 10 = 10.34$$

$$X\% = \frac{n_2}{n_{sol}} \times 100 = \frac{0.34}{10.34} \times 100 = 3.29\ \%$$

الفصل الرابع

أدوات ومواد

وحسابات عملي

مقرر الكيمياء

العامة ١٠١

الفصل الرابع

أدوات ومواد وحسابات عملي مقرر الكيمياء العامة

المختبر : هو المكان الذي تجرى فيه التجربة.

مواصفات المختبر الجيد

١) وجود مصدر حراري

٢) وجود مصدر للماء

٣) مكان لحفظ الأدوات والمواد الكيميائية.

٤) تهوية

٥) صيدلية.

هدف التجارب في هذا المقرر

التمرين على التعامل مع الأدوات والمواد التي تستخدم في المختبر مع مراعاة :

١) السلامة

٢) الحصول على نتائج علمية دقيقة

٣) تحقيق الكثير من القوانين التي تحكم سلوك الأنظمة الكيميائية.

الأدوات والمواد المستخدمة في تجارب مقرر كيمياء عامة ١٠١

يتألف المقرر العملي من جزأين الأول خاص بالكيمياء التحليلية **وتتم فيه خمس تجارب يتم فيها معايرة الأحماض والقواعد** بهدف تحديد تركيز مجهول من أحدهما. والجزء الآخر من المقرر خاص بالكيمياء الفيزيائية ويتم من خلاله قياس الكثافة واللزوجة والتوتر السطحي والسعة الحرارية وحرارة التفاعل وجهد الخلية الجلفانية.

وتتم عملية المعايرة باستخدام ثلاث أدوات هامة هي الماصة، والدورق المخروطي (دورق إيرلنماير) والسحاحة. ويجب التأكد من نظافة هذه الأدوات حيث يدل تعلق القطرات بجدرانها على عدم نظافتها ولهذا يلزم في مثل هذه الحالة غسل الأداة بالصابون أو بمحلول منظف إذا لزم الأمر وسنتطرق فيما يلي بشيء من التفصيل إلى هذه الأدوات وغيرها.

السحاحة Burette

وصفها : عبارة عن أنبوبة زجاجية مدرجة ذات فتحتين إحداهما لملء السحاحة بالمحلول والأخرى مثبت بها صمام للتحكم بكمية المحلول المأخوذ منها.

تدريجها : من (0 – 50 ml) وكل (1 ml) مجزأ إلى عشرة أجزاء، (هناك سحاحات لها تدريج مختلف قد يصل إلى 100 ml).

تنظيف السحاحة قبل استخدامها

- يتم تنظيف السحاحة أولاً بالماء العادي ثم بالماء المقطر مرتين أو ثلاثاً بحيث يملء ثلثها أو نصفها به ثم تمسك بشكل مائل وتدار عند إفراغ الماء المقطر من فوهتها العلوية، والهدف من التدوير هو ملامسة الماء عند خروجه من السحاحة للجدار الداخلي للسحاحة.
- **يتم تنظيف الجزء السفلي** للسحاحة بفتح الصنبور (صمام التحكم) ووضع السحاحة بشكل عمودي فيمرر الماء المقطر من الجزء السفلي وبذلك يتم تنظيفه.
- **ثم تنظف السحاحة بنفس المحلول المراد ملؤها به** وذلك بوضع كمية قليلة من المحلول في حدود (5 ml) ثم تدار هذه الكمية على جدار السحاحة الداخلي، مع تكرار الغسيل بالمحلول ثلاث مرات على الأقل.

ملحوظة :

قبل تنظيف السحاحة يجب التأكد من أنها صالحة للاستخدام وذلك عن طريق التأكد من أنها خالية من أي شروح أو كسور أو تصلب صنبورها الذي يحتاج إلى دهن بالفازلين ليبقى سهل الاستخدام.

س) علل : يتم غسل السحاحة بالمحلول المراد وضعه بها.

ج) حتى لا تحتوي بعد ذلك على قطرات ماء الغسيل الذي قد يسبب تخفيفاً لتركيز المحلول بداخلها.

طريقة ملء السحاحة بالمحلول

تملأ السحاحة بعد عملية تنظيفها بالمحلول بوضع قمع فوق فوهة السحاحة ليمنع أي تسرب للمحلول خارج السحاحة وتملأ السحاحة بالمحلول حتى يصل مستوى المحلول فوق العلامة (صفر) ثم يملأ الجزء السفلي للسحاحة بعد فتح صمام التحكم حتى يصل مستوى المحلول إلى العلامة صفر (مع التأكد من عدم وجود فقاعات هوائية أسفل الصنبور).

ملحوظة :

- يجب رفع القمع مباشرة بعد الانتهاء من ملأ السحاحة لأن بقاءه قد يسبب تساقط للمحلول الذي لا زال عالقاً به مما يؤدي إلى أخطاء في القراءة نتيجة الزيادة في محلول السحاحة أثناء المعايرة.
- يجب التأكد بعد ملأ السحاحة من عدم وجود أي فقاعات هواء أسفل صنبور السحاحة، ومتى ما وجد فيجب التخلص منها وذلك بفتح الصنبور إلى نهايته فيطرد السائل الذي يحوي هذه الفقاعة، وبعد ذلك يغلق الصمام ويعاد ملأ السحاحة حتى العلامة صفر.

ملحوظات هامة عند تعبئة السحاحة وعند المعايرة

١) عند التعبئة فإن صمام التحكم للسحاحة (الصنبور) يفترض أن يكون مغلقاً، حتى لا يحدث تسرب للمحلول من الفتحة السفلية للسحاحة عند التعبئة.

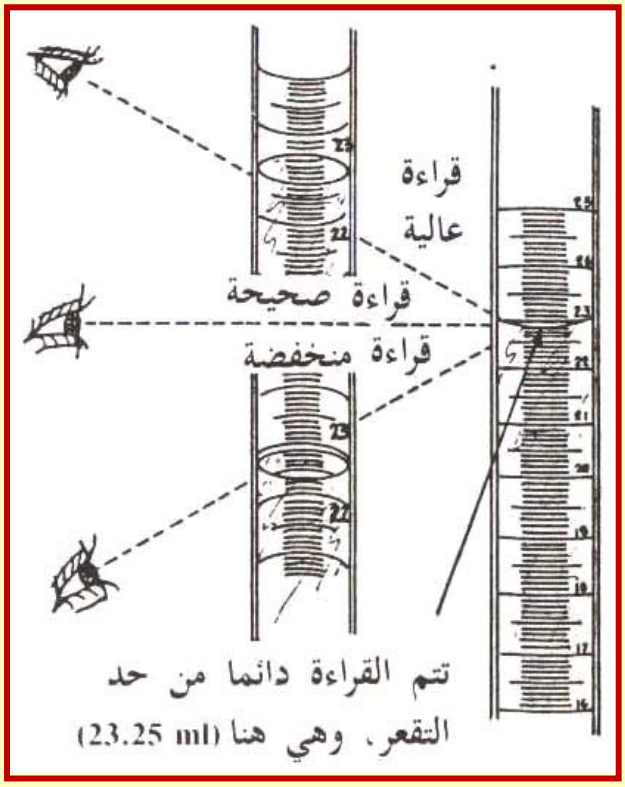
٢) دهن صنبور السحاحة بالفازلين قبل استخدامها :

يجب التأكد من أن صمام التحكم بالسحاحة يسهل فتحه وغلقه قبل استخدامها، لأنه في بعض الأحيان يحتاج إلى فازلين يطلى به بسبب التصاقه بالسحاحة.

٣) يجب ملاحظة أنه لا يوجد أي تسرب للمحلول من الصمام نفسه أثناء ملأ السحاحة بالمحلول، ومتى لوحظ ذلك فإن السحاحة تستبدل بغيرها.

٤) عند قراءة مستوى المحلول في السحاحة فإن القراءة تتكون للرقم المقابل لأسفل مستوى التقعر للمحلول بحيث توضع السحاحة في مستوى الرؤية كما في الشكل (١).

٥) لتحديد مستوى التقعر للمحلول في السحاحة بوضوح فإنه يمكن **استخدام ورقة بيضاء مسودة بقلم رصاص** في الجهة المقابلة للرؤية حتى تتضح قراءة مستوى التقعر.



شكل (١)

٦) عند تثبيت السحاحة في الحامل يكون ذلك بشكل محكم بحيث تكون في مستوى عمودي (غير مائلة)، كما أن تثبيتها لا يكون بشدة تؤدي إلى كسرها.

٧) أثناء إجراء عملية المعايرة يلاحظ **عدم سحب صمام التحكم للخارج** لأن ذلك قد يؤدي إلى خروجه مما يسبب تسرباً لكل المحلول الموجود بالسحاحة.

٨) **أثناء عملية المعايرة** يلاحظ أن أفضل طريقة هي مسك صمام التحكم باليد اليسرى، ومسك الدورق المخروطي (وعاء التفاعل) باليد اليمنى **مع ملاحظة تحريكه بين الحين والآخر**.

٩) قبل السماح لأي محلول بالخروج لابد من تسجيل القراءة الابتدائية وبعد انتهاء المعايرة تسجل القراءة النهائية بحيث يكون حجم المحلول المسحوب **هو الفرق بين القراءتين.**

١٠) عند عملية المعايرة التي قد تستهلك حجم السحاحة كاملاً يراعى أن يكون الحجم المسحوب لا يتجاوز (٥٠ مللتراً إذا كان حجم السحاحة يساوي ٥٠ مللتراً) لأن الحجم أسفل هذه العلامة غير معروف، وبعد إيقاف صمام التحكم عند هذه العلامة فإن السحاحة تملأ من جديد بالمحلول بنفس طريقة التعبئة التي سبق شرحها ثم تكرر المعايرة حتى الوصول إلى **نقطة التكافؤ** (نقطة النهاية).

١١) بعد الانتهاء من المعايرة احرص على تنظيف السحاحة بالماء المقطر، ثم علقها في حاملها بشكل مقلوب حماية لها من الشوائب والأوساخ.

الماصة Pipette

وصفها : عبارة عن أنبوبة زجاجية طويلة وضيقة ومفتوحة من الجهتين، وبها علامة عند أعلاها تحدد مقدار حجمها الذي يكون مكتوباً عليها.

استخدامها : تستخدم لنقل حجم معين من المحلول من الإناء الذي يحفظ فيه المحلول إلى إناء التفاعل (الدورق المخروطي).

تنظيف الماصة

تنظف أولاً بغسلها بالماء المقطر ثم بالمحلول المراد نقله بواسطتها حتى لا يحتوي المحلول المنقول بعد ذلك آثار الغسيل التي قد تؤثر على تركيزه.

سحب المحلول بواسطة الماصة

- يسحب المحلول بغمر طرف الماصة السفلي حتى يصبح أسفل المحلول ثم يشفط المحلول وبحذر شديد بواسطة الفم (إن كان غير ضار)
- وبعد مص (أو سحب) الكمية تغلق فوهة الماصة التي تم من خلالها الشفط بإصبع السبابة. وبعد ذلك يخفف ضغط الإصبع قليلاً حتى ينزل المحلول في الماصة ببطء إلى أن يصل سطح

التقعر له إلى العلامة الموجودة على ساق الماصة مع ملاحظة أن تكون الماصة في وضع عمودي أثناء إنزال المحلول، وأن يكون سطح التقعر للسائل في نفس مستوى العين حتى يكون الحجم للمحلول داخل الماصة دقيقاً.

- توضع الكمية الزائدة عن الحجم المطلوب للمحلول في الوعاء الذي يحوي نفس المحلول. أما الحجم المطلوب والموجود بالماصة فإنه يوضع في وعاء التفاعل (الدورق المخروطي).

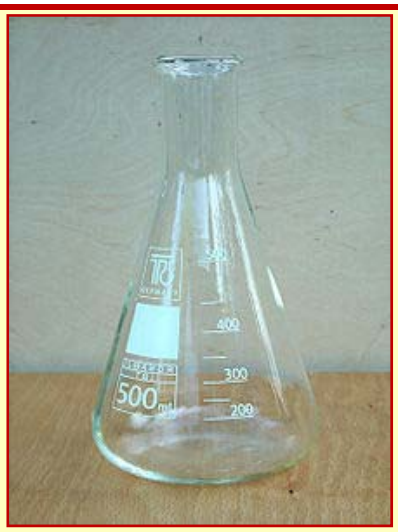
ملحوظات على الماصة

- تختلف أحجام الماصة وقد يصل بعضها إلى (50 ml) وتملأ الماصة بالمحلول بمصه بالفم (إن لم يكن المحلول شديد الخطورة) الأمر الذي يتطلب الحذر الشديد من وصوله إلى الفم.
- في حالة المحاليل الخطرة فإن سحب المحلول لا يتم مباشرة بالفم وإنما بأدوات شفط على هيئة حقنة تثبت على طرف الماصة ويسحب المحلول من خلالها أو يصب بتدوير بكرتها علواً أو نزولاً.
- عند وصول شيء من المحلول إلى الفم فإنه يلفظ بسرعة وتتم المضمضة بكميات كبيرة من ماء الصنبور (لاسيما في حالة المحاليل المركزة).

- ينبغي ملاحظة خلو فوهة الماصة من أي عيوب قد تسبب جروحاً.
- عند تنظيف الماصة بالمحلول فإنه لا يصب من الجهة التي يتم من خلالها شفط المحلول بالفم.
- **يجب إبعاد الماصة عن مصادر الحرارة** تلافياً لحدوث أي تمدد قد يؤدي إلى جعل حجمها الفعلي مختلف عن الحجم المكتوب عليها.

الدورق المخروطي Conical Flask (Erlenmeyer Flask)

وصفه : وهو كأس زجاجي له قاعدة مخروطية الشكل وعنق أسطواني إلا أن له عنقاً أضيق (شكل ٢)، مما يمكن من إحكام إغلاق الدورق باستخدام سدادة مطاطية، وللدورق أحجام مختلفة.



شكل (٢) : الدورق المخروطي

استخدام الدورق المخروطي

في المعايرات يعتبر الدورق هو الوعاء الذي يتم فيه تفاعل بين كمية معينة من مادة وكمية معينة من مادة أخرى، وهذا يعني أنه يجب أن لا يحتوي على أي كمية غير معلومة من المواد المتفاعلة، ولهذا فإنه وقبل نقل حجم معلوم من أحد المواد إليه يجب أن يكون مغسولاً بالماء المقطر فقط.

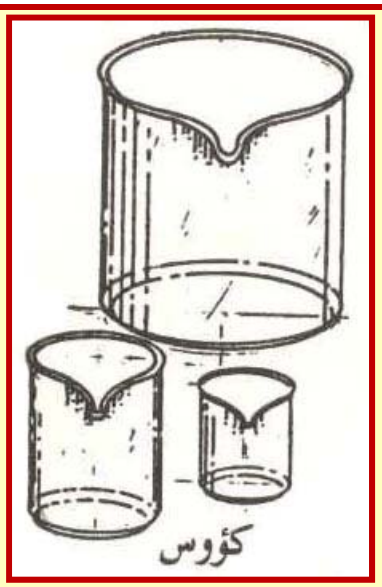
تنظيفه : ينظف فقط بالماء المقطر.

وعند سكب (صب) المحلول الموجود بالماصة في الدورق المخروطي ينبغي أن توضع هذه الكمية في قاع الدورق وليس على جداره، ويتم إضافة القطرات العالقة بالماصة بعد صب المحلول بخبط الماصة في قاع الدورق مرتين أو ثلاثاً.

ملحوظة : يفضل أثناء المعايرة أن توضع ورقة بيضاء أسفل الدورق المخروطي لملاحظة التغير في اللون بدقة.

كؤوس زجاجية Beakers

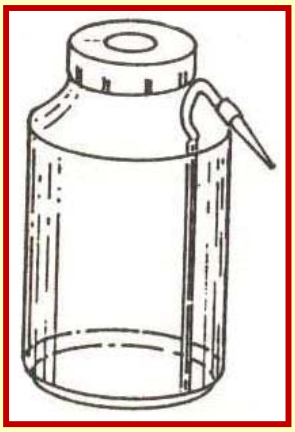
وهي ذات أحجام مختلفة وتستخدم لحفظ المحاليل التي نحتاجها عند إجراء التجارب (شكل ٣).



شكل (٣)

قارورة الغسيل

وصفها : هي أداة بلاستيكية (شكل ٤) تملأ بمواد الغسيل كالماء المقطر الذي يمكن ضخه منها بالضغط على الأنبوبة باليد، وأحياناً تملأ بمذيبات عضوية مثل الأسيتون لغرض إزالة أي آثار لمواد كيميائية متبقية في إناء التفاعل.



شكل (٤) : قارورة غسيل

ملاحظات عامة أثناء عملية المعايرة

- عند نقل المحلول بالماصة إلى الدورق المخروطي التأكد من جعل المحلول في قاع الدورق وليس على جدرانه.
- يجب عند الحاجة لتحريك المحلول في الدورق المخروطي الحذر من تناثر قطرات من المحلول خارج الدورق.
- يحسن عند التسحيح الانتباه إلى ضرورة سقوط قطرات المحلول قرب قاع الدورق وليس على جدرانه أو خارجه وبالذات قرب نقطة النهاية.
- في حالة وصول قطرات من المحلول المعاير أو المعاير (الكاشف) إلى جدار الدورق يغسل بقليل من الماء المقطر داخل الدورق.

قنينة الكثافة (البيكنوميتر) (Pycnometer)

عبارة عن وعاء زجاجي ذي عنق قصير (شكل ٥) له أحجام مختلفة مثل ($25, 50\ cm^3$) ولها غطاء زجاجي به أنبوبة شعرية يمر بها السائل الزائد عن حجم القنينة. وتستخدم هذه القنينة في حساب كثافة السوائل وذلك بوزنها أولاً فارغة وجافة مع الغطاء (m_1) ثم وزنها مع السائل والغطاء (m_2) وبإيجاد وزن السائل (m) بداخلها من الفرق بين وزن القنينة مليئة (m_2) ووزن القنينة فارغة (m_1) ، ثم نقسم هذه الكتلة على حجم القنينة فنحصل على الكثافة بوحدة (g/cm^3).

$$\left(d = \frac{m_2 - m_1}{V} \right)$$

$$\left(d = \frac{m}{V} \right)^*$$

شكل (٥) : قنينة الكثافة (أ) فارغة ب) مليئة

* في العلاقة $\left(d = \frac{m}{V} \right)$: (m) تمثل كتلة السائل بوحدة (g) و (V) تمثل حجم السائل بوحدة (cm^3) و (d) تمثل كثافة السائل بوحدة (g/cm^3).

الأنبوبة الشعرية

وهي عبارة عن أنبوبة زجاجية رفيعة مفتوحة الطرفين (شكل ٦) تستخدم لقياس التوتر السطحي للسائل وبمعرفة ارتفاع السائل في هذه الأنبوبة باستخدام المسطرة يمكن حساب التوتر السطحي للسائل بتطبيق العلاقة $\left(\gamma = \frac{h\,d\,g\,r}{2}\right)^{*}$.

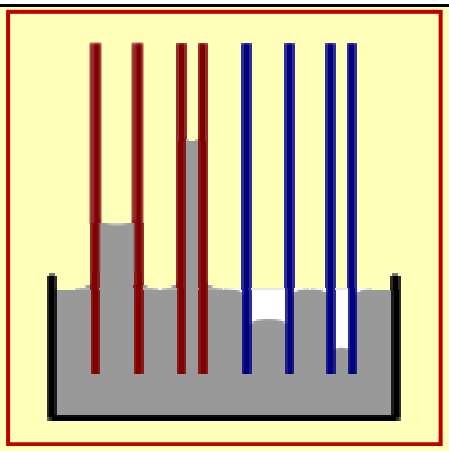


Fig. 6 : Illustration of capillary rise and fall. Red=contact angle less than 90°; blue=contact angle greater than

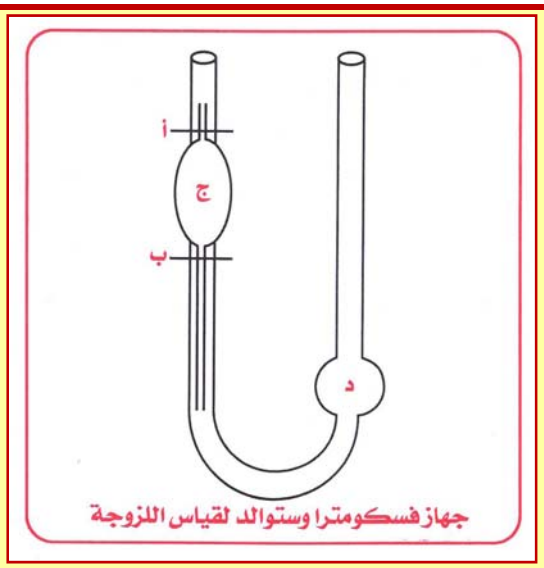
* في العلاقة $\left(\gamma = \frac{h\,d\,g\,r}{2}\right)$ حيث : (h) تمثل ارتفاع السائل (بوحدة سم)، و (d) تمثل كثافة السائل بوحدة (g/cm^3) و (g) عجلة الجاذبية الأرضية وتساوي ($981\ cm/s^2$) و (r) نصف قطر الأنبوبة الشعرية (بوحدة سم)، و (γ) التوتر السطحي للسائل بوحدة (dyne/cm).

الفيسكومتر (Viscometer)

عبارة عن أنبوبة زجاجية تنتهي بماصة جلدية (شكل ٧)، يمكن من خلالها قياس لزوجة السائل من خلال معرفة كثافته والزمن اللازم لانسيابه بين نقطتين على الفيسكومتر. ومن معرفة لزوجة سائل آخر (η_2) يمكن معرفة لزوجة السائل المجهول (η_1) وفقاً للعلاقة التالية :

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

$$\Rightarrow \eta_1 = \eta_2 \left(\frac{d_1 \cdot t_1}{d_2 \cdot t_2} \right)^*$$



شكل (٧) : جهاز الفيسكومتر لقياس اللزوجة

العلاقة * $\eta_1 = \eta_2 \left(\frac{d_1 \cdot t_1}{d_2 \cdot t_2} \right)$ تمثل قانون حساب اللزوجة المطلقة لسائل، حيث : (η_1) تمثل لزوجة (أو معامل لزوجة) السائل المجهولة لزوجته ، و (η_1) تمثل لزوجة السائل المعلومة، (t_1) زمن انسياب السائل المجهول بين نقطتين بالثانية، (t_2) زمن انسياب السائل المعلومة لزوجته، (d_1) كثافة السائل المجهول، (d_2) كثافة السائل المعلوم.

المسعر الحراري (Calorimeter)

المسعر الحراري جهاز يستخدم لقياس التغيرات الحرارية (كمية الحرارة الممتصة أو المنبعثة) المصاحبة للتفاعلات الكيميائية.

ويتحدد نوع المسعر الحراري المطلوب استخدامه تبعاً لنوع التفاعل الكيميائي المدروس، بمعنى إذا كان التفاعل يتم عند ضغط ثابت أم يتم عند حجم ثابت. ومسعر القنبلة (شكل ٨) يستخدم لقياس الحرارة المنطلقة في أثناء عمليات الاحتراق.

شكل (٨) : مسعر القنبلة Bomb Calorimeter

وصف جهاز المسعر

يتكون المسعر الحراري عادة – كما هو موضح بالأشكال (٩) من :

١) إناء خارجي معزول عزلاً حرارياً جيداً حتى يمنع تسرب الحرارة من داخل أو خارج هذا الإناء. وتوضع في هذا الإناء الخارجي كمية معينة من الماء معلومة الوزن بدقة، حيث يغمر به الوعاء الذي سيتم به التفاعل.

٢) مقياس لدرجة الحرارة.

٣) مصدر للإشعال.

٤) محرك.

وهذا المسعر يمكن من خلاله قياس الحرارة الناتجة عن تفاعلات الاحتراق (عند حجم ثابت).

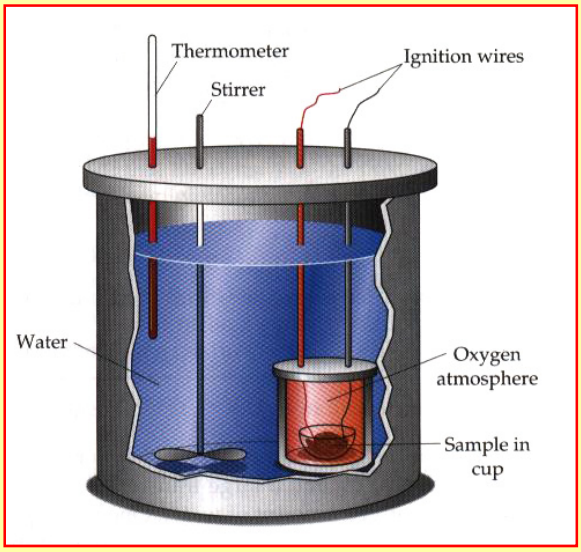


Fig. 9 : Diagram of a bomb calorimeter for measuring the heat evolved at constant volume (ΔE) in a combustion reaction. The reaction is carried out inside a steel bomb, and the heat evolved is transferred to the surrounding water, where the temperature rise is measured.

هل يمكن قياس حرارة التفاعل نتيجة تفاعل كيميائي غير الاحتراق؟

الجواب نعم يمكن قياس حرارة تفاعل كيميائي غير الاحتراق (مثل تفاعلات الأحماض والقواعد) باستخدام مسعر عند ضغط ثابت (شكل ١٠، ١١).

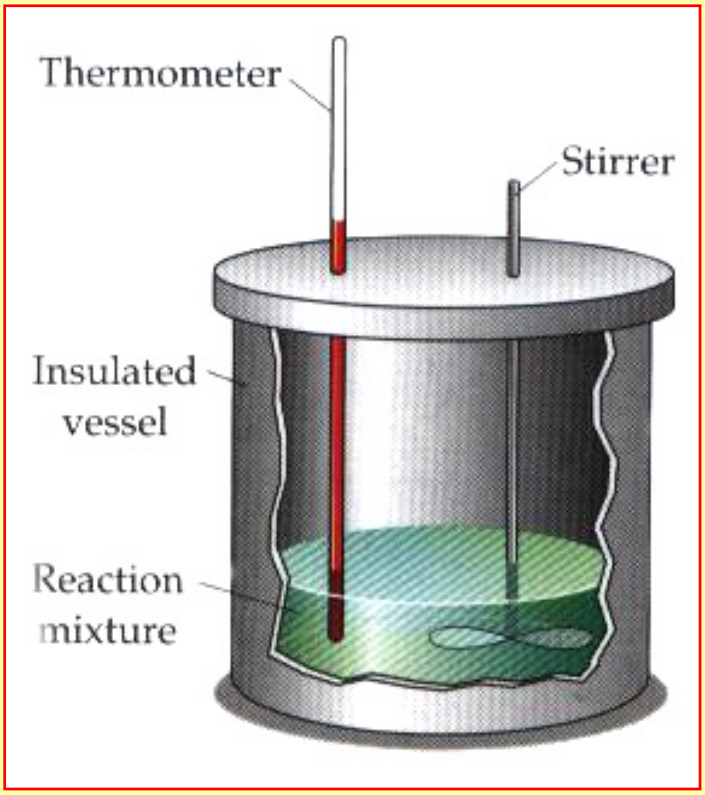


Fig. 10 : A calorimeter for measuring the heat flow in a reaction constant pressure (ΔH). The reaction takes place inside an insulated vessel outfitted with a loose-fitting top, a thermometer, and a stirrer. Measuring the temperature change that accompanies the reaction makes it possible to calculate (ΔH)

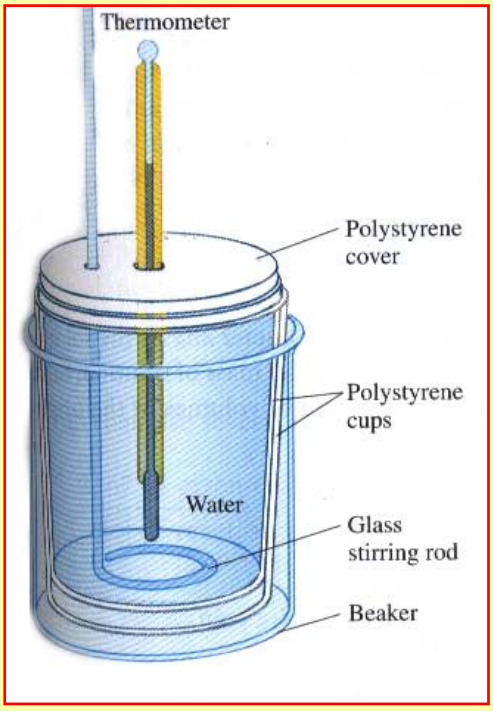
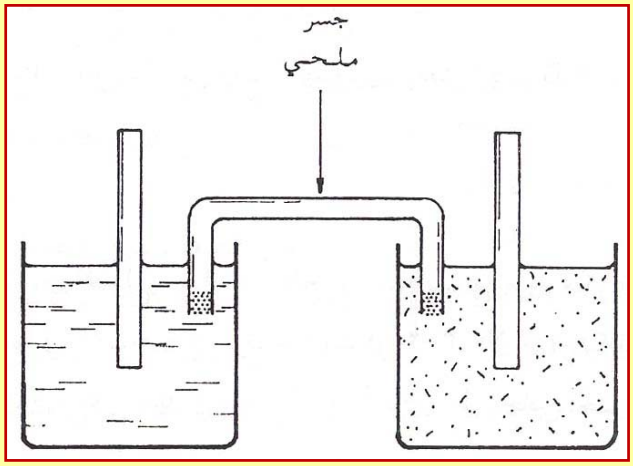


Fig. 11 : A coffee-cup calorimeter. The stirring rod is moved up and down to ensure thorough mixing and uniform heating of the solution during reaction. The polystyrene walls and top provide insulation so that very little heat escapes. This kind of calorimeter measures q_P, the heat transfer due to a reaction occurring at constant pressure.

القنطرة الملحية (Salt Bridge)

عبارة عن أنبوبة زجاجية (أو بلاستيكية) على شكل حرف (U) (شكل ١٢) تملأ بمحلول ملح مشبع مثل (كلوريد البوتاسيوم) ثم تغلق من الجهتين بسدادة قطنية، ويوضع كل ذراع منها في كأس به محلول وقطب الخلية الجلفانية. وهذه القنطرة مهمة جداً عند تصميم الخلايا الجلفانية لأنها تكمل الدائرة، وتحافظ على تعادل الشحنات في المحاليل وتمنع اختلاط المحاليل.



شكل (١٢) : وصل المحلولين بجسر إلكتروليتي

الأقطاب (Electrodes)

عبارة عن معادن (أو غازات ممتزة على معادن خاملة كالبلاتين) تكون الخلايا الجلفانية (أو خلايا التحليل الكهربي). **وفي الخلية الجلفانية** يكون أحد القطبين سالباً ويسمى المصعد وتتم عنده الأكسدة (فقد إلكترونات)، والقطب الآخر يكون موجباً وتتم عنده عملية الاختزال (اكتساب إلكترونات إما من قبل القطب نفسه أو من الأصناف الأيونية الموجودة في المحلول). **وأبسط خلية جلفانية تعرف بخلية دانيال (شكل ١٣)**، وهي تتألف من قطبين هما الخارصين (يمثل المصعد anode) والنحاس يمثل المهبط (cathode). وهذا القطبان يوصلان بأسلاك توصيل لجهاز الفولتميتر الذي يقيس جهد الخلية (القوة الدافعة الكهربية).

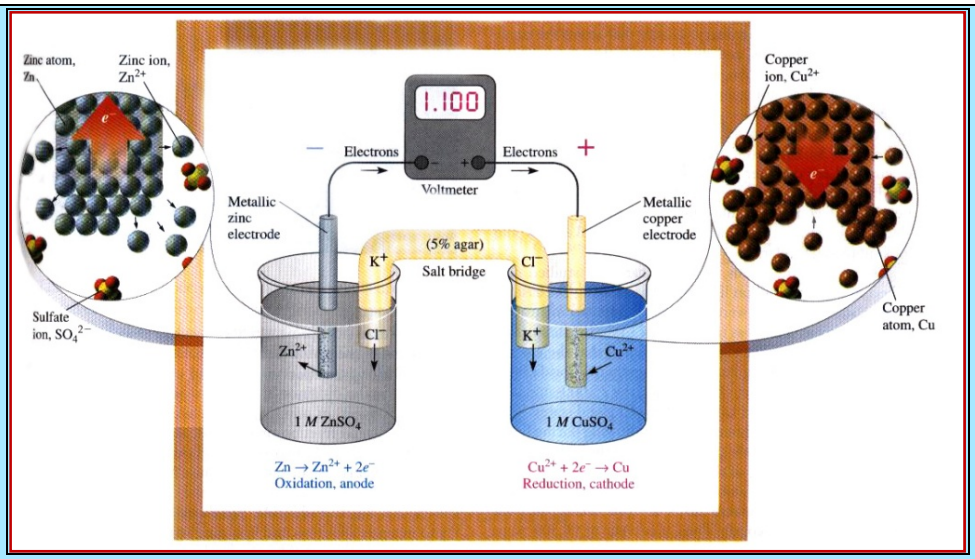


Fig. (13) : The zinc-copper voltaic cell utilizes the reaction : $Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$. The standard potential of this cell is 1.10 volts.

ويحسب جهد الخلية نظرياً من فرق جهد الاختزال بين المصعد والمهبط كما يلي :

$$\left(E^{o}_{cell} = E^{o}_{cathode} - E^{o}_{anode}\right)^{*}$$

العلاقة $\left(E^{o}_{cell} = E^{o}_{cathode} - E^{o}_{anode}\right)^{*}$ تمثل جهد الخلية القياسي المحسوب نظرياً، حيث $\left(E^{o}_{cell}\right)$ تمثل جهد الخلية القياسي، و $\left(E^{o}_{cathode}\right)$ يمثل جهد الاختزال القياسي لقطب الكاثود (المهبط) و $\left(E^{o}_{anode}\right)$ تمثل جهد الاختزال القياسي لقطب الآنود (المصعد).

تعريفات هامة

المحلول القياسي

المحلول القياسي هو المحلول الذي تركيزه الفعلي بعد التحضير هو نفسه المتوقع والمحسوب نظرياً. وتتميز المحاليل القياسية بأن تراكيزها لا تتغير بمرور الزمن حيث يظل تركيز المحلول القياسي ثابتاً لعدة شهور أو سنوات من تحضيره ولكن في الواقع قليل من الكواشف تبقى محاليلها ثابتة طوال هذا الزمن، لذا فإن كثيراً منها يحتاج إلى عملية تقييس كل فترة معينة.

أهم الشروط الواجب توافرها في المادة الأولية لتحضير المحلول القياسي*

- يجب أن تكون نقية بنسبة (100 %) أو يمكن تنقيتها بسهولة.
- يجب أن تكون ثابتة ولا تتأثر بمكونات الهواء بمعنى أن لا تتأكسد بواسطة الهواء ولا تمتص الرطوبة ولا تتأثر بثاني أكسيد الكربون. وبشكل عام أن لا يتغير تركيبها أثناء فترة التخزين وعملية التحضير. ومما تجدر الإشارة إليه أن غالبية المواد تميل الى امتصاص الرطوبة لذلك فإن معظم المواد الأولية تجفف عند (110 – 120 °C) قبل تحضير محاليلها ومن هنا يشترط أن تكون المادة الأولية ثابتة أثناء عملية التجفيف أي أن لا يطرأ أي تغيير في تركيبها.

* ص ٦١ – كتاب الكيمياء التحليلية : التحليل الحجمي والوزني. د. ابراهيم الزامل وآخرون – الطبعة الثالثة.

- يفضل أن يكون وزنها الجزيئي عالياً حتى يقلل من أخطاء الوزن لأن الوزن اللازم لتحضير محلول ذي تركيز معين يزداد بزيادة الوزن المكافيء للمادة وكلما زاد الوزن لنفس التركيز كلما قل الخطأ الناتج عن عملية الوزن، حيث خطأ عملية الوزن ثابت تقريباً.
- يجب أن تكون متوفرة وبسعر معقول.
- يستحسن أن تكون خطوات تحضيرها سهلة.
- والمادة الأولية المستخدمة في المعايرة يجب استيفاؤها للشروط الواجب توافرها في تفاعل المعايرة (سيرد ذكرها لاحقاً).

س) علل : لا يعتبر هيدروكسيد الصوديوم الصلب مادة قياسية.

ج) لأنه يترطب بسهولة (يمتص الماء) فور تعرضه للجو وبالتالي فإن وزن كتلة معينة منه لا يمثل وزن هيدروكسيد الصوديوم الصلب فقط بل يضاف إلى ذلك وزن الجزء الممتص من الماء.

س) لا يعتبر محلول هيدروكسيد الصوديوم من المحاليل القياسية.

ج) لأن محلول هيدروكسيد الصوديوم بمرور الوقت يتفاعل مع غاز ثاني أكسيد الكربون الموجود في الهواء.

س) ماذا يجب فعله لتلافي امتصاص الماء من قبل هيدروكسيد الصوديوم الصلب؟

ج) يحسن الإسراع في عملية الوزن، وعدم ترك زجاجة هيدروكسيد الصوديوم مفتوحة بل يجب غلقها.

س) هل يمكن استخدام المحاليل الغير قياسية لتعيين تراكيز المحاليل الأخرى المجهولة؟

ج) لا يمكن فعل ذلك مباشرة لأن تركيزها الفعلي يختلف عن تركيزها النظري المحسوب، لذلك ينبغي تعيين تركيزها الفعلي قبل استخدامها في تعيين تراكيز المحاليل المجهولة وذلك بمعايرتها بمحلول قياسي معروف التركيز.

المعايرة (Titration)

عبارة عن إضافة تدريجية من المحلول المعاير (بكسر الياء) (الكاشف) بواسطة سحاحة إلى محلول العينة المجهولة التركيز (المحلول المعاير – بفتح الياء) حتى الوصول إلى نهاية التفاعل وذلك من أجل تعيين تركيز محلول مجهول.

أهم أنواع المعايرات

١) معايرات التعادل

٢) معايرات الترسيب

٣) معايرات التعقيد

الشروط الواجب توافرها في التفاعل الكيميائي حتى يمكن استعماله كأساس للمعايرة*

١) يجب أن يكون التفاعل **اتحادياً** أي يتحد الكاشف مع المادة المراد معايرتها بنسبة معينة ثابتة ومعروفة. وبالتالي فإن التفاعل يوصف **بواسطة معادلة كيميائية موزونة** تمكن من حساب تركيز المادة المعايرة بشكل مباشر من نتائج التحليل العياري وهذا يستلزم **عدم وجود تفاعلات جانبية بين الكاشف والمادة المعايرة** أو أي مواد أخرى في المحلول.

٢) يجب أن يكون التفاعل **سريعاً** وذلك حتى يمكن إجراء المعايرة في وقت قصير، أما إذا كان التفاعل بطيئاً فإن عملية المعايرة تصبح غير مريحة كما أنه في هذه الحالة يصعب تحديد نقطة التكافؤ. وبشكل عام معظم التفاعلات الأيونية سريعة بعكس التفاعلات العضوية التي غالباً ما تحتاج إلى وسائل لإسراعها.

٣) يستحسن أن يكون التفاعل **مميزاً** (لا يتحد الكاشف إلا مع المادة المعايرة) أو على الأقل انتقائياً. والتفاعلات المميزة نادرة والانتقائية محدودة نسبياً لذلك غالباً ما يلجأ إلى عمليات فصل المادة المعايرة عن المواد الموجودة معها كشوائب.

---

* ص ٦٢-٦٣ - الكيمياء التحليلية : التحليل الحجمي والوزني. د. ابراهيم الزامل وآخرون – الطبعة الثالثة.

٤) يجب أن يكون هناك ت**غير حاد ومفاجئ في إحدى الخواص الطبيعية لمحلول المعايرة**، كلون المحلول، عند تمام التفاعل، كما يجب أن تتوفر وسيلة لقياس هذا التغير وبمعنى آخر يجب أن تتوفر طريقة للكشف عن نقطة التكافؤ.

٥) يجب أن يكون التفاعل **تاماً وكمياً** بمعنى أنه عند إضافة الكمية المكافئة من الكاشف إلى المادة المعايرة فإنه يجب على الأقل أن يتفاعل مع (99.9 %) من المادة المعايرة الموجودة. ويمكن اعتبار التفاعلات التي ثابت اتزانها أكبر أو يساوي (1×10^8) تاماً.

في التفاعلات التامة يكون التغير في الخواص الطبيعية لمحلول المعايرة عند نقطة التكافؤ حاداً ومميزاً مما يسهل عملية الكشف عن تلك النقطة، أما إذا كان التفاعل غير تام ففي هذه الحالة يكون التغير في الخواص الطبيعية عند نقطة التكافؤ تدريجياً وهذا يجعل الكشف عن نقطة التكافؤ أمراً صعباً.

نقطة التكافؤ (equivalent point) ونقطة النهاية (end point)

نقطة التكافؤ هي النقطة التي يكون عندها التفاعل تاماً. ويمكن الكشف عن نقطة التكافؤ عن طريق ملاحظة التغير في إحدى الخواص الطبيعية للمحلول المعاير الناتج عن التغير في تركيز إحدى المواد المتفاعلة بالقرب من تلك النقطة حيث تعتبر نقطة التكافؤ **مفهوماً نظرياً لأنه من الصعب جداً ملاحظة التغيرات الطبيعية للمحلول عندها بالضبط** لذلك تسمى النقطة التي يلاحظ عندها هذه التغيرات **بنقطة النهاية** وبالتالي فنقطة النهاية هي النقطة التي يتغير عندها لون الدليل. والفرق بين نقطة النهاية ونقطة التكافؤ صغير جداً في معظم الحالات لذلك فإن الخطأ الناتج عن اعتبار نقطة النهاية مطابقة لنقطة التكافؤ ضئيل جداً.

تعريف نقطة النهاية

هي النقطة التي عندها تتفاعل كمية المادة المعايرة الموجودة في الدورق المخروطي مع كمية مكافئة لها من المادة الموجودة في السحاحة ونحصل على النواتج المبينة في معادلة التفاعل. وباختصار نقطة النهاية هي النقطة التي يتغير عندها لون الدليل.

طرق الكشف عن نقطة النهاية

أ) خواص ملاحظة

وهي الخواص التي يمكن ملاحظتها بالعين المجردة مثل التغير في لون المحلول أو ظهور عكارة أو اختفائها.

ب) خواص مقاسة

وهي خواص لا يمكن ملاحظتها بالعين المجردة وإنما يمكن تتبع تغيرها أثناء المعايرة عن طريق قياسها باستخدام الطرق الآلية.

س) كيف يمكن تعيين نهاية التفاعل في معايرات التعادل؟

ج) باستخدام مواد عضوية تسمى الأدلة، وذلك بإضافة قطرات منها إلى محلول العينة الموجود في الدورق المخروطي (وعاء التفاعل).

أدلة تفاعلات التعادل (Indicators)*

توجد أصباغ عضوية تسمى الأدلة تسلك سلوك أحماض أو قواعد ضعيفة، وتتصف بحدوث تغير في ألوانها حسب الوسط الموجودة فيه. وبالتالي فلو أضفنا إلى المحلول الذي في الدورق قطرات من أحدها فستكون ذات لون معين حسب نوع المحلول المراد معايرته وعندئذ بإضافة المحلول المعاير من السحاحة تدريجياً فإن لون المحلول سيظل هو نفسه مادامت الكمية المضافة لا تكافئ ما في الدورق ولكن عند الوصول إلى نهاية التفاعل فإن مجرد إضافة قطرة واحدة من المحلول المعاير من السحاحة ستجعل وسط المحلول في الدورق مختلفاً عن ما كان عليه وسيتغير لون الدليل في المحلول مباشرة وهذا يعتبر دلالة أو إشعاراً على تمام التفاعل وهذا يعني أن أي زيادة من المحلول المعاير تعتبر سبباً للخطأ ولهذا السبب تسمى هذه الأصباغ العضوية بالأدلة أو المشعرات.

* ص ٦٩ – الكيمياء العامة العملية، د. أحمد العويس وآخرون، الطبعة الثانية.

وأهم دليلين من أدلة تفاعلات التعادل هما :

أ) دليل الفينول فثالين (Phenolphthalein) :

ويرمز له بالرمز (ph.ph) وصيغته :

وهو حمض عضوي ضعيف عديم اللون في الوسط الحامضي. أحمر وردي اللون في الوسط القاعدي ويتأين في المحلول كما يلي :

$$HB \rightleftharpoons H^+ + B^-$$

أحمر وردي عديم اللون

حيث ترمز (HB) للحمض الضعيف، و (B^-) للقاعدة المقترنة وتؤدي زيادة (H^+) إلى جعل التفاعل يتجه نحو اليسار فيزول اللون، والعكس عند زيادة (OH^-) حيث تتفاعل أيونات الهيدروجين معها وينزاح التفاعل نحو اليمين ويظهر الدليل باللون الأحمر. ويستخدم هذا الدليل عندما تقع نقطة التكافؤ في مدى الرقم الهيدروجيني (pH) من (8.3) إلى (10).

ب) دليل الميثيل البرتقالي (Methyl Orange)

ويرمز له بالرمز (M.O) وصيغته :

وهو قاعدة عضوية ضعيفة حمراء اللون في الوسط الحامضي وصفراء اللون في الوسط القاعدي، وتتأين في المحلول كما يلي :

$$B^- + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$$

أصفر برتقالي أحمر

حيث ترمز (B^-) للقاعدة الضعيفة، و (BH^+) للحمض المقترن وتؤدي زيادة (H^+) إلى جعل التفاعل يتجه إلى اليمين فيظهر المحلول أحمر اللون والعكس عند زيادة (OH^-) حيث تجعل التفاعل ينزاح نحو اليسار فيظهر المحلول باللون الأصفر. ويستخدم هذا الدليل عندما تكون نقطة التكافؤ في مدى الرقم الهيدروجيني (pH) من (3.1) على (4.4). ويوضح الجدول التالي ألوان هذه الأدلة حسب الوسط

أمثلة للأدلة المستخدمة في معايرات التعادل

اسم الدليل	اللون في الوسط الحامضي	اللون في الوسط القاعدي	مدى الدليل
الفينول فثالين ph.ph	عديم اللون	أحمر وردي	٨.٣ – ١٠
الميثيل البرتقالي M.O	أحمر	أصفر برتقالي	٣.١ – ٤.٤
الميثيل الأحمر M.R	أحمر	أصفر	٤.٣ – ٦.٣

وظيفة الدليل في معايرات التعادل

وظيفة الدليل في معايرات التعادل هو تحديد النقطة التي عندها يتكون الملح بعد تفاعل الحمض مع القاعدة بنسب اتحادهما المبينة في معادلة التفاعل. وعند وضع الدليل في وعاء التفاعل (الدورق المخروطي) فإنه يكون في وضع ينافس فيه المادة المعايرة، لكن ضعفه كحمض أو كقاعدة لا يسمح له بالتفاعل إلا بعد استهلاك المادة المراد معايرتها.

وأول قطرة من الكاشف تتفاعل مع الدليل تعطي تغيراً لونياً يستدل بواسطته على انتهاء التفاعل.

أهمية معرفة الرقم الهيدروجيني (pH) لنقطة التكافؤ

معرفة الرقم الهيدروجيني لنقطة التكافؤ يقود ذلك إلى اختيار الدليل المناسب.

مثال توضيحي

عند معايرة حمض الكلور (HCl) مع كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) وعند حدوث التفاعل التالي :

$$2HCl + Na_2CO_3 \longrightarrow 2NaCl + CO_2 + H_2O$$

ومن خلال استخدام (pH – meter) وجد أن الرقم الهيدروجيني للمحلول بعد انتهاء عملية المعايرة هو (pH = 3.8) وبذلك فإن الدليل المناسب هو **الميثيل البرتقالي** لأنه يقع في مداه (3.1 – 4.4) وليس الفينولفثالين لأنه لا يقع في مداه (8.3 – 10).

مثال توضيحي

عند معايرة حمض الكلور (HCl) مع كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) وعند حدوث التفاعل التالي :

$$HCl + Na_2CO_3 \longrightarrow NaHCO_3 + NaCl$$

وجد أنه عند نهاية التفاعل السابق فإن (pH = 8.3) وبالتالي فإن الدليل المناسب هو الفينولفثالين لأن (pH) تقع في مداه ولا يصلح دليل الميثيل البرتقالي.

ومن المثالين السابقين نستنتج أنه عند وضع محلول حمض الكلور (HCl) في السحاحة وكربونات الصوديوم في الدورق المخروطي فإنه عند استخدام :

أ) **دليل الفينولفثالين** : فإن التغير في لون الدليل سيحدث عندما تستهلك جميع كربونات الصوديوم وتتحول إلى بيكربونات الصوديوم ($NaHCO_3$) أي يحدث التفاعل :

$$HCl + Na_2CO_3 \longrightarrow NaHCO_3 + NaCl$$

ب) **دليل الميثيل البرتقالي** : فإن التغير في لون هذا الدليل سيحدث عندما تستهلك جميع كمية كربونات الصوديوم الموجود في الدورق المخروطي وتتحول إلى نتائج نهائية، أي يحدث التفاعل التالي :

$$2HCl + Na_2CO_3 \longrightarrow 2NaCl + CO_2 + H_2O$$

قوانين التحليل الحجمي

١) حساب تركيز المحلول بوحدة المولارية (M) :

$$M = \frac{n}{V_L}$$

حيث :

n : عدد المولات

V_L : حجم المحلول بوحدة اللتر

ويمكن التعبير عن حجم المحلول بوحدة الملتر أو السنتيمتر المكعب حيث :

$$(1\ L = 1000\ cm^3 = 1000\ ml)$$

وبالتالي يصبح القانون :

$$M = \frac{n}{V_{ml}} \times 1000$$

٢) حساب عدد المولات

هناك طرق كثيرة لحساب كمية المادة بالمول ومنها :

- $n = M \cdot V_L$

وهو قانون مشتق من قانون المولارية $\left(M = \frac{n}{V_L} \right)$.

- $$n = \frac{m\ (g)}{Mw\ (g/mol)}$$

وهو حاصل قسمة وزن المادة (m) بالجرامات على الوزن المولي (الوزن الجزيئي Mw) بوحدة الجرامات.

علماً بأن الوزن الجزيئي يساوي مجموع الكتل الذرية.

- $$n = \frac{\text{number of atoms or molecules}}{\text{Avogadro's Number } (N_A)}$$

وهو حاصل قسمة عدد الجزيئات أو الذرات للمادة على عدد أفوجادرو ($N_A = 6.022 \times 10^{23}$).

مثال

لديك محلول من حمض الكبريتيك (H_2SO_4) تركيزه (0.7 mol/L). احسب عدد المولات الموجودة في ($300\ cm^3$) من هذا المحلول.

٣) حساب تركيز المحلول بوحدة العيارية (N)

وتحسب من خلال قسمة عدد المكافئات الجرامية على حجم المحلول باللتر.

$$N = \frac{Eq}{V_L}$$

حيث :

Eq : عدد المكافئات الجرامية.

V_L : حجم المحلول بوحدة اللتر

ويمكن التعبير عن حجم المحلول بوحدة الملتر أو السنتيمتر المكعب حيث :

$$N = \frac{Eq}{V_{ml}} \times 1000$$

٤) حساب عدد المكافئات الجرامية

هناك طرق كثيرة لحساب عدد المكافئات الجرامية ومنها :

- $Eq = N \cdot V_L$

وهو قانون مشتق من قانون المولارية $\left(N = \frac{Eq}{V_L} \right)$.

- $Eq = \frac{m}{Ew}$

وهو حاصل قسمة وزن المادة (m) بالجرامات على الوزن المكافئ (Ew).

حساب الوزن المكافئ

يحسب الوزن المكافئ من العلاقة التالية :

$$Ew = \frac{Mw}{n_{(H^+, OH^-, z)}}$$

حيث $\left(n_{(H^+, OH^-, z)}\right)$ عدد مولات أيونات الهيدروجين (في الأحماض) أو الهيدروكسيد (في القواعد) أو الإلكترونات (في تفاعلات الأكسدة والاختزال).

وفي حالة الأملاح فإن الوزن المكافئ له =

$$\frac{\text{الـــوزن الجزيـــئي}}{\text{عـــدد ذرات العنصـــر} \times \text{تكـــــافؤه}}$$

والتكافؤ للفلز يعرف من خلال شحنته كأيون.

والأمثلة التالية توضح ذلك :

$HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$ $\quad n_{H^+} = 1 \quad \Rightarrow Ew = \frac{Mw\,(HCl)}{n_{(H^+)}} = \frac{36.5}{1} = 36.5$

$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$ $\quad n_{OH^-} = 1 \quad \Rightarrow Ew = \frac{Mw\,(NaOH)}{n_{(OH^-)}} = \frac{40}{1} = 40$

$MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$ $\quad n_z = 5 \quad \Rightarrow Ew = \frac{Mw\,(KMnO_4)}{n_{(z)}} = \frac{158}{5} = 31.61$

$Na_2CO_3 \longrightarrow 2Na^+ + CO_3^{2-}$ $\quad \Rightarrow Ew = \frac{Mw\,(Na_2CO_3)}{2 \times 1} = \frac{106}{2} = 53$

العلاقة بين المولارية (M) والعيارية (N)

$$N = M \times n_{(H^+, OH^-, \bar{e})}$$

العلاقة بين عدد المكافئات الجرامية (Eq) وعدد المولات (n)

$$Eq = n_{(mol)} \times n_{(H^+, OH^-, \bar{e})}$$

طرق تحضير المحاليل

أولاً : تحضير تركيز معين من مادة صلبة :

$$M = \frac{n_2}{V_{sol\ (L)}}$$

$$n_2 = M \,.\, V_{sol(L)}$$

$$\frac{m_2}{Mw_2} = M \,.V_{sol}$$

$$m_2 = \underbrace{M \,.\, V_{sol}}_{\text{number of moles}} \,.\, Mw_2$$

وتعتبر العلاقة الأخيرة :

$$m = M.\, V_{sol(L)} \,.\, Mw$$

من العلاقات الهامة في تحضير محاليل ذات تراكيز معينة من المواد الصلبة.

ثانياً : تحضير تركيز معين من محلول

في العادة تكون المحاليل المحضرة في قوارير مصنعة ذات تراكيز عالية ويكتب على القارورة : كثافة المحلول، النسبة المئوية الوزنية، الوزن المولي ولا يكتب التركيز بالمولارية أو العيارية. وبالتالي يتوجب حسابه وفقاً للقانون التالي الذي يبين **العلاقة بين المولارية والنسبية المئوية الوزنية والكثافة لمحلول**

$$\text{المولارية} = \frac{\text{الكثافة} \times \text{النسبة المئوية الوزنية} \times 1000}{\text{الوزن الجزيئي للمذاب} \times 100}$$

$$M = \frac{Wt\,\% \times d \times 1000}{Mw \times 100}$$

حيث :

Wt % : النسبة المئوية الوزنية

d : كثافة المحلول بوحدة (g/ml) أو (g/cm^3)

M : المولارية بوحدة (mol /L)

Mw : الوزن الجزيئي بوحدة (g/mol).

وبعد حساب مولارية المحلول باستخدام العلاقة $\left(M = \frac{Wt\,\% \times d \times 1000}{Mw \times 100}\right)$ فإن التركيز الجديد الذي نريد تحضيره (M') يحسب حجمه اللازم (V) من خلال قانون التخفيف كما يلي :

$$\underbrace{M\,V}_{\text{before dilution}} = \underbrace{M'\,V'}_{\text{after dilution}}$$

$$V = \frac{M'\,V'}{M}$$

مثال

ما وزن (H_2SO_4) اللازم لتحضير ($175\ cm^3$) من محلول ($6\ M$) منه؟

الحل

نطبق العلاقة التالية لحساب الوزن اللازم :

$$m = M \,.\, Mw.\, V_L$$

$$m = \left(6\ mol\ L^{-1}\right) \times \left(98\ g\ mol^{-1}\right) \times \left(0.175\ L\right)$$

$$m = 102.9\ g$$

مثال

ما وزن حمض الكبريت (H_2SO_4) اللازم لتحضير ($50\ cm^3$) من محلول ($3\ N$) منه؟

الحل

نطبق العلاقة التالية لحساب الوزن اللازم :

$$m = N \,.\, Ew.\, V_L$$

$$m = \left(3\ eq\ L^{-1}\right) \times \left(49\ g\ eq^{-1}\right) \times \left(0.050\ L\right)$$

$$m = 7.35\ g$$

حيث :

$$Ew_{H_2SO_4} = \frac{Mw_{H_2SO_4}}{n_{H^+}}$$

$$Ew_{H_2SO_4} = \frac{98}{2} = 49$$

قانون التخفيف

أ) قانون التخفيف اعتماداً على عدد المولات

وفي هذه الحالة لابد من معرفة المعادلة الكيميائية الموزونة للتفاعل الحاصل.

مثال :

$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$$

وفقاً للمعادلة فإن :

عدد مولات الحمض = عدد مولات القاعدة

$$(M \times V)_{acid} = (M' \times V')_{base}$$

ويمكن كتابة هذا القانون بطريقة أخرى :

$$\left(\frac{m}{Mw}\right)_{acid} = (M' \times V')_{base}$$

$$(M \times V)_{acid} = \left(\frac{m}{Mw}\right)_{base}$$

ويمكن استخدام أياً من القوانين الثلاث وفقاً للمطلوب في التجربة أو في المسألة الحسابية.

مثال

$$H_2SO_4 + 2KOH \longrightarrow K_2SO_4 + 2H_2O$$

وفقاً للمعادلة فإن :

٢ × عدد مولات الحمض = عدد مولات القاعدة

$$2 \times (M \times V)_{acid} = (M' \times V')_{base}$$

ويمكن كتابة هذا القانون بطريقة أخرى :

$$2 \times \left(\frac{m}{Mw}\right)_{acid} = (M' \times V')_{base}$$

$$2 \times (M \times V)_{acid} = \left(\frac{m}{Mw}\right)_{base}$$

ب) قانون التخفيف اعتماداً على المكافئات الجرامية

وهذا القانون أسهل في استخدامها كونه لا يتطلب معرفة المعادلة الكيميائية أو وزنها. وينص على :

عدد المكافئات الجرامية للحمض = عدد المكافئات الجرامية للقاعدة

$$(N \times V)_{acid} = (N' \times V')_{base}$$

ويمكن كتابة العلاقة كما يلي :

$$\left(\frac{m}{Ew}\right)_{acid} = (N' \times V')_{base}$$

$$(N \times V)_{acid} = \left(\frac{m}{Ew}\right)_{base}$$

ويمكن استخدام أياً من القوانين الثلاث وفقاً للمطلوب في التجربة أو في المسألة الحسابية.

التعبير عن التركيز بوحدة $C_{g/L}$ (وأحياناً يرمز لها بـ S).

١)من قانون المولارية $\left(M = \frac{n}{V_L}\right)$ يمكن اشتقاق العلاقة التالية :

$$M = \frac{n}{V_L}$$

$$M = \frac{\left(\frac{m}{Mw}\right)}{V_L}$$

$$m = M \cdot Mw \cdot V_L$$

$$\frac{m}{V_L} = M \cdot Mw$$

$$C_{g/L} = M \cdot Mw$$

٢)من قانون العيارية $\left(N = \frac{Eq}{V_L}\right)$ يمكن اشتقاق العلاقة التالية :

$$M = \frac{Eq}{V_L}$$

$$M = \frac{\left(\frac{m}{Ew}\right)}{V_L}$$

$$m = M \cdot Ew \cdot V_L$$

$$\frac{m}{V_L} = M \cdot Ew$$

$$C_{g/L} = M \cdot Mw$$

تطبيقات حسابية

مثال (١)

لديك التفاعل التالي :

$$H_2SO_4 + 2KOH \longrightarrow K_2SO_4 + 2H_2O$$

فإذا تفاعل (6.5 mmol) من (KOH) مع حمض الكبريت (H_2SO_4) ذو التركيز (0.11 M). فاحسب حجم حمض الكبريت اللازم لإتمام التفاعل.

الحل

يمكن حل السؤال إما باعتبار التركيز بالمولارية أو العيارية.

أولاً : الحل باعتبار التركيز بالمولارية :

وفيه نعتمد على المعادلة الكيميائية الموزونة :

$$H_2SO_4 + 2KOH \longrightarrow K_2SO_4 + 2H_2O$$

ومن المعادلة :

عدد مولات هيدروكسيد الصوديوم = ٢ × عدد مولات حمض الكبريت.

$$2\ (M\ V)_{H_2SO_4} = (M'V')_{KOH}$$

$$2 \times 0.11 \times V_{H_2SO_4} = (0.0065)$$

$$V_{H_2SO_4} = \frac{0.0065}{2 \times 0.11}$$

$$V_{H_2SO_4} = 0.0295\ L$$

$$V_{H_2SO_4} = 29.5\ ml$$

ثانياً : الحل باعتبار التركيز بالعيارية

نحول التركيز بالمولارية إلى التركيز بالعيارية باستخدام العلاقة :

$$N_{H_2SO_4} = M_{H_2SO_4} \cdot n_{H^+}$$

$$N_{H_2SO_4} = 0.11 \times 2$$

$$N_{H_2SO_4} = 0.22\ N$$

ثم نحول عدد المولات للقاعدة إلى مكافئات جرامية باستخدام العلاقة :

$$Eq_{NaOH} = n_{NaOH} \times n_{OH^-}$$

$$Eq_{NaOH} = 0.0065 \times 1$$

$$Eq_{NaOH} = 0.0065\ eq$$

ثم نطبق العلاقة التالية والتي لا نعتمد فيها على المعادلة كما فعلنا في المولارية :

عدد مكافئات حمض الكبريت = عدد مكافئات هيدروكسيد البوتاسيوم

$$(N \times V)_{H_2SO_4} = (N' \times V')_{KOH}$$

$$(0.22 \times V)_{H_2SO_4} = (0.0065)_{KOH}$$

$$V_{H_2SO_4} = \left(\frac{0.0065}{0.22}\right)$$

$$V_{H_2SO_4} = 0.0295\ L$$

$$V_{H_2SO_4} = 29.5\ ml$$

مثال (٢)

لديك التفاعل التالي :

$$H_2SO_4 + Ba(OH)_2 \longrightarrow BaSO_4 + 2H_2O$$

فإذا تفاعل (12 mmol) من الحمض مع القاعدة $Ba(OH)_2$. فاحسب وزن القاعدة اللازم لإتمام التفاعل.

(علماً بأن الكتل الذرية : (Ba = 137, O = 16, H = 1).

مثال (٣)

احسب حجم (0.211 N) من هيدروكسيد الصوديوم اللازم للتفاعل مع (0.6213 g) من حمض الأوكساليك ($H_2C_2O_4$).

معادلة التفاعل هي :

$$HOOC\text{-}COOH + 2NaOH \longrightarrow NaOOC\text{-}COONa + 2H_2O$$

علماً بأن الكتل الذرية : (C = 12, H = 1, O = 16).

الحل

يمكن حل هذه المسألة بإحدى طريقتين إما بالتعبير عن التركيز بالمولارية أو العيارية. وقبل البدء بإحدى هاتين الطريقتين نحسب الوزن الجزيئي لحمض الأوكساليك (Mw) وكذلك الوزن المكافئ (Ew) .

$$Mw_{H_2C_2O_4} = (2\times1)+(2\times12)+(4\times16) = 90 \text{ g/mol}$$

$$Ew_{H_2C_2O_4} = \frac{Mw}{n_{H^+}} = \frac{90}{2} = 45 \text{ g/eq}$$

أولا : الحل باعتبار التركيز بالعيارية

وفي هذه الحالة لا نعتمد على المعادلة الكيميائية :

عدد مكافئات حمض الأوكساليك = عدد مكافئات هيدروكسيد الصوديوم

$$(NV)_{H_2C_2O_4} = (N'V')_{NaOH}$$

$$\left(\frac{m}{Ew}\right)_{H_2C_2O_4} = (0.211 \times V')_{NaOH}$$

$$\left(\frac{0.6213\ g}{45\ g/eq}\right)_{H_2C_2O_4} = (0.211 \times V')_{NaOH}$$

$$0.01381\ eq = (0.211 \times V')_{NaOH}$$

$$V'_{NaOH} = \left(\frac{0.01381\ eq}{0.211\ eq/L}\right)$$

$$V'_{NaOH} = 0.06545\ L$$

$$V'_{NaOH} = 65.45\ ml$$

ثانياً : الحل باعتبار التركيز بالمولارية

وفيه نعتمد على المعادلة :

$$HOOC\text{-}COOH + 2NaOH \longrightarrow NaOOC\text{-}COONa + 2H_2O$$

نحول التركيز العياري لهيدروكسيد الصوديوم إلى تركيز مولاري باستخدام العلاقة :

$$N_{NaOH} = M_{NaOH} \cdot n_{OH^-}$$

$$M_{NaOH} = \left(\frac{N_{NaOH}}{n_{OH^-}}\right)$$

$$M_{NaOH} = \left(\frac{0.211}{1}\right)$$

$$M_{NaOH} = 0.211\ M$$

أي أن التركيز العياري هو نفسه التركيز المولاري.

ومن المعادلة السابقة فإن :

عدد مولات القاعدة = ٢ × عدد مولات الحمض

$$2(M \times V)H_2C_2O_4 = (M' \times V')_{NaOH}$$

$$2 \times \left(\frac{m}{Mw}\right)_{H_2C_2O_4} = (0.211 \times V')_{NaOH}$$

$$2 \times \left(\frac{0.6213}{90}\right)_{H_2C_2O_4} = (0.211 \times V')_{NaOH}$$

$$2 \times \left(\frac{0.6213}{90}\right)_{H_2C_2O_4} = (0.211 \times V')_{NaOH}$$

$$0.01381 = (0.211 \times V')_{NaOH}$$

$$V'_{NaOH} = \left(\frac{0.01381}{0.211}\right)$$

$$V'_{NaOH} = 0.06545 \text{ ml}$$

مثال (٤)

نحتاج إلى ($450\ cm^3$) من محلول (0.1 M) لحامض الفوسفوريك (H_3PO_4) لمعادلة (1 g) من قاعدة مجهولة. فإذا علمت أن جميع هيدروجين حامض الفوسفوريك يستعمل لمعادلة هذه القاعدة. احسب الوزن المكافئ للقاعدة المجهولة.

الحل

نفرض أن المادة القاعدة رمزها (B) وبما أن جميع هيدروجين حامض الفوسفوريك استعمل لمعادلة القاعدة فإن المعادلة يمكن كتابتها بالصورة التالية :

$$H_3PO_4 + 3B \longrightarrow Products$$

ونحل هذه المسألة بناءً على العيارية لأنها هي التي تحوي مفهوم الوزن المكافئ.

نحول أولاً تركيز الحمض من المولارية إلى العيارية وفقاً للعلاقة التالية :

$$N_{H_3PO_4} = (M \cdot n)_{H_3PO_4}$$

$$N_{H_3PO_4} = (0.1 \times 3)_{H_3PO_4}$$

$$N_{H_3PO_4} = 0.3\ N$$

ومن القانون :

عدد مكافئات حمض الفوسفوريك = عدد مكافئات القاعدة B

$$(N \times V)_{H_3PO_4} = (N' \times V')_B$$

$$(N \times V)_{H_3PO_4} = \left(\frac{m}{Ew}\right)_B$$

$$(0.3 \times 0.045)_{H_3PO_4} = \left(\frac{1}{Ew}\right)_B$$

$$0.0135 = \left(\frac{1}{Ew}\right)_B$$

$$Ew_B = \left(\frac{1}{0.0135}\right)$$

$$Ew_B = 74.074$$

حسابات الأس الهيدروجيني

ثابت الحاصل الأيوني للماء (Kw) :

- $pOH + pH = 14$
- $pH = 14 - pOH$
- $pOH = 14 - pH$
- $pH = - \log [H^+]$
- $pOH = - \log [OH^-]$

والماء يتفكك جزئياً كما يلي :

$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$$

ومنه فإن :

$$Kw = [H^+].[OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[H^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{[OH^-]}$$

$$[OH^-] = \frac{Kw}{[H^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{[H^+]}$$

مثال

احسب $[H^+]$ وتركيز $[OH^-]$ لمحلول قاعدة قوية حضر بإذابة (10.2 g) من هيدروكسيد الليثيوم (LiOH) في الماء للحصول على ($500\ cm^3$) من المحلول.

علماً بأن الكتل الذرية : (Li =7, O = 16, H =1).

الحل

القاعدة القوية هي التي تتفكك كلياً في الماء

$$KOH \xrightarrow{H_2O} K^+ + OH^-$$

$$[KOH]=[K^+]=[OH^-]$$

وبالتالي فلو أوجدنا تركيز هيدروكسيد البوتاسيوم $[KOH]$ فإنه هو نفسه تركيز أيون الهيدروكسيد $[OH^-]$.

$$[KOH] = \frac{n_{KOH}}{V_L}$$

$$[KOH] = \frac{\left(\frac{m}{Mw}\right)_{KOH}}{V_L}$$

$$[KOH] = \frac{\left(\frac{10.2}{24}\right)}{\left(\frac{500}{1000}\right)} = 0.85\ M$$

وبالتالي فإن تركيز أيون الهيدروجين $[H^+]$ يحسب من العلاقة التالية :

$$[H^+] = \frac{Kw}{[OH^-]}$$

$$[H^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{0.85}$$

$$[H^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{0.85}$$

$$[H^+] = 1.1765 \times 10^{-14}\ M$$

مثال

احسب $[H^+]$ وتركيز $[OH^-]$ لمحلول درجة الحموضة فيه (pH = 7.4).

معايرات الأحماض والقواعد

الحمض القوي

هو الحمض الذي يتفكك كلياً في الماء.

ومن أمثلته : (HCl, HI, H_2SO_4, $HClO_4$, $HClO_3$, HNO_3...)

$$HCl \xrightarrow{H_2O} H^+ + Cl^-$$

$$H_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} H^+ + HSO_4^- \longrightarrow H^+ + SO_4^{2-}$$

القاعدة القوية

هي التي تتفكك في الماء كلياً. ومن أمثلتها :

($LiOH$, $NaOH$, KOH, $RbOH$, $CsOH$, $Ba(OH)_2$, $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$.

الحمض الضعيف

هو الذي يتفكك جزئياً في الماء.

القاعدة الضعيفة

هي التي تتفكك جزئياً في الماء.

معايرات الأحماض والقواعد

حدد نوع الوسط عند نقطة النهاية في المعايرات التالية

نوع الحمض والقاعدة	الوسط عند نقطة النهاية	أمثلة لتفاعلات الحمض والقاعدة
حمض قوي + قاعدة قوية	الوسط متعادل حيث : (pH = 7)	$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$
حمض قوي + قاعدة ضعيفة	يكون الوسط حامضياً (pH أصغر من ٧).	$HCl + NH_3 \longrightarrow NH_4Cl + H_2O$ $NH_4Cl \xrightarrow{H_2O} NH_4^+ + Cl^-$ $NH_4^+ + H_2O \longrightarrow NH_3 + H_3O^+$
حمض ضعيف + قاعدة قوية	يكون الوسط قاعدياً (pH) أكبر من ٧	$CH_3COOH + NaOH \longrightarrow CH_3COONa + H_2O$ $CH_3COONa \xrightarrow{H_2O} CH_3COO^- + Na^+$ $CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$
حمض ضعيف مع قاعدة ضعيفة	أ) إذا كان تفكك الحمض الضعيف أكبر من تفكك القاعدة الضعيفة فإن الوسط عند نقطة النهاية يكون حمضياً.	
	ب) إذا كان تفكك القاعدة الضعيفة أكبر من تفكك الحمض الضعيف فإن الوسط عند نقطة النهاية يكون قاعدياً.	
	ج) إذا كان تفكك الحمض الضعيف يساوي تفكك القاعدة الضعيفة فإن الوسط عند نقطة النهاية يكون متعادلاً.	

مزيد من القراءة

مخاطر الأحماض والقواعد

تسبب الحموض والقواعد القوية مخاطر وأضراراً لمختلف أنواع الخلايا الحية، فعند ملامسة الحوامض والقواعد لجزء من الجسم فإنها تسبب الحروق الكيميائية، وهي مشابهة للحروق الناتجة عن الحرارة، وتعالج بطريقة مماثلة في أغلب الأحيان.

وكما أن للحوامض مخاطر فإن لها فوائد، منها أن حمض الكبريتيك (H_2SO_4) يستعمل في بطاريات السيارات، وفي فتح بالوعات المجاري وخاصة تلك التي سدت بالشعر. ويستعمل حمض الهيدروكلوريك في الدباغة وفي تنظيف البالوعات (لإذابة كربونات الكالسيوم المترسبة)، ويستعمل حمض الفسفور لإنتاج المخصبات الفوسفاتية مثل : فوسفات الأمونيوم الذي يحضر بتفاعل الحامض مع الأمونيا.

وإذا تناول الإنسان خطأ كمية من محلول حمض الكبريتيك المركز أو محلول حمض الهيدروكلوريك المركز أو أي محلول مركز لأي حامض قوي، فإن ذلك يسبب تلفاً للجهاز الهضمي، فيمكن أن يؤدي ابتلاع (10 ml) من حمض الكبريتيك إلى الوفاة. لذلك يجب الحذر عند التعامل مع المحاليل المركزة للأحماض، وأن يمتد هذا الحذر للمحاليل المخففة أيضاً.

ومن القواعد التي تجد لها استعمالات متعددة هيدروكسيد الصوديوم فهي تستعمل أيضاً لفتح البالوعات ولتنظيف الأفران، وهي من المواد الخطرة التي تسبب تلفاً لجلد الإنسان عند الملامسة فيجب الحذر منها.

وهناك بعض المواد التي لها خواص قاعدية وتستعمل في الغسيل مثل كربونات وسيليكات وبورات الصوديوم التي تسبب تلفاً لأنسجة الجهاز الهضمي، إذا دخلت الجوف، كما تتلف أنسجة العين إذا أصابتها.

ويجب أنلا نعتقد أن الحوامض والقواعد القوية هي الوحيدة التي تسبب أضراراً للجسم إذا أسئ استعمالها، فإن الحوامض والقواعد الضعيفة تسبب أخطاراً أيضاً. فالأمونيا مثلاً قاعدة ضعيفة، لكن لها رائحة نفاذة تسبب تهيجاً للجهاز التنفسي، وقد يؤدي تنفس كمية كبيرة من غاز الأمونيا إلى تشنج (تقلص عضلي لا إرادي) في الشعيبات القصبية قد يؤدي إلى الموت. لكن من حسن الحظ أن رائحة الأمونيا الحادة اللاسعة تبعد الأشخاص عن مكان وجودها قبل أن تصل الكمية المستنشقة إلى الحد السمي.

أما سيانيد الهيدروجين HCN وهو من الحوامض الضعيفة، فإن سميته عالية جداً، إذ أنها توقف عمل الإنزيمات الضرورية لإنتاج الطاقة في عملية التأكسد الحيوي.

التجربة الأولى : تعيين تركيز محلول هيدروكسيد الصوديوم القاعدي (NaOH) بمعايرته بمحلول قياسي من حمض الهيدروكلوريك (HCl)

الفصل الخامس

تجارب الكيمياء العامة

التجربة الأولى

تعيين تركيز محلول هيدروكسيد الصوديوم القاعدي (NaOH) بمعايرته بمحلول قياسي من حمض الهيدروكلوريك (HCl)

التجربة الأولى

تعيين تركيز محلول هيدروكسيد الصوديوم القاعدي (NaOH) بمعايرته بمحلول قياسي من حمض الهيدروكلوريك (HCl)

فكرة التجربة

تهدف هذه التجربة إلى تعيين تركيز محلول هيدروكسيد الصوديوم وذلك بمعايرته مع محلول كاشف من حمض الكلور القياسي معلوم التركيز (0.1 N). ويتفاعل هيدروكسيد الصوديوم مع حمض الكلور وفقاً للمعادلة التالية :

$$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$$

وعند نقطة النهاية يكون الوسط متعادلاً وباستخدام دليل الفينولفثالين فإن لونه عند هذه النقطة يتغير من الأحمر الوردي في الوسط القاعدي إلى عديم اللون.

الأدوات والمواد المستخدمة

- دورق مخروطي سعته (250 ml).
- ماصة سعتها (10 ml).
- سحاحة سعتها (50 ml).
- حمض الكلور (HCl) معلوم التركيز (0.1 N).

التجربة الأولى : تعيين تركيز محلول هيدروكسيد الصوديوم القاعدي (NaOH) بمعايرته بمحلول قياسي من حمض الهيدروكلوريك (HCl)

- محلول هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) المجهول التركيز.
- كأس سعة (100 ml) يوضع به حمض الهيدروكلوريك (HCl).
- كأس سعة (100 ml) يوضع به هيدروكسيد الصوديوم (NaOH)
- قارورة غسيل بلاستيكية تملأ بالماء المقطر.
- دليل الفينولفثالين (ph. ph).
- دليل الميثيل البرتقالي (M. O).

خطوات التجربة

١) اغسل السحاحة بالماء العادي ثم بالماء المقطر مرتين أو ثلاثاً ثم اغسلها بمحلول حمض الهيدروكلوريك (HCl) .

٢) املأ السحاحة مستخدماً قمع بحمض الهيدروكلوريك (HCl) ذو التركيز (0.1 N) حتى يصل الحمض أعلاها ثم افتح صمام التحكم السفلي بالسحاحة لإنزال مستوى الحمض بالسحاحة حتى العلامة صفر.

٣) اغسل دورقاً مخروطياً سعته (250 ml) بالماء العادي ثم بالماء المقطر.

٤) اغسل ماصة سعتها (10 ml) بالماء المقطر ثم بمحلول هيدروكسيد الصوديوم (NaOH).

٥) اسحب (10 ml) من محلول هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) بالماصة ثم ضعها بالكامل في الدورق المخروطي. وإذا بقي شيء من المحلول في نهاية الماصة فاحرص على إنزاله في الدورق برطم نهايتها برفق بقاع الدورق المخروطي.

٦) أضف قطرتين أو ثلاثاً من دليل الفينولفثالين (ph.ph) على المحلول بالدورق المخروطي (محلول NaOH) لتحصل على اللون الأحمر الوردي.

٧) ابدأ المعايرة بإضافة حمض الهيدروكلوريك (HCl) الموجود بالسحاحة تدريجياً إلى محلول هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) الموجود بالدورق المخروطي مع رج الدورق المخروطي باستمرار أثناء المعايرة.

وعند نقطة النهاية (end point – e.p) وهي النقطة التي يتفاعل عندها جميع هيدروكسيد الصوديوم في الدورق المخروطي مع الحمض وفقاً للتفاعل التالي :

$$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$$

فإن الدليل يصبح **لا لون له.** وعند الحصول على هذا التغير في اللون نوقف المعايرة على الفور.

٨) سجل حجم محلول حمض الهيدروكلوريك (HCl) الذي عايرت به القاعدة.

٩) تخلص من المحلول الموجود في الدورق المخروطي واغسله بالماء المقطر، ثم خذ (10 ml) جديدة من القاعدة (NaOH) وأضف إليها قطرتين أو ثلاثاً من دليل الفينولفثالين ثم ابدأ المعايرة من جديد حتى تصل إلى نقطة النهاية وسجل هذه القراءة.

١٠) كرر الخطوة السابقة (خطوة ٩) مرة ثالثة ثم سجل حجم الحمض الذي عايرت به.

١١) سجل حجوم الحمض التي حصلت عليها في الفقرات (٨، ٩، ١٠) في جدول (١) بقسم النتائج ثم أوجد متوسط هذه الحجوم بجمعها ثم قسمتها على (٣).

١٢) تخلص من المحلول الموجود في الدورق المخروطي واغسله بالماء المقطر، ثم خذ (10 ml) جديدة من القاعدة (NaOH) وأضف إليها قطرتين أو ثلاثاً من **دليل الميثيل البرتقالي (M. O)** وابدأ المعايرة حتى نقطة النهاية والتي فيها يتحول لون دليل الميثيل البرتقالي في الوسط القاعدي من اللون الأصفر البرتقالي إلى اللون الأحمر.

١٣) كرر خطوة (١١) مرتين وسجل حجم الحمض ثم خذ متوسط الحجم للقراءات الثلاث وسجلها في الجدول المرفق بالنتائج (جدول ٢).

التجربة الأولى : تعيين تركيز محلول هيدروكسيد الصوديوم القاعدي (NaOH) بمعايرته بمحلول قياسي من حمض الهيدروكلوريك (HCl)

النتائج والحسابات

جدول (١) : النتائج باستخدام دليل الفينولفثالين (ph.ph)

الحجم الابتدائي لمحلول (HCl) بالسحاحة	الحجم النهائي لمحلول (HCl) بالسحاحة	حجم HCl اللازم للمعايرة V_{HCl} (الفرق بين الحجم الابتدائي والحجم النهائي)	متوسط حجم حمض الهيدروكلوريك (V_{HCl}) (مجموع الحجوم اللازمة للمعايرة على عددها)

حساب تركيز (NaOH) المجهول :

$$(N \times V)_{acid} = (N' \times V')_{base}$$

$$(N \times V)_{HCl} = (N' \times V')_{NaOH}$$

$$N'_{NaOH} = \frac{(N \times V)_{HCl}}{V'_{NaOH}}$$

$$N'_{NaOH} = \frac{(0.1 \times V)_{HCl}}{10}$$

$$N'_{NaOH} = \frac{0.1 \times V_{HCl}}{10}$$

$$N'_{NaOH} = \text{.....}$$

حساب تركيز القاعدة بوحدة ($C_{g/L}$) حيث :

$$m_{(g)} = N_{(NaOH)} \cdot Ew_{(NaOH)} \cdot V_L$$

$$\frac{m_{(g)}}{V_L} = N_{(NaOH)} \cdot Ew_{(NaOH)}$$

$$C_{g/L} = N_{(NaOH)} \cdot Ew_{(NaOH)}$$

$$C_{g/L} = N_{(NaOH)} \cdot \left(\frac{40}{1}\right)$$

$$C_{g/L} = \text{.....} \times \left(\frac{40}{1}\right)$$

التجربة الأولى : تعيين تركيز محلول هيدروكسيد الصوديوم القاعدي (NaOH) بمعايرته بمحلول قياسي من حمض الهيدروكلوريك (HCl)

جدول (٢) : النتائج باستخدام دليل الميثيل البرتقالي (M.O)

الحجم الابتدائي لمحلول (HCl) بالسحاحة	الحجم النهائي لمحلول (HCl) بالسحاحة	حجم HCl اللازم للمعايرة V_{HCl} (الفرق بين الحجم الابتدائي والحجم النهائي)	متوسط حجم حمض الهيدروكلوريك (V_{HCl}) (مجموع الحجوم اللازمة للمعايرة على عددها)

حساب تركيز (NaOH) المجهول :

$$(N \times V)_{acid} = (N' \times V')_{base}$$

$$(N \times V)_{HCl} = (N' \times V')_{NaOH}$$

$$N'_{NaOH} = \frac{(N \times V)_{HCl}}{V'_{NaOH}}$$

$$N'_{NaOH} = \frac{(0.1 \times V)_{HCl}}{10}$$

$$N'_{NaOH} = \frac{0.1 \times V_{HCl}}{10}$$

$$N'_{NaOH} = \text{.....}$$

تطبيقات حسابية

مثال (١)

اشتق منحنى المعايرة لـ (50 ml) من HCl ذو التركيز (0.1 M).

احسب (pH) بعد كل إضافة من القاعدة (NaOH) وأكمل الجدول التالي :

حجم القاعدة المضاف (حجم NaOH بالملليتر)	قيمة (pH)
0	
10	
25	
40	
45	
50	
51	
55	
60	

التجربة الثانية : تعيين تركيز حمض الخل (CH_3COOH) بمعايرته بمحلول هيدروكسيد الصوديوم ($NaOH$)

التجربة الثانية

تعيين تركيز حمض الخل(CH_3COOH) بمعايرته بمحلول هيدروكسيد الصوديوم ($NaOH$)

التجربة الثانية

تعيين تركيز حمض الخل(CH_3COOH) بمعايرته بمحلول هيدروكسيد الصوديوم (NaOH)

فكرة التجربة

في هذه التجربة سنعين تركيز حمض ضعيف (هو حمض الخل) بمعايرته بمحلول هيدروكسيد الصوديوم (قاعدة قوية) ذو التركيز (0.1 N). وتكون معادلة التفاعل على الصورة التالية :

$$CH_3COOH + NaOH \longrightarrow CH_3COONa + H_2O$$

الأدوات والمواد المستخدمة

- دورق مخروطي سعته (250 ml).
- ماصة سعتها (10 ml).
- سحاحة سعتها (50 ml).
- حمض الخل (CH_3COOH) (مجهول التركيز).
- محلول هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) معلوم التركيز (0.1 N)
- كأس سعة (100 ml) يوضع به حمض الخل (CH_3COOH)
- كأس سعة (100 ml) يوضع به هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) المعلوم التركيز (0.1 N).
- قارورة غسيل بلاستيكية تملأ بالماء المقطر.
- دليل الفينولفثالين (Ph.Ph).

التجربة الثانية : تعيين تركيز حمض الخل (CH_3COOH) بمعايرته بمحلول هيدروكسيد الصوديوم ($NaOH$)

خطوات التجربة

١) اغسل السحاحة بالماء العادي ثم بالماء المقطر مرتين أو ثلاثاً ثم اغسلها بمحلول حمض الخل (CH_3COOH) .

٢) املأ السحاحة مستخدماً قمع بحمض الخل (CH_3COOH) المجهول التركيز حتى يصل الحمض أعلاها ثم افتح صمام التحكم السفلي بالسحاحة لإنزال مستوى الحمض بالسحاحة حتى العلامة صفر.

٣) اغسل دورقاً مخروطياً سعته (250 ml) بالماء العادي ثم بالماء المقطر.

٤) اغسل ماصة سعتها (10 ml) بالماء المقطر ثم بمحلول هيدروكسيد الصوديوم ($NaOH$).

٥) اسحب (10 ml) من محلول هيدروكسيد الصوديوم ($NaOH$) ذي التركيز (0.1 N) بالماصة ثم ضعها بالكامل في الدورق المخروطي. وإذا بقي شيء من المحلول في نهاية الماصة فاحرص على إنزاله في الدورق برطم نهايتها برفق بقاع الدورق المخروطي.

٦) أضف قطرتين أو ثلاثاً من دليل الفينولفثالين (ph.ph) على المحلول بالدورق المخروطي (محلول $NaOH$) لتحصل على اللون الأحمر الوردي.

التجربة الثانية : تعيين تركيز حمض الخل (CH_3COOH) بمعايرته بمحلول هيدروكسيد الصوديوم ($NaOH$)

٧) ابدأ المعايرة بإضافة حمض الخل (CH_3COOH) الموجود بالسحاحة تدريجياً إلى محلول هيدروكسيد الصوديوم ($NaOH$) الموجود بالدورق المخروطي مع رج الدورق المخروطي باستمرار أثناء المعايرة. **وعند نقطة النهاية** (end point – e.p) وهي النقطة التي يتفاعل عندها جميع هيدروكسيد الصوديوم في الدورق المخروطي مع حمض الخل وفقاً للتفاعل التالي :

$$CH_3COOH + NaOH \longrightarrow CH_3COONa + H_2O$$

عند هذه النقطة فإن الدليل يتحول لونه من أحمر وردي إلى عديم اللون وعند الحصول على هذا التغير في اللون نوقف المعايرة على الفور.

٨) سجل الحجم الذي أنزلته من محلول حمض الخل (CH_3COOH) والذي عنده صار دليل الفينولفثالين لا لون له.

٩) تخلص من المحلول الموجود في الدورق المخروطي واغسله بالماء المقطر، ثم خذ (10 ml) جديدة من القاعدة ($NaOH$) وأضف إليها قطرتين أو ثلاثاً من دليل الفينولفثالين ثم ابدأ المعايرة من جديد حتى تصل إلى نقطة النهاية وسجل هذه القراءة.

١٠) كرر الخطوة السابقة (خطوة ٩) مرة ثالثة ثم سجل حجم الحمض الذي عايرت به.

١١) أوجد متوسط الحجوم من حمض الخل التي حصلت عليها بجمعها ثم قسمة الناتج على (٣) إن كنت أجريتها ثلاث مرات كما سبق.

التجربة الثانية : تعيين تركيز حمض الخل (CH_3COOH) بمعايرته بمحلول هيدروكسيد الصوديوم ($NaOH$)

النتائج والحسابات

جدول (١) : النتائج باستخدام دليل الفينولفثالين (ph.ph)

الحجم الابتدائي لمحلول (CH_3COOH) بالسحاحة	الحجم النهائي لمحلول (CH_3COOH) بالسحاحة	حجم حمض الخل اللازم للمعايرة V_{CH_3COOH} (الفرق بين الحجم الابتدائي والحجم النهائي)	متوسط حجم حمض الخل V_{CH_3COOH} (مجموع الحجوم اللازمة للمعايرة على عددها)

حساب تركيز حمض الخل (N_{CH_3COOH}) المجهول :

$$(N \times V)_{acid} = (N' \times V')_{base}$$

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

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

$$N_{CH_3COOH} = \frac{(0.1 \times 10)_{NaOH}}{V_{CH_3COOH}}$$

$$N_{CH_3COOH} = \frac{0.1 \times 10}{V_{CH_3COOH}}$$

$$N_{CH_3COOH} = \text{.....}$$

حيث أن (V_{CH_3COOH}) متوسط حجم حمض الخل.

التجربة الثانية : تعيين تركيز حمض الخل (CH_3COOH) بمعايرته بمحلول هيدروكسيد الصوديوم ($NaOH$)

حساب تركيز الحمض بوحدة ($C_{g/L}$) حيث :

$$m_{(g)} = N_{(CH_3COOH)} \cdot Ew_{(CH_3COOH)} \cdot V_L$$

$$\frac{m_{(g)}}{V_L} = N_{(CH_3COOH)} \cdot Ew_{(CH_3COOH)}$$

$$C_{g/L} = N_{(CH_3COOH)} \cdot Ew_{(CH_3COOH)}$$

$$C_{g/L} = N_{(CH_3COOH)} \cdot \left(\frac{60}{1}\right)$$

$$C_{g/L} = \ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots \times \left(\frac{60}{1}\right)$$

التجربة الثانية : تعيين تركيز حمض الخل (CH_3COOH) بمعايرته بمحلول هيدروكسيد الصوديوم (NaOH)

تطبيقات حسابية

مثال (١)

إذا عوير (50 ml) من عينة من حمض الخل بواسطة (0.1 M) من هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) فإذا كان حجم هيدروكسيد الصوديوم اللازم للمعايرة يساوي (35 ml) احسب وزن حمض الخل الموجود في العينة.

الحل

معادلة التفاعل هي :

$$CH_3COOH + NaOH \longrightarrow CH_3COONa + H_2O$$

من المعادلة :

عدد مولات حمض الخل (CH_3COOH) = عدد مولات القاعدة (NaOH)

$$(MV)_{CH_3COOH} = (M'V')_{NaOH}$$

$$\left(\frac{m}{Mw}\right)_{CH_3COOH} = (M' \cdot V')_{NaOH}$$

$$\left(\frac{m}{60\ g\ mol^{-1}}\right)_{CH_3COOH} = \left(0.1\ mol\ L^{-1} \times 0.035\ L\right)_{NaOH}$$

$$\left(\frac{m}{60\ g\ mol^{-1}}\right)_{CH_3COOH} = (0.0035\ mol)_{NaOH}$$

$$m = 60\ g\ mol^{-1} \times 0.0035\ mol$$

$$m = 0.21\ g$$

التجربة الثانية : تعيين تركيز حمض الخل (CH_3COOH) بمعايرته بمحلول هيدروكسيد الصوديوم (NaOH)

مثال (٢)

تمت معايرة (10.0 ml) من محلول حامض الخل التجاري، فاستهلكت (35.0 ml) من محلول (NaOH) ذي التركيز (0.1 M) لبلوغ نقطة النهاية.

احسب :

أ) اكتب معادلة كيميائية موزونة للتفاعل السابق.

ب)احسب تركيز حمض الخل معبراً عنه بالمولارية.

ج) احسب تركيز حمض الخل معبراً عنه بالعيارية.

د) احسب تركيز حمض الخل معبراً عنه بـ (g/L).

هـ) احسب تركيز حمض الخل معبراً عنه بـ (g/100 ml)

الحل

أ) معادلة التفاعل :

$$CH_3COOH + NaOH \longrightarrow CH_3COONa + H_2O$$

ب) حساب تركيز الحمض بالمولارية :

من المعادلة :

عدد مولات حمض الخل (CH_3COOH) = عدد مولات القاعدة (NaOH)

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

$$(M \times 0.010\ L)_{CH_3COOH} = (0.1\ mol\ L^{-1} \times 0.035\ L)_{NaOH}$$

$$M_{CH_3COOH} = \frac{(0.1\ mol\ L^{-1} \times 0.035\ L)_{NaOH}}{(0.010\ L)_{CH_3COOH}}$$

$$M_{CH_3COOH} = 0.35\ mol/L$$

$$M_{CH_3COOH} = 0.35\ M$$

ج) حساب تركيز الحمض بالعيارية :

من الفقرة السابقة (ب) حصلنا على تركيز الحمض بالمولارية وبالتالي نحوله إلى عيارية بالعلاقة التالية :

$$N_{CH_3COOH} = M_{CH_3COOH} \times n_{H^+}$$

$$N_{CH_3COOH} = 0.35\ mol\ L^{-1} \times 1\ eq\ mol^{-1}$$

$$N_{CH_3COOH} = 0.35\ eq\ L^{-1}$$

$$N_{CH_3COOH} = 0.35\ N$$

د) حساب تركيز حمض الخل بوحدة $C_{g/L}$:

$$(C_{g/L})_{CH_3COOH} = M \cdot Mw$$

$$(C_{g/L})_{CH_3COOH} = 0.35 \times 60$$

$$(C_{g/L})_{CH_3COOH} = 21\ g/L$$

هـ) حساب تركيز حمض الخل بوحدة $C_{g/100L}$:

$$(C_{g/1000L})_{CH_3COOH} = 21\ g/1000\ ml$$

$$\Rightarrow (C_{g/100})_{CH_3COOH} = \frac{21\ g/1000\ ml}{10}$$

$$\Rightarrow (C_{g/L})_{CH_3COOH} = 2.1\ g/100$$

التجربة الثانية : تعيين تركيز حمض الخل (CH_3COOH) بمعايرته بمحلول هيدروكسيد الصوديوم (NaOH)

مثال (٣)

خفف (50.0 ml) من عينة خل تجاري كثافته (1.06 g/ml) إلى (500 ml) في دورق قياسي. استهلكت معايرة (50 ml) من المحلول الأخير حجماً مقداره (42.5 ml) من محلول (NaOH) ذو التركيز (0.0900 N) للوصول إلى نقطة تكافؤ الفينولفثالين.

عبر عن محتوى الحمض الموجود في عينة الخل بـ :

ب) g/L ج) g/100 ml النسبة المئوية الوزنية.

الحل

أولاً : نوجد أولاً التركيز للحمض الذي عايرناه باتباع قانون التخفيف :

$$\underbrace{(N\,V)_{CH_3COOH}}_{\text{before dilution}} = \underbrace{(N'\,V')_{CH_3COOH}}_{\text{after dilution}}$$

$$\underbrace{(N \times 50)_{CH_3COOH}}_{\text{before dilution}} = \underbrace{(N' \times 500)_{CH_3COOH}}_{\text{after dilution}}$$

لكن التركيزين قبل وبعد مجهولين لذلك سنستعين بالمعايرة للمحلول بعد التخفيف ومنه سنوجد التركيز قبل التخفيف.

عدد المكافئات لحمض الخل = عدد المكافئات لهيدروكسيد الصوديوم

التجربة الثانية : تعيين تركيز حمض الخل (CH_3COOH) بمعايرته بمحلول هيدروكسيد الصوديوم ($NaOH$)

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

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

$$N_{CH_3COOH} = \frac{(0.090\ eq\ L^{-1} \times 0.0425\ L)_{NaOH}}{0.050\ L}$$

$$N_{CH_3COOH} = 0.0765\ eq/L$$

$$N_{CH_3COOH} = 0.0765\ N$$

وهذا يمثل تركيز حمض الخل قبل التخفيف وبتطبيق العلاقة :

$$\underbrace{(N\,V)_{CH_3COOH}}_{\text{before dilution}} = \underbrace{(N'\,V')_{CH_3COOH}}_{\text{after dilution}}$$

$$\underbrace{(N \times 50)_{CH_3COOH}}_{\text{before dilution}} = \underbrace{(0.0765 \times 500)_{CH_3COOH}}_{\text{after dilution}}$$

$$N_{CH_3COOH} = \frac{(0.0765 \times 500)}{50}$$

$$N_{CH_3COOH} = 0.765\ N$$

وللتعبير عن تركيز الخل في العينة بوحدة Cg/L :

$$(C_{g/L})_{CH_3COOH} = N \,.\, Ew$$

$$(C_{g/L})_{CH_3COOH} = 0.765 \times 60$$

$$(C_{g/L})_{CH_3COOH} = 45.9\ g/L$$

حساب تركيز حمض الخل بوحدة $C_{g/100L}$:

$$(C_{g/1000L})_{CH_3COOH} = 45.9\ g/1000\ ml$$

$$\Rightarrow (C_{g/100})_{CH_3COOH} = \frac{45.9\ g/1000\ ml}{10}$$

$$\Rightarrow (C_{g/L})_{CH_3COOH} = 4.59\ g/100$$

التجربة الثانية : تعيين تركيز حمض الخل (CH_3COOH) بمعايرته بمحلول هيدروكسيد الصوديوم ($NaOH$)

ولحساب النسبة المئوية الوزنية :

نحسب أولاً وزن محلول عينة حمض الخل :

$$d_{sol} = \frac{m_{sol}}{V_{sol}}$$

$$m_{sol} = d_{sol} \cdot V_{sol}$$

$$m_{sol} = (1.06\ g/ml) \times (50\ ml)$$

$$m_{sol} = 53\ g$$

ولحساب وزن الحمض في العينة :

$$m_{CH_3COOH} = N \cdot Ew \cdot V_L$$

$$m_{CH_3COOH} = 0.765 \times \left(\frac{60}{1}\right) \times 0.050$$

$$m_{CH_3COOH} = 2.295\ g$$

وبالتالي فإن النسبة المئوية الوزنية لحمض الخل

$$\%\ Wt = \frac{m_{CH_3COOH}}{m_{solution}} \times 100$$

$$\%\ Wt = \frac{2.295}{53} \times 100$$

$$\%\ Wt = 4.33\ \%$$

التجربة الثانية : تعيين تركيز حمض الخل (CH_3COOH) بمعايرته بمحلول هيدروكسيد الصوديوم (NaOH)

مثال (٤)

احسب pH لمحلول حضر بإضافة (20.0 ml) من محلول NaOH ذو التركيز (0.100 M) إلى (50.0 ml) من محلول حمض الخل ذو التركيز (0.1 M). علماً بأن ثابت تفكك حمض الخل يساوي ($K_a = 1.82 \times 10^{-5}$).

مثال (٥)

احسب pH عند (e.p) عندما يعادل (50.0 ml) من محلول حمض الخل ذو التركيز (0.1 M) مع (50.0 ml) من محلول NaOH ذي التركيز (0.1 M) علماً بأن ثابت التفكك للحمض يساوي ($K_a = 1.82 \times 10^{-5}$).

مثال (٦)

احسب pH لمحلول من حمض الخل حجمه (50 ml) وتركيزه (0.1 M) بعد الإضافات التالية من (NaOH) ذو التركيز (0.1 M).

الحجم المضاف من قاعدة NaOH	pH
0.0 ml	
5 ml	
15 ml	
25 ml	
40.0 ml	
50.0 ml	

التجربة الثالثة

تعيين تركيز حمض الهيدروكلوريك (HCl) باستخدام محلول قياسي من كربونات الصوديوم (Na_2CO_3)

التجربة الثالثة

تعيين تركيز حمض الهيدروكلوريك (HCl)

باستخدام محلول قياسي من كربونات الصوديوم (Na_2CO_3)

مقدمة*

يتفاعل حمض الكلور (HCl) مع كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) كما يلي :

$$2HCl + Na_2CO_3 \longrightarrow CO_2 + H_2O + 2NaCl$$

وهذا يدل على أن مولين من (HCl) قد تفاعلا مع مول واحد من (Na_2CO_3) لإنتاج المواد حسب المعادلة السابقة. ولكن هل تؤدي إضافة مول واحد من (HCl) إلى مول واحد من (Na_2CO_3) إلى تفاعل هذا المول من (HCl) مع نصف مول فقط من (Na_2CO_3) لإعطاء المواد الناتجة حسب المعادلة السابقة مع بقاء نصف مول من (Na_2CO_3) بحالة غير متفاعلة؟

والإجابة هي لا. والسبب أن تكوين المواد الناتجة أعلاه يحصل على مرحلتين :

الأولى : يتفاعل فيها (HCl) مع (Na_2CO_3) كما يلي :

$$HCl + Na_2CO_3 \longrightarrow NaHCO_3 + NaCl$$

أي أن الذي يحدث في البداية هو تحويل كل الموجود من الكربونات إلى بيكربونات.

الثانية : يتفاعل فيها (HCl) مع (Na_2CO_3) كما يلي :

$$HCl + NaHCO_3 \longrightarrow NaCl + H_2O + CO_2$$

أي أن الذي يحدث هو أنه بعد أن لا يجد (HCl) أي كربونات يحولها إلى بيكربونات فإنه يتجه نحو البيكربونات ليحولها إلى ثاني أكسيد الكربون والماء.

مما سبق يتضح أنه إذا كان عدد مولات (HCl) يساوي عدد مولات (Na_2CO_3) فإن الذي يحدث هو التفاعل الأول فقط أي :

$$HCl + Na_2CO_3 \longrightarrow NaHCO_3 + NaCl$$

في حين إذا كان عدد مولات (HCl) يساوي ضعف عدد مولات (Na_2CO_3) فإن الذي يحدث هو التفاعل الأول فالثاني أي التفاعل الكلي المكتوب في بداية هذا الشرح لأن مجموع هذين التفاعلين يعطي ذلك التفاعل كما يلي :

$$HCl + Na_2CO_3 \longrightarrow NaHCO_3 + NaCl$$
$$HCl + NaHCO_3 \longrightarrow NaCl + H_2O + CO_2$$

$$2HCl + Na_2CO_3 \longrightarrow CO_2 + H_2O + 2NaCl$$

ولقد وجد أنه عند إضافة حمض (HCl) إلى (Na_2CO_3) يشرع التفاعل الأول في الحدوث **وعند نقطة نهاية** هذا التفاعل أي باستهلاك كامل الكربونات وتحويلها إلى بيكربونات تكون قيمة الرقم **الهيدروجيني (pH) لمحلول التفاعل يساوي (8.3).**

كما وجد أنه باستمرار إضافة حمض (HCl) حيث يشرع التفاعل الثاني في الحدوث فإنه بتمام هذا التفاعل أي باستهلاك كامل البيكربونات التي تكونت نتيجة التفاعل الأول تكون قيمة الرقم الهيدروجيني (pH) لمحلول التفاعل يساوي (3.8). ومن معرفة المدى من الرقم الهيدروجيني الذي يتغير فيه لون كل من دليل الفينولفثالين (10 – 8.3) ودليل الميثيل البرتقالي (4 – 3.1) فإنه **يمكن استنتاج ما يلي :**

١) **إذا وجد دليل الفينولفثالين** مع محلول الكربونات فإنه بإضافة محلول (HCl) إلى الكربونات سيحدث تغير في لون الدليل حينما تصبح قيمة الرقم الهيدروجيني بين (8.3) و (10) وهذا يحدث بمجرد تمام التفاعل الأول $\left(HCl + Na_2CO_3 \longrightarrow NaHCO_3 + NaCl\right)$ حيث تصبح قيمة الرقم الهيدروجيني (8.3).

٢) إذا وجد دليل الميثيل البرتقالي مع محلول الكربونات فإنه بإضافة (HCl) إلى الكربونات سيحدث تغير في لون الدليل حينما تصبح قيمة الرقم الهيدروجيني بين (3.1) و (4.4) وهذا لا يحدث إلا بعد تمام التفاعل الثاني حيث تصبح قيمة الرقم الهيدروجيني (3.8).

وبناء على ما سبق فإن التفاعل نتيجة إضافة (HCl) إلى (Na_2CO_3) ستكون معادلته إما :

$$HCl + Na_2CO_3 \longrightarrow NaHCO_3 + NaCl$$

أو

$$2HCl + Na_2CO_3 \longrightarrow CO_2 + H_2O + 2NaCl$$

وذلك حسب الدليل المستخدم.

الأدوات والمواد المستخدمة

- دورق مخروطي سعته (250 ml).
- ماصة سعتها (10 ml).
- سحاحة سعتها (50 ml).
- كأس سعة (100 ml) يوضع به حمض الهيدروكلوريك (HCl)
- كأس سعة (100 ml) يوضع به كربونات الصوديوم (Na_2CO_3).
- دليل الميثيل البرتقالي (M.O).
- دليل الفينولفثالين (Ph.Ph).
- قارورة غسيل بلاستيكية تملأ بالماء المقطر.

خطوات التجربة

أولاً : إجراء التجربة باستخدام دليل الفينول فثالين

١) اغسل السحاحة بالماء العادي ثم بالماء المقطر مرتين أو ثلاثاً ثم اغسلها بمحلول حمض الهيدروكلوريك (HCl) .

٢) املأ السحاحة (مستخدماً قمع) بحمض الهيدروكلوريك (HCl) المجهول التركيز حتى يصل الحمض أعلاها ثم افتح صمام التحكم السفلي بالسحاحة لإنزال مستوى الحمض بالسحاحة حتى العلامة صفر.

٣) اغسل دورقاً مخروطياً سعته (250 ml) بالماء العادي ثم بالماء المقطر.

٤) اغسل ماصة سعتها (10 ml) بالماء المقطر ثم اغسلها بمحلول كربونات الصوديوم (Na_2CO_3).

٥) اسحب (10 ml) من محلول كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) ذات التركيز (0.1 N) بالماصة ثم ضعها بالكامل في الدورق المخروطي. وإذا بقي شيء من المحلول في نهاية الماصة فاحرص على إنزاله في الدورق برطم نهايتها برفق بقاع الدورق المخروطي.

٦) أضف قطرتين أو ثلاثاً من دليل **الفينولفثالين** إلى محلول كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) بالدورق المخروطي فيصبح لونه أحمر وردي.

٧) ابدأ المعايرة بإضافة حمض الهيدروكلوريك (HCl) الموجود بالسحاحة تدريجياً إلى محلول كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) الموجود بالدورق المخروطي مع تحريك الدورق المخروطي باستمرار أثناء المعايرة. **وعند نقطة النهاية (end point – e.p) والتي فيها تتحول جميع كربونات الصوديوم إلى بيكربونات الصوديوم يصبح دليل الفينولفثالين عديم اللون وتكون معادلة التفاعل هي :**

$$HCl + Na_2CO_3 \longrightarrow NaHCO_3 + NaCl$$

وعند هذه النقطة – **نقطة النهاية** – يكون قيمة الرقم الهيدروجيني للمحلول (pH = 8.3)، ويكون دليل الفينولفثالين مناسباً اختياره لأن (pH) للمحلول تقع في مداه وهو (10 – 8.3).

٨) سجل في جدول (١) بقسم النتائج، قيمة حجم محلول حمض الهيدروكلوريك (HCl) الذي عايرت به والذي كان لازماً لتحويل لون دليل الفينولفثالين من الأحمر الوردي إلى عديم اللون (الحجم حصلت عليه من فقرة ٧ السابقة).

٩) تخلص من المحلول الموجود في الدورق المخروطي واغسله بالماء المقطر، ثم خذ (10 ml) جديدة من القاعدة (Na_2CO_3) وأضف إليها قطرتين أو ثلاثاً من دليل **الفينولفثالين** ثم ابدأ المعايرة من جديد حتى تصل إلى نقطة النهاية (بتغير لون الدليل من الأحمر الوردي إلى عديم اللون) وسجل حجم الحمض.

١٠) كرر الخطوة السابقة (خطوة ٩) مرة ثالثة ثم سجل حجم الحمض الذي عايرت به.

١١) قم بإيجاد متوسط حجم الحمض الذي عايرت به في الفقرات (٧، ٩، ١٠) وذلك بجمعه ثم قسمته على (٣) وسجل هذه النتيجة في الجدول رقم (١)، وارمز لمتوسط الحجم في هذه

الحالة بالرمز (V_1) حيث أنه حجم الحمض اللازم لإتمام المرحلة الأولى من التفاعل وبالتالي فإن :

$$V_{1(HCl)} = 1/2\ Na_2CO_3$$

وبالتالي فإن حجم الحمض اللازم للحصول على نتائج (CO_2, H_2O, NaCl) يكون ضعف هذا الحجم أي :

$$2V_{1(HCl)} = all\ Na_2CO_3$$

ثانياً : إجراء التجربة السابقة باستخدام دليل الميثيل البرتقالي

١٢) تخلص من المحلول الموجود في الدورق المخروطي واغسله بالماء المقطر، ثم خذ (10 ml) جديدة من القاعدة (Na_2CO_3) وأضف إليها قطرتين أو ثلاثاً من دليل **الميثيل البرتقالي لتحصل على اللون الأصفر البرتقالي.**

١٣) ابدأ المعايرة بإضافة حمض الهيدروكلوريك (HCl) الموجود بالسحاحة تدريجياً إلى محلول كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) الموجود بالدورق المخروطي مع تحريك الدورق المخروطي باستمرار أثناء المعايرة. **وعند نقطة النهاية – (end point e.p) يتحول لون الدليل إلى اللون الأحمر** وعندها يكون جميع كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) في الدورق المخروطي قد تفاعل مع الحمض وفقاً للمعادلة التالية :

$$2HCl + Na_2CO_3 \longrightarrow CO_2 + H_2O + 2NaCl$$

وتتم هذه المعادلة من خلال مرحلتين :

الأولى : تحول كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) إلى بيكربونات الصوديوم ($NaHCO_3$) وملح كلوريد الصوديوم :

$$HCl + Na_2CO_3 \longrightarrow NaHCO_3 + NaCl$$

والثانية : تحول بيكربونات الصوديوم ($NaHCO_3$) بتفاعلها مع (HCl) إلى ملح كلوريد الصوديوم ($NaCl$) والماء (H_2O) وثاني أكسيد الكربون (CO_2) :

$$HCl + NaHCO_3 \longrightarrow NaCl + H_2O + CO_2$$

وعند هذه النقطة – **نقطة النهاية** – تكون قيمة الرقم الهيدروجيني للمحلول ($pH = 3.8$) ويكون دليل الميثيل البرتقالي مناسباً اختياره لأن (pH) تقع في مداه وهو ($4.4 - 3.1$).

١٤) سجل في جدول (٢) بقسم النتائج حجم محلول حمض الهيدروكلوريك (HCl) الذي عايرت به (والذي حصلت عليه من الفقرة ١٣ السابقة) والذي كان لازماً لتحويل لون دليل الميثيل البرتقالي إلى اللون الأحمر.

١٥) تخلص من المحلول الموجود في الدورق المخروطي واغسله بالماء المقطر، ثم خذ ($10\ ml$) جديدة من القاعدة (Na_2CO_3) وأضف إليها قطرتين أو ثلاثاً من دليل **الميثيل**

البرتقالي ثم ابدأ المعايرة من جديد حتى تصل إلى نقطة النهاية وسجل هذه القراءة.

١٦) كرر الخطوة السابقة (خطوة ١٥) مرة ثالثة ثم سجل حجم الحمض الذي عايرت به.

١٧) قم بجمع حجوم حمض الكلور التي حصلت عليها في الفقرات (١٤، ١٥، ١٦) ثم اقسمها على (٣) لتحصل على متوسط هذه الحجوم وسجل هذا المتوسط بالجدول رقم (٢) وارمز له بالرمز (V_2) حيث أن :

$$V_2\ (HCl) = al\ Na_2CO_3$$

التجربة الثالثة : تعيين تركيز حمض الهيدروكلوريك (HCl) باستخدام محلول قياسي من كربونات الصوديوم (Na_2CO_3)

النتائج والحسابات

جدول (١) : النتائج باستخدام دليل الفينولفثالين

الحجم الابتدائي لمحلول (HCl) بالسحاحة	الحجم النهائي لمحلول (HCl) بالسحاحة	حجم HCl اللازم للمعايرة V_{HCl} (الفرق بين الحجم الابتدائي والحجم النهائي)	متوسط حجم حمض الهيدروكلوريك ($V_{1\ (HCl)}$) (مجموع الحجوم اللازمة للمعايرة على عددها)

جدول (٢) النتائج باستخدام دليل الميثيل البرتقالي

الحجم الابتدائي لمحلول (HCl) بالسحاحة	الحجم النهائي لمحلول (HCl) بالسحاحة	حجم HCl اللازم للمعايرة V_{HCl} (الفرق بين الحجم الابتدائي والحجم النهائي)	متوسط حجم حمض الهيدروكلوريك ($V_{2\ (HCl)}$) (مجموع الحجوم اللازمة للمعايرة على عددها)

التجربة الثالثة : تعيين تركيز حمض الهيدروكلوريك (HCl) باستخدام محلول قياسي من كربونات الصوديوم (Na_2CO_3)

أولاً : حساب عيارية حمض الهيدروكلوريك (HCl) باستخدام نتائج دليل الفينولفثالين :

$$V_{1\ (HCl)} = 1/2\ Na_2CO_3$$

$$2V_{1\ (HCl)} = \text{all}\ Na_2CO_3$$

$$(N \times V)_{acid} = (N' \times V')_{base}$$

$$(N \times 2V_1)_{acid} = (N' \times V')_{base}$$

$$(N \times 2V_1)_{HCl} = (N' \times V')_{Na_2CO_3}$$

$$N_{HCl} = \frac{(N' \times V')_{Na_2CO_3}}{2V_{1\ (HCl)}}$$

$$N_{HCl} = \frac{(0.1 \times 10)_{Na_2CO_3}}{2V_{1\ (HCl)}}$$

$$N_{HCl} = \frac{0.1 \times 10}{2 \times .....}$$

$$N_{HCl} = \frac{0.1 \times 10}{.....}$$

$$N_{HCl} = ...$$

حساب تركيز حمض الهيدروكلوريك (HCl) باستخدام نتائج دليل الفينولفثالين بوحدة ($C_{g/L}$) :

$$C_{(g/L)\ (HCl)} = N_{HCl} \times Ew_{HCl}$$

$$C_{(g/L)\ (HCl)} = N_{HCl} \times \left(\frac{Mw_{HCl}}{n_{H^+}}\right)$$

$$C_{(g/L)\ (HCl)} = ... \times \left(\frac{36.5}{1}\right)$$

$$C_{(g/L)\ (HCl)} = ... \text{ g/L}$$

التجربة الثالثة : تعيين تركيز حمض الهيدروكلوريك (HCl) باستخدام محلول قياسي من كربونات الصوديوم (Na_2CO_3)

ثانياً : حساب تركيز حمض الهيدروكلوريك (HCl) باستخدام نتائج دليل الميثيل البرتقالي

$$V_{2\ (HCl)} = \text{all } Na_2CO_3$$

$$(N \times V)_{acid} = (N' \times V')_{base}$$

$$(N \times V_2)_{acid} = (N' \times V')_{base}$$

$$(N \times V_2)_{HCl} = (N' \times V')_{Na_2CO_3}$$

$$N_{HCl} = \frac{(N' \times V')_{Na_2CO_3}}{V_{2\ (HCl)}}$$

$$N_{HCl} = \frac{(0.1 \times 10)_{Na_2CO_3}}{V_{2\ (HCl)}}$$

$$N_{HCl} = \frac{0.1 \times 10}{\text{.....}}$$

$$N_{HCl} = \text{.....}$$

تطبيقات حسابية

مثال (١)

عويرت عينة نقية من كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) وزنها (0.2345 g) مع (40.36 ml) من حمض (HCl).

أ) احسب مولارية الحمض علماً بأن الدليل المستخدم هو دليل الميثيل البرتقالي.

ب) احسب عيارية الحمض.

الحل

معادلة التفاعل هي :

$$2HCl + Na_2CO_3 \longrightarrow CO_2 + H_2O + 2NaCl$$

ومن المعادلة فإن :

عدد مولات الحمض = ٢ × عدد مولات القاعدة

$$(MV)_{HCl} = 2(M'V')_{Na_2CO_3}$$

$$(MV)_{HCl} = 2\left(\frac{m}{Mw}\right)_{Na_2CO_3}$$

$$M_{HCl} = \frac{2\left(\frac{m}{Mw}\right)_{Na_2CO_3}}{V_{HCl}}$$

$$M_{HCl} = \frac{2\times\left(\frac{0.2345}{106}\right)_{Na_2CO_3}}{0.04036}$$

$$M_{HCl} = 0.1096\ M$$

ب) ولحساب عيارية الحمض نتبع العلاقة :

$$N_{HCl} = M_{HCl} \times n_{H^+}$$
$$N_{HCl} = 0.1096 \times 1$$
$$N_{HCl} = 0.1096\ N$$

ويمكن أن نحسب عيارية الحمض من خلال العلاقة :

عدد المكافئات الجرامية لحمض الكلور = عدد المكافئات الجرامية لكربونات الصوديوم

$$(NV)_{HCl} = (N'V')_{Na_2CO_3}$$
$$(NV)_{HCl} = \left(\frac{m}{Ew}\right)_{Na_2CO_3}$$
$$N_{HCl} = \frac{\left(\frac{m}{Ew}\right)_{Na_2CO_3}}{V_{HCl}}$$
$$N_{HCl} = \frac{\left(\frac{0.2345}{106/2}\right)_{Na_2CO_3}}{0.04036}$$
$$N_{HCl} = 0.1096\ N$$

مثال (٢)

عند معايرة (10 ml) من محلول كربونات الصوديوم في وجود دليل الفينولفثالين كان حجم حمض (HCl) (ذو التركيز (0.1 N) واللازم للتعادل هو (30 ml).

أ) احسب حجم حمض (HCl) اللازم للتعادل في وجود دليل الميثيل البرتقالي.

ب) ما وزن (Na_2CO_3) بالجرام لكل (100 ml).

ج) احسب التركيز العياري لمحلول (Na_2CO_3) في وجود دليل الفينولفثالين.

د) احسب التركيز العياري لمحلول (Na_2CO_3) في وجود دليل الميثيل البرتقالي.

هـ) احسب تركيز (Na_2CO_3) بالمولارية.

الحل

أ) من المعلوم أن التغير في لون دليل الميثيل البرتقالي يحدث عندما يستهلك ضعف حجم الحمض المستهلك في حالة دليل الفينولفثالين وبالتالي فإن حجم حمض (HCl) المستهلك في وجود دليل الميثيل البرتقالي هو : ($2 \times 30 = 60$ ml) .

ب) وزن (Na_2CO_3) **بالجرام لكل** (100 ml).

من القاعدة : **عدد مكافئات حمض HCl = عدد مكافئات Na_2CO_3**

$$(N\ V)_{HCl} = (N'\ V')_{Na_2CO_3}$$

$$(N\ V)_{HCl} = \left(\frac{m}{Ew}\right)_{Na_2CO_3}$$

تعتمد قيمة (Ew) في القانون السابق على حجم (HCl) المعوض به.

فإذا عوضنا بالحجم (30 ml) فإن الوزن المكافئ يساوي :

$$Ew = \frac{Mw}{1} = \frac{106}{1} = 106$$

لأن معادلة التفاعل في هذه الحالة :

$$HCl + Na_2CO_3 \longrightarrow NaHCO_3 + NaCl$$

ويستخدم فيها دليل الفينولفثالين.

أما إذا عوضنا بالحجم (60 ml) فإن الوزن المكافئ لـ (Na_2CO_3) :

$$Ew = \frac{Mw}{2} = \frac{106}{2} = 53$$

لأن معادلة التفاعل في هذه الحالة :

$$2HCl + Na_2CO_3 \longrightarrow CO_2 + H_2O + 2NaCl$$

ويستخدم فيها دليل الميثيل البرتقالي.

وفي كلتا الحالتين فإن وزن كربونات الصوديوم ثابت لا يتغير كما نلاحظ فيما يلي :

أولاً : عند التعويض بالحجم (30 ml) (أي في حالة دليل (ph.ph) :

$$(N \cdot V)_{HCl} = (N' \cdot V')_{Na_2CO_3}$$

$$(N \cdot V)_{HCl} = \left(\frac{m}{Ew}\right)_{Na_2CO_3}$$

$$(0.1 \times 0.030)_{HCl} = \left(\frac{m}{106}\right)_{Na_2CO_3}$$

$$0.003 = \left(\frac{m}{106}\right)_{Na_2CO_3}$$

$$m_{Na_2CO_3} = 0.318\ g$$

ثانياً : عند التعويض بالحجم (60 ml) (أي في حالة استخدام دليل الميثيل البرتقالي)

$$(N \cdot V)_{HCl} = (N' \cdot V')_{Na_2CO_3}$$

$$(N \cdot V)_{HCl} = \left(\frac{m}{Ew}\right)_{Na_2CO_3}$$

$$(0.1 \times 0.060)_{HCl} = \left(\frac{m}{106/2}\right)_{Na_2CO_3}$$

$$0.006 = \left(\frac{m}{53}\right)_{Na_2CO_3}$$

$$m_{Na_2CO_3} = 0.318\ g$$

ونلاحظ أن كلا الوزنين المحسوبين ثابت سواءً عوضنا عن الحجم (30 ml) أو (60 ml) والذي يتغير هو الوزن المكافئ.

ج) حساب التركيز العياري لمحلول كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) في وجود دليل الفينولفثالين :

$$(N \cdot V)_{HCl} = (N' \cdot V')_{Na_2CO_3}$$

$$(0.1 \times 0.030)_{HCl} = (N' \times 0.010)_{Na_2CO_3}$$

$$(N')_{Na_2CO_3} = \frac{(0.1 \times 0.030)_{HCl}}{0.010}$$

$$(N')_{Na_2CO_3} = 0.3\ N$$

ونلاحظ أننا عوضنا عن حجم HCl بـ (30 ml) لأن الحجم المستهلك من (HCl) في حالة دليل الفينولفثالين يساوي (30 ml).

د) حساب التركيز العياري لمحلول كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) في وجود دليل الميثيل البرتقالي :

$$(N \cdot V)_{HCl} = (N' \cdot V')_{Na_2CO_3}$$
$$(0.1 \times 0.060)_{HCl} = (N' \times 0.010)_{Na_2CO_3}$$
$$(N')_{Na_2CO_3} = \frac{(0.1 \times 0.060)_{HCl}}{0.010}$$
$$(N')_{Na_2CO_3} = 0.6\ N$$

ونلاحظ أننا عوضنا عن حجم HCl بـ (60 ml) لأن الحجم المستهلك من (HCl) في حالة دليل الميثيل البرتقالي يساوي (60 ml).

هـ) حساب تركيز (Na_2CO_3) بالمولارية في حالة استخدام دليل الميثيل البرتقالي (M.O).

هناك ٣ طرق يمكن من خلالها حساب التركيز بالمولارية :

- **الطريقة الأولى : الطريقة المباشرة**

$$N_{Na_2CO_3} = M_{Na_2CO_3} \cdot n$$
$$M_{Na_2CO_3} = \frac{N_{Na_2CO_3}}{n}$$
$$M_{Na_2CO_3} = \frac{0.6}{2} = 0.3\ M$$

- **الطريقة الثانية** : وفيها نستخدم وزن كربونات الصوديوم الذي أوجدناه بالفقرة (أ) والذي يساوي (0.318 g) حيث :

$$m_{Na_2CO_3} = (M \cdot Mw \cdot V)_{Na_2CO_3}$$
$$0.318 = (M \times 106 \times 0.010)_{Na_2CO_3}$$
$$M_{Na_2CO_3} = \frac{0.318}{106 \times 0.010}$$
$$M_{Na_2CO_3} = 0.3\ M$$

- **الطريقة الثالثة** : وفيها نستخدم العلاقة

$$(Eq)_{Na_2CO_3} = (\text{No. of mole}) \times n$$

وباستخدام العلاقة :

عدد المكافئات الجرامية لحمض الكلور = عدد المكافئات الجرامية لكربونات الصوديوم

$$(Eq)_{HCl} = (Eq)_{Na_2CO_3}$$
$$(N \cdot V)_{HCl} = (n_{Na_2CO_3} \times n)_{Na_2CO_3}$$
$$(0.1 \times 0.060)_{HCl} = (n_{Na_2CO_3} \times 2)_{Na_2CO_3}$$
$$n_{Na_2CO_3} = \frac{(0.1 \times 0.060)_{HCl}}{2}$$
$$n_{Na_2CO_3} = 0.003 \text{ mol}$$

ولحساب التركيز بالمولارية بعد حساب عدد المولات نتبع العلاقة :

$$M_{Na_2CO_3} = \frac{n}{V_L}$$
$$M_{Na_2CO_3} = \frac{0.003}{0.010}$$
$$M_{Na_2CO_3} = 0.3 \text{ M}$$

التجربة الرابعة

تعيين تركيز كل من كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) وبيكربونات الصوديوم ($NaHCO_3$) في مخلوط منهما، باستخدام محلول حمض الهيدروكلوريك القياسي

التجربة الرابعة

تعيين تركيز كل من كربونات الصوديوم وبيكربونات الصوديوم في مخلوط منهما، باستخدام محلول حمض الهيدروكلوريك القياسي

مقدمة

في هذه التجربة سنأخذ خليطاً حجمه (10 ml) من كربونات الصوديوم وبيكربونات الصوديوم ثم نعايره بحمض الكلور لتحديد تركيز مكوناته.

- وسنستخدم **دليل الفينولفثالين (ph. ph)** والذي يتغير فيه لون الدليل عند نقطة النهاية (من الأحمر الوردي إلى عديم اللون) عندما يستهلك مكافئ واحد من الحمض ليحول الكربونات إلى بيكربونات

$$\underbrace{Na_2CO_3 + NaHCO_3}_{solution} \xrightarrow[V_1]{HCl} NaHCO_3 + NaHCO_3 + NaCl$$

أو باختصار :

$$\left(Na_2CO_3 \xrightarrow[V]{HCl} NaHCO_3 + NaCl\right)$$

والمعادلة أعلاه توضح أن حمض الكلور سيتفاعل أولاً مع الكربونات في الخليط (ويترك البيكربونات الموجودة في المخلوط والمشار إليها باللون الأحمر) لذلك فإنه عند نقطة النهاية التي يتغير عندها لون الدليل سيكون لدينا محلولاً يحوي فقط البيكربونات (البيكربونات الناتجة من تفاعل الحمض مع الكربونات (المشار إليها باللون الأزرق) والبيكربونات الموجودة في الأصل مع الخليط والمشار إليها باللون الأحمر في المعادلة).

وإذا رمزنا لحجم الحمض المستهلك بالرمز (V_1) فإن :

التجربة الرابعة : تعيين تركيز كل من كربونات الصوديوم وبيكربونات الصوديوم في مخلوط منهما، باستخدام محلول حمض الهيدروكلوريك القياسي

$$V_1 = V_{HCl}\left(Na_2CO_3 \xrightarrow[V]{HCl} NaHCO_3 + NaCl\right)$$
$$\Rightarrow (V_{1(HCl)} = 1/2\ Na_2CO_3)$$
$$\Rightarrow 2V_1 = \text{all } Na_2CO_3$$

وبالتالي فإن الحجم الذي يكافئ كل الكربونات (ويحولها لاحقاً إلى نواتج نهائية من ثاني أكسيد الكربون والماء والملح) هو ضعف الحجم الذي يحصل فيه تغير لون الدليل أي أن :

$$2V_1 = \text{all } Na_2CO_3 \ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots (1)$$

أما عند استخدام دليل الميثيل البرتقالي (M . O) في المعايرة فإن الحجم الذي سيستخدم من الحمض والذي سنرمز له بالرمز (V_2) سيكون :

- **جزء منه** استهلك لتحويل الكربونات إلى بيكربونات (V_1) $\left(Na_2CO_3 \xrightarrow[V_1]{HCl} NaHCO_3 + NaCl\right)$ ثم **جزء منه مماثل** (V_1) استهلك لتحويل هذه البيكربونات إلى نواتج نهائية: $\left(NaHCO_3 \xrightarrow[V_1]{HCl} CO_2 + H_2O + NaCl\right)$

ويمكن كتابة المرحلتين كما يلي :

$$Na_2CO_3 \xrightarrow[V_1]{HCl} NaHCO_3 + NaCl \xrightarrow[V_1]{HCl} CO_2 + H_2O + NaCl$$

أو دمجهما في مرحلة واحدة كما مر معنا في التجربة السابقة أي :

$$Na_2CO_3 \xrightarrow[2V_1]{2HCl} CO_2 + H_2O + NaCl$$

أي أن الكربونات تستهلك من الحمض ضعف ما تستهلكه في وجود دليل الفينولفثالين (لأنها ستستهلك حجماً قدره (V_1) لتتحول إلى بيكربونات، ثم تستهلك حجماً مماثلاً قدره (V_1) لتتحول البيكربونات إلى $(CO_2, H_2O, NaCl)$

أما الجزء الثالث من حجم الحمض (V_2) فإن بيكربونات الصوديوم الموجودة في المخلوط هي التي تستهلكه. ويمكن كتابة المراحل الثلاث لاستهلاك الحجم (V_2) كما يلي :

$$V_2 = 2V_{1\,(HCl)}\ \left(Na_2CO_3 \longrightarrow CO_2 + H_2O + 2NaCl\right) + V_{HCl}\left(NaHCO_3 \longrightarrow CO_2 + H_2O + NaCl\right)$$

وبالتالي فإن حجم الحمض الذي يكافئ البيكربونات في المخلوط هو :

$$V_{HCl\left(NaHCO_3 \longrightarrow CO_2 + H_2O + NaCl\right)} = V_2 - 2V_{1\ \left(Na_2CO_3 \longrightarrow CO_2 + H_2O + 2NaCl\right)}$$

أو باختصار :

$$\left(V_2 - 2V_1\right) = NaHCO_3 \text{.....(2)}$$

ومن المعادلتين (١) و (٢) يمكن حساب تركيز كل من كربونات الصوديوم وبيكربونات الصوديوم الموجودة في المحلول :

$$2V_1 = \text{all } Na_2CO_3 \text{.....(1)}$$

$$\left(V_2 - 2V\right)_1 = NaHCO_3 \text{.....(2)}$$

وسنستخدم هاتان المعادلتان لا حقاً في النتائج.

الأدوات والمواد المستخدمة

- دورق مخروطي سعته (250 ml).
- ماصة سعتها (10 ml).
- سحاحة سعتها (50 ml).
- كأس سعة (100 ml) يوضع به مخلوط (كربونات الصوديوم وبيكربونات الصوديوم).
- كأس سعة (250 ml) يوضع به حمض الهيدروكلوريك.
- قارورة غسيل بلاستيكية تملأ بالماء المقطر.
- حمض الهيدروكلوريك ذي التركيز (0.1 N)
- مخلوط من كربونات الصوديوم وبيكربونات الصوديوم مجهولي التركيز.
- دليل الفينولفثالين (Ph.Ph).
- دليل الميثيل البرتقالي (M.O).

التجربة الرابعة : تعيين تركيز كل من كربونات الصوديوم وبيكربونات الصوديوم في مخلوط منهما، باستخدام محلول حمض الهيدروكلوريك القياسي

خطوات التجربة

أولاً : إجراء التجربة باستخدام دليل الفينولفثالين

١) اغسل السحاحة بالماء العادي ثم بالماء المقطر مرتين أو ثلاثاً ثم اغسلها بمحلول حمض الهيدروكلوريك (HCl) .

٢) املأ السحاحة (مستخدماً قمع) بحمض الهيدروكلوريك (HCl) حتى يصل الحمض أعلاها ثم افتح صمام التحكم السفلي بالسحاحة لإنزال مستوى الحمض بالسحاحة حتى العلامة صفر.

٣) اغسل دورقاً مخروطياً سعته (250 ml) بالماء العادي ثم بالماء المقطر.

٤) اغسل ماصة سعتها (10 ml) بالماء المقطر ثم اغسلها بمحلول خليط كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) وبيكربونات الصوديوم ($NaHCO_3$).

٥) اسحب (10 ml) من محلول خليط كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) وبيكربونات الصوديوم ($NaHCO_3$) بالماصة ثم ضعها بالكامل في الدورق المخروطي. وإذا بقي شيء من المحلول في نهاية الماصة فاحرص على إنزاله في الدورق برطم نهايتها برفق بقاع الدورق المخروطي.

٦) أضف قطرتين أو ثلاثاً من **دليل الفينولفثالين** (ph.ph) على المحلول بالدورق المخروطي لتحصل على اللون الأحمر الوردي.

٧) ابدأ المعايرة بإضافة حمض الهيدروكلوريك (HCl) الموجود بالسحاحة تدريجياً إلى محلول الخليط الموجود بالدورق المخروطي مع تحريك الدورق المخروطي باستمرار أثناء المعايرة وعند **نقطة النهاية**

(end point – e.p) يختفي اللون الأحمر من المحلول (يصبح المحلول عديم اللون).

٨) سجل الحجم الذي حصلت عليه بالجدول رقم (١) في قسم النتائج.

٩) تخلص من المحلول الموجود في الدورق المخروطي واغسله بالماء المقطر، ثم خذ (10 ml) جديدة من الخليط وأضف إليها قطرتين أو ثلاثاً من **دليل الفينولفثالين** ثم ابدأ المعايرة من جديد حتى تصل إلى نقطة النهاية باختفاء اللون الوردي وسجل هذه القراءة.

١٠) كرر الخطوة السابقة (خطوة ٩) مرة ثالثة ثم سجل حجم الحمض الذي عايرت به ثم خذ المتوسط للحجوم التي حصلت عليها في الفقرات (٧، ٩، ١٠) وارمز لهذا المتوسط بالرمز (V_1) وسجله بالجدول رقم (١).

ثانياً : إجراء تجربة المعايرة باستخدام دليل الميثيل البرتقالي

١١) تخلص من المحلول الموجود في الدورق المخروطي واغسله بالماء المقطر، ثم خذ (10 ml) جديدة من الخليط وأضف إليها قطرتين أو ثلاثاً من دليل **الميثيل البرتقالي** ثم ابدأ المعايرة من جديد حتى تصل إلى نقطة النهاية والتي عندها يتحول لون الدليل من اللون **الأصفر البرتقالي** إلى اللون **الأحمر** وسجل هذه القراءة بالجدول رقم (٢). **ويكون حجم (HCl) الذي عايرت به مكافئاً لكل الكربونات والبيكربونات.**

١٢) كرر الخطوة السابقة (خطوة ١١) مرتين ثم خذ المتوسط للثلاث قراءات وارمز لهذا المتوسط بالرمز (V_2) وسجله بالجدول رقم (٢).

التجربة الرابعة : تعيين تركيز كل من كربونات الصوديوم وبيكربونات الصوديوم في مخلوط منهما، باستخدام محلول حمض الهيدروكلوريك القياسي

النتائج والحسابات

جدول (١) : النتائج باستخدام دليل الفينولفثالين

الحجم الابتدائي لمحلول (HCl) بالسحاحة	الحجم النهائي لمحلول (HCl) بالسحاحة	حجم HCl اللازم للمعايرة V_{HCl} (الفرق بين الحجم الابتدائي والحجم النهائي)	متوسط حجم حمض الهيدروكلوريك (V_{HCl}) (مجموع الحجوم اللازمة للمعايرة على عددها = V_1)

جدول (٢) : النتائج باستخدام دليل الميثيل البرتقالي

الحجم الابتدائي لمحلول (HCl) بالسحاحة	الحجم النهائي لمحلول (HCl) بالسحاحة	حجم HCl اللازم للمعايرة V_{HCl} (الفرق بين الحجم الابتدائي والحجم النهائي)	متوسط حجم حمض الهيدروكلوريك (V_{HCl}) (مجموع الحجوم اللازمة للمعايرة على عددها = V_2)

التجربة الرابعة : تعيين تركيز كل من كربونات الصوديوم وبيكربونات الصوديوم في مخلوط منهما، باستخدام محلول حمض الهيدروكلوريك القياسي

الحسابات

من المعادلتين (١) و (٢) يمكن حساب تركيز كل من كربونات الصوديوم وبيكربونات الصوديوم في المحلول.

$$2V_1 = \text{all } Na_2CO_3 \quad \text{.....(1)}$$
$$(V_2 - 2V_1) = \text{all } NaHCO_3 \quad \text{.....(2)}$$

أولاً : حساب تركيز كربونات الصوديوم

$$2V_1(HCl) = \text{all } Na_2CO_3$$
$$(N \cdot V)_{HCl} = (N' \cdot V')_{Na_2CO_3}$$
$$(0.1 \times 2\,(V_1))_{HCl} = (N' \times 10)_{Na_2CO_3}$$
$$N'_{Na_2CO_3} = \frac{(0.1 \times 2\,(V_1))_{HCl}}{10}$$
$$N'_{Na_2CO_3} = \frac{(0.1 \times 2 \times \text{.....})_{HCl}}{10}$$
$$N'_{Na_2CO_3} = \text{.....}$$

ولحساب تركيز كربونات الصوديوم بوحدة ($C_{g/L}$) فإن :

$$C_{g/L} = N_{Na_2CO_3} \times Ew_{Na_2CO_3}$$
$$C_{g/L} = N_{Na_2CO_3} \times \left(\frac{Mw}{2}\right)$$
$$C_{g/L} = \text{.....} \times \left(\frac{\text{.....}}{1}\right)$$
$$C_{g/L} = \text{.....}$$

ثانياً : حساب تركيز بيكربونات الصوديوم

وفقاً للمعادلة :

$$V_2 - 2V_1 = \text{all } NaHCO_3 \text{.....(2)}$$

نحصل على :

$$(V_2 - 2V_1)_{(HCl)} = NaHCO_3$$

$$(N \times V)_{HCl} = (N' \times V')_{NaHCO_3}$$

$$(N \times (V_2 - V_1))_{HCl} = (N' \times V')_{NaHCO_3}$$

$$(0.1 \times (V_2 - 2V_1))_{HCl} = (N' \times 10)_{NaHCO_3}$$

$$N'_{NaHCO_3} = \frac{(0.1 \times (V_2 - 2V_1))_{HCl}}{10}$$

$$N'_{NaHCO_3} = \frac{(0.1 \times (\text{.....} - \text{.....}))_{HCl}}{10}$$

$$N'_{NaHCO_3} = \text{.....}$$

ولحساب تركيز البيكربونات بوحدة ($C_{g/L}$) فإن :

$$C_{g/L} = N_{NaHCO_3} \times Ew_{NaHCO_3}$$

$$C_{g/L} = N_{NaHCO_3} \times \left(\frac{Mw}{1}\right)$$

$$C_{g/L} = \text{.....} \times \left(\frac{\text{.....}}{1}\right)$$

$$C_{g/L} = \text{.....}$$

التجربة الخامسة

تعيين تركيز كل من كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) وهيدروكسيد الصوديوم (NaOH) في مخلوط منهما، باستخدام محلول حمض الهيدروكلوريك القياسي

التجربة الخامسة

تعيين تركيز كل من كربونات الصوديوم(Na_2CO_3) وهيدروكسيد الصوديوم(NaOH) في مخلوط منهما، باستخدام محلول حمض الهيدروكلوريك القياسي(HCl)

مقدمة

سنستخدم في هذه التجربة مخلوط من هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) وكربونات الصوديوم (Na_2CO_3) مجهولي التركيز توضع كمية محددة منه (10 ml) في الدورق المخروطي وتتم المعايرة بواسطة حمض الكلور القياسي.

أ) عند استخدام دليل الفينولفثالين في المعايرة فإن التغير في اللون (من أحمر وردي إلى عديم اللون) سيحدث عندما تستهلك جميع هيدروكسيد الصوديوم (قاعدة قوية) وبها يبدأ الحمض ($NaOH \xrightarrow[V]{HCl} NCl + H_2O$) ثم يتفاعل الحمض (بعد نفاذ كل هيدروكسيد الصوديوم) مع كربونات الصوديوم ويحولها إلى بيكربونات الصوديوم ($Na_2CO_3 \xrightarrow[V]{HCl} NaHCO_3 + NaCl$)(انتهاء المرحلة الأولى من تفاعل الكربونات). وسنرمز لحجم الحمض المستهلك في التفاعلين بالرمز (V_1) حيث :

$$V_1 = V_{HCl\left(NaOH \xrightarrow[V]{HCl} NCl + H_2O\right)} + V_{HCl\left(Na_2CO_3 \xrightarrow[V]{HCl} NaHCO_3 + NaCl\right)}$$

أي أن :

$$\mathbf{V_1 = all\ NaOH + 1/2\ Na_2CO_3}$$

ب) عند استخدام دليل الميثيل البرتقالي في المعايرة :

فإن التغير في اللون (من أصفر برتقالي إلى أحمر) سيحدث عند استهلاك جميع هيدروكسيد الصوديوم وجميع كربونات الصوديوم (حدوث مرحلتيها) أي :

$$\left(NaOH \xrightarrow[V]{HCl} NCl + H_2O\right)$$

$$(Na_2CO_3 \xrightarrow[V]{HCl} NaHCO_3 + NaCl \xrightarrow[V]{HCl} CO_2 + H_2O + NaCl)$$

والتفاعل الثاني يمكن كتابتها كخطوة واحدة أي :

$$\left(Na_2CO_3 \xrightarrow[2V]{2HCl} CO_2 + H_2O + NaCl\right)$$

وسنرمز لحجم الحمض المستهلك في التفاعلين بالرمز (V_2) :

$$V_2 = V_{HCl\left(NaOH \xrightarrow[V]{HCl} NCl + H_2O\right)} + V_{HCl\left((Na_2CO_3 \xrightarrow[V]{HCl} NaHCO_3 + NaCl \xrightarrow[V]{HCl} CO_2 + H_2O + NaCl)\right)}$$

أو :

$$V_2 = V_{HCl\left(NaOH \xrightarrow[V]{HCl} NCl + H_2O\right)} + V_{HCl\left(Na_2CO_3 \xrightarrow[2V]{2HCl} CO_2 + H_2O + NaCl\right)}$$

أي أن :

$$\mathbf{V_2 = all\ NaOH + all\ Na_2CO_3}$$

التجربة الخامسة : تعيين تركيز كل من كربونات الصوديوم وهيدروكسيد الصوديوم في مخلوط منهما، باستخدام محلول حمض الهيدروكلوريك القياسي

وبالتالي فمن المعايرة باستخدام الدليلين نشأت لدينا المعادلات التالية :

$$V_1 = 1/2\ Na_2CO_3 + all\ NaOH \ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots (1)$$

$$V_2 = all\ Na_2CO_3 + all\ NaOH \ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots (2)$$

وبإجراء بعض التعديلات لنحصل على معادلات تعطي فقط كمية هيدروكسيد الصوديوم أو كمية كربونات الصوديوم كما يلي :

أولاً : المعادلة التي تعطي فقط كمية هيدروكسيد الصوديوم

بطرح المعادلة (٢) من (١) بعد ضرب المعادلة (١) في المعامل (٢) نحصل على :

$$2 \times (V_1 = 1/2\ Na_2CO_3 + all\ NaOH) \ldots\ldots\ldots\ldots (1)$$

$$V_2 = all\ Na_2CO_3 + all\ NaOH \ldots\ldots\ldots\ldots (2)$$

$$(2\ V_1 - V_2) = Na_2CO_3 + 2NaOH - Na_2CO_3 - NaOH$$

$$(2\ V_1 - V_2) = all\ NaOH \ldots\ldots\ldots\ldots (3)$$

ثانياً : المعادلة التي تعطي فقط كمية كربونات الصوديوم

بطرح (V_1) من (V_2) وضرب حاصل الطرح بالمعامل (٢) نحصل على كمية كربونات الصوديوم كما يلي :

$$V_1 = 1/2\ Na_2CO_3 + all\ NaOH \ldots\ldots\ldots\ldots (1)$$

$$V_2 = all\ Na_2CO_3 + all\ NaOH \ldots\ldots\ldots\ldots (2)$$

$$2(V_2 - V_1) = 2(Na_2CO_3 + NaOH - 1/2Na_2CO_3 - NaOH)$$

$$2(V_2 - V_1) = 2(1/2Na_2CO_3)\ NaOH$$

$$2(V_2 - V_1) = all\ Na_2CO_3 \ldots\ldots\ldots\ldots (4)$$

ومن خلال المعادلتين (٣) و (٤) نستطيع حساب تركيز كل من كربونات الصوديوم وهيدروكسيد الصوديوم كما سيرد في النتائج لاحقاً.

الأدوات والمواد المستخدمة

- دورق مخروطي سعته (250 ml).
- ماصة سعتها (10 ml).
- سحاحة سعتها (50 ml).
- كأس سعة (100 ml) يوضع به مخلوط (كربونات الصوديوم وهيدروكسيد الصوديوم).
- كأس سعة (250 ml) يوضع به حمض الهيدروكلوريك.
- قارورة غسيل بلاستيكية تملأ بالماء المقطر.
- حمض الهيدروكلوريك ذي التركيز (0.1 N)
- مخلوط من كربونات الصوديوم وبيكربونات الصوديوم مجهولي التركيز.
- دليل الفينولفثالين (Ph.Ph).
- دليل الميثيل البرتقالي (M.O).

خطوات التجربة

أولاً : إجراء التجربة باستخدام دليل الفينول فثالين

١) اغسل السحاحة بالماء العادي ثم بالماء المقطر مرتين أو ثلاثاً ثم اغسلها بمحلول حمض الهيدروكلوريك (HCl) .

٢) املأ السحاحة (مستخدماً قمع) بحمض الهيدروكلوريك (HCl) حتى يصل الحمض أعلاها ثم افتح صمام التحكم السفلي بالسحاحة لإنزال مستوى الحمض بالسحاحة حتى العلامة صفر.

٣) اغسل دورقاً مخروطياً سعته (250 ml) بالماء العادي ثم بالماء المقطر.

٤) اغسل ماصة سعتها (10 ml) بالماء المقطر ثم اغسلها بمحلول خليط كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) وهيدروكسيد الصوديوم (NaOH).

٥) اسحب (10 ml) من محلول خليط كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) وهيدروكسيد الصوديوم (NaOH) بالماصة ثم ضعها بالكامل في الدورق المخروطي. وإذا بقي شيء من المحلول في نهاية الماصة فاحرص على إنزاله في الدورق برطم نهايتها برفق بقاع الدورق المخروطي.

أضف قطرتين أو ثلاثاً من **دليل الفينولفثالين (ph.ph)** على المحلول بالدورق المخروطي لتحصل على اللون الأحمر الوردي.

٧) ابدأ المعايرة بإضافة حمض الهيدروكلوريك (HCl) الموجود بالسحاحة تدريجياً إلى محلول الخليط الموجود بالدورق المخروطي مع تحريك الدورق المخروطي باستمرار أثناء المعايرة **وعند نقطة النهاية (end point – e.p)** يختفي اللون الأحمر من المحلول.

٨) سجل في الجدول (١) بقسم النتائج قيمة حجم حمض الكلور الذي استخدمته في المعايرة بالفقرة السابقة (فقرة ٧).

٩) تخلص من المحلول الموجود في الدورق المخروطي واغسله بالماء المقطر، ثم خذ (10 ml) جديدة من الخليط وأضف إليها قطرتين أو ثلاثاً من دليل الفينولفثالين ثم ابدأ المعايرة من جديد حتى تصل إلى نقطة النهاية باختفاء اللون الوردي وسجل هذه القراءة.

١٠) كرر الخطوة السابقة (خطوة ١٠) مرة ثالثة ثم سجل حجم الحمض الذي عايرت به.

١١) احسب متوسط الحجوم للقراءات بالخطوات (٧، ١٠، ١١) وسجلها بالجدول رقم (١)، وارمز لمتوسط الحجم بالرمز (V_1) ويكون هذا الحجم مكافئاً لنصف الكربونات وكل الهيدروكسيد أي :

$$V_1 = \text{all NaOH} + 1/2\ Na_2CO_3$$

ثانياً : إجراء التجربة باستخدام دليل الفينول فثالين

١٢) تخلص من المحلول الموجود في الدورق المخروطي واغسله بالماء المقطر، ثم خذ (10 ml) جديدة من الخليط وأضف إليها قطرتين أو ثلاثاً من **دليل الميثيل البرتقالي** ثم ابدأ المعايرة من جديد حتى تصل إلى **نقطة النهاية** والتي فيها يتحول لون الدليل الأصفر البرتقالي إلى اللون الأحمر.

١٣) سجل حجم الحمض الذي عايرت به في الفقرة (١٢) بالجدول رقم (٢).

١٤) كرر الخطوة (١٢) مرتين باستخدام دليل الميثيل البرتقالي ثم خذ متوسط الحجوم الثلاثة وارمز لهذا المتوسط بالرمز (V_2) ويكون الحجم في هذه الحالة يكافيء :

$$V_2 = \text{all NaOH} + \text{all } Na_2CO_3$$

التجربة الخامسة : تعيين تركيز كل من كربونات الصوديوم وهيدروكسيد الصوديوم في مخلوط منهما، باستخدام محلول حمض الهيدروكلوريك القياسي

النتائج والحسابات

جدول (١) : النتائج باستخدام دليل الفينولفثالين

الحجم الابتدائي لمحلول (HCl) بالسحاحة	الحجم النهائي لمحلول (HCl) بالسحاحة	حجم HCl اللازم للمعايرة V_{HCl} (الفرق بين الحجم الابتدائي والحجم النهائي)	متوسط حجم حمض الهيدروكلوريك (V_{HCl}) (مجموع الحجوم اللازمة للمعايرة على عددها = V_1)

جدول (٢) : النتائج باستخدام دليل الميثيل البرتقالي

الحجم الابتدائي لمحلول (HCl) بالسحاحة	الحجم النهائي لمحلول (HCl) بالسحاحة	حجم HCl اللازم للمعايرة V_{HCl} (الفرق بين الحجم الابتدائي والحجم النهائي)	متوسط حجم حمض الهيدروكلوريك (V_{HCl}) (مجموع الحجوم اللازمة للمعايرة على عددها = V_2)

التجربة الخامسة : تعيين تركيز كل من كربونات الصوديوم وهيدروكسيد الصوديوم في مخلوط منهما، باستخدام محلول حمض الهيدروكلوريك القياسي

الحسابات

أولاً : حساب تركيز هيدروكسيد الصوديوم وفقًا للعلاقة (٣) :

$$(2\,V_1 - V_2) = \text{all NaOH}$$

$$(N \times V)_{HCl} = (N' \times V')_{NaOH}$$

$$(N \times (2\,V_1 - V_2))_{HCl} = (N' \times V')_{NaOH}$$

$$(0.1 \times (2\,V_1 - V_2))_{HCl} = (N' \times 10)_{NaOH}$$

$$N'_{NaOH} = \frac{(0.1 \times (2\,V_1 - V_2))_{HCl}}{(N' \times 10)_{NaOH}}$$

$$N'_{NaOH} = \frac{(0.1 \times (2 \times \text{.....} - \text{.....}))_{HCl}}{10}$$

$$N'_{NaOH} = \frac{(0.1 \times \text{.....})_{HCl}}{10}$$

$$N'_{NaOH} = \frac{(0.1 \times \text{.....})_{HCl}}{10}$$

$$N'_{NaOH} = \text{.....}$$

ويمكن حساب تركيز هيدروكسيد الصوديوم بوحدة (Cg/L) كما يلي :

$$C_{g/L} = N_{NaOH} \times Ew_{NaOH}$$

$$C_{g/L} = N_{NaOH} \times \left(\frac{Mw_{NaOH}}{1}\right)$$

$$C_{g/L} = \text{.....} \times \left(\frac{\text{.....}}{1}\right)$$

$$C_{g/L} = \text{.....}$$

ثانياً: حساب تركيز كربونات الصوديوم وفقاً للعلاقة (٤) :

$$2\left(V_2 - V_1\right) = \text{all } Na_2CO_3$$

$$\left(N \times V\right)_{HCl} = \left(N' \times V'\right)_{Na_2CO_3}$$

$$\left(N \times \left(2\left(V_2 - V_1\right)\right)\right)_{HCl} = \left(N' \times V'\right)_{Na_2CO_3}$$

$$\left(0.1 \times \left(2\,V_2 - 2V_1\right)\right)_{HCl} = \left(N' \times 10\right)_{Na_2CO_3}$$

$$N'_{Na_2CO_3} = \frac{\left(0.1 \times \left(2\,V_2 - 2V_1\right)\right)_{HCl}}{10}$$

$$N'_{Na_2CO_3} = \frac{\left(0.1 \times \left(\text{.....} - \text{.....}\right)\right)_{HCl}}{10}$$

$$N'_{Na_2CO_3} = \frac{\left(0.1 \times \text{.....}\right)_{HCl}}{10}$$

$$N'_{Na_2CO_3} = \text{.....}$$

ويمكن حساب تركيز كربونات الصوديوم بوحدة (Cg/L) كما يلي :

$$C_{g/L} = N_{Na_2CO_3} \times Ew_{Na_2CO_3}$$

$$C_{g/L} = N_{Na_2CO_3} \times \left(\frac{Mw_{Na_2CO_3}}{2}\right)$$

$$C_{g/L} = \text{.....} \times \left(\frac{\text{.....}}{1}\right)$$

$$C_{g/L} = \text{.....}$$

تطبيقات حسابية

مثال (١)

عوير مخلوط يتكون من ($NaOH$, Na_2CO_3) مع حمض الكلور ذو التركيز (0.250 M) فتطلبت المعايرة (26.2 ml) باستخدام دليل الفينولفثالين، و (41.4 ml) باستخدام دليل الميثيل البرتقالي.
فإذا علمت أن الأوزان الذرية : ($Na = 23, O = 16, H = 1, C = 12$)
احسب وزن كل من ($NaOH$, Na_2CO_3).

الحل

في هذه الحالة : ($V_1 = 26.2, V_2 = 41.4$ ml)

أولاً : حساب وزن هيدروكسيد الصوديوم كما يلي :

$$(2\ V_1 - V_2) = \text{all NaOH}$$

$$(N \times V)_{HCl} = (N' \times V')_{NaOH}$$

$$\left(N \times (2\ V_1 - V_2)\right)_{HCl} = \left(\frac{m}{Ew}\right)_{NaOH}$$

$$\left(0.250 \times (2 \times 26.2 - 41.4)\right)_{HCl} = \left(\frac{m}{40}\right)_{NaOH}$$

$$2.75 = \left(\frac{m}{40}\right)_{NaOH}$$

$$m_{NaOH} = 2.75 \times 40$$

$$m_{NaOH} = 110\ g$$

التجربة الخامسة : تعيين تركيز كل من كربونات الصوديوم وهيدروكسيد الصوديوم في مخلوط منهما، باستخدام محلول حمض الهيدروكلوريك القياسي

حساب وزن كربونات الصوديوم كما يلي :

$$2\left(V_2 - V_1\right) = \text{all } Na_2CO_3$$

$$\left(N \times V\right)_{HCl} = \left(N' \times V'\right)_{Na_2CO_3}$$

$$\left(N \times \left(2\left(V_2 - V_1\right)\right)\right)_{HCl} = \left(\frac{m}{Ew}\right)_{Na_2CO_3}$$

$$\left(0.250 \times \left(2 \times 41.4 - 2 \times 26.2\right)\right)_{HCl} = \left(\frac{m}{106/2}\right)_{Na_2CO_3}$$

$$7.6 = \left(\frac{m}{53}\right)_{Na_2CO_3}$$

$$m_{Na_2CO_3} = 402.8 \text{ g}$$

التجربة السادسة

تعيين الكثافة

النسبية والمطلقة للسوائل

باستخدام البيكنوميتر

(قنينة الكثافة)

التجربة السادسة

تعيين الكثافة النسبية والمطلقة للسوائل

باستخدام قنينة الكثافة (pycnometer)

مقدمة

الكثافة المطلقة لسائل أو محلول هي كتلة وحدة الحجم للمادة ووحدتها الدولية (Kg/m^3) ويمكن أن تكون بوحدات أخرى مثل : ($g/ml, g/cm^3, g/L$).

أما الكثافة النسبية عند درجة حرارة معينة فهي كثافة السائل منسوبة إلى كثافة مادة قياسية كالماء مثلاً ولا وحدة لها في هذه الحالة.

ولمعرفة الكثافة النسبية فوائد، منها لو كانت كثافة السوائل النسبية منسوبة إلى الماء، فإن السوائل الأقل كثافة نسبية من الماء ستطفو فوق سطح الماء والأكبر كثافة ستغوص داخل الماء.

ويمكن تعيين الكثافة لسائل أو محلول بواسطة أداة لها حجم ثابت ومعلوم بدقة ويسمى **بيكنوميتر أو قنينة الكثافة**. وهناك طرق مختلفة لتعيين الكثافة النسبية والمطلقة للسوائل. وسنستخدم في تجربتنا هذه قنينة الكثافة، وهناك طريقة ثانية سنجريها في تجربة لاحقة إن شاء الله.

قنينة الكثافة (البيكنومتر) (pycnometer)

قنينة الكثافة هي إناء زجاجي قياسي ذو عنق قصير وغطاء توجد به أنبوبة شعرية حتى يمر السائل الزائد عن حجم القنينة، ولها سعات مختلفة مكتوبة عليها.

قنينة الكثافة (أ) فارغة ب) مليئة

الأدوات والمواد المستخدمة

- قنينة كثافة.
- قارورة غسيل بلاستيكية تملأ بالماء المقطر.
- سوائل ومحاليل مختلفة يراد قياس كثافتها (تحدد بحسب المتوفر منها في المعامل مثل : ماء مقطر، ، أسيتون، كحول إيثيلي، خليط من الأسيتون والماء المقطر....).

خطوات التجربة

١) اغسل قنينة الكثافة جيداً بالماء المقطر ثم بالكحول.

٢) جفف القنينة ثم زنها بغطائها وليكن هذا الوزن هو (m_1).

٣) املأ القنينة بالسائل المراد تعيين كثافته ثم ضع الغطاء حتى يمر السائل أو المحلول خلال الأنبوبة الشعرية الموجودة بالغطاء.

٤) جفف القنينة من الخارج ثم زنها وليكن الوزن هو (m_2).

٥) كرر الخطوات السابقة مع السوائل والمحاليل الأخرى التي يحددها لك المشرف على التجربة.

والحسابات والنتائج

لحساب كثافة السائل المطلقة نتبع العلاقة الرياضية التالية :

$$d_{\text{absolute (liquid or solution)}} = \frac{m_{\text{liquid or solution}}}{V} = \frac{(m_2 - m_1)}{V_{\text{liquid or solution}}}$$

ولحساب كثافة السائل النسبية نتبع العلاقة التالية :

$$d_{\text{relative (liquid or solution)}} = \frac{d_{\text{(absolute for liquid)}}}{d_{\text{(absolute for water)}}}$$

$$\frac{d_{\text{(absolute for liquid)}}}{d_{\text{(absolute for water)}}} = \frac{\left(m_{\text{liquid}} / \cancel{V}_{\text{liquid}}\right)}{\left(m_{\text{water}} / \cancel{V}_{\text{water}}\right)}$$

$$\frac{d_{\text{(absolute for liquid)}}}{d_{\text{(absolute for water)}}} = \frac{m_{\text{liquid}}}{m_{\text{water}}}$$

$$\Rightarrow d_{\text{relative}} = \frac{m_{\text{liquid}}}{m_{\text{water}}}$$

فيمكن حساب الكثافة النسبية بقسمة كثافة السائل على كثافة الماء، أو بقسمة كتلة السائل على كتلة الماء. ونلاحظ من العلاقة الرياضية السابقة أن الحجم ألغي لكلا السائلين $\left(d_{\text{relative (liquid or solution)}} = \frac{m_{\text{liquid}}}{m_{\text{water}}}\right)$ لأنهما قيسا في نفس قنينة الكثافة وبالتالي فلهما الحجم نفسه.

التجربة السادسة : تعيين الكثافة النسبية والمطلقة للسوائل باستخدام قنينة الكثافة

النتائج

اسم السائل أو المحلول	الماء	.....	.....	.....	.....
كتلة القنينة والسائل (m_2)					
كتلة السائل $(m = m_2 - m_1)$					
حجم السائل (V)					
كثافة السائل المطلقة $\left(d = \frac{m}{V}\right)$					
الكثافة النسبية للسائل $\left(d_{relative} = \frac{m_{liquid}}{m_{water}}\right)$					

تطبيقات حسابية

مثال (١)

إذا علمت أن كثافة الماء المقطر هي ($0.9974\ g/cm^3$) وكان وزنه (20 g) فأوجد كثافة السائل (A) إذا علمت أن وزنه (25 g).

الحل

من العلاقة $\left(\frac{d_A}{d_{water}} = \frac{m_A}{m_{water}}\right)$ فإن :

$$\frac{d_A}{d_{water}} = \frac{m_A}{m_{water}}$$

$$\frac{d_A}{0.9974} = \frac{25}{20}$$

$$d_A = \frac{0.9974 \times 25}{20}$$

$$d_A = 1.250\ g/ml$$

التجربة السابعة

تعيين الكثافة النسبية والمطلقة للسوائل باستخدام العلاقة البيانية بين حجم السائل وكتلته

التجربة السابعة

تعيين الكثافة النسبية والمطلقة للسوائل

باستخدام العلاقة البيانية بين حجم السائل وكتلته

الأدوات والمواد المستخدمة

- قارورة غسيل بلاستيكية تملأ بالماء المقطر.
- كأس سعته (100 ml).
- سحاحة سعة (50 ml) أو ماصة سعة (10 ml).
- ميزان رقمي.
- سوائل ومحاليل مختلفة يراد قياس كثافتها (تحدد بحسب المتوفر منها في المعمل : ماء مقطر، ماء عادي، أسيتون، كحول إيثيلي،...).

خطوات التجربة

١) أوزن كأس زجاجي سعته (100) فارغاً ونظيفاً وجافاً ولتكن كتلته (m_1).

٢) أنقل بدقة وباستخدام السحاحة أو الماصة (10 ml) من السائل إلى الكأس الزجاجي ثم أوزن (الكأس + السائل) وليكن الوزن (m_2).

٣) كرر إضافة (10 ml) من السائل في كل مرة وأوزن.

النتائج والحسابات

نملأ الجدول أدناه بالنتائج حيث أن :

كتلة السائل (m) = كتلة الكأس والسائل (m_2) مطروحاً منه كتلة الكأس (m_1)

$$(m = m_2 - m_1)$$

ثم نرسم العلاقة بين حجم السائل بالملليتر (ml) على محور السينات، وكتلته بالجرام (g) على محور الصادات ونعين منه ميل الخط المستقيم حيث أن :

$$\left(\text{Slope} = \frac{\Delta m}{\Delta V} = d\right)$$

السوائل	كتلة السائل (m) وكثافته (d)	V (ml)							متوسط الكثافة
		10 (ml)	20 (ml)	30 (ml)	40 (ml)	50 (ml)	60 (ml)	70 (ml)	
Solvent (1)	m								
	d								
Solvent (2)	m								
	d								
Solvent (3)	m								
	d								
Solvent (4)	m								
	d								

قارن بين كثافة السائل الناتجة من طريقة (قنينة الكثافة) وميل الخط المستقيم (بيانياً) ومتوسط القراءات للكثافة حسابياً.

التجربة الثامنة

تعيين التوتر السطحي للسوائل باستخدام الخاصية الشعرية

التجربة الثامنة

تعيين التوتر السطحي للسوائل

مقدمة

ظواهر ترجع الى التوتر السطحي

- تأخذ قطرات السوائل (كقطرات الماء الهابطة من السماء أو قطرات الماء الساقطة من صنبور(شكل ١) شكلاً كروياً وذلك لأن قوى التوتر السطحي تعمل على تقليص السطح بحيث يأخذ أقل مساحة سطحية، وكما هو معلوم أن الشكل الكروي هو أقل مساحة سطحية لحجم معين من السائل، ولذلك يتخذ السائل شكلاً كروياً .

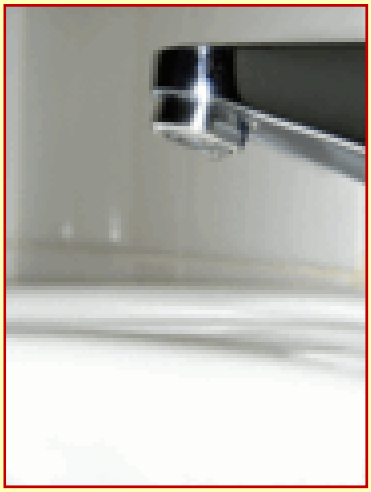
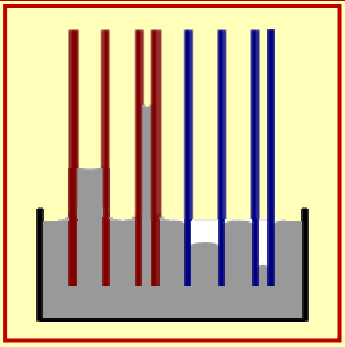


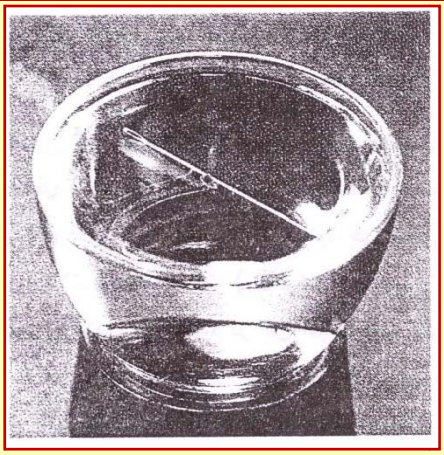
Fig. 1 : Water dripping from a tap

- ارتفاع السوائل وانخفاضها في الأنابيب الشعرية (شكل ٢) مثل ارتفاع الماء تلقائياً في أنبوبة شعرية مغمورة في الماء وهذه الخاصية مهمة جداً للنبات لأنها المسؤولة عن ارتفاع الماء المحمل بالغذاء عبر الجذور والسيقان.



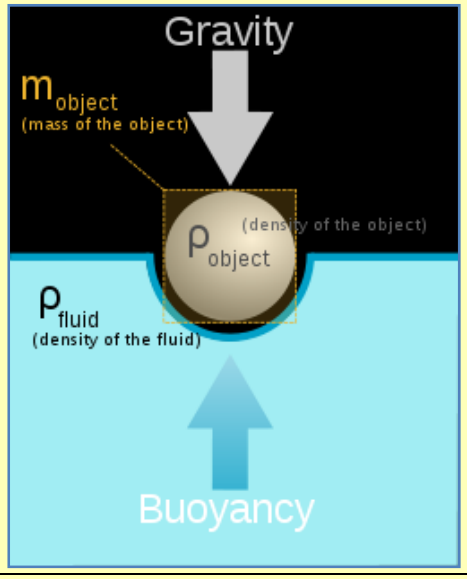
شكل (٢)

- عند وضع إبرة معدنية (شكل ٣) أو قطعة نقود (شكل ٤)على سطح الماء فإنها تطفو على سطح الماء مع أن كثافة المعدن أعلى من الماء، وسبب ذلك هو التوتر السطحي.



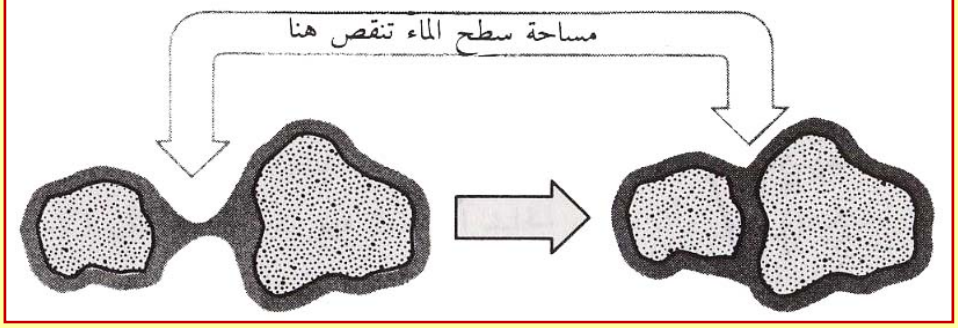
شكل (٣) : ظاهرة التوتر السطحي تمنع إبرة أن تغوص في الماء

شكل (٤) : ظاهرة التوتر السطحي تمنع قطعة نقود من الغوص في الماء. ومما لا شك فيه أن هذه القطعة أكثر كثافة من الماء مما يقتضي أن تغمر داخله . ولا يمكن أن يعزى طفوها فوق الماء فقط إلى قوة دفع الماء إلى أعلى بسبب ضغطه (buoyancy) (شكل ٥) والمسئول عن طفوها هنا ظاهرة التوتر السطحي.



شكل (٥)

- التصاق حبيبات الرمل الرطبة ببعضها بعضاً (شكل ٥٨)، بينما تقع منفصلة عن بعضها إذا ما جفت أو تم تغطيسها بالكامل في الماء



شكل (٦) : حبيبات الرمل تنسحب لبعضها بعضاً أثناء ابتلالها لأن طبقة الماء الرقيقة الواقعة بينهما تميل الى تقليص مساحة سطحها، وبذلك تتوصل الى مستوى طاقة أدنى.

- تستطيع حشرة أن تقف على سطح الماء (شكل ٧) كأنما هي أرض صلبة بفضل ظاهرة التوتر السطحي والتي تتفاوت من سائل لآخر.

Fig. 7 : Water striders stay atop the liquid due to surface tension

- تغطية السيارات حينما تشحن بحراً بطبقة زيتية تزيد من التوتر السطحي للسوائل مما يجعل الماء المتساقط عليها يتجمع وينساب أو يتبخر دون أن يكون طبقة على سطح السيارة.

- ينصح السائقون بالتأكد من نظافة زجاج سياراتهم لأن المساحات لن تكون قادرة على جعل الرؤية واضحة خلال الزجاج (فالأوساخ تقلل من التوتر السطحي للسوائل التي تلامسها).
- إضافة المنظفات الصناعية أو الصابون للماء لغسل الملابس لأنها تعمل على تقليل ظاهرة التوتر السطحي بين الماء والدهون، بحيث تسمح للماء بإحاطة الجزيئات الدهنية وإزالتها من الملابس أيضاً.
- إضافة مواد خاصة لمعاجين الأسنان أو معاجين الحلاقة لتقليل التوتر السطحي حتى يسهل للمعجون أن ينتشر على السطح المراد تطهيره.
- إضافة مواد خاصة للملابس تزيد من التوتر السطحي حتى لا يبتل القماش، وهذا النوع من الملابس (ضد الماء) أو مانع لبلل الماء (Water Proof).
- تضاف بعض المواد العضوية الى مساحيق الغسيل لتقليل التوتر السطحي وذلك لزيادة الرغوة مما يسهل عملية التنظيف.

كل هذه المشاهدات وغيرها كثير تجد تفسيراً لها في أحد أهم خواص السوائل وهي خاصية التوتر السطحي.

لما كانت جزيئات المادة السائلة تمتاز بقوى تجاذب قوية وفعالة نسبياً فمن المتوقع أن جزيئات السائل السطحية تعاني من قوى تجاذب في جميع الاتجاهات عدا الاتجاه إلى أعلى (شكل ٨، ٩أ) مما يعني أن محصلة القوى تقود إلى جذب هذه الجزيئات باتجاه وسط السائل مثلها في ذلك الجزيئات السطحية فيتكور السائل على شكل قطرات ومن المعلوم أن الشكل الكروي هو أقل الأشكال الأخرى مساحة سطحية لكل وحدة حجوم. إذاً فإن نتيجة ذلك هو حدوث انخفاض في مساحة سطح السائل مما يعني أن زيادة المساحة السطحية تستدعي بذل شغل أو صرف طاقة معينة.

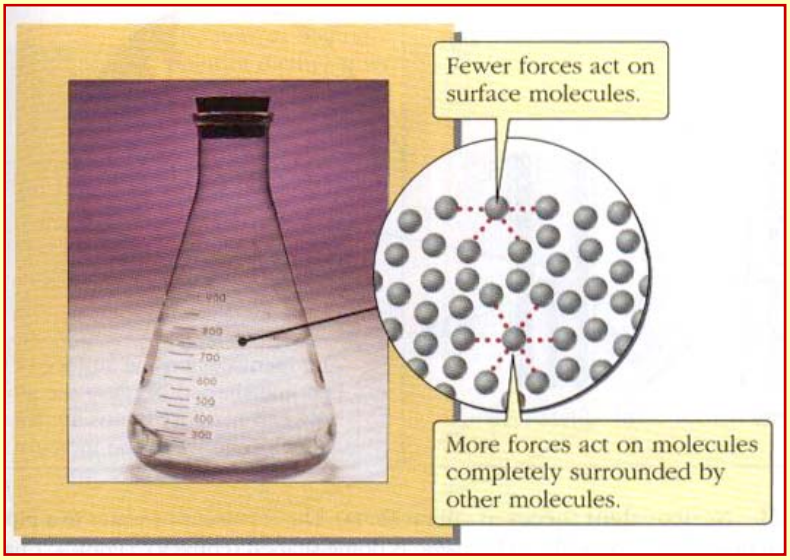
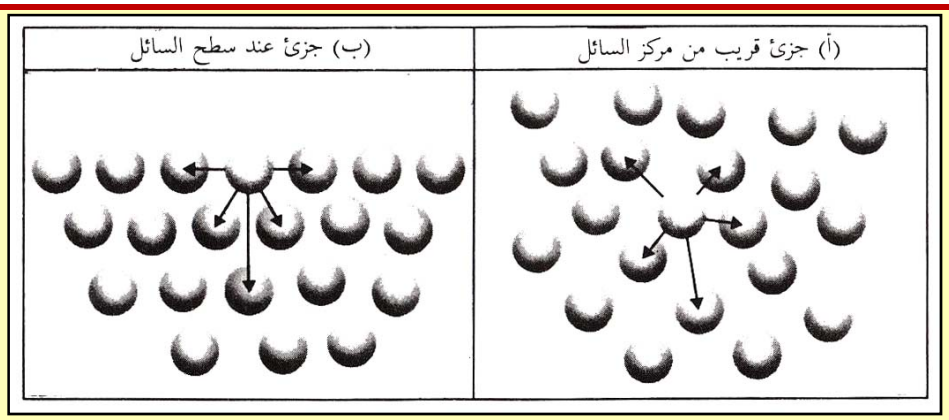
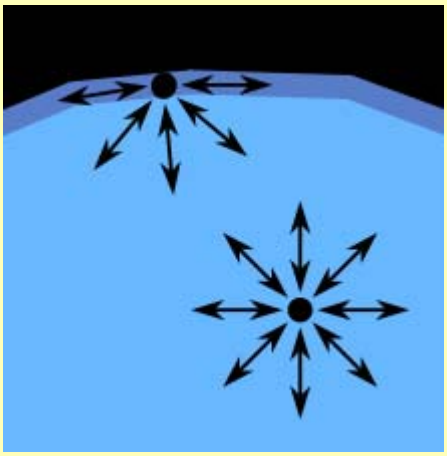


Fig. 8 : Surface tension. Surface tension, the energy required to increase the surface area of a liquid., arises from the difference between the forces acting on a molecule within the liquid and those acting on a molecule at the surface of the liquid.

التجربة الثامنة : تعيين التوتر السطحي للسوائل باستخدام الخاصية الشعرية





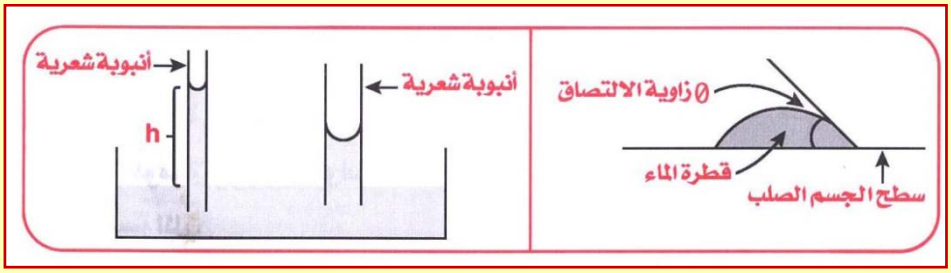
شكل (٩) : في داخل السائل يكون الجزيء محاطاً تماماً ومن جميع الجهات بجزيئات أخرى وبالتالي فإن قوة الجذب على هذا الجزيء تكون متساوية (شكل أ). وبالنسبة للجزيئات الموجودة على سطح السائل فإن قوة الجذب على الجزيء تكون غير متساوية وتعمل قوة الجذب الغير متساوية إلى جذب الجزيء إلى داخل السائل، ونتيجة لهذا الجذب إلى الداخل يكون سطح السائل كأنه تحت ضغط، ويميل السطح في هذه الحالة إلى الانكماش إلى الداخل ليشغل السطح أقل مساحة ممكنة.

الحالة الأكثر ثباتاً للسائل هي التي تكون فيها مساحة سطحه أصغر ما يمكن وهذا هو السبب في أن قطرات السائل تتجه لأخذ الشكل الكروي.

تعريف التوتر السطحي

إن التوتر السطحي هو مقدار الشغل المبذول (أو الطاقة اللازمة) لزيادة سطح كمية معينة من سائل ما بمقدار وحدة المساحات وهذه الطاقة (أي التوتر السطحي) تتناسب عكسياً مع درجة الحرارة إذ يقل التوتر السطحي بزيادة درجة حرارة السائل.

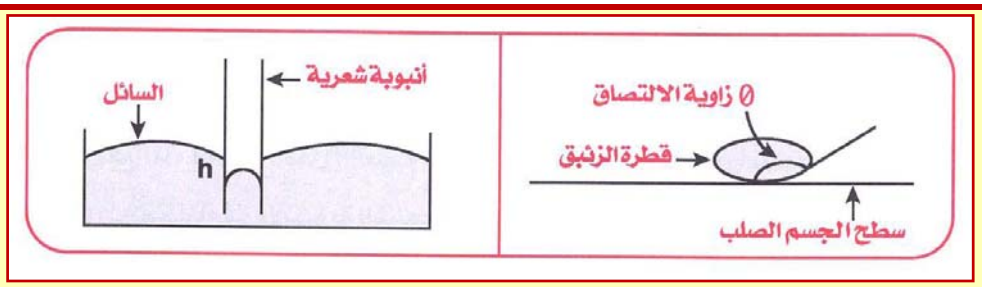
ويوضح الشكل (١٠) ارتفاع الماء تلقائياً في أنبوبة شعرية مغمورة في إناء يحتوي على ماء تسمى هذه الظاهرة بالخاصية الشعرية وهي مهمة جداً خاصة في عالم النبات إذ أنها هي المسؤولة عن ارتفاع الماء المحمل بالغذاء عبر الجذور والسيقان إلى الأجزاء الأخرى من النبات.



شكل (١٠)

عند غمر الأنبوبة الشعرية في الماء تنشأ قوى تجاذب بين جزيئات الماء والزجاج تسمى بقوى التلاصق (adhesive forces) لأنها بين جزيئات مادتين مختلفتين، وهي أقوى في هذه الحالة من قوة التجاذب بين جزيئات الماء السائل والتي تسمى هنا بقوى التماسك (cohesive forces) لأنها بين جزيئات المادة. ولهذا السبب سيرتفع الماء ملاصقاً لجدار الأنبوبة الشعرية وسيستمر في ذلك إلى أن يصل إلى ارتفاع معين يتناسب مع قطر الأنبوبة كما في الشكل السابق، وعندئذ تتعادل قوة التلاصق مع وزن

السائل في الأنبوبة. وبالطبع فليست جميع السوائل تسلك هذا السلوك، فلو كان السائل في المثال السابق هو الزئبق فإن ما سيحدث هو انخفاض – وليس ارتفاع في الأنبوبة الشعرية كما في الشكل (١١) وذلك لأن قوى التماسك بين جزيئات الزئبق أقوى من قوى التلاصق بينها وبين الزجاج. ولنفس السبب يلاحظ كما في الشكل أن سطح الماء في الأنابيب يتخذ شكل التقعر في حين يتخذ سطح الزئبق شكل التحدب.



شكل (١١) : الزئبق لا يبلل سطح الجسم الصلب (على اليمين) وينخفض مستواه في الأنبوبة الشعرية عن مستوى الزئبق خارجها (على اليسار).

- **وعندما تكون زاوية البلل أقل من (90°)** فإن السائل قوى التلاصق بالسطح أكبر من قوى التماسك لذلك سيرتفع في الأنبوبة الشعرية (يميل إلى تسلق جدارها) (شكل ١٢ : الأنابيب الشعرية الحمراء).
- **بينما عندما تكون زاوية البلل أكبر من (90°)** فإن قوى التماسك بين جزيئات السائل أكبر من قوى التلاصق لذلك فإن السائل لا يميل إلى الالتصاق بالأنبوبة الشعرية وينخفض مستواه داخلها (يأبى التسلق)) (شكل ١٢) (الأنابيب الزرقاء).

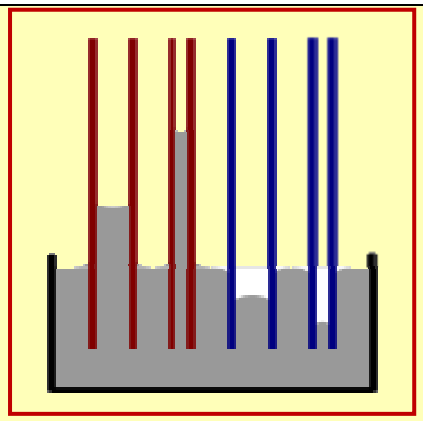


Fig. 12 : Illustration of capillary rise and fall. Red=contact angle less than 90°; blue=contact angle greater than

ويمكن عمل المقارنة بين الزئبق والماء من خلال التوتر السطحي وزاوية البلل وقوى التماسك والالتصاق كما يلي :

الماء H_2O	الزئبق Hg
قوى التلاصق أكبر من قوى التماسك	قوى التماسك أكبر من قوى التلاصق
يبلل السطوح	لا يبلل السطوح
زاوية الالتصاق (البلل) أقل من 90°	زاوية البلل (الالتصاق) أكبر من 90°
معامل البلل أكبر (أكثر انتشاراً على الصلب).	معامل البلل أقل (أقل انتشاراً على السطح).
يرتفع في الأنبوبة الشعرية عن مستوى الماء في الوعاء، ويكون سطحه مقعراً	ينخفض في الأنبوبة الشعرية عن مستوى الزئبق في الوعاء، ويكون سطحه محدباً .

تعاريف هامة

قوى التماسك (cohesive forces) :

عبارة عن القوى التي تمسك جزيئات السائل بعضها إلى بعض (أي القوى الموجودة بين جزيئات السائل).

قوى التلاصق (adhesive forces) : عبارة عن قوى التجاذب بين السائل والسطوح الأخرى.

شكل سطح الماء داخل الأنبوبة يكون مقعراً بسبب أن قوى التلاصق أكبر من قوى التماسك.

شكل سطح الزئبق داخل الأنبوبة يكون محدباً بسبب أن قوى التماسك في الزئبق أكبر من قوى التلاصق.

إن التوتر السطحي هو المسئول عن ظاهرة ارتفاع السوائل في الأنابيب الشعرية، ومن ثم فقد استخدمت هذه الظاهرة لتعيين مقدار التوتر السطحي لسائل ما طبقاً للمعادلة الآتية :

$$\gamma = \frac{h\ d\ g\ r}{2\cos\theta}$$

حيث :

γ : معامل قوى التوتر السطحي ووحدته (dyne/cm) ويمكن أن تستخدم الوحدة (N/m).

r : نصف قطر الأنبوبة الشعرية بوحدة (cm) ويمكن أن تستخدم وحدة (المتر) m إذا استخدم لقياس التوتر السطحي وحدة (N/m).

h : ارتفاع السائل في الأنبوبة الشعرية (ارتفاع العمود (بوحدة) cm) ويمكن أن تكون الوحدة بالمتر إذا كانت وحدة قياس التوتر السطحي هي (N/m).

d : كثافة السائل بوحدة (g/cm^3) وهي نفس الوحدة (g/ml) ويمكن أن تكون وحدة الكثافة بـ (kg/m^3) إذا استخدمت وحدة للتوتر السطحي (N/m).

g : عجلة الجاذبية الأرضية وتساوي ($981cm/s^2$) ويمكن أن تستخدم القيمة ($g = 9.81\ m/s^2$) إذا استخدمت وحدة التوتر السطحي بـوحدة (N/m).

θ : زاوية البلل (في حالة السوائل التي تبلل السطوح الصلبة (مثل الماء) فإنها تساوي تقريباً صفراً.

ومن هنا فإن معرفة قيمة (h) من الممكن أن يساعد على تعيين قيمة التوتر السطحي (γ).

ملخص للوحدات المستخدمة في قياسات التوتر السطحي

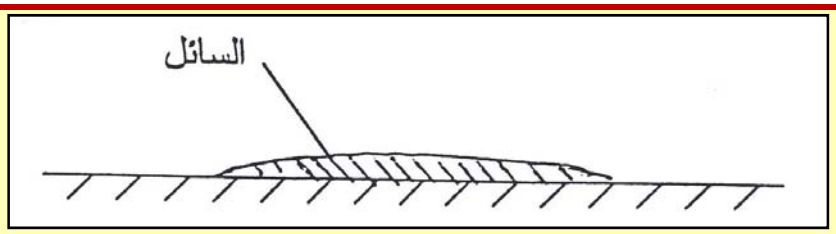
وحدة معامل التوتر السطحي	dyne/cm	N/m
وحدة ارتفاع السائل (h)	cm	m
وحدة كثافة السائل (d)	g/cm^3 or g/ml	Kg/m^3
وحدة عجلة الجاذبية الأرضية (g)	$981\ cm/s^2$	$9.81\ m/s^2$
وحدة نصف قطر الأنبوبة الشعرية (r)	cm	m

وعندما تكون زاوية التماس تساوي صفراً (شكل ١٣) فإن :

$$(\cos 0 = 1)$$

وبالتالي فإن العلاقة $\left(\gamma = \frac{h\ d\ g\ r}{2\cos\theta}\right)$ تؤول إلى :

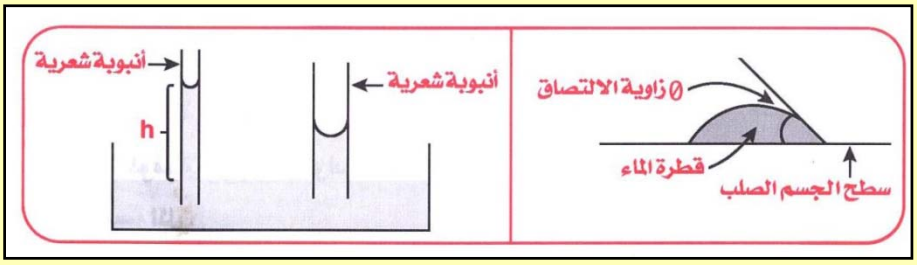
$$\gamma = \frac{1}{2} h\ d\ g\ r$$



شكل (١٣) : **زاوية التماس (θ) = صفر وحدوث بلل كامل**

فكرة التجربة

تستخدم طريقة ارتفاع الماء في أنبوبة شعرية معلوم نصف قطرها لتعيين معامل التوتر السطحي للماء المعلوم الكثافة ($1\ g/cm^3$) واعتبار زاوية التماس تساوي صفراً.



شكل (١٤) : الماء يبلل سطح الجسم الصلب (على اليمين) ويرتفع في الأنبوبة الشعرية (على اليسار). عند وضع أنبوبة شعرية (نصف قطرها r) في سائل ما له توتر سطحي (δ) والذي يبلل السطح الداخلي للأنبوبة، فإن السائل يرتفع في الأنبوبة الشعرية حتى يصل ارتفاع (h) من سطح السائل.

الأدوات والمواد المستخدمة

- أنبوبة شعرية مفتوحة الطرفين.
- قارورة غسيل بلاستيكية للماء المقطر.
- كأس سعته (100 ml).
- سوائل ومحاليل مختلفة يراد قياس توترها السطحي (مثل الماء، الأسيتون، الكحول الإيثيلي، ...).
- مسطرة مدرجة بوحدة السنتيمتر لقياس ارتفاع السائل في الأنبوبة الشعرية.

خطوات التجربة

١) اغمس الأنبوبة الشعرية المفتوحة الطرفين المعطاة لك في كأس زجاجي ذي السعة (100 ml) به السائل المراد تعيين توتره السطحي (يملأ الكأس إلى منتصفه).

٢) عند استقرار السائل داخل الأنبوبة الشعرية قم بقياس ارتفاعه من سطح السائل في الكأس إلى سطح السائل داخل الأنبوبة الشعرية (بوحدة السنتيمتر).

٣) كرر نفس الخطوة السابقة مع السوائل والمحاليل المختلفة.

ملحوظة

أحياناً لا تعطى نصف قطر الأنبوبة الشعرية التي تستخدمها ويمكن قياس قطرها باستخدام جهاز لذلك. ويمكن كذلك حساب نصف قطرها بقياس (h) في أحد السوائل المعروف توترها السطحي. فعلى سبيل المثال لو أعطينا قيمة التوتر السطحي للماء عند درجة حرارة الغرفة (75.03 dyne/cm) وقسنا قيمة (h) فإن نصف قطر الأنبوبة الشعرية (r) يحسب كما يلي :

$$\delta = \frac{h \cdot d \cdot g \cdot r}{2}$$

$$r = \frac{2\,\delta}{h \cdot d \cdot g}$$

$$r = \frac{2 \times 75.03}{h \times 1 \times 981}$$

النتائج والحسابات

سجل النتائج في الجدول التالي مستخدماً الكثافة (d) المحسوبة في التجربة السابقة لنفس السوائل والمحاليل. ثم احسب التوتر السطحي للسوائل مستخدماً العلاقة الرياضية التالية :

$$(\delta = 0.5\ h\ d\ g\ r)$$

حيث :

(δ) : التوتر السطحي للسائل بوحدة (dyne / cm).

h : ارتفاع السائل في الأنبوبة الشعرية بوحدة (cm).

d : كثافة السائل بوحدة (g/cm^3).

g : عجلة الجاذبية الأرضية وقيمتها : ($g = 980.7\ cm/s^2$)

r : نصف قطر الأنبوبة الشعرية وقيمتها في تجربتنا ($r = 0.05$ cm).

السائل أو المحلول	ارتفاع السائل (h) في الأنبوبة الشعرية (بوحدة (cm)	كثافة السائل (d) بوحدة (g/cm^3)	التوتر السطحي (δ) بوحدة (dyne/cm)
ماء			

تطبيقات حسابية على التوتر السطحي للسوائل باستخدام طريقة الخاصية الشعرية

مثال (١)

إذا كان نصف قطر أنبوبة شعرية ($r = 0.0335\ cm$) وعند غمسها في سائل كثافته ($d = 0.866\ g/cm^3$) ارتفع السائل في الأنبوبة الشعرية إلى ارتفاع قدره ($h = 2.0\ cm$) فإذا علمت أن عجلة الجاذبية الأرضية تساوي ($g = 981\ cm/s^2$)

فاحسب التوتر السطحي لذلك السائل.

الحل

باستخدام العلاقة :

$$\gamma = 1/2\, h\, d\, g\, r$$

$$\gamma = 1/2 \times (2) \times (0.866) \times (981) \times (0.0335)$$

$$\gamma = 28.46\ dynes/cm$$

مثال (٢)

احسب ارتفاع الماء داخل أنبوبة شعرية نصف قطرها ($r = 0.002\ m$) عند درجة حرارة ($30\ °C$) علماً بأن كثافة الماء تساوي ($996\ kg/m^3$) والتوتر السطحي للماء هو ($71.18 \times 10^{-3}\ N/m$) والجاذبية الأرضية هي ($9.81\ m/s^2$).

الحل

$$\gamma = 1/2\, h\, d\, g\, r$$

$$71.18 \times 10^{-3} = 1/2 \times (h) \times (996) \times (9.81) \times (0.002)$$

$$h = \frac{71.18 \times 10^{-3}\ N\ m^{-1}}{1/2 \times (996\ kg\ m^{-3}) \times (9.81\ m\ s^{-2}) \times (0.002\ m)} \quad (\text{where } N = kg\ m\ s^{-2})$$

$$h = \frac{71.18 \times 10^{-3}\ \cancel{kg}\ \cancel{m}\ s^{-2}\ \cancel{m}^{-1}}{1/2 \times (996\ \cancel{kg}\ m^{-3}) \times (9.81\ \cancel{m}\ s^{-2}) \times (0.002\ \cancel{m})}$$

$$h = 7.285 \times 10^{-3}\ m$$

مثال (٣)

إذا كان نصف قطر أنبوبة شعرية ($r = 0.0335\ cm$) وعند غمسها في سائل كثافته ($d = 0.866\ g/cm^3$) ارتفع السائل في الأنبوبة الشعرية الى ارتفاع قدره ($h = 2.0\ cm$) فإذا علمت أن عجلة الجاذبية الأرضية تساوي ($g = 981\ cm/s^2$).

فاحسب التوتر السطحي لذلك السائل.

الحل

بترتيب المعطيات في جدول كالآتي :

r	d	h	g	γ
0.0335 cm	0.866 g/cm^3	2.0 cm	981 cm/s^2	?

يمكن حساب التوتر السطحي باستخدام العلاقة :

$\gamma = 0.5\ h\ d\ g\ r$

$\gamma = 0.5 \times (2\ \cancel{cm}) \times (0.866\ g\ \cancel{cm}^{-3}) \times (981\ \cancel{cm}\ s^{-2}) \times (0.0335\ \cancel{cm})$

$\gamma = 28.46\ g/s^2$

$\gamma = 28.46\ g\ .\ cm\ /s^2 cm$

$\gamma = 28.46$ dynes/cm

مثال (٤)

احسب ارتفاع الماء (h) داخل أنبوبة شعرية نصف قطرها ($r = 0.002$ m) عند درجة حرارة (30 °C) علماً بأن كثافة الماء تساوي ($996\ kg/m^3$) والتوتر السطحي للماء هو (71.18×10^{-3} N/m) والجاذبية الأرضية هي ($9.81\ m/s^2$).

الحل

بترتيب المعطيات في جدول كالآتي :

r	d	h	g	γ
0.002 cm	996 Kg/m^3	?	9.81 m/s^2	71.18×10^{-3} N/m

وبتطبيق العلاقة :

$\gamma = 0.5\ h\ d\ g\ r$

$71.18 \times 10^{-3}\ N/m = 0.5 \times (h) \times (996\ kg\ m^{-3}) \times (9.81\ m\ s^{-2}) \times (0.002\ m)$

$$h = \frac{71.18 \times 10^{-3}\ N\ m^{-1}}{0.5 \times (996\ kg\ m^{-3}) \times (9.81\ m\ s^{-2}) \times (0.002\ m)} \quad (\text{where } N = kg\ m\ s^{-2})$$

$$h = \frac{71.18 \times 10^{-3}\ \cancel{kg}\ m\ s^{-2}\ \cancel{m}^{-1}}{0.5 \times (996\ \cancel{kg}\ \cancel{m}^{-3}) \times (9.81\ \cancel{m}\ s^{-2}) \times (0.002\ \cancel{m})}$$

$h = 7.285 \times 10^{-3}\ m$

مثال (٥)

احسب التوتر السطحي لسائل الأسيتون (CH_3COCH_3) إذا ارتفع في أنبوبة شعرية مسافة قدرها (6 cm)، فإذا علمت أن قطر الأنبوبة الشعرية يساوي (0.2 mm) وكثافة الأسيتون ($d = 0.792\ g/cm^3$) وعجلة الجاذبية الأرضية هي ($g = 981\ cm/s^2$).

الحل

بترتيب المعطيات في جدول كالآتي :

r	d	h	g	γ
0.2 mm = 0.02 cm	$0.792\ g/cm^3$	6 cm	$981\ cm/s^2$	?

وبتطبيق العلاقة :

$$\gamma = 0.5\ h\ d\ g\ r$$

$$\gamma = 0.5 \times (6\ \cancel{cm}) \times (0.792\ g\ \cancel{cm}^{-3}) \times (981\ \cancel{cm}\ s^{-2}) \times (0.02\ \cancel{cm})$$

$$\gamma = 46.620\ g/s^2$$

$$\gamma = 46.620\ g\ .\ cm\ /s^2 cm$$

$$\gamma = 46.620\ dyne/cm$$

مثال (٦)

عند درجة حرارة (20 ^oC) إلى أي ارتفاع يصعد سائل التولوين في أنبوبة نصف قطرها (0.024 cm)، إذا كان توتره السطحي عند تلك الدرجة هو (28.4 dyne/cm) وكثافته ($0.866\ g/cm^3$).

الحل

بترتيب المعطيات في جدول كالآتي :

r	$d_{toluene}$	$h(H_2O)$, h(toluene)	g	$\gamma_{toluene}$
0.024 cm	0.866 g/cm^3	?	981 cm/s^2	dyne/cm 28.4

بتطبيق معادلة حساب التوتر السطحي :

حساب ارتفاع سائل التولوين في الأنبوبة الشعرية :

$$\gamma_{(Tol.)} = 0.5\ h_{(tol.)}\ d_{(tol.)}\ g\ r$$

$$h = \frac{\gamma_{(tol.)}}{0.5\ d_{(tol.)} \cdot g \cdot r}$$

$$h = \frac{28.4\ \text{dyne cm}^{-1}}{0.5 \times 0.866\ \text{g cm}^{-3} \times 981\ \text{m s}^{-2} \times 0.024\ \text{cm}}$$

$$h = \frac{28.4\ \text{g. cm s}^{-2}\ \text{cm}^{-1}}{0.5 \times 0.866\ \text{g cm}^{-3} \times 981\ \text{cm s}^{-2} \times 0.024\ \text{cm}}$$

$$h = 2.786\ \text{cm}$$

مثال (٧)

احسب التوتر السطحي للأسيتون، إذا ارتفع في أنبوبة شعرية قطرها (0.2 mm) مسافة قدرها (6 cm)، علماً بأن كثافة الأسيتون (0.792 g/cm^3).

الحل

بتطبيق معادلة حساب التوتر السطحي :

حساب ارتفاع سائل التولوين في الأنبوبة الشعرية :

$$\gamma_{(acetone)} = 0.5 \cdot h_{(aceton)} \cdot d_{(aceton.)}\ g \cdot r$$

$$\gamma_{(acetone)} = 0.5 \times 6\ \text{cm} \times 0.792\ \text{g cm}^{-3} \times 981\ \text{cm s}^{-2} \times 0.01\ \text{cm}$$

$$\gamma_{(acetone)} = 23.310\ \text{dyne cm}^{-1}$$

مثال (٨)

إذا علمت أن التوتر السطحي للتولوين يساوي (24.8 dyne/cm) عند (20 ºC)، وكثافته عند ذات الدرجة هي ($0.866\ g/cm^3$). احسب نصف قطر الأنبوبة الشعرية التي تسمح للتولوين بالارتفاع مسافة (2 cm).

الحل

$$\gamma_{(Tol.)} = 0.5\ h_{(tol.)} \cdot d_{(tol.)}\ g \cdot r$$

$$r = \frac{\gamma_{(tol.)}}{0.5\ d_{(tol.)} \cdot g \cdot h}$$

$$h = \frac{24.8\ dyne\ cm^{-1}}{0.5 \times 0.866\ g\ cm^{-3} \times 981\ cm\ s^{-2} \times 2\ cm}$$

$$h = 0.02920\ cm$$

مثال (٩)

التوتر السطحي للزئبق السائل الملامس للهواء عند درجة حرارة (15 ºC) يساوي (487 dyne/cm). احسب الضغط السطحي (ΔP) في أنبوبة شعرية قطرها (1 mm) موجود أحد طرفيها في الزئبق.

الحل

$$\Delta P = \frac{2\gamma}{r}$$

$$\Delta P = \frac{2 \times 487\ dyne\ cm^{-1}}{\left(\frac{1}{2} \times 10^{-1}\right) cm} = 19480\ dynes/cm^2$$

مثال (١٠)

يرتفع الماء في أنبوبة شعرية نصف قطرها (0.1 mm) بمقدار (14.85 cm) عند درجة حرارة (20 °C). احسب التوتر السطحي إذا علمت أن الزاوية $(\theta = 0)$.

الحل

بتطبيق العلاقة :

$$\gamma = \frac{h\ d\ g\ r}{2\cos\theta}$$

$$\gamma = \frac{(14.85\ \text{cm}) \times (1\ \text{g cm}^{-3}) \times (981\ \text{cm s}^{-2}) \times (0.1 \times 10^{-1}\ \text{cm})}{2\cos 0}$$

$$\gamma = 72.84\ \text{dyne/cm}$$

مثال (١١)

احسب ارتفاع الماء في أنبوبة شعرية قطرها (10) ميكرون. علماً بأن الزاوية $(\theta = 0)$ عند درجة حرارة (20 ºC). علماً بأن التوتر السطحي للماء يساوي (72.8 dyne/cm).

الحل

$$\gamma = \frac{h\ d\ g\ r}{2\cos\theta}$$

$$72.8 = \frac{h \times (1\ \text{g cm}^{-3}) \times (981\ \text{cm s}^{-2}) \times (5 \times 10^{-4}\ \text{cm})}{2\cos 0}$$

$$h = \frac{72.8 \times 2\cos 0}{(1\ \text{g cm}^{-3}) \times (981\ \text{cm s}^{-2}) \times (5 \times 10^{-4}\ \text{cm})}$$

$$h = 296.84\ \text{cm}$$

مثال (١٢)

التوتر السطحي للزئبق هو ($0.52\ Nm^{-1}$) وكثافته هي (13.6 g/ml) عند درجة الحرارة (25 ºC) والزئبق لا يبلل الزجاج :

١) استنبط تعبيراً للانخفاض في سطح الزئبق إذا غمرت أنبوبة شعرية نصف قطرها الداخلي (r) في سائل الزئبق.

٢) احسب مقدار الانخفاض إذا كانت r تساوي :

أ) 1 mm ب) 5 mm

مثال (١٣)

احسب التوتر السطحي للأسيتون إذا ارتفع في أنبوبة شعرية مسافة قدرها (6 cm)، فإذا علمت أن قطر الأنبوبة الشعرية يساوي (0.2 mm) وكثافة الأسيتون ($d = 0.792\ g/cm^3$) وعجلة الجاذبية الأرضية هي ($g = 981\ cm/s^2$).

التجربة التاسعة

تعيين التوتر السطحي

للسوائل بطريقة وزن القطرة

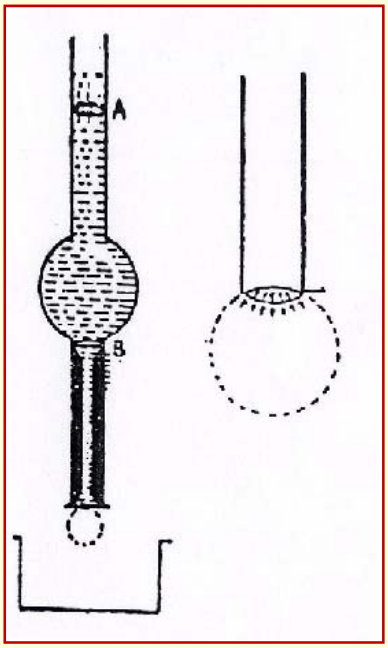
التجربة التاسعة

تعيين التوتر السطحي للسوائل بطريقة وزن القطرة

مقدمة

تستخدم هذه الطريقة لتعيين التوتر السطحي لسائل بمعلومية التوتر السطحي لسائل آخر معروف، حيث يعرف هذا السائل المعلوم التوتر السطحي له بـ "السائل المرجع"

ويعرف الجهاز المستخدم لهذا الغرض باسم "الأستالاجموميتر Stalagmometer)وهو عبارة عن أنبوبة شعرية ذات فقاعة (شكل ١)، ويمكن استخدام سحاحة بنفس الطريقة .



شكل (١) : جهاز الأستالاجموميتر (أنبوبة شعرية ذات فقاعة).

وفي هذه الطريقة يمكن المقارنة بين قيمتي التوتر السطحي لسائلين (γ_A, γ_B) مختلفين هما (A, B) حيث يمر كل منهما على انفراد عبر نفس الأنبوبة الشعرية، مع تعيين كتلتي القطرتين (m_A, m_B) وبناء على ذلك فإن :

$$\frac{\gamma_A}{\gamma_B} = \frac{m_A}{m_B}$$

ومن خلال هذه العلاقة يمكن إيجاد التوتر السطحي للسائل المجهول، فإذا كان السائل المجهول هو (A) فإن توتره السطحي يحسب كما يلي :

$$\frac{\gamma_A}{\gamma_B} = \frac{m_A}{m_B}$$

$$\gamma_A = \gamma_B \left(\frac{m_A}{m_B} \right)$$

خطوات التجربة

١) نحضر جهاز الأستالاجوميتر (الأنبوبة ذات الفقاعة)، نغسل الأنبوبة ونجففها تماماً.

٢) نحضر السائل (A) المراد تعيين التوتر السطحي له (γ_A) ونملأ الأنبوبة بهذا السائل بواسطة السحب حتى العلامة "A" (كما في الشكل ١).

٣) يسمح للسائل بالسقوط ببطء جداً على هيئة نقط تجمع في زجاجة معلومة الوزن .

٤) يحصى عدد النقط الساقطة (بمعدل نقطة في كل ثانيتين) ويعين وزنها، ويؤخذ متوسط وزن نقطة من السائل (A) وهو (m_A)

٥) تعاد الخطوات السابقة باستخدام السائل (B) وهو سائل معلوم التوتر السطحي له (γ_B) حيث يمكن تعيين متوسط وزن نقطة من السائل (B) وهو (m_B).

الحسابات والنتائج

نفرض أن $(n_B,\ n_A)$ هما أعداد النقط التي تم الحصول عليها من حجمين متساويين من السائلين $(A,\ B)$ وكثافتهما $(d_B,\ d_A)$ على الترتيب .

يتحدد متوسط وزن النقطة من السائل (A) وكذلك من السائل (B) من العلاقتين :

$$m_A = \frac{V}{n_A} d_A$$

$$m_B = \frac{V}{n_B} d_B$$

وحيث أن :

$$\frac{\gamma_A}{\gamma_B} = \frac{m_A}{m_B}$$

وبالتعويض عن قيم $(m_A,\ m_B)$ نحصل على :

$$\frac{\gamma_A}{\gamma_B} = \frac{\frac{V}{n_A} \cdot d_A}{\frac{V}{n_B} \cdot d_B}$$

$$\frac{\gamma_A}{\gamma_B} = \frac{d_A \cdot n_B}{d_B \cdot n_A}$$

والعلاقة الأخيرة :

$$\frac{\gamma_A}{\gamma_B} = \frac{d_A \cdot n_B}{d_B \cdot n_A}$$

هي القانون المتبع في هذه الطريقة .

تطبيقات حسابية

مثال (١)

عند تعيين التوتر السطحي لسائل (A) باستخدام طريقة وزن النقطة باستخدام جهاز الأستالاجموميتر، فأعطى السائل (A) نقطاً عددها (55.0 drops) وأعطى نفس الحجم من الماء (السائل B) عدداً من النقط قدره (25.0 drops). فإذا كانت كثافة السائلين ($d_A = 0.800\ g/cm^3$ و $d_B(H_2O) = 0.996\ g/cm^3$) وكان التوتر السطحي للماء (72 dyne/cm).

فاحسب التوتر السطحي للسائل A؟

الحل

$$\frac{\gamma_A}{\gamma_B} = \frac{d_A \cdot n_B}{d_B \cdot n_A}$$

$$\frac{\gamma_A}{72} = \frac{0.80 \times 25}{0.996 \times 55}$$

$$\gamma_A = 26.3\ dynes/cm$$

التجربة العاشرة

تعيين لزوجة السوائل والمحاليل

التجربة العاشرة

تعيين لزوجة السوائل والمحاليل

مقدمة

اللزوجة هي المقاومة التي تلاقيها طبقة من السائل أثناء سريانها مقابل طبقة أخرى (وبالتالي هي مقياس لسرعة سريان السائل بتأثير قوى معينة) حيث تبدي جميع السوائل مقاومة معينة للسريان، تختلف من سائل لآخر، **فالماء أسرع في سريانه من الجلسرين، وبذلك يعد الماء أقل لزوجة من الجلسرين عند نفس درجة الحرارة**، كذلك فإن الماء أقل لزوجة من العسل (شكل ١).

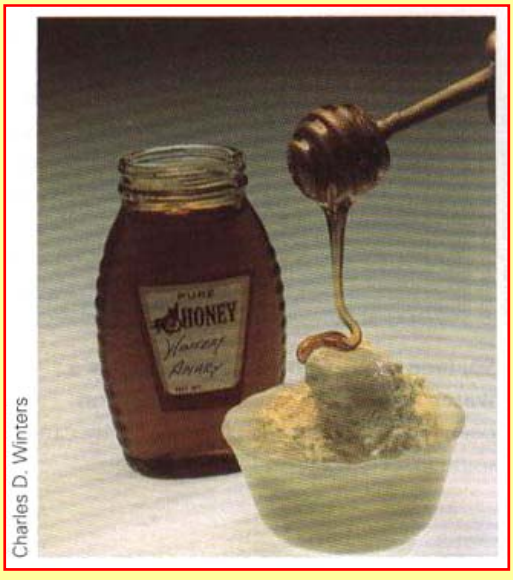


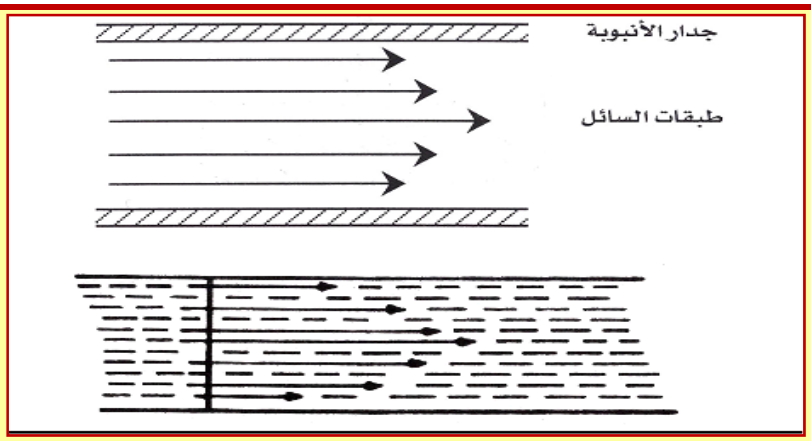
Fig. 1 : Viscosity. Honey is viscous, so it builds up rather than spreading out, as less viscous water would.

وتنشأ اللزوجة من قوى الاحتكاك بين طبقات السائل في أثناء حركتها لبعضها البعض (سببها وجود قوى تجاذب (تماسك) بين جزيئات السائل تسبب احتكاكاً داخلياً)، **ويكون هذا التأثير ضعيفاً في المحاليل ذات اللزوجة المنخفضة** كالكحول الإيثيلي والماء ذات الانسياب السهل (السريع). المحاليل الأخرى كعسل النحل أو زيوت المحركات ذات اللزوجة العالية فيكون انسيابها بطيئاً إلى حد كبير .

كذلك يمكن القول بأن احتكاك الطبقات المتجاورة في الجلسرين أكبر من احتكاك الطبقات المتجاورة في الماء، ولهذا تقل سرعة سريان الجلسرين عن سرعة سريان الماء ويصبح الجلسرين أكثر لزوجة من الماء .

وإذا فرضنا أننا وضعنا سائلاً في أنبوبة ضيقة وأثرنا عليه بقوة ما مثل فرق في الضغط بين طرفي الأنبوبة، فإن السائل يبدأ في السريان في الأنبوبة، **ولكن السرعة التي تتحرك بها طبقات هذا السائل تختلف من طبقة إلى أخرى، فالطبقة الرقيقة الملامسة لجدار الأنبوبة تكون ساكنة تقريباً، وتتزايد سرعة حركة الطبقات كلما بعدنا عن جدار الأنبوبة، وتصل هذه السرعة إلى أقصاها في الطبقات الوسطى من السائل، ثم تقل بعد ذلك تدريجياً حتى تصل إلى جدار الأنبوبة المقابل (شكل ٢).**

ويعمل هذا الاحتكاك بين طبقات السائل على مقاومة الحركة ويؤدي إلى ظاهرة اللزوجة .



شكل (٢) : تحرك طبقات سائل داخل أنبوبة ضيقة

وقد وجد من التجارب العلمية أن قوى الاحتكاك (F التي تضاد الحركة النسبية بطبقتين متلاصقتين واللازمة لكي يبقى هناك فرق ثابت من سرعة الطبقتين المتتاليتين يتناسب طردياً مع مساحة سطح التماس بين طبقتي السائل .

$$F \alpha S$$

حيث S : هي مساحة سطح التماس وهي تتناسب مع معدل تغير السرعة :

$$F \alpha dV/dx$$

حيث V : السرعة، و X : المسافة التي تفصل الطبقتين .

بالجمع بين العلاقتين $(F \alpha S)$ و $(F \alpha dV/dx)$ نجد أن :

$$F \alpha S (dV/dx)$$

$$\therefore F = \eta S (dV/dX)$$

حيث η ثابت ويعرف بمعامل اللزوجة .

قوى الاحتكاك = معامل اللزوجة × مساحة سطح التماس × (سرعة على المساحة)

ويمكن بذلك تعريف معامل اللزوجة (أو اللزوجة) كما يلي :

هو القوة بالداين (dyne) التي تؤثر بين طبقتين متوازيتين من سائل، مساحة مقطع كل منهما ($1\ cm^2$) ويبعدان عن بعضهما مسافة (1 cm) لكي تحفظ سرعة سريان إحدى الطبقتين بالنسبة للأخرى بسرعة قدرها (1 cm/s).

وتعتمد سرعة الجزيئات وتدفق السوائل على درجة لزوجة السائل، **فكلما زادت اللزوجة قلت سرعة الانسياب**. فمثلاً الجلسرين أكثر لزوجة من الماء، ولذلك فإن الماء أكثر انسياباً من الجلسرين. كذلك زيوت المحركات انسيابها بطيء مقارنة بالماء، ولذلك فهي أكثر لزوجة من الماء .

س) علل : تصنيع زيوت السيارات بدرجات مختلفة.

ج (وذلك للاستخدام وفق الفصل (صيف أم شتاء)، فالزيت ذو الدرجة العالية يدل على ارتفاع لزوجته وبالتالي يصلح للاستخدام في فصل الصيف الذي يمتاز بارتفاع درجة حرارته. بينما في الشتاء تستخدم الزيوت ذات الدرجة المنخفضة.

س) علل : اللزوجة في السوائل أكبر منها بكثير عن الغازات.

بسبب زيادة قوى التجاذب في السوائل .

وحدات معامل اللزوجة

$$\text{Viscosity} = \frac{\text{Force} \times \text{Distance}}{\text{Velocity} \times \text{Area}}$$

$$\eta = \frac{\text{Newton} \times \text{m}}{\text{ms}^{-1} \times \text{m}^2}$$

$$\eta = \frac{\text{Kg}\, \cancel{\text{m}}\, \text{s}^{-2} \times \cancel{\text{m}}}{\text{m}\cancel{\text{s}^{-1}} \times \cancel{\text{m}^2}}$$

$$\eta = \text{Kg m}^{-1}\text{s}^{-1} = \textit{poise}$$

العلاقة بين معامل اللزوجة والحجم السائل الذي يمر خلال أنبوبة دقيقة (شعرية) ذات نصف قطر (r) وطول (L) في الزمن (t) بالثانية تحت ضغط (P) **تعطى بعلاقة بوازيه** Poisellieh :

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

وعند قياس اللزوجة بالطريقة المباشرة باستخدام علاقة بوازيه حيث يستخدم جهاز أوستوالد ويسمى بالفيسكوميتر (Ostwald's Viscometer) ويمكن أن يحدث تعديل في معادلة بوازيه لمثل هذا الغرض،حيث القوة المشتقة (الضغط الهيدروستاتيكي) الموجودة في معادلة بوازيه يستبدل بـ (ghd)

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

$$\eta = \frac{\pi\, r^4 ghd\, t}{8\, V\, L}$$

العوامل المؤثرة في اللزوجة

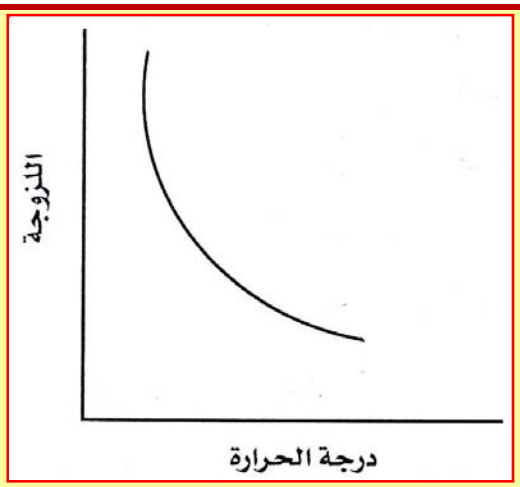
١) درجة الحرارة

تقل اللزوجة بارتفاع درجة الحرارة (شكل ٣) ، لأن زيادة درجة الحرارة يزيد من حركة الجزيئات فتقل نسبياً قوى التجاذب بين الجزيئات، **فإذا قل التجاذب قلت اللزوجة**. لذلك ينصح سائقوا السيارات باستخدام زيوت عالية اللزوجة في الصيف وقليلة اللزوجة في الشتاء. وقد وجد أن لزوجة السائل تقل بمقدار (1 - 2%) لكل ارتفاع في درجة الحرارة مقداره (1 °C).

س) ما أثر ارتفاع درجة الحرارة على لزوجة السوائل؟

ج) تنقص لزوجة السوائل بارتفاع درجة الحرارة (جدول ١) **لأن ارتفاع درجة الحرارة يقلل من تأثير قوى التجاذب (يزيد من الطاقة الحركية لجزيئات السائل) وهذا السلوك خلاف السلوك للغازات والتي معامل اللزوجة لها يزداد مع درجة الحرارة .**

التجربة العاشرة : تعيين لزوجة السوائل والمحاليل



شكل (٣) : العلاقة بين اللزوجة ودرجة الحرارة

جدول (١) معامل اللزوجة لبعض السوائل عند درجات حرارة مختلفة :

Liquid	0 °C	10°C	15°C	20°C	25°C	30°C	40°C	50°C
Aniline	12.200	6.450	5.300	4.270	3.640	3.11	2.360	1.860
Benzene	0.900	0.757	0.696	0.647	0.596	0.561	0.492	0.436
Carbon tetrachloride	1.351	1.138	1.040	0.975	0.903	0.848	0.746	0.662
Chloroform	0.699	0.625	0.596	0.563	0.532	0.510	0.464	0.424
Ethanol	1.772	1.466	1.300	1.200	1.078	1.003	0.834	0.702
Methanol	0.808	0.690	0.623	0.592	0.544	0.515	0449	0.395
Toluene	0.772	0.671	0.623	0.590	0.560	0.525	0.471	0.426
Water	0.178	1.304	1.137	1.002	0.890	0.798	0.654	0.547

واعتماد سائل على درجة الحرارة يمكن إيجادها من العلاقة التالية والتي تعرف بمعادلة أندراد (Andrade) :

$$\eta = Ae^{\Delta E/RT}$$

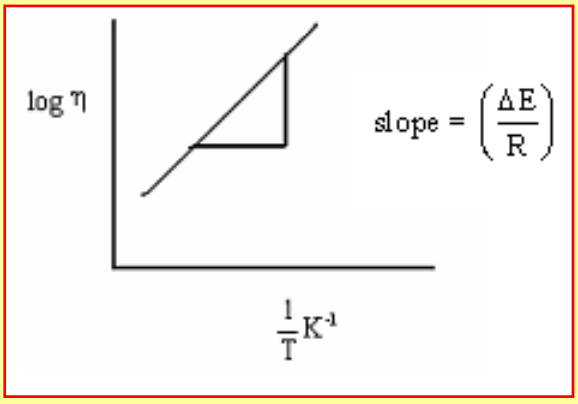
$$\log\eta = \frac{\Delta E}{RT} + \log A$$

$$\log\eta = \frac{\Delta E}{R}\left(\frac{1}{T}\right) + \log A$$

وبرسم العلاقة :

$$\log\eta = \frac{\Delta E}{R}\left(\frac{1}{T}\right) + \log A$$

$\log\eta$ (على محور الصادات) مقابل (1/T) (على محور السينات) يلاحظ خط مستقيم، وتختلف من سائل إلى سائل آخر من حيث الميل (شكل ٤).



شكل (٤)

حيث (ΔE) طاقة التنشيط لانسياب اللزوجة والتي يمكن تعيينها من الشكل بواسطة الميل للخط المستقيم $\left(\frac{\Delta E}{R}\right)$ هذه الطاقة الانتقالية التي يجب وجودها قبل حدوث التدفق .وهذا يعني أن الجزيئات يجب أن تأخذ طاقة كافية لدفع الجزيئات المحيطة قبل أن تأخذ أي خطوة في عملية سريان السائل .

٢) الوزن الجزيئي

تزداد اللزوجة بازدياد حجم الجزيئ (الوزن الجزيئي) في المركبات المتجانسة (من نوع واحد) فمثلاً في الهيدروكربونات لزوجة المركب C_8H_{18} أكبر من C_7H_{16}

٣) قوى التجاذب

قوى الجذب بين الجزيئات تعتبر مقياس مبدئي للزوجة السوائل، فكلما زاد التجاذب بين الجزيئات تزداد صعوبة حركة الجزيئات وبالتالي تزداد لزوجة السائل. **فمثلاً السوائل ذات الجزيئات القطبية تكون أعلى لزوجة. وبالتالي فإن السوائل التي تمتاز جزيئاتها بقوى تجاذب عالية ذات لزوجة عالية.**

٤) وجود مواد ذائبة

المواد المذابة في السائل تؤثر في اللزوجة، **فمثلاً وجود السكر في الماء يزيد من لزوجة الماء، أما وجود الأملاح الأيونية في الماء فإنها تقلل من لزوجة الماء.** ووجود المواد العالقة في السائل يزيد من لزوجته، فمثلاً الدم أعلى لزوجة من الماء بسبب وجود البروتينات والصفائح الدموية العالقة فيه .

٥) الضغط

بزيادة الضغط على السائل تزداد قوى التجاذب بين جزيئات السائل، وبالتالي تزداد اللزوجة بعض الشيء .

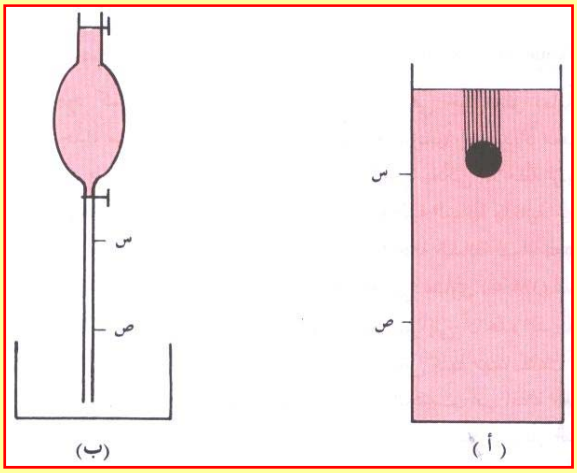
٦) شكل الجزيء وتركيبه

يلعب شكل جزيئات السائل وتركيبها دوراً كبيراً في مقدار لزوجتها، فالسوائل ذات الجزيئات الكبيرة وغير المنتظمة الشكل (التي يكون شكل جزيئاتها معيقاً لحركتها) تكون أكثر لزوجة من الجزيئات الصغيرة المتماثلة في الشكل .

قياس لزوجة السوائل

هناك طريقتان للقياس :

١) تقاس عادة اللزوجة بقياس المسافة التي تقطعها كرة حديدية خلال زمن معين في عمود من السائل ومنها تقاس السرعة التي تتناسب عكسياً مع اللزوجة (شكل ٥ أ).



شكل (٥) : قياس اللزوجة في قياس الزمن اللازم لقطع المسافة (س ص) إما من قبل كرة معدنية ساقطة في السائل كما في (أ)، أو من قبل سائل ينساب عبر أنبوبة كما في (ب)، فكلما كان الزمن للإنسياب طويلاً كلما كان السائل أكثر لزوجة.

٢) أو نستخدم طريقة بوازيليه حيث استخدم جهاز الفيسكوميتر (شكل ٦). وبقياس الزمن الذي يستغرقه السائل للإنسياب خلال زمن معين وذلك في عمود يحتوي على هذا السائل (شكل ٥ ب) وبمقارنته بسائل معروفة لزوجته وزمن انسيابه يمكن إيجاد لزوجة السائل والتي يرمز لها بالحرف (η) حيث :

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

حيث :

t_1 : زمن انسياب السائل المجهول بالثانية.

t_2 : زمن انسياب الماء بالثانية.

(η_1) : لزوجة السائل المجهول.

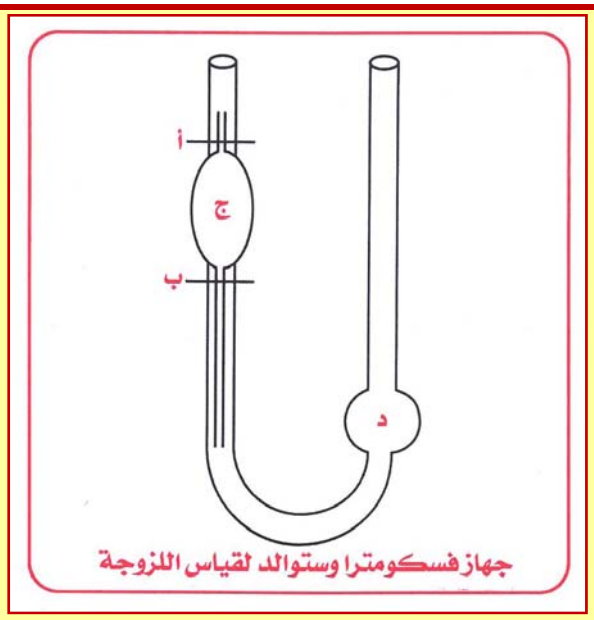
(η_2) : معامل لزوجة الماء ويساوي (0.891 poise).

d_1 : كثافة السائل (g/cm^3)

d_2 : كثافة الماء (g/cm^3).

ومن القانون يتضح أنه كلما زادت كثافة السائل (d_1) فإن لزوجته (η) تزداد.

وهذه الطريقة (طريقة بوازيليه) سنقوم بتطبيقها في المعمل لتعيين اللزوجة لبعض السوائل.



شكل (٦) : جهاز الفيسكومتر لقياس اللزوجة

فكرة التجربة

لو قارنا معدل سريان سائل كالماء بمعدل سريان سائل آخر كزيت خلال أنبوبة، فإننا سنجد فرقاً كبيراً، فسرعة سريان الزيت تكون أقل كثيراً ومعدل سريان السائل يقاس بلزوجته **فطبقة السائل في وسط الأنبوبة** أسرع سرياناً من الطبقة الملاصقة على الجانبين، وتقل سرعة السريان كلما اتجهنا من الوسط إلى الجانبين ناحية جداري الأنبوبة، وتكون سرعة سريان الطبقتين الملامستين لجداري الأنبوبة أقل ما يمكن بسبب احتكاكها بالجدران. وقد وجد من التجارب العملية أن القوة المماسة اللازمة لكي يبقى هناك فرق ثابت بين سرعة سريان الطبقات المتتالية تتناسب مع الفرق في السرعة ومساحة التماس تتناسب عكسياً مع المسافة التي تفصل بين الطبقتين.

$$\text{force } \alpha \ \frac{\text{velocity} \times \text{area}}{\text{distance}}$$

$$\text{force} = \eta \left(\frac{\text{velocity} \times \text{area}}{\text{distance}} \right)$$

$$\eta = \frac{\text{force} \times \text{distance}}{\text{velocity} \times \text{area}}$$

$$\eta = \frac{\text{dyne} \times \not{\text{cm}}}{\left(\frac{\not{\text{cm}}}{\text{sec}} \right) \times \text{cm}^2} = \frac{\text{dyne} \times \text{sec}}{\text{cm}^2} = \frac{\text{gram}}{\text{cm} \cdot \text{sec}}$$

حيث : η معامل اللزوجة (أو اختصاراً اللزوجة).

الأدوات والمواد المستخدمة

- مقياس اللزوجة لاستوالد (الفيسكومتر Viscometer).
- قارورة غسيل (ماء مقطر).
- ساعة إيقاف.
- سوائل ومحاليل مختلفة يراد قياس لزوجتها (أسيتون، كحول إيثيلي، ماء مقطر،...).
- ماصة (١٠ مل).

خطوات التجربة

١) نظف مقياس اللزوجة جيداً بالأسيتون ثم جففه.

٢) ضع حوالي (10 ml) من السائل المراد قياس لزوجته في جهاز استوالد (الفيسكومتر) بدقة.

٣) اسحب بعناية الماء عن طريق الأنبوبة الشعرية للجهاز حتى يصبح سطح السائل فوق العلامة العليا (A) لمقياس اللزوجة.

٤) اسمح للسائل أن ينساب إلى العلامة (A) ثم ثبته بوضع إصبعك السبابة على فوهة الماصة الجلدية.

٥) جهز ساعة الإيقاف (ويمكن استخدام المؤقت بجوالك) وابدأ حساب الزمن (t_1) الذي يستغرقه انسياب السائل بين العلامتين العلوية (A) والسفلية (B).

٦)كرر التجربة لنفس السائل عدة مرات ثم قس الزمن وسجل النتائج في الجدول واحسب المتوسط.

٧)كرر الخطوات (١ – ٥) مستعملاً السوائل والمحاليل الأخرى المراد قياس لزوجتها، وسجل النتائج في جدول.

النتائج والحسابات

حساب اللزوجة المطلقة واللزوجة النسبية

اللزوجة النسبية يمكن حسابها من العلاقة التالية

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

واللزوجة المطلقة يمكن حسابها من العلاقة التالية

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

حيث :

η_1 : لزوجة السائل المطلقة بوحدة البواز (100) عند درجة حرارة المعمل (غالباً عند 25 °C).

η_2 : لزوجة الماء المقطر عند درجة حرارة المعمل (غالباً عند 25 °C).

$\left(\frac{\eta_1}{\eta_2}\right)$: اللزوجة النسبية للسائل

t_1 : زمن انسياب السائل من النقطة (A) إلى النقطة (B).

t_2 : زمن انسياب الماء المقطر من النقطة (A) إلى النقطة (B).

d_1 : كثافة السائل.

d_2 : كثافة الماء المقطر.

التجربة العاشرة : تعيين لزوجة السوائل والمحاليل

جدول (١)

السائل	الزمن الأول للانسياب	الزمن الثاني للانسياب	الزمن الثالث للانسياب	متوسط زمن الانسياب
الماء				

جدول (٢)

السائل	الكثافة	متوسط زمن الانسياب	الكثافة النسبية للسائل $\frac{\eta_1}{\eta_2} = \frac{d_1 \times t_1}{d_2 \times t_2}$	الكثافة المطلقة للسائل $\eta_1 = \frac{d_1 \times t_1 \times \eta_2}{d_2 \times t_2}$
الماء				

تطبيقات حسابية

مثال (١)

باستخدام جهاز استوالد (فيسكوميتر) لقياس لزوجة سائل كثافته تساوي ($0.867\ g/cm^3$) عند ($25\ ^\circ C$) وجد أن الزمن اللازم لانسياب السائل خلال الأنبوبة الشعرية هو ($46.2\ sec$)، وأن الزمن اللازم لانسياب نفس الحجم من الماء هو ($59.2\ sec$) عند نفس درجة الحرارة. احسب لزوجة السائل المطلقة بوحدة البواز (Poise) عند نفس درجة الحرارة ثم احسب اللزوجة النسبية للسائل، علماً بأن لزوجة الماء المطلقة هي ($0.0895\ Poise$) وكثافته ($1\ g/cm^3$).

الحل

حساب اللزوجة المطلقة للسائل : (η_l)

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

$$\frac{\eta_l}{\eta_{H_2O}} = \frac{d_1\ t_1}{d_{H_2O}\ t_{H_2O}}$$

$$\eta_l = \eta_{H_2O}\left(\frac{d_1\ t_1}{d_{H_2O}\ t_{H_2O}}\right)$$

$$\eta_l = 0.0895 \times \left(\frac{0.867 \times 46.2}{1 \times 59.2}\right)$$

$$\eta_l = 0.0606\ Poise$$

ولحساب اللزوجة النسبية فإن :

$$\eta_{relative} = \frac{\eta_l}{\eta_2}$$

$$\eta_{relative} = \frac{\eta_l}{\eta_{H_2O}}$$

$$\eta_{relative} = \frac{0.0606}{0.0895} = 0.677$$

مثال (٢)

قيس زمن مرور حجم معين من الماء وحجم مساو له من البنزين من خلال جهاز أوستوالد عند (20 °C) فكان (120 sec)، (88 sec) على التوالي، فاحسب اللزوجة المطلقة للبنزين، علماً بأن كثافة الماء تساوي ($1\ g/cm^3$)، وكثافة البنزين تساوي ($0.88\ g/cm^3$) ولزوجة الماء (10.05×10^{-3} Poise).

الجواب : $\eta_{Benzen} = 5.9 \times 10^{-3}$ Poise

مثال (٣)

إذا كان زمن سريان الماء عند (20 °C) في جهاز لقياس اللزوجة يساوي (427.5 sec) فاحسب معامل اللزوجة للزئبق (كثافته $13.6\ g/cm^3$) إذا كان زمن سريان الزئبق تحت الظروف نفسها (48.4 sec)، علماً بأن لزوجة الماء (10.05×10^{-3} Poise) وكثافته ($1\ g/cm^3$).

الجواب : $\eta_{Hg} = 1.55 \times 10^{-2}$ Poise

مثال (٤)

إذا كانت درجة اللزوجة المطلقة للماء عند (20 °C) تساوي (0.01002 Poise) ولاحظنا أن ($2\ cm^3$) من الماء يتدفق في زمن قدره (53.2 sec) بينما يتدفق ($2\ cm^3$) من الكلوروفورم في زمن قدره (20 sec)، احسب درجة اللزوجة المطلقة والنسبية للكلوروفورم. علماً بأن كثافة الماء ($1\ g/cm^3$) وكثافة الكلوروفورم ($1.5\ g/cm^3$)

اللزوجة المطلقة للكلوروفورم (5.65×10^{-3} Poise)

اللزوجة النسبية للكلوروفورم (0.564)

مثال (٥)

باستخدام جهاز الفيسكوميتر تدفق $2\ cm^3$ من الماء خلال (48 sec) وتدفق من الأسيتون ($2\ cm^3$) في زمن قدره (20 sec). احسب اللزوجة النسبية للأسيتون مع العلم أن كثافة الأسيتون هي ($0.79\ g/cm^3$) وكثافة الماء هي ($1\ g/cm^3$) ولزوجة الماء هي (10.05×10^{-3} Poise).

الجواب : $\eta_{relative\ (acetone)} = 0.329$

مثال (٦)

اللزوجة المطلقة للماء هي ($0.1002 \times 10^{-1}\ Kg\ m^{-1}\ s^{-1}$) عند (20 °C) لجهاز أوستوالد، ويمر ($3\ cm^3$) خارجاً في (79.5 s)، بينما حجم من الكلوروفورم يمر خارجاً في (30 s) فإذا علمت أن كثافة الماء هي ($1 \times 10^3\ Kg\ m^{-3}$) وكثافة الكلوروفورم ($1.49 \times 10^3\ Kg\ m^{-3}$). احسب اللزوجة النسبية واللزوجة المطلقة للكلوروفورم عند نفس الدرجة .

اللزوجة النسبية : relative viscosity = 0.56226

اللزوجة المطلقة : absolute viscosity = 0.56338 kg m^{-1} s^{-1}

التجربة الحادية عشرة

حساب السعة الحرارية للمسعر الحراري

التجربة الحادية عشرة

حساب السعة الحرارية للمسعر الحراري

مقدمة

الحرارة النوعية لمادة (Specific Heat)

الحرارة النوعية (S) لمادة ما هي "كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة جرام واحد من مادة ما درجة مئوية واحدة". ووحدتها : (J/g. ºC).

أو تعرف الحرارة النوعية بأنها : "السعة الحرارية لجرام واحد من المادة".

الحرارة النوعية للماء Specific Heat of Water

الحرارة النوعية للماء هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة جرام واحد من الماء درجة مئوية واحدة. وهي قيمة ثابتة مقدارها (4.184 J/g °C).

ويمكن الاستفادة من قيمة الحرارة النوعية في التمييز بين المواد من حيث تأثرها بالحرارة، حيث أنه **كلما قلت الحرارة النوعية للمادة** فإن هذا يدل على أنها تمتص كمية صغيرة من الحرارة وترتفع درجة حرارتها بشكل ملحوظ، بينما **كلما زادت الحرارة**

النوعية للمادة فإن هذا يدل على أن المادة تمتص كمية كبيرة من الحرارة دون أن ترتفع درجة حرارتها بشكل ملحوظ.

مثال توضيحي

- **عند تعرض الماء(H_2O) للحرارة** فإن (1 g) منه تمتص كمية من الحرارة مقدارها 4.184 J وترتفع درجة حرارته درجة مئوية واحدة فقط.
- **أما الألومنيوم (Al)** فإن (1 g) منه يمتص كمية من الحرارة مقدارها (0.9 J) فقط وترتفع درجة حرارته درجة مئوية واحدة.

س) علل يستخدم الماء في تبريد المحركات؟

ج) بسبب أن الحرارة النوعية للماء كبيرة ($S = 4.184\ J/g\ ^oC$) لذلك فإنه يمتص حرارة المحرك دون أن تتأثر حرارته بشكل واضح.

السعة الحرارية Heat Capacity (C)

السعة الحرارية هي "كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة كتلة مادة ما درجة مئوية واحدة". وكلما زادت السعة الحرارية للجسم كلما زادت الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارته. **ووحدة السعة الحرارية هي :** ($J/\ ^oC$)

التجربة الحادية عشرة : تعيين السعة الحرارية ($C_{caloriemeter}$) لمسعر حراري

جدول (١) : الحرارة النوعية لبعض المواد

المادة	الحرارة النوعية (J/g. °C)	المادة	الحرارة النوعية (J/g. °C)
الهواء	1.01	الماء/ ثلج	2.03
البنزين	1.05	الماء / سائل	4.184
سبيكة النحاس الأصفر	0.37	الماء/ بخار	2.01
النحاس	0.38	الألومينيوم	0.887
الكحول الإيثيلي	2.42	الرمل	0.787
الزجاج : (Pyrex)	0.78	ملح الطعام	0.774
الجرانيت	0.80	الكربون	0.531
الرخام	0.84	الحديد	0.452
بولي إيثيلين	2.3	الذهب	0.131
الصلب	0.51	اليورانيوم	0.117

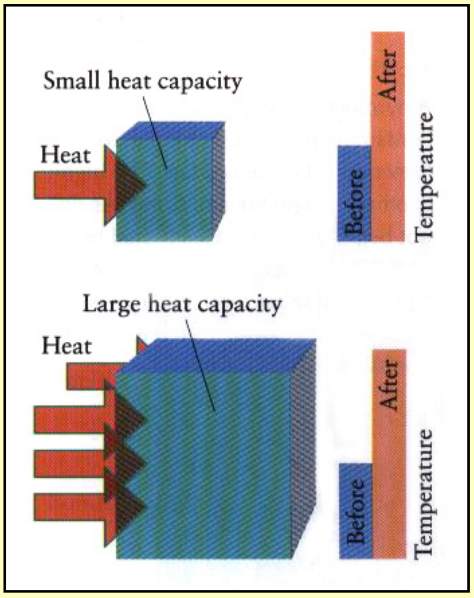


Fig. 1 : Heat capacity is an extensive property, so a large object (bottom) has a larger heat capacity than a small object (top) made of the same material.

السعة الحرارية المولية (Molar Heat Capacity)

السعة الحرارية الجزيئية Molar Heat Capacity

هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة مول واحد من المادة درجة مئوية واحدة ووحدتها : (J/mol °C)، وتحسب عن طريق ضرب الحرارة النوعية بالوزن الجزيئي للمادة Mw

$$C = S \times Mw$$

العلاقة بين السعة الحرارية (C) والحرارة النوعية (S)

السعة الحرارية (C) = كتلة المادة m (g) × الحرارة النوعية S (J/g °C)

$$C = S \times m$$

العلاقة بين كمية الحرارة (q) والسعة الحرارية (C)

يمكن التعبير عن السعة الحرارية (C) رياضياً كما يلي :

$$C = \frac{q}{\Delta t}$$

$$q = C \cdot \Delta t$$

حيث يمكن حساب كمية الحرارة الممتصة "q" عند ارتفاع درجة حرارة كتلة من مادة ما، بين درجة حرارة ابتدائية "t_1' ودرجة حرارة نهائية "t_2' باستخدام معادلة السعة الحرارية :

$$q = S \cdot m \cdot \Delta t$$
$$q = C \cdot \Delta t$$

حيث Δt تمثل التغير في درجة الحرارة وهي عبارة عن الفرق بين درجة الحرارة النهائية والابتدائية.

$$\Delta t = t_2 - t_1$$
$$\Delta t = t_f - t_i$$

فإذا كانت درجة الحرارة الابتدائية (20 ºC) والنهائية (10 ºC) أي انخفضت درجة الحرارة فإن التغير في درجة الحرارة :

$$\Delta t = t_f - t_i$$
$$\Delta t = 10 - 20$$
$$\Delta t = -10\ ^{o}C$$

لا حظ أن التغير في درجة الحرارة بالسالب.

و المعادلة:

$$q = S \times m \times \Delta t$$

هي الأساس الذي بنيت عليه فكرة قياس كمية الحرارة الممتصة أو المنطلقة من التفاعلات الكيميائية، باستخدام جهاز يعرف باسم المسعر "Calorimeter".

قياس حرارة التفاعل : Heat of Reaction Measurement

التغيرات الحرارية نتيجة لاحتراق أي مادة تقاس عند حجم ثابت، وذلك باستخدام ما يسمى المسعر (Calorimeter) (مسعر القنبلة) (Bomb Calorimeter).

فالمسعر الحراري جهاز يستخدم لقياس التغيرات الحرارية (كمية الحرارة الممتصة أو المنبعثة) المصاحبة للتفاعلات الكيميائية.

ويتحدد نوع المسعر الحراري المطلوب استخدامه تبعاً لنوع التفاعل الكيميائي المدروس، بمعنى إذا كان التفاعل يتم عند ضغط ثابت أم يتم عند حجم ثابت. ومسعر القنبلة يستخدم لقياس الحرارة المنطلقة في أثناء عمليات الاحتراق.

وصف جهاز المسعر

يتكون المسعر الحراري عادة – كما هو موضح بالأشكال (٢، ٣) من :

١) إناء خارجي معزول عزلاً حرارياً جيداً حتى يمنع تسرب الحرارة من داخل أو خارج هذا الإناء. وتوضع في هذا الإناء الخارجي كمية معينة من الماء معلومة الوزن بدقة، حيث يغمر به الوعاء الذي سيتم به التفاعل.

٢) مقياس لدرجة الحرارة.

٣) مصدر للإشعال.

٤) محرك.

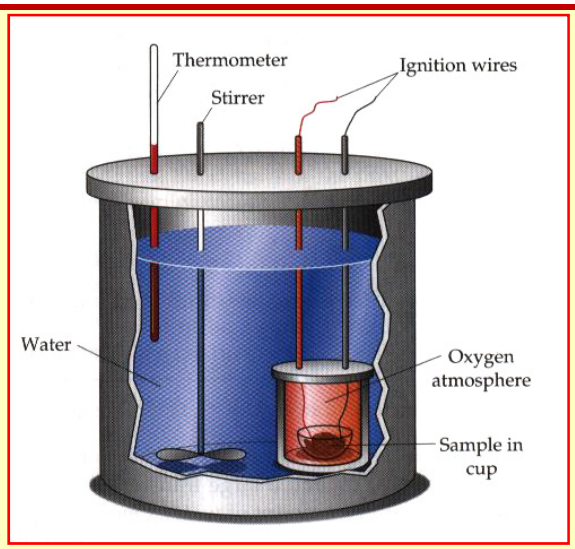


Fig. 2 : Diagram of a bomb calorimeter for measuring the heat evolved at constant volume (ΔE) in a combustion reaction. The reaction is carried out inside a steel bomb, and the heat evolved is transferred to the surrounding water, where the temperature rise is measured.

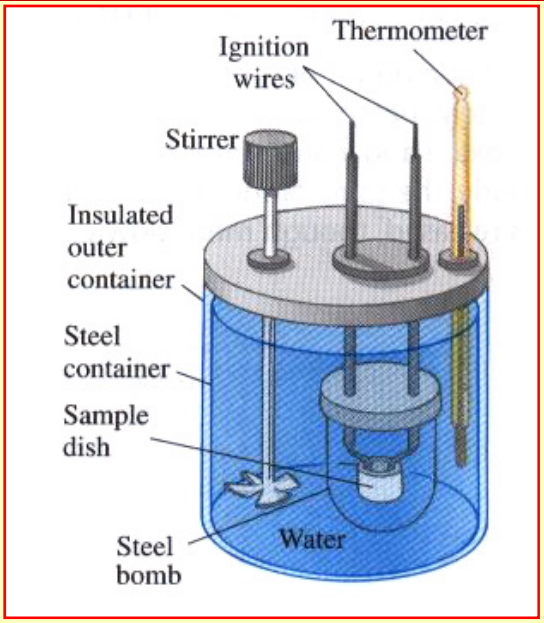


Fig. 3 : A bomb calorimeter measures q_v, the amount of heat given off or absorbed by a reaction occurring at constant volume. The amount of energy introduced via the ignition wires is measured and taken into account.

كيف تقاس الحرارة المنطلقة نتيجة لاحتراق مادة ما في المسعر؟

١) توزن كمية معينة بدقة من المادة المتفاعلة (المراد قياس حرارة احتراقها) وتوضع في وعاء التفاعل.
٢) يملأ وعاء التفاعل بغاز الأكسجين تحت ضغط عال.
٣) يوضع وعاء التفاعل في الوعاء المعزول.
٤) يغمر وعاء التفاعل (المسعر) بكمية معينة من الماء موزونة بدقة والذي يوضع في وعاء معزول عزلاً تاماً.
٥) يحرك الماء بمقلب (محرك) (Stirrer) من أجل أن تكون درجة حرارة الماء متجانسة مع بقية أجزاء المسعر.
٦) تسجل درجة حرارة المجموعة الابتدائية (درجة حرارة العينة) ولتكن (t_1).
٧) يبدأ التفاعل (عملية الاحتراق) بواسطة مصدر الإشعال أو بالتسخين الكهربي للمادة (سلك كهربي مغموس في المادة).
٨) تمتص الحرارة المنطلقة نتيجة للتفاعل من قبل المسعر ومكوناته وترتفع درجة حرارة المجموعة ثم تسجل درجة الحرارة النهائية (t_2).
٩) حيث أن كلاً من الماء والمسعر يمتص الحرارة فإن السعة الحرارية الكلية (C_t) تساوي مجموع السعة الحرارية للمسعر والماء أي أن :

$$C_{total} = C_{H_2O} + C_{cal}$$

C_{H_2O} : السعة الحرارية للماء وتحسب من كتلة الماء المستخدم وحرارة الماء النوعية كما سبق شرحه.

(C_{cal}) : السعة الحرارية للمسعر، وتقدر عملياً وذلك بقياس الزيادة في درجة حرارة المسعر نتيجة تسخينه بكمية معروفة من الحرارة.

١٠) كمية الحرارة المنطلقة في التجربة (q) تحسب من السعة الحرارية الكلية (C_t) ومن الزيادة في درجة الحرارة ($t_2 - t_1$) باستخدام المعادلة :

$$q = C_t \, \Delta t$$

C_t : السعة الحرارية الكلية، و $(\Delta t = t_2 - t_1)$ الفرق في درجة الحرارة.

قياس السعة الحرارية لمسعر

أدوات التجربة

١) مسعر بغطاء

٢) ماء بارد (عند درجة حرارة الغرفة)

٣) ماء ساخن (عند درجة حرارة فوق 60 °C).

٤) ميزان

٥) ثيرمومتر

خطوات التجربة

١) أوزن المسعر بالغطاء (جافاً) وليكن الوزن (m_1).

٢) انقل (100 ml) من الماء المقطر إلى المسعر (وليسمى الماء البارد).

٣) عين درجة حرارة الماء البارد في المسعر ولتكن (t_1).

٤) أوزن المسعر والماء البارد وليكن هذا الوزن (m_2)

٥) انقل (100 ml) من الماء الساخن إلى المسعر بعد قياس درجة حرارة الماء الساخن ولتكن (t_2)

٦) أغلق المسعر واخلط الماء البارد بالماء الساخن جيداً

٧) قس درجة الحرارة النهائية للمخلوط ولتكن (t_3)

٨) أوزن المسعر ومحتوياته من الماء البارد والماء الساخن وليكن هذا الوزن (m_3).

التجربة الحادية عشرة : تعيين السعة الحرارية ($C_{caloriemeter}$) لمسعر حراري

النتائج والحسابات

درجة حرارة الماء البارد	$t_1 =$ °C
درجة حرارة الماء الساخن	$t_2 =$ °C
درجة حرارة المزيج	$t_3 =$ °C
التغير في درجة حرارة الماء البارد	$\Delta t = t_3 - t_1 = \ldots\ldots - \ldots\ldots =$ °C
التغير في درجة حرارة المسعر	$\Delta t = t_3 - t_1 = \ldots\ldots - \ldots\ldots =$ °C
التغير في درجة حرارة الماء الساخن	$\Delta t = t_3 - t_2 = \ldots\ldots - \ldots\ldots =$ °C
وزن المسعر	$m_1 =$ g
وزن المسعر مع الماء البارد	$m_2 =$ g
وزن المسعر مع الماء البارد مع الماء الساخن	$m_3 =$ g
وزن الماء البارد	$m_{cold\ water} = m_2 - m_1$
وزن الماء الساخن	$m_{hot\ water} = m_3 - m_2$

ومن العلاقة

كمية الحرارة التي فقدها الماء الساخن =

- (كمية الحرارة التي اكتسبها الماء البارد + كمية الحرارة التي اكتسبها المسعر)

$$q_{hot\ water} = -\left(q_{cold\ water} + q_{calorimeter}\right)$$

$$q_{hot\ water} = -\,q_{cold\ water} - q_{calorimeter}$$

$$-\,q_{calorimeter} = q_{hot\ water} + q_{cold\ water}$$

$$q_{calorimeter} = -\,q_{hot\ water} - q_{cold\ water}$$

$$\left(C \times \Delta t\right)_{calorie} = -\left(m\,\rho\,\Delta t\right)_{hot\ water} - \left(m\,\rho\,\Delta t\right)_{coldwater}$$

$$C_{calorimeter} \times \left(t_3 - t_1\right) = -\left(m\,.\,\rho\,.\,\left(t_3 - t_2\right)\right)_{hot\ water} - \left(m\,.\,\rho\,.\,\left(t_3 - t_1\right)\right)_{cold\ water}$$

$$C_{calorimeter} = \frac{-\left(m\,.\,\rho\,.\,\left(t_3 - t_2\right)\right)_{hot\ water} - \left(m\,.\,\rho\,.\,\left(t_3 - t_1\right)\right)_{cold\ water}}{\left(t_3 - t_1\right)}$$

$$C_{calorimeter} = \frac{-\left(m \times 4.184 \times \left(t_3 - t_2\right)\right)_{hot\ water} - \left(m \times 4.184 \times \left(t_3 - t_1\right)\right)_{cold\ water}}{\left(t_3 - t_1\right)}$$

$$C_{calorimeter} = \frac{-\left(\ldots\ldots g \times 4.184\ J/g\ ^oC \times \left(\ldots\ldots - \ldots\ldots\right)\right)_{hot\ water} - \left(\ldots\ldots g \times 4.184\ J/g\ ^oC \times \left(\ldots\ldots - \ldots\ldots\right)\right)_{cold\ water}}{\left(\ldots\ldots\ldots\ldots - \ldots\ldots\ldots\ldots\right)}$$

$$C_{calorimeter} = \ldots\ldots\ldots\ldots\ J / {}^oC$$

تطبيقات حسابية على التبادل الحراري

مثال (١)

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

الحل

$$m = 18.5\ g$$
$$q = 1170\ J$$
$$\Delta t = 92.5 - 25 = 67.5\ ^{o}C$$
$$\Rightarrow q = S \times m \times \Delta t$$
$$1170\ J = S \times (18.5g) \times (67.5\ ^{o}C)$$
$$S = \frac{1170\ J}{(18.5g) \times (67.5\ ^{o}C)} = 0.937\ J/g.\ ^{o}C$$

مثال (٢)

احسب الحرارة النوعية للذهب إذا كان لدينا قطعة ذهب وزنها (360 g) والسعة الحرارية لها (85.7 J/ ºC)

الحل

$$C = S \cdot m$$
$$S = \frac{C}{m} = \frac{85.7\ J/^{o}C}{360\ g}$$
$$S = 0.238\ J/g\ ^{o}C$$

مثال (٣)

سخنت عينة من الماء وزنها 46 g من (8.5 ºC) إلى (74.6 ºC) احسب كمية الحرارة الممتصة بواسطة الماء (الحرارة النوعية للماء 4.184 J/g ºC).

الحل

$$q = S \cdot m \cdot \Delta t$$
$$q = 4.184 \times 46\ (74.6 - 8.5)$$
$$q = 12721.87\ J$$
$$q = \left(\frac{12721.87}{1000}\right) kJ$$
$$q = 12.72\ kJ$$

مثال (٤)

احسب الحرارة النوعية لمعدن ما إذا علم أنه يلزم كمية من الحرارة قدرها (9.98 Cal) كي ترتفع درجة حرارة المعدن من (10 ºC) إلى (27 ºC) إذا علمت أن وزن قطعة المعدن (18.69 g).

الحل

$$q = S \cdot m \cdot \Delta t$$
$$S = \frac{q}{m \cdot \Delta t}$$
$$S = \frac{9.98}{18.69\ (27 - 10)}$$
$$S = 0.0314\ Cal / g\ ^{o}C$$

مثال (٥)

احسب درجة الحرارة النهائية لـ (150 g) من الماء السائل عند (25 ºC) إذا اكتسب (1000 J) (علماً بأن الحرارة النوعية للماء تساوي 4.184 J/g ºC).

الحل

$$q = S \cdot m \cdot \Delta t$$
$$q = S \cdot m \cdot (t_2 - t_1)$$
$$1000 = 4.184 \times 150 \times (t_2 - 25)$$
$$(t_2 - 25) = \frac{1000}{4.184 \times 150}$$
$$(t_2 - 25) = 1.59$$
$$t_2 = 1.59 + 25 = 26.59\ ^{o}C$$

مثال (٦)

احسب كمية الحرارة اللازمة لتسخين (100 g) من النحاس من (10 ºC) إلى (100 ºC). وإذا أضيفت نفس كمية الحرارة إلى (100 g) من Al عند (10 ºC)، أيهما يسخن أكثر النحاس أم الألومينيوم؟

علماً بأن الحرارة النوعية للنحاس (0.39 J/ g ºC) وللألومينيوم (0.9 J/ g ºC)

الحل

أولاً/ كمية الحرارة اللازمة لتسخين النحاس Cu :

$$q_{Cu} = S \cdot m \cdot \Delta t$$
$$q_{Cu} = (0.39\ J/g\ ^{o}C) \times (100\ g) \times (100 - 10)^{o}C$$
$$q_{Cu} = 3510\ J$$
$$q_{Cu} = 3.51\ kJ$$

ثانياً / حساب درجة حرارة الألومينيوم النهائية إذا امتص كمية الحرارة السابقة :

$$q_{Al} = S\ m\ \Delta t$$

$$3510\ J = (0.9\ J/g\ ^oC) \times (100\ g)\ (t_2 - 10)^oC$$

$$3510\ J = 90\ (t_2 - 10)$$

$$\frac{3510}{90} = (t_2 - 10)$$

$$39 = t_2 - 10$$

$$t_2 = 39 + 10$$

$$t_2 = 49\ ^oC$$

وبالتالي فدرجة حرارة الألومينيوم التي يصل إليها من امتصاص كمية من الحرارة مقدارها (q = 3150 J) هي (45 ºC) ، بينما النحاس إذا امتص نفس الكمية من الحرارة فإن درجة حرارته ترتفع بشكل كبير إلى (100 ºC)

ويمكن معرفة أيهما سترتفع درجة حرارته بشكل كبير عند امتصاص نفس الكمية من الحرارة من خلال المقارنة بين قيمتي الحرارة النوعية للمادتين. فنلاحظ أن الحرارة النوعية للنحاس أصغر وبالتالي فإن امتصاص كمية صغيرة من الحرارة يجعل درجة حرارتها ترتفع بشكل ملحوظ.

مثال (٧)

إذا أضيفت كتلة من معدن ما مقدارها (25 g) عند درجة حرارة (90 ºC) إلى (50 g) من الماء عند درجة حرارة (25 ºC)، فإن درجة حرارة الماء ترتفع إلى (29.8 ºC). فإذا علمت أن الحرارة النوعية للماء تساوي (4.184 J/g. ºC) فاحسب الحرارة النوعية للمعدن.

الحل

الفروق في درجات الحرارة للمعدن والماء :

$$(\Delta t)_{metal} = 29.8 - 90 = -60.2\ ^{o}C$$

$$(\Delta t)_{H_2O} = 29.8 - 25 = 4.8\ ^{o}C$$

ولحل المسألة نتبع العلاقة :

كمية الحرارة المفقودة من قبل الجسم الساخن (المعدن) = كمية الحرارة المكتسبة من قبل الجسم البارد (الماء)

وسنفرق بين كمية الحرارة المفقودة أو الممتصة، بإشارة سالب (-) لكمية الحرارة المفقودة (المنطلقة)، وإشارة موجب(+) لكمية الحرارة الممتصة.

وبالتالي يمكن كتابة العلاقة بالإشارات كما يلي :

كمية الحرارة المفقودة من قبل الجسم الساخن (المعدن) = - (كمية الحرارة المكتسبة من قبل الجسم البارد (الماء))

$$q_{metal} = - q_{H_2O}$$

$$(S \times m \times \Delta t)_{metal} = - (S \times m \times \Delta t)_{H_2O}$$

$$S_{metal} = \frac{-(S \times m \times \Delta t)_{H_2O}}{(m \times \Delta t)_{metal}} =$$

$$S_{metal} = \frac{-\left[(4.184\ J/g\ ^oC) \times (50\ g) \times (29.8 - 25^oC)\right]_{H_2O}}{\left[(25\ g) \times (29.8 - 90\ ^oC)\right]_{metal}}$$

$$S_{metal} = \frac{-[1004.16]}{-[1505]} = 0.667\ J/g\ ^oC$$

مثال (٨)

وضع (9.25 g) من الفضة (Ag) عند (50 °C) مع (30 g) من الماء عند (20 °C)، فإذا كانت الحرارة النهائية للمزيج (20.5 °C) فاحسب :

أ) الحرارة النوعية للفضة.

ب) كمية الحرارة المتبادلة (التي فقدتها الفضة واكتسبها الماء).

علماً بأن الحرارة النوعية للماء تساوي (4.184 J/g °C).

الحل

أ) حساب الحرارة النوعية (S) للفضة :

يمكن أن نطبق العلاقة :

كمية الحرارة (q) المفقودة من الفضة = - (كمية الحرارة (q) المكتسبة بواسطة الماء)

$$q_{Ag} = - q_{H_2O}$$

$$[S\ m\ (t_2 - t_1)]_{Ag} = - [S\ m\ (t_2 - t_1)]_{H_2O}$$

$$[S\ (9.25)\ (20.5 - 50)]_{Ag} = - [4.184 \times 30g \times (20.5 - 20)]_{H_2O}$$

$$S \times 9.25 \times (- 29.5) = - (62.76)$$

$$S = \frac{- 62.76}{- 272.875} = 0.23\ J/g\ ^oC$$

ب) كمية الحرارة التي فقدتها الفضة هي :

$$q = S\ m\ \Delta t$$

$$q = 0.23 \times 9.25 \times (20.5 - 50)$$

$$q = - 62.76\ J$$

وكمية الحرارة التي اكتسبها الماء :

$$q = S\ m\ \Delta t$$

$$q = 4.184 \times 30 \times (20.5 - 20)$$

$$q = 62.76\ J$$

ونلاحظ أن كمية الحرارة المفقودة من الفضة تساوي كمية الحرارة التي اكتسبها الماء.

ملحوظة

- الإشارة (-) أمام كمية الحرارة التي فقدتها الفضة تعني أن الحرارة مفقودة، ولا تعني أنها أقل من الصفر فلا توجد كمية حرارة أقل من الصفر. فدلالة الإشارة فقط لتوضيح هل الحرارة مفقودة أو مكتسبة.
- وعندما تكون إشارة كمية الحرارة موجبة فإن هذا يعني أن كمية الحرارة مكتسبة كما هو في حالة الماء.

مثال (٩)

وضعت قطعة من النحاس وزنها (15 g) ودرجة حرارتها (15 ºC) على قطعة أخرى من الفضة وزنها (30 g) عند درجة حرارة (60 ºC)، فاحسب درجة الحرارة النهائية للمعدنين. بفرض عدم وجود انتقال حرارة للمحيط. علماً بأن : ($S_{Ag} = 0.23$ J/g °C, $S_{Cu} = 0.38$ J/g ºC)

الحل

كمية الحرارة المفقودة من قبل الفضة = - (كمية الحرارة المكتسبة من قبل النحاس)

$$q_{Ag} = -(q_{Cu})$$

$$[S\ m\ (t_2 - t_1)]_{Ag} = -[S\ m\ (t_2 - t_1)]_{Cu}$$

$$[0.23 \times 30\ (t_2 - 60)]_{Ag} = -[0.38 \times 15\ (t_2 - 15)]_{Cu}$$

$$6.9\ t_2 - 414 = -(5.7\ t_2 - 85.5)$$

$$6.9\ t_2 - 414 = -5.7\ t_2 + 85.5$$

$$6.9\ t_2 + 5.7\ t_2 = 414 + 85.5$$

$$12.6\ t_2 = 499.5$$

$$t_2 = \frac{499.5}{12.6}$$

$$t_2 = 39.64\ ^{o}C$$

وبالتالي فإن درجة الحرارة النهائية للمعدنين (39.64 ºC)

مثال (١٠)

(5 g) من الحديد عند (90 ºC) وحرارته النوعية (0.6 J/ g ºC) وضعت في إناء يحتوي على (50 g) من الماء عند (25 ºC) وحرارته النوعية (4.184 J/g ºC) احسب الحرارة النهائية.

الحل

الجواب : 25.92 ºC

التجربة الثانية عشرة

تعيين انثالبي التعادل بين حامض قوي(HCl) وقاعدة قوية(NaOH)

التجربة الثانية عشرة

تعيين انثالبي التعادل بين حامض قوي وقاعدة قوية

مقدمة

حرارة التعادل (heat of neutralization)

حرارة التعادل هي كمية الحرارة الناتجة من تكوين مول واحد من الماء من تعادل حمض مع قاعدة.

أو هي كمية التغير في المحتوى الحراري عندما يتعادل واحد جرام مكافئ من الحمض مع واحد جرام مكافئ من القاعدة في المحاليل المخففة. والمقصود بالمحاليل المخففة هي تلك المحاليل التي تحتوي على كمية كبيرة من الماء، حيث تكون المواد المتفاعلة والناتجة من التفاعل ثابتة التفكك، ومحصلة التفاعل هي ببساطة عملية تكوين الماء غير المتفكك.

ومن الثابت أن قيم حرارة التعادل للأحماض والقواعد القوية واحدة وثابتة بغض النظر عن نوع الحمض القوي أو القاعدة القوية المستخدمة في عملية التعادل. وقيمة حرارة التعادل للأحماض والقواعد القوية تساوي (kJ 57.5 -). وسبب ثباتها تقريباً لأن حرارة التعادل في الأصل هي حرارة تكوين مول واحد من الماء، حيث أن التفاعل الحقيقي بين حمض وقاعدة قويين في

عمليـة التعـادل هـو اتحـاد أيونـات الهيـدروجين (H^+) وأيونـات الهيدروكسيد (OH^-) لتكوين الماء :

$$H^+(aq) + OH^-(aq) \rightleftarrows H_2O(L) \qquad \Delta H = -57.5\ kJ$$

أمثلة لتعادل الأحماض والقواعد القوية :

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \longrightarrow NaCl(aq) + H_2O(L) \qquad \Delta H = -57.5\ kJ$$
$$HNO_3(aq) + KOH(aq) \longrightarrow KNO_3(aq) + H_2O(L) \qquad \Delta H = -57.5\ kJ$$
$$HNO_3(aq) + NaOH(aq) \longrightarrow NaNO_3(aq) + H_2O(L) \qquad \Delta H = -57.5\ kJ$$

أما **في حالة تعادل الأحماض والقواعد الضعيفة (غير تامة التفكك)** فإن حرارة التعادل الناتجة سوف تختلف عن المقدار (- 57.5 kJ) لأن التفاعل سوف يشتمل على عملية تفكك الحمض الضعيف والقاعدة الضعيفة (تفاعل ماص للحرارة)، وعملية تكوين الماء من أيونات (H^+) و (OH^-) (تفاعل طارد للحرارة). وتكون حرارة التعادل في هذه الحالة هي محصلة العمليتين السابقتين، وبالتالي فإن حرارة التعادل في حالة الأحماض والقواعد الضعيفة سف تتوقف على نوع الحمض أو القاعدة الضعيفة.

$$HCN(aq) + KOH \longrightarrow NaCN(aq) + H_2O(L) \qquad \Delta H = -54.1\ kJ$$
$$HCl(aq) + NH_3(aq) \longrightarrow NH_4Cl(aq) \qquad \Delta H = -53.17\ kJ$$

قياس حرارة التفاعل (غير الاحتراق) عند ضغط ثابت

هل يمكن قياس حرارة التفاعل نتيجة تفاعل كيميائي غير الاحتراق؟

نعم يمكن قياس حرارة تفاعل كيميائي غير الاحتراق (مثل تفاعلات الأحماض والقواعد) باستخدام مسعر عند ضغط ثابت (شكل ١، ٢).

وبما أن القياسات تجرى عند ضغط ثابت (الضغط الجوي) فإن التغير في الحرارة (q) يساوي التغير في الإنثالبي :

$$q_p = \Delta H$$

والجدول التالي يبين قيم التغير في الإنثالبي لبعض التغيرات الكيميائية والفيزيائية عند ضغط ثابت.

جدول (١) : حرارة التفاعل عند ضغط ثابت لبعض التغيرات الكيميائية والفيزيائية

التفاعل	ΔH kJ
$HCl(aq) + NaOH(aq) \longrightarrow HCl(aq) + H_2O(L)$	- 56.2
$MgCl_2(s) + 2Na(s) \longrightarrow 2NaCl(s) + Mg(s)$	- 180.2
$H_2O(L) \longrightarrow H_2O(g)$	44.0
$H_2O(s) \longrightarrow H_2O(L)$	6.0

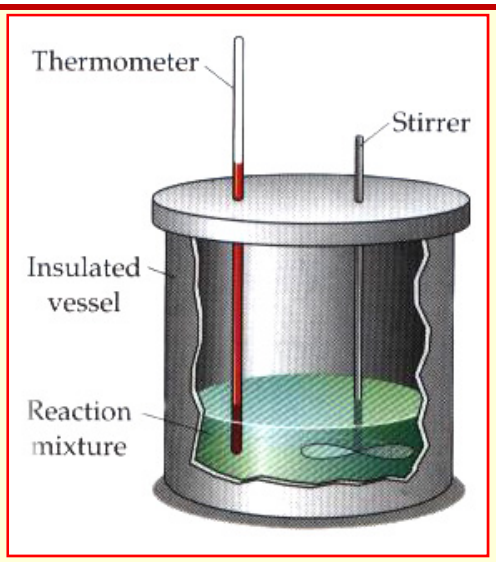


Fig. 1 : A calorimeter for measuring the heat flow in a reaction constant pressure (ΔH). The reaction takes place inside an insulated vessel outfitted with a loose-fitting top, a thermometer, and a stirrer. Measuring the temperature change that accompanies the reaction makes it possible to calculate (ΔH)

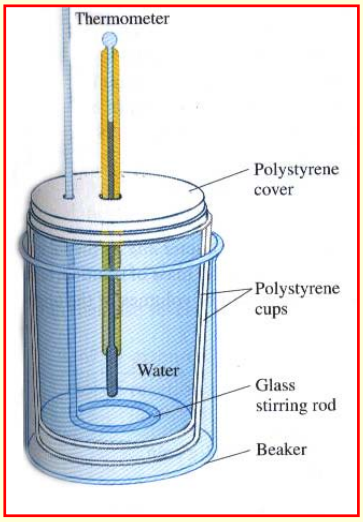


Fig. 2 : A coffee-cup calorimeter. The stirring rod is moved up and down to ensure thorough mixing and uniform heating of the solution during reaction. The polystyrene walls and top provide insulation so that very little heat escapes. This kind of calorimeter measures q_P, the heat transfer due to a reaction occurring at constant pressure.

الغرض من التجربة

تعيين التغير في الإنثالبي لتفاعل حمض قوي (HCl) مع قاعدة قوية (NaOH) بوحدة (kJ/mol) باستخدام المسعر.

فكرة التجربة

انثالبي التعادل (ΔH_n) هي كمية الحرارة المنطلقة عندما يتفاعل واحد جرام مكافئ من قاعدة قوية مع واحد جرام مكافئ من حمض قوي طبقاً للمعادلة الكيميائية التالية :

$$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O \qquad \Delta H = - ?\ kJ/mol$$

وتحسب كمية الحرارة المنطلقة الكلية كما يلي :

$$q_{reactionl} = - \left(q_{calorimeter} + q_{solution} \right)$$

$q_{caloriemeter}$: الحرارة الممتصة من قبل المسعر.

$q_{solution}$: الحرارة الممتصة من قبل المحلول.

حيث :

$$q_{solution} = S_{solution} \times m_{solution} \times \Delta t$$

$S_{solution}$: الحرارة النوعية للمحلول.

$m_{solution}$: كتلة المحلول.

$q_{solution}$: كمية الحرارة التي امتصها المحلول.

وبالنسبة للمسعر فإن الحرارة الممتصة من قبله يمكن أن تحسب من العلاقة :

$$q_{caloriemeter} = S_{caloriemeter} \times m_{caloriemetr} \times \Delta t$$

$S_{calorimeter}$: الحرارة النوعية للمسعر الحراري.

$m_{calorimeter}$: كتلة المسعر الحراري.

$q_{calorimeter}$: كمية الحرارة التي امتصها المسعر الحراري.

$C_{calorimeter}$: السعة الحرارية للمسعر الحراري.

الأدوات والمواد المستخدمة

- كأس سعته (100 ml).
- كأس سعته (250 ml).
- ميزان
- ثيرمومتر
- مخبار مدرج
- مسعر حراري
- قارورة غسيل للماء المقطر.
- محلول هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) تركيز (2 N).
- محلول حمض الكلور (HCl) تركيز (2 N).

خطوات التجربة

١) أوزن المسعر بالغطاء وليكن نظيفاً جافاً وارمز لهذا الوزن بالرمز (m_1)

٢) قس درجة حرارة كل من محلول (NaOH) و (HCl) الابتدائية ولتكن $(t_{1\ (NaOH)})$ و $(t_{2\ (HCl)})$ على التوالي وحساب المتوسط :

درجة الحرارة الابتدائية =

$$t = \left(\frac{t_{1\ (NaOH)} + t_{2\ (HCl)}}{2} \right)$$

٣) باستخدام مخبار مدرج خذ (100 ml) من محلول (NaOH) ذو التركيز (2 N) وانقله إلى المسعر

٤) ضع ثيرمومتراً في المسعر الحراري.

٥) باستخدام مخبار مدرج أنقل إلى المسعر الحراري حجماً قدره (100 ml) من محلول (HCl) ذي التركيز (2 N) ورجه جيداً فترتفع درجة الحرارة وستلاحظ أن الثيرمومتر بدأ يعطي مؤشراً على درجة الحرارة بتمدد الزئبق بداخله.

٦) قس درجة الحرارة مباشرة بعد خلط الحمض بالقاعدة فتكون درجة الحرارة النهائية للمحلول هي (t).

٧) أوزن المسعر والمحلول بعد عملية الخلط وليكن الوزن (m_2).

٨) احسب وزن المحلول الذي بالمسعر بطرح وزن المسعر فارغاً (m_1) من وزن المسعر والمحلول (m_2) فتحصل على وزن المحلول ($m_{solution}$).

التجربة الثانية عشرة : تعيين حرارة تفاعل محلول هيدروكسيد الصوديوم

النتائج والحسابات

وزن المسعر فارغاً	$m_1 = \ldots\ldots\ldots\ldots g$
وزن المسعر والمحلول	$m_2 = \ldots\ldots\ldots\ldots g$
وزن المحلول	$m_{solution} = m_2 - m_1 = \ldots\ldots\ldots\ldots - \ldots\ldots\ldots = \ldots\ldots\ldots g$
متوسط درجة حرارة الحامض والقاعدة	$t = \left(t_{1\,(NaOH)} + t_{2\,(HCl)}\right)/2 = \ldots\ldots\ldots\ldots {}^{o}C$
درجة حرارة الخليط بعد الرج	$t_3 = \ldots\ldots\ldots\ldots {}^{\circ}C$
التغير في درجة حرارة المحلول	$\Delta t = t_3 - t = \ldots\ldots\ldots - \ldots\ldots\ldots = \ldots\ldots\ldots {}^{\circ}C$
التغير في درجة حرارة المسعر	$\Delta t = t_3 - t = \ldots\ldots\ldots - \ldots\ldots\ldots = \ldots\ldots\ldots {}^{\circ}C$
الحرارة النوعية للمسعر الحراري	$\left(S_{calorimeter} = 0.89\ J/g\ {}^{o}C\right)$

من العلاقة :

كمية الحرارة المفقودة من التفاعل =

- (كمية الحرارة التي امتصها المحلول + كمية الحرارة التي امتصها المسعر)

$$q_{reaction} = q_{solution} + q_{caloriemeter}$$

$$q_{reaction} = \left(S \cdot m \cdot \Delta t\right)_{solution} + \left(\rho \cdot m \cdot \Delta t\right)_{caloriemeter}$$

$$q_{reaction} = \left(S \cdot m \cdot \left(t_3 - t\right)\right)_{solution} + \left(\rho \cdot m \cdot \left(t_3 - t\right)\right)_{calorie}$$

$$q_{reaction} = \left(\left(4.184 \times 0.931\right) \times \left(\ldots\ldots\ldots g\right) \times \left(\ldots\ldots\ldots {}^{o}C\right)\right)_{solution} + \left(\left(0.89\ J/g\ {}^{o}C\right) \times \left(\ldots\ldots\ldots g\right) \times \left(\ldots\ldots\ldots {}^{o}C\right)\right)_{calorie}$$

$$q_{reaction} = \ldots\ldots\ldots\ldots J$$

وكمية الحرارة المحسوبة هنا هي لعدد (n) من مولات الحمض أو القاعدة.

ويمكن حساب هذا العدد من المولات (للحمض أو القاعدة) من العلاقة التالية :

$$Eq = N \times V_L$$

$$Eq = 2 \times \left(\frac{100}{1000}\right)$$

$$Eq = 0.2\ eq$$

ونحول المكافئات الجرامية إلى مولات بالعلاقة التالية :

$$Eq = n_{(HCl\ or\ NaOH)} \times n_{(H^+\ or\ OH^-)}$$

$$n_{(HCl\ or\ NaOH)} = \frac{Eq}{n_{(H^+\ or\ OH^-)}} = \frac{0.2}{1} = 0.2\ mol$$

ويمكن إيجاد عدد المولات مباشرة من العلاقة ($M = n \times V$) حيث أن ($M = N$) لأن عدد أيونات الهيدروكسيد أو الهيدروجين لكل من (HCl, NaOH) يساوي واحد.

$$n = m \times V_L$$

$$n = 2 \times \left(\frac{100}{1000}\right)$$

$$n = 0.2 \text{ mol}$$

وبالتالي فإن ($q_{reaction}$) المحسوبة أعلاه هي لعدد (n) من المولات قدره (0.2 mol) وبالتالي فإنه لحساب حرارة التعادل القياسية (الإنثالبي القياسي) فإننا نحسب حرارة التفاعل لمول واحد كما يلي

$$0.2 \text{ mol of } (\text{acid}_{(HCl)} \text{ or } \text{base}_{(NaOH)}) \longrightarrow q_{reaction}$$

$$1 \text{ mol} \longrightarrow \Delta H^o$$

$$\Rightarrow \Delta H^o = \frac{1 \text{ mol} \times q_{reaction}}{0.2 \text{ mol}}$$

$$\Delta H^o = \frac{q_{reaction}}{0.2}$$

$$\Delta H^o = \frac{\text{.....J}}{0.2 \text{ mol}}$$

$$\Delta H^o = \text{.....J/mol}$$

$$\Delta H^o = \text{.....kJ/mol}$$

وهي درجة حرارة التعادل القياسية التي تهدف التجربة إلى قياسها.

تطبيقات حسابية على حرارة التعادل

مثال (١)

إذا وضع (100 ml) من حمض الهيدروكلوريك (HCl) تركيزه (0.5 M) مع (100 ml) من هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) تركيزه (0.5 M) في مسعر عند ضغط ثابت سعته الحرارية (3335 J/ ºC) ، وكانت درجة حرارة المزيج الابتدائية تساوي (22.5 ºC) والنهائية تساوي (24.9 ºC)، فاحسب التغير في انثالبي التفاعل على افتراض أن الكثافة والحرارة النوعية للمحلول تساوي الكثافة والحرارة النوعية للماء.

الحل

كثافة المحلول = كثافة الماء = 1 g/ ml

الحرارة النوعية للمحلول = الحرارة النوعية للماء = 4.184 J/g ºC

ولحساب كتلة المحلول (m_{sol}) من الكثافة نتبع العلاقة :

$$d_{sol} = \frac{m_{sol}}{V_{sol}}$$

$$m_{sol} = d_{sol} \times V_{sol}$$

$$m_{sol} = (1\ g\ \cancel{ml^{-1}}) \times (200\ \cancel{ml}) = 200\ g$$

ولحساب كمية الحرارة الناتجة من التعادل نتبع العلاقة :

$$q = -\ (q_{sol} + q_{cal})$$

$$q = -\ \left[(S \,.\, m \,.\, \Delta t)_{sol} + (C \,.\, \Delta t)_{cal}\right]$$

$$q = -\ \left[(4.184\ J/g\ ^{o}C) \times (200\ g) \times (24.9 - 22.5) + (3335\ J/^{o}C) \times (24.9 - 22.5)\right]$$

$$q = -\ [2008.32 + 8004]$$

$$q = -\ 10012.32\ J$$

$$q = -\ 10.01\ kJ$$

تطبيقات حسابية على حرارة الاحتراق داخل مسعر حراري

مثال (١)

أجري تفاعل كيميائي في مسعر حراري، يحتوي على (1.2 Kg) من الماء، فارتفعت درجة الحرارة من (20 °C) إلى (25 °C) ، احسب كمية الحرارة الناتجة عن التفاعل. علماً بأن السعة الحرارية للمسعرهي (2.21 kJ/°C) والحرارة النوعية للماء هي (4.184 J/g . °C).

الحل

يمكن حل هذه المسألة بالعلاقة التالية :

$$q = C_t \, \Delta t$$

وبما أن التفاعل طارد للحرارة فإننا نضع الإشارة سالب:

$$q = -(C_t \, \Delta t)$$

للدلالة أن التفاعل طارد للحرارة.

وبالتعويض في هذه العلاقة :

$$q = -(C_t \, \Delta t)$$

$$q = -\left[\left(C_{H_2O} + C_{Cal}\right)\left(t_2 - t_1\right)\right]$$

$$q = -\left[\left((S \times m)_{H_2O} + (C_{Cal})\right)\left(t_2 - t_1\right)\right]$$

$$q = -\left[\left((4.184\ J/g^oC \times (1.2 \times 10^3\ g) + \left(2.21 \times 10^3 J/^oC\right)\right).(25 - 20)\right]$$

$$q = -\left[(7230.8)\times(5)\right]$$

$$q = -36154J$$

$$q = -36.154\ kJ$$

ويمكن حل هذه المسألة بطريقة أخرى، وهي أن حرارة التفاعل (q) تساوي كمية الحرارة التي امتصها المسعر زائداً كمية الحرارة التي امتصها الماء أي أن : $q = -\left(q_{H_2O} + q_{Cal}\right)$

وبالتالي نعوض فيها كما يلي :

$$q = -\left[q_{H_2O}\right]+\left[\left(q_{Cal}\right)\right]$$

$$q = -\left[S \times m\,(t_2 - t_1)\right]+\left[C_{Cal}(t_2 - t_1)\right]$$

$$q = -\left[\left(4.184 J/g^oC\right) \times \left(1.2 \times 10^3 g\right) \times (25 - 20\ ^oC)\right]+\left[\left(2.21 \times 10^3 J/^oC\right)(25-20)\right]$$

$$q = -\left(\left[25104\right]+\left[11050\right]\right)$$

$$q = -\ 36154\ J$$

$$q = -\ 36.154\ kJ$$

مثال (٢)

Bomb calorimeter

يستخدم مسعر القنبلة لقياس الحرارة المنطلقة من احتراق الجلوكوز ($C_6H_{12}O_6$) فإذا وضعت (3 g) من الجلوكوز في المسعر المملوء بالأكسجين تحت ضغط، والذي يحتوي (1.5 Kg) من الماء، وكانت درجة الحرارة الابتدائية هي (19 °C).

احترق الخليط المتفاعل بالتسخين الكهربي بالسلك. وسبب التفاعل زيادة في درجة حرارة المسعر ومحتوياته إلى (25.5 °C)، فإذا علمت أن السعة الحرارية للمسعر هي (2.21 kJ/°C)

احسب كمية الحرارة المنطلقة عند حرق مول واحد من الجلوكوز (علماً بأن الحرارة النوعية للماء هي (4.184 J/g °C).

الحل

باتباع نفس الخطوات في المسألة السابقة فإن كمية الحرارة الناتجة من حرق (3 g) من الجلوكوز

$$q = - 55159 \text{ J}$$

$$q = - 55.159 \text{ kJ}$$

وبالتالي فإن كمية الحرارة المنطلقة من مول واحد والذي يعادل :

$$Mw\ (C_6H_{12}O_6) = (6 \times 12) + (12 \times 12) + (6 \times 16) = 180\ g/mol$$

(180 g/mol) يمكن حسابه على النحو التالي :

$$3\ g \longrightarrow -55.159 kJ$$

$$180\ g \longrightarrow q$$

$$q = \frac{-55.159\ kJ \times 180\ \cancel{g}\ mol^{-1}}{3\ \cancel{g}}$$

$$q = -3309.54\ kJ/mol$$

مثال (٣)

إذا احترق (1.435 g) من مركب النفثالين ($C_{10}H_8$) في مسعر عند حجم ثابت يحتوي على (2000 g) من الماء فإن درجة الحرارة ترتفع من (20.17 ºC) إلى (25.84 ºC) فإذا علمت أن السعة الحرارية للمسعر (C_{cal}) تساوي (1.80 kJ/ºC) والحرارة النوعية للماء (4.184 kJ/g °C) ، والكتل الذرية (C = 12, H = 1) فاحسب :

أ) الحرارة المنطلقة نتيجة الاحتراق.

ب) الحرارة المنطلقة نتيجة احتراق مول واحد من النفثالين.

الحل

أ) لحساب كمية الحرارة المنطلقة من احتراق (1.435 g) من النفثالين نتبع العلاقة

كمية الحرارة المفقودة نتيجة الاحتراق = - (كمية الحرارة المكتسبة من قبل المسعر والماء).

$$q = -\left(q_{H_2O} + q_{Cal}\right)$$

$$q = -\left[(S \,.\, m \,.\, \Delta t) + (C_{cal}\ \Delta t)\right]$$

$$q = -\left\{\left[\left(4.184\ J/g\ ^{o}C\right) \times \left(2000\ g\right) \times \left(25.84 - 20.17\ ^{o}C\right)\right] + \left[\left(1.80 \times 10^{3}\ J/^{o}C\right)\left(25.84 - 20.17\right)\right]\right\}$$

$$q = -[47446.56 + 10206]$$

$$q = -\ 57652.56\ J$$

$$q = -\ 57.65\ kJ$$

وهذه القيمة (q = - 57.65 kJ) ناتجة من احتراق (1.435 g) من النفثالين.

ب) ولحساب كمية الحرارة المنطلقة من احتراق مول واحد من النفثالين كان لزاماً تحويل كمية النفثالين السابقة (1.435 g) إلى مولات باستخدام العلاقة التالية :

$$n_{C_{10}H_8} = \frac{m_{C_{10}H_8}}{Mw_{C_{10}H_8}}$$

$$n_{C_{10}H_8} = \frac{1.435\ g}{(10 \times 12 + 8 \times 1)\ g\ mol^{-1}}$$

$$n_{C_{10}H_8} = \frac{1.435\ g}{128\ g\ mol^{-1}} = 0.0112\ mol$$

وهذه الكمية من المولات (0.0112 mol) عند احتراقها ينتج عنها (57.65 kJ) وبالتالي فإن كمية الحرارة المنطلقة نتيجة مول واحد من النفثالين يمكن حسابها بإجراء التناسب التالي :

$$0.0112 \text{ mol } C_{10}H_8 \longrightarrow -57.6 \text{ kJ}$$
$$1 \text{ mol} \longrightarrow q$$
$$q = \frac{-57.65 \text{ kJ} \times 1 \cancel{\text{mol}}}{0.0112 \cancel{\text{mol}}}$$
$$q = -5147.32 \text{ kJ}$$

إذاً فكمية الحرارة الناتجة من احتراق مول واحد من النفثالين تساوي $\left(-5.14 \times 10^3 \text{ kJ}\right)$

ويمكن حساب كمية الحرارة الناتجة بالتعبير عن كمية مول من النفثالين بالجرامات حيث كتلة مول واحد من النفثالين تساوي (128 g) ، إذاً :

$$1.435 \text{ g } C_{10}H_8 \longrightarrow -57.65 \text{ kJ}$$
$$128 \text{ g} \longrightarrow q$$
$$q = \frac{-57.65 \text{ kJ} \times 128 \text{ g}}{1.435 \text{ g}}$$
$$q = -5142.3 \text{ kJ}$$

مثال (٤)

احترق (0.01 mol) من الهيدرازين (N_2H_4) في مسعر عند حجم ثابت يحتوي على (2000 g) من الماء فإن درجة الحرارة ترتفع من (20.1 ºC) إلى (23.3 ºC)، فإذا علمت أن السعة الحرارية للمسعر تساوي (1.6 kJ/ºC) فاحسب :

أ) كمية الحرارة المنطلقة نتيجة الاحتراق

ب) كمية الحرارة المنطلقة نتيجة احتراق مول واحد من الهيدرازين.

الكتل الذرية (H = 1, N = 14)، الحرارة النوعية للماء (4.184 J/°C).

الحل

الجواب النهائي :

أ) كمية الحرارة المنطلقة نتيجة الاحتراق لـ (0.01 mol) تساوي (J 31897.6 -)

ب) كمية الحرارة المنطلقة نتيجة احتراق مول من الهيدرازين تساوي (J 3189760 -)

مثال (٥)

إذا احترق جرام واحد من الميثان (CH_4) في جو من الأكسجين في مسعر عند حجم ثابت وكان المسعر يحتوي على (1200 g) من الماء فإن درجة الحرارة ترتفع من (20 ºC) إلى (30 ºC) فإذا علمت أن السعة الحرارية للمسعر تساوي (840 J/ºC) والحرارة النوعية للماء (4.184 J/g ºC)

أ) احسب الحرارة المنطلقة نتيجة الاحتراق

ب) احسب الحرارة المنطلقة نتيجة احتراق مول واحد من الميثان.

الحل

أ) الحرارة المنطلقة نتيجة الاحتراق لجرام واحد من الميثان = J 58608 -

ب) الحرارة المنطلقة نتيجة احتراق مول واحد من الميثان = J 937728 -

مثال (٦)

أخذت عينة من المغنسيوم Mg كتلتها (0.1375 g) في مسعر سعته الحرارية (1769 J/ºC)، فإذا كان المسعر يحتوي على (300 g) ماء وكان الارتفاع في درجة الحرارة (1.126 ºC).

احسب كمية الحرارة الناتجة من احتراق مول من المغنسيوم بوحدة الكيلو جول.

الحرارة النوعية للماء = (4.184 J/g ºC)

الكتلة الذرية للمغنسيوم = (24)

الحل

الجواب : q = - 246.69 kJ

مثال (٧)

(0.5 g) من مادة عضوية وزنها الجزيئي (128 g/mol) احترقت في مسعر عند حجم ثابت سعته الحرارية (1.6 kJ/ºC) يحتوي على (1200 g) من الماء فارتفعت درجة الحرارة من (25.3 ºC) إلى (27.4 ºC) ، فإذا علمت أن الحرارة النوعية للماء تساوي (4.184 J/g ºC)

احسب :

أ) الحرارة المنطلقة نتيجة الاحتراق

ب) الحرارة المنطلقة نتيجة احتراق مول واحد من المادة العضوية

أ) الجواب : 13903.68 J

ب) الجواب : 3559.3 kJ = 3559342.08 J

مثال (٨)

إذا علمت أن حرارة احتراق النفثالين ($C_{10}H_8$) هي (1232 kcal/mol)، فاحسب الارتفاع في درجة حرارة (1.025 kg) ماء موضوعة في مسعر إذا أحرقنا (0.242 g) من النفثالين، بفرض أن الحرارة الناتجة استخدمت لرفع درجة حرارة الماء فقط.

علماً بأن الكتل الذرية : (H = 1, C = 12, O = 16)

الحرارة النوعية للماء تساوي (1 cal/g ºC)

الحل

نحسب أولاً كمية الحرارة الناتجة من احتراق (0.242 g) من النفثالين بعد تحويلها إلى مولات :

$$n_{C_{10}H_8} = \frac{m_{C_{10}H_8}}{Mw_{C_{10}H_8}}$$

$$n_{C_{10}H_8} = \frac{0.242\ g}{(10 \times 12 + 8 \times 1)}$$

$$n_{C_{10}H_8} = \frac{0.242}{128}$$

$$n_{C_{10}H_8} = 1.9 \times 10^{-3}\ mol$$

وبالتالي فإن :

$$1\ mol\ C_{10}H_8 \longrightarrow -1232\ kcal$$

$$1.9 \times 10^{-3}\ mol\ C_{10}H_8 \longrightarrow \Delta H$$

$$\Delta H = \frac{\left(1.9 \times 10^{-3}\ \not{mol}\right) \times \left(-1232\ kCal\right)}{1\ \not{mol}}$$

$$\Delta H = -2.34\ kCal$$

وكمية الحرارة هذه امتصت من قبل الماء أي :

$$q = S \times m \times \Delta t$$

$$2.34 \times 10^3\ Cal = (1\ Cal/g\ ^oC) \times (1.025 \times 10^3\ g)\ \Delta t$$

$$\Delta t = \frac{2.34 \times 10^3\ \not{Cal}}{(1\ \not{Cal}/\not{g}\ ^oC) \times (1.025 \times 10^3\ \not{g})} = 2.283\ ^oC$$

التجربة الثالثة عشرة

قياس القوة الدافعة الكهربائية لخلية دانيال

Measurement of Electromotive Force for Daniel's Cell

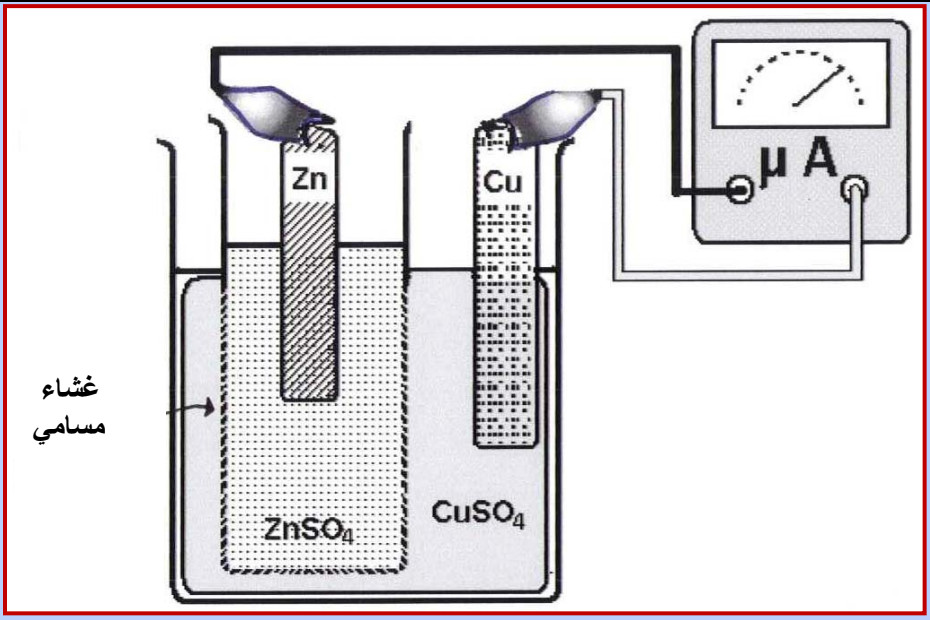
التجربة الثالثة عشرة

قياس القوة الدافعة الكهربائية لخلية دانيال

Measurement of Electromotive Force for Daniel's Cell

مقدمة Introduction

يمكن تصميم خلية دانيال الجلفانية على الصورة بالشكل (١).



شكل (١) : خلية دانيال، وفيها يستخدم غشاء مسامي

وتتألف هذه الخلية الجلفانية من قطبين هما الخارصين (مصعد) والنحاس (مهبط) يفصل بين محلوليهما بحاجز (غشاء مسامي (porous vase) يسمح بتبادل الأيونات لتبقى المحاليل في حالة اتزان (المحاليل دائماً متعادلة كهربائياً).

وعند توصيل القطبين بأسلاك خارجية، فإن الخارصين يتآكل وتتحول ذراته المتعادلة إلى أيونات (حيث تفقد كل ذرة إلكترونين من مدارها الخارجي) وتذهب هذه الأيونات إلى المحلول وتسمى العملية بالأكسدة :

$$Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+} + 2\bar{e}$$

وتقوم شريحة (قطب) النحاس بسحب الإلكترونات من شريحة الخارصين، حيث تمر هذه الإلكترونات من خلال أسلاك الدائرة الخارجية (external circuit). وعند استقبال قطب النحاس للإلكترونات فإن أيونات النحاس الموجودة في المحلول تنجذب جهة قطب النحاس المشحون وتكتسب إلكترونين قادمين من قطب الخارصين ومن ثم تتعادل وتتحول بذلك إلى الحالة المعدنية وتترسب على قطب النحاس :

$$Cu^{2+}(aq) + 2\bar{e} \longrightarrow Cu(s)$$

وبالمقابل فإن عدداً مماثلاً من أيونات الخارصين الحرة الموجبة (Zn^{2+}) ينتقل من منطقة المصعد (منطقة محلول الخارصين) الى منطقة المهبط (منطقة النحاس) من خلال الغشاء المسامي وذلك لتحقيق هدفين :

- نقل الفائض من أيونات الخارصين الموجبة في منطقة المصعد والتي زادت في المحلول نتيجة تآكل الخارصين مما جعل

المحلول أكثر إيجابية، ومن المعلوم أن المحاليل متعادلة كهربائياً لذلك ينتقل العدد الفاض من أيونات الخارصين ويبقى عدداً يساوي عدد أيونات الكبريتات وبذلك يبقى المحلول متعادل كهربائياً.

- تعويض محلول أيونات النحاس، حيث أن ترسب أيونات النحاس في منطقة المهبط يجعل المحلول أكثر سالبية بسبب أن أيونات الكبريتات السالبة أصبحت أكثر من أيونات النحاس المتبقية دون ترسيب وهذا يخالف مبدأ "المحاليل دائماً متعادلة كهربائياً" لذلك فإن أيونات الخارصين تنتقل إلى منطقة المهبط حتى يظل عدد الأيونات السالبة (SO_4^{2-}) مساو لعدد الأيونات الموجبة (وهي في هذه الحالة أيونات النحاس التي لم تترسب وأيونات الخارصين المنتقلة).

المحاليل دائماً متعادلة كهربائياً أي أن عدد الكاتيونات "الأيونات الموجبة" يساوي عدد الأنيونات "الأيونات السالبة".

وبسبب أن قطب النحاس يسحب الإلكترونات من الدائرة الخارجية فإنه يعبر عنه بالقطب الموجب للبطارية.

تصميم خلية دانيال باستخدام القنطرة الملحية

يمكن تصميم خلية دانيال السابقة بدون استخدام الغشاء المسامي (porous vase) وذلك باستبداله بما يعرف بالقنطرة الملحية التي

تصنع باستخدام أنبوبة زجاجية (أو بلاستيكية) على شكل حرف (U) تملأ بمحلول ملحي (مثل كلوريد البوتاسيوم (KCl) ، نترات البوتاسيوم KNO_3).

وتقوم القنطرة الملحية بنفس العمل الذي يقوم به الغشاء المسامي الذي يعمل كحاجز يمنع اختلاط المحلولين الإلكتروليتين، بينما يسمح بتدفق الشحنات.

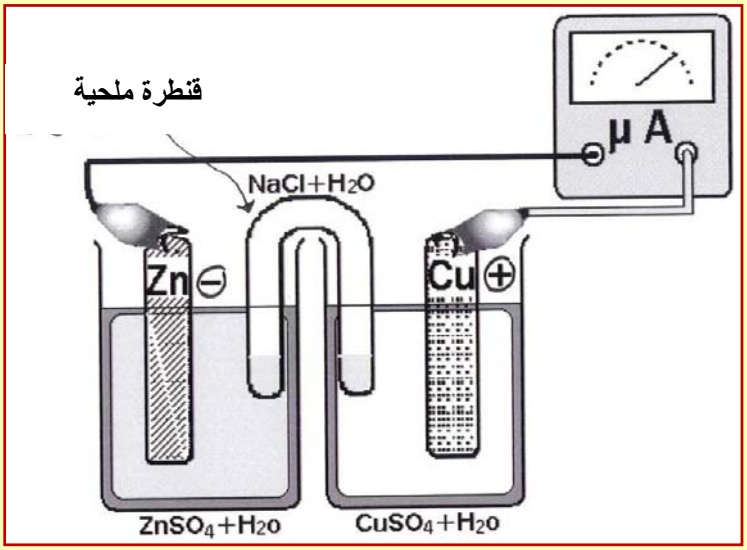
إن الأيونات الناتجة بواسطة قطب الخارصين (أيونات الخارصين الموجبة (Zn^{2+}) تحتاج إلى أيونات سالبة لتعادل الشحنات الموجبة، وبالمقابل يحدث العكس تماماً في محلول النحاس (التي تصبح شحيحة بالأيونات الموجبة) وتحتاج إلى أيونات موجبة لتعادل أيونات الكبريتات $\left(SO_4^{2-}\right)$. وتقوم القنطرة الملحية بتزويد المحلولين بالأيونات التي تحتاجها. فإذا فرض أن المحلول الملحي المشبع الذي تملأ به القنطرة الملحية هو كلوريد البوتاسيوم (KCl) فإنه عند عمل خلية دانيال تهاجر أيونات الكلور السالبة (Cl^-) الى محلول الخارصين، وتهاجر أيونات البوتاسيوم الموجبة (K^+) إلى محلول النحاس.

ويمكن القول بأن القنطرة الملحية لها ثلاث وظائف :

١) توصيل الدائرة الكهربائية للسماح بانتقال الإلكترونات.

٢) تعويض نقص الأيونات في المحاليل (المحافظة على التعادل الكهربائي للمحاليل).

٣) منع التماس المباشر بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة.



شكل (٢) : خلية دانيال باستخدام قنطرة ملحية

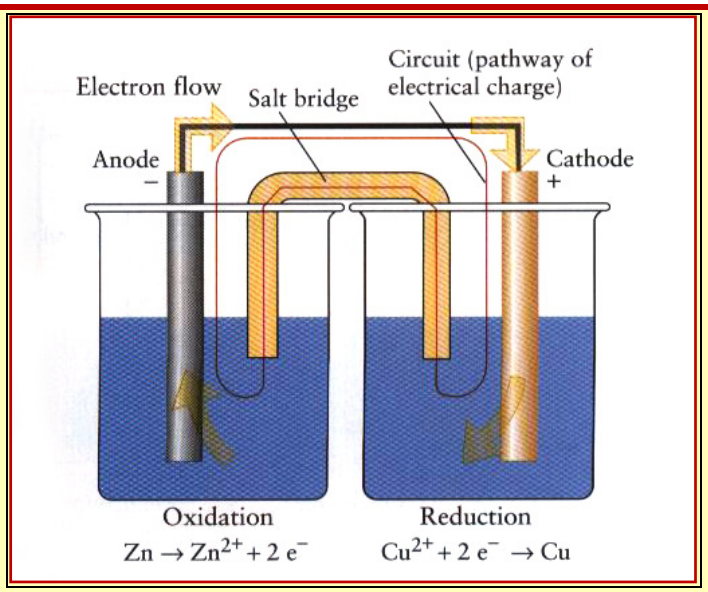


Fig. (3) : Electrons produced by oxidation leave a galvanic cell at the anode (-), travel through the external circuit, and reenter the cell at the cathode (+), where they cause reduction. The circuit is completed inside the cell by migration of ions through the salt bridge. A salt bridge is unnecessary when the two electrodes share a common electrolyte. The narrow red line outlines the electrical circuit formed by the movement of electrons (through the external wire) and ions (through the cell and salt bridge).

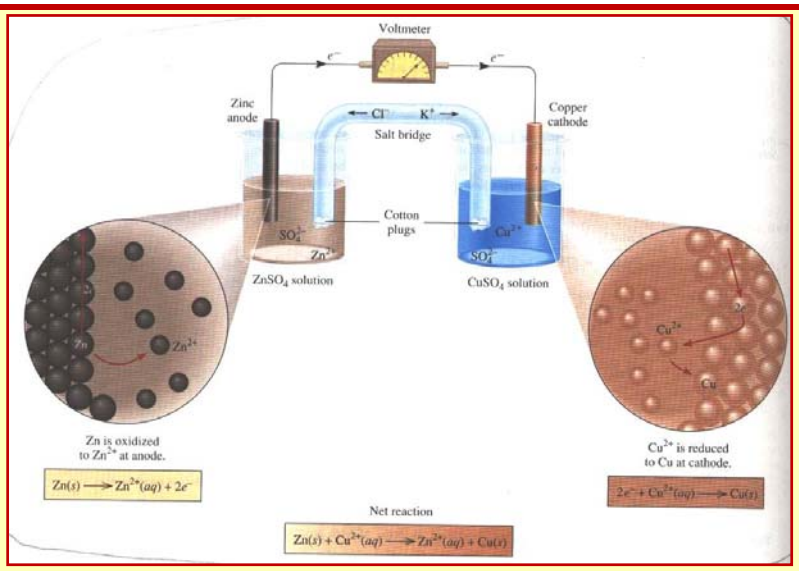


Fig. (4) : A galvanic cell. The salt bridge (an inverted U tube) containing a (KCl) solution provides an electrically conducting medium between two solutions. The openings of the U tube are loosely plugged with cotton balls to prevent the (KCl) solution from flowing into the containers while allowing the anions and cations to move across. Electrons flow externally from the Zn electrode (anode) to the Cu electrode (cathode).

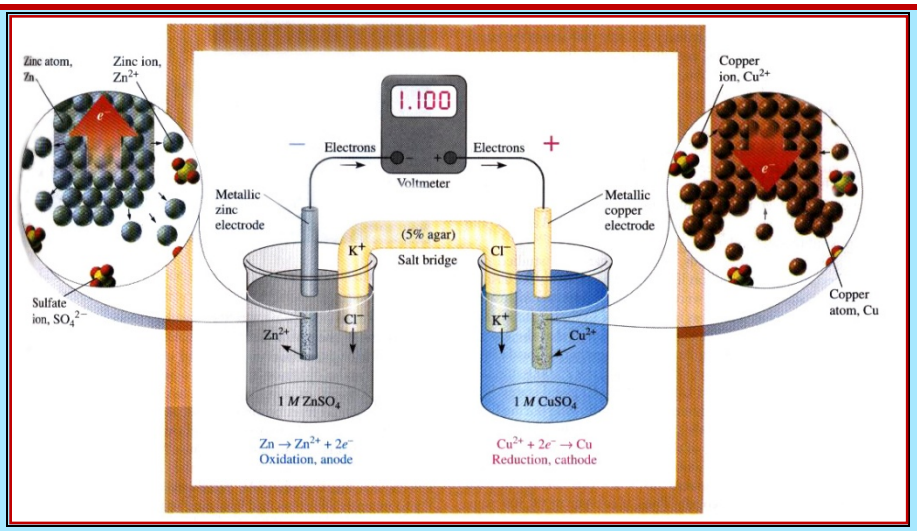


Fig. (5) : The zinc-copper voltaic cell utilizes the reaction : $Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$. The standard potential of this cell is 1.10 volts.

ويمكن أن تمثل التفاعلات السابقة على الأقطاب على الصورة التالية :

$$Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + 2\bar{e}$$

$$Cu^{2+}(aq) + 2\bar{e} \longrightarrow Cu(s)$$

ومن هذه التفاعلات، فإن ذرات الخارصين يحدث لها أكسدة (تفكك (ذوبان، انحلال) (dissolution) على الصورة الأيونية، والتي تصحب باختزال (بترسيب) أيونات النحاس في صورتها المعدنية، ويكون التفاعل الكلي :

$$Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$$

وعند وضع مصباح كهربائي (lamp) في منطقة التقاء سلكي التوصيل اللذين يربطان بين القطبين فإن الإلكترونات الناتجة تعبر من ذرات الخارصين خلال فتيل اللمبة فتنتج ضوءاً، وأخيراً تصل الإلكترونات إلى قطب النحاس. وهذه الإلكترونات تعطي تفسيراً للتيار الناتج بواسطة البطارية ويستخدم بواسطة المصباح.

أهمية الغشاء المنفذ

تكمن أهمية الغشاء المنفذ المستخدم في خلية دانيال أنه في حالة عدم وجوده فإن أيونات النحاس ستذهب مباشرة الى قطب الخارصين وتكتسب الإلكترونات الحرة، وتترسب على قطب

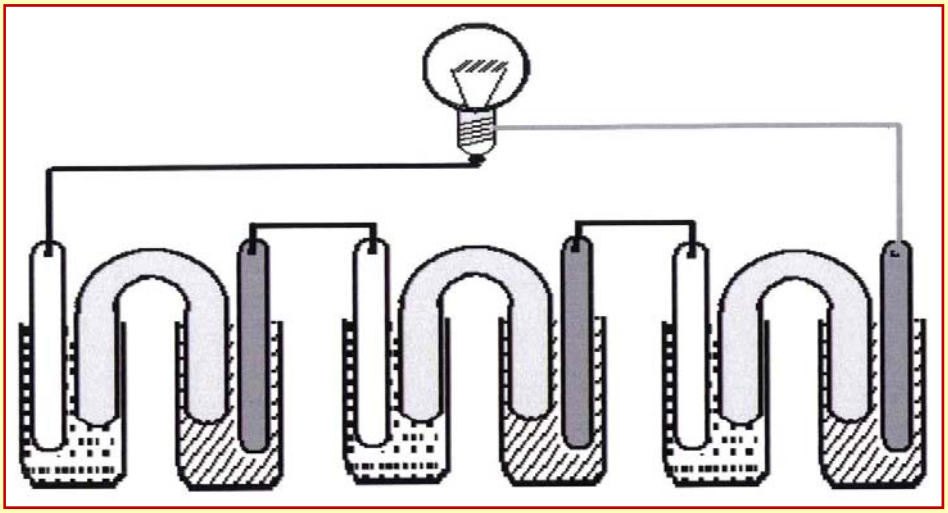
الخارصين فتمنعه من التآكل، وبالتالي يتوقف تدفق التيار خلال الأسلاك والمصباح، وعندئذ تصبح البطارية غير قادرة على العمل.

وفي أي بطارية هناك دائماً تدفق للإلكترونات في الدائرة الخارجية وتدفق مصاحب في الدائرة الداخلية. ومثل أي بطارية فإن خلية دانيال لا تستمر للأبد ولكن تستمر طالما أن أيونات النحاس متوفرة، وطالما أن قطب الخارصين لم يستهلك.

والقوة الدافعة الكهربائية لبطارية معتمدة ليس فقط على طبيعة مكوناتها، لكن أيضاً على تركيز محلولها الإلكتروليتي. إن الانحدار في التراكيز ينتج من توليد الكهرباء والذي يجعل البطارية تولد جهوداً أقل فأقل وكذلك نقصاناً في التيار حتى تصبح في آخر المطاف خلية ميتة.

والجهد الناتج من خلية دانيال يساوي تقريباً (1.10 V)، ويمكن الحصول على جهود عالية بتوصيل عدد من خلال دانيال على التسلسل (شكل (٦)).

ويلاحظ من الشكل، أنه بين خلية وأخرى فإن الاتصالات تكون عبر سلك معدني بدلاً من القنطرة الملحية.



شكل (٦) : مجموعة من خلايا دانيال موصلة على التسلسل

الغرض من التجربة (Purpose of Experiment)

تهدف هذه التجربة إلى قياس القوة الدافعة الكهربائية لخلية دانيال المؤلفة من قطبي النحاس (كمهبط) والخارصين (كمصعد) باستخدام مقياس الجهد (الفولتميتر voltmeter).

ويمكن تعيين القوة الدافعة الكهربائية (جهد الخلية) لخلية جلفانية بواسطة غمر كل قطب في محلول أيوناته وتوصيل القطبين بسلك خارجي واتصال المحاليل عن طريق قنطرة ملحية. وخلية دانيال (Daniell's Cell) من الخلايا الجلفانية المشهورة والبسيطة، والتي يمكن تمثيلها بالصورة التالية :

$$Zn(s)\left|ZnSO_4(aq,\ 0.1M)\right\|CuSO_4(aq,\ 0.1M)\left|Cu(s)\right.$$

ويتم اتصال طرفي القطبين بجهاز مقياس الجهد. وعند التوصيل الصحيح فإن المقياس يعطي قراءة لجهد الخلية بالموجب، بينما إذا تم التوصيل بشكل خاطئ فإن القراءة تكون سالبة وعندها على الطالب عكس توصيل الأسلاك بالمقياس.

ومن جداول السلسلة الكهروكيميائية فإن قطب الخارصين له قيمة جهد قياسي سالبة $\left(E^{o}_{Zn} = -\ 0.7630\ V\right)$، بينما قطب النحاس له قيمة جهد قياسي أكثر إيجابية $\left(E^{o}_{Cu} = +\ 0.3370\ V\right)$ وبذلك

يعتبر قطب الخارصين هو المصعد (anode) وقطب النحاس هو المهبط (cathode) وبذلك يمكن حساب جهد الخلية من العلاقة التالية :

$$E^{o}_{cell} = E^{o}_{cathode} - E^{o}_{anode}$$

المواد – الأدوات - والأجهزة المستخدمة
Apparatus and Chemical Used

١) قطب نحاس (electrode of copper)

٢) قطب خارصين (electrode of zinc)

٣) كأسان نظيفان جافان.

٤) ورق صنفرة لكل قطب.

٥) أسلاك للتوصيل.

٦) محلول كبريتات الخارصين ($ZnSO_4$).

٧) محلول كبريتات النحاس ($CuSO_4$).

٨) محلول كلوريد بوتاسيوم (KCl).

٩) قنطرة ملحية (Salt Bridge)

١٠) مقياس القوة الدافعة الكهربائية للخلية (فولتميتر voltmeter).

المحاليل المطلوب تحضيرها (Prepared Solutions)

١) تحضير محلول من كبريتات الخارصين ($ZnSO_4$) ذي التركيز (0.1 M)* في حجم مقداره (100 ml).

٢) تحضير محلول من كبريتات النحاس ($CuSO_4$) ذي التركيز (0.1 M)* في حجم مقداره (100 ml).

٣) تحضير محلول مشبع من كلوريد البوتاسيوم (KCl) لاستخدامه فيما بعد لملء القنطرة الملحية.

طريقة العمل التجريبية (Experimental Procedure)

١) حضر شريحتين من النحاس والخارصين لتمثيل الأقطاب في التجربة.

٢) استخدم ورقتي صنفرة لإزالة طبقة الأكسيد على القطبين (وجود هذه الطبقة أثناء إجراء التجربة من شأنه أن يقلل أو يمنع حدوث التفاعل).

---

* في حالة تحضير تراكيز معينة لمادة صلبة نستخدم العلاقة التالية :

$$\mathbf{m = M.\ V_{solution\ (L)}.\ Mw}$$

حيث :

m : تعبر عن وزن المذاب اللازم لتحضير التركيز المطلوب بوحدة الجرام (g) (وأحياناً يرمز له تمييزاً عن الكتلة بالرمز w)

M : تعبر عن التركيز بالمولارية (mol/L).

(Mw) : عبارة عن الوزن الجزيئي للمذاب بوحدة (g/mol)،

$V_{solution(L)}$: حجم المحلول بوحدة اللتر(L).

وفي كثير من المسائل الحسابية فإن الحجم يعطى بوحدة الملتر أو السنتيمتر المكعب (cm^3) وفي هذه الحالة لابد من التحويل الى اللتر بقسمة قيمة الملتر أو السنتمتر المعكب على (1000) حيث أن العلاقة بين هذه الوحدات هي : ($1\ L = 1000\ ml = 1000\ cm^3$) أي أن ($1\ ml = 1\ cm^3$).

٣) امسح القطبين بمذيب مناسب مثل الأسيتون أو الكحول (بعد الصنفرة) لإزالة أي آثار للسليكون أو أي شوائب على السطح.

٤) حضر محلولين من كبريتات النحاس وكبريتات الخارصين بتركيز (0.1 M) لكل منهما في زجاجتين حجميتين سعة كل منهما (100 ml).

وذلك باتباع العلاقة التالية في تحديد الوزن اللازم أخذه من كبريتات الخارصين وكبريتات النحاس كما يلي :

$$m = M \cdot V \cdot Mw$$

$$m_{ZnSO_4} = 0.1 \times \left(\frac{100}{1000}\right) \times Mw_{ZnSO_4}$$

$$m_{CuSO_4} = 0.1 \times \left(\frac{100}{1000}\right) \times Mw_{CuSO_4}$$

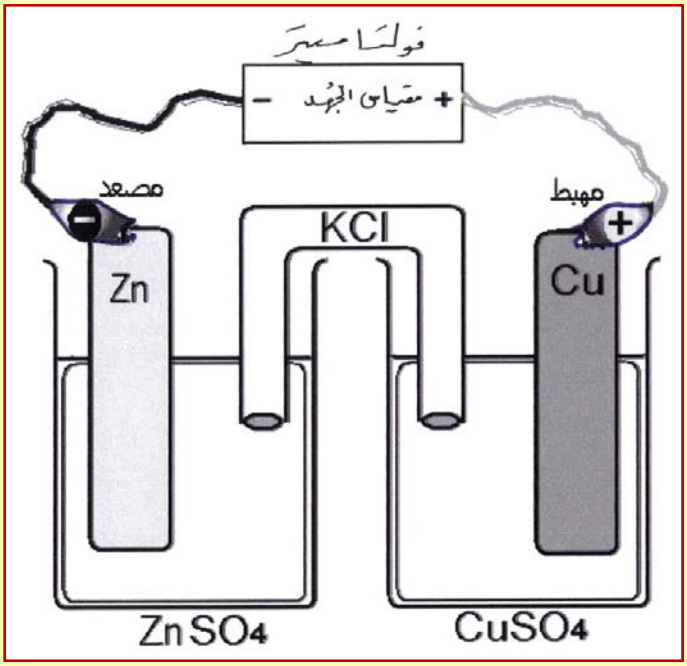
٥) خذ كأسين فارغين نظيفين (سعة كل منهما 200 ml مثلاً) وضع في الكأس الأول (إلى ثلثيه تقريباً) محلول كبريتات النحاس، وفي الكأس الآخر (أيضاً إلى ثلثيه) محلول كبريتات الخارصين.

٦) اغمس كلاً من قطب النحاس في محلول أيوناته (0.1 M $CuSO_4$)، وقطب الخارصين في محلول أيوناته (0.1 M $ZnSO_4$).

٧) املأ القنطرة الملحية بمحلول كلوريد البوتاسيوم المشبع وقم بسد فتحتيها الطرفيتين بسدادة مثل القطن (أو مناديل)، مع محاولة

التخلص من أي فقاعات قد تنشأ داخل القنطرة الملحية أثناء عملية الملء.

٨) وصل بين المحلولين بواسطة القنطرة الملحية، بحيث يوضع طرفي القنطرة الملحية في الكأسين بأن يكون الأول مغموراً في محلول أيونات النحاس(Cu^{2+}) والطرف الآخر مغموراً في محلول أيونات الخارصين (Zn^{2+})، كما في الشكل (٧)



شكل (٧) : خلية دانيال المؤلفة من قطب الخارصين (يسار) كمصعد، وقطب النحاس (يمين) كمهبط.

٩) باستخدام أسلاك خارجية، وصل طرف كل قطب بمقياس الجهد (الفولتميتر)، مع تجنب أن تلامس أسلاك التوصيل المحاليل.

١٠) سجل القراءة من جهاز الفولتميتر بعد الوصول الى حالة الثبات، وتعتبر هذه القراءة هي القوة الدافعة الكهربائية للخلية الجلفانية، ويتم مقارنتها بالقيمة النظرية المحسوبة من المعادلة $\left(E^{o}_{cell} = E^{o}_{cathode} - E^{o}_{anode}\right)$.

ملحوظة

القراءة التي يتحصل عليها من مقياس الجهد يجب أن تكون موجبة (+). والحصول على قيمة سالبة (-) يعني أن توصيل طرفي القطب تم بطريقة خاطئة (معكوسة)، وحينئذ يجب أن يعكس توصيل الأسلاك بمقياس الجهد.

تقرير التجربة الخامسة عشرة

Report of the 15th Experiment

١- جهد الخلية المحسوب نظرياً :

.....

.....

.....

.....

٢- جهد الخلية المتحصل عليه من التجربة :

.....

.....

.....

.....

.....

نماذج اختبارات سابقة

الفصل السادس : نماذج اختبارات سابقة

إعداد د. عمر بن عبد الله الهزازي

نموذج (١)

س١) عرف ما يلي

أ) المعايرة ب) اللزوجة ج) قوى التلاصق.

س٢) علل لما يلي

أ) يتم غسل السحاحة بالمحلول المراد وضعه بها.

ب) لا يعتبر هيدروكسيد الصوديوم مادة قياسية.

ج) تعتبر كربونات الصوديوم مادة قاعدية.

س٣) ما العوامل المؤثرة على اللزوجة مع شرحها؟

س٤) اختر الدليل المناسب للمعايرات التالية

أ) حمض قوي + قاعدة قوية ب) حمض ضعيف + قاعدة قوية

س٥) اكتب العلاقات الرياضية بين الكميات التالية

أ) المولات، المولارية، حجم المحلول.

ب) الوزن المكافئ، الوزن الجزيئي.

ج) العيارية، المولارية.

د) المولات، عدد المكافئات الجرامية.

س٦) احسب تركيز $[OH^-]$,$[H^+]$ لمحلول قاعدة قوية حضر بإذابة (10.2 g) من هيدروكسيد الكالسيوم $(Ca(OH)_2)$ في الماء للحصول على ($500\ cm^3$) من المحلول. علماً بأن الكتل الذرية : (Ca = 40, O = 16, H = 1)

س٧) إذا عوير (5 ml) من عينة من حمض الخل بواسطة (0.1 M) من (NaOH). فإذا كان حجم (NaOH) اللازم للمعايرة يساوي (35 ml). احسب وزن حمض الخل في العينة.

إعداد د. عمر بن عبد الله الهزازي

نموذج (٢)

س١) عرف ما يلي

أ) الدليل ب) قوى التماسك ج) التوتر السطحي.

س٢) علل لما يلي

أ) لا يعتبر هيدروكسيد الصوديوم الصلب مادة قياسية.

ب) شكل سطح الزئبق في أنبوبة يكون محدباً بينما سطح الماء يكون مقعراً.

س٣) ما العلاقة الرياضية بين الكميات التالية

أ) وزن المادة، العيارية، الحجم، الوزن المكافئ.

ب) لزوجة الأسيتون، لزوجة الماء، كثافة الأسيتون، كثافة الماء.

ج) المولات، وزن المادة، الوزن الجزيئي.

د) العيارية، المكافئات الجرامية، حجم المحلول.

س٤) في المعايرة التالية حدد وسط التعادل والدليل المناسب للمعايرة :

أ) $CH_3COOH + NH_3$ ب) $HCl + NaOH$

س٥) احسب نصف قطر أنبوبة شعرية تم غمرها في سائل الماء، إذا علمت أن ارتفاع الماء داخل الأنبوبة الشعرية هو (1.5 cm) وكثافة الماء ($1\ g/cm^3$) والتوتر السطحي للماء هو (75. 05 dyne/cm) وعجلة الجاذبية الأرضية ($g = 981\ cm/s^2$).

س٦) ما وزن حمض الكبريت اللازم لتحضير ($50\ cm^3$) من محلول (3 N) منه؟ علماً بأن الكتل الذرية (H =1, O = 16, S = 32).

نموذج (٣)

س١) عرف ما يلي

أ) نقطة النهاية ب) المحلول القياسي ج) الحمض القوي.

س٢) علل لما يلي

أ) لزوجة السوائل أعلى بكثير من لزوجة الغازات.

ب) يجب إبعاد الماصة عن مصادر الحرارة.

ج) تعتبر كربونات الصوديوم مادة قياسية.

س٣) ما العلاقة بين كثافة السائل ولزوجته مع ذكر القانون؟

س٤) علل : تميل قطرات الزئبق إلى اتخاذ الشكل الكروي عند سقوطها على سطح جسم بينما قطرة الماء تأخذ مساحة أكبر.

س٥) تمت معايرة (10 ml) من محلول حامض الخل التجاري فاستهلكت المعايرة (35 ml) من محلول هيدروكسيد الصوديوم ذو التركيز (0.1 M) لبلوغ نقطة النهاية :

أ) أكتب معادلة كيميائية موزونة للتفاعل السابق.

ب) احسب تركيز حمض الخل معبراً عنه بالمولارية.

ج) احسب تركيز حمض الخل معبراً عنه بـ (g/100 ml).

س٦) عند معادلة (10 ml) من محلول كربونات الصوديوم في وجود دليل الفينولفثالين، كان حجم حمض الكلور (ذي التركيز 0.1 N) واللازم للتعادل هو (30 ml).

١) احسب التركيز العياري لمحلول كربونات الصوديوم في وجود دليل الفينولفثالين.

٢) احسب وزن كربونات الصوديوم بوحدة (g/100 ml).

نموذج (٤)

س١) ما اسم الجهاز أو الأداة المستخدمة في الحالات التالية :

أ) قياس الكثافة ب) قياس اللزوجة ج) قياس حرارة التفاعل.

س٢) حدد في المعايرات التالية **وسط التفاعل عند نقطة النهاية، الدليل المستخدم عند نقطة النهاية، ومعادلات التفاعل.**

١) حمض الخل + هيدروكسيد الصوديوم.

٢) حمض الكبريت + الأمونيا

س٣) احسب $[OH^-]$,$[H^+]$ لمحلول درجة الحموضة فيه (pH = 7.4)

س٤) نحتاج إلى ($45\ cm^3$) من محلول (0.1 M) لحامض الفوسفوريك (H_3PO_4) لمعادلة (1 g) من قاعدة مجهولة. فإذا علمت أن جميع الهيدروجين الحامض يستعمل لمعادلة هذه القاعة فاحسب الوزن المكافئ للقاعدة المجهولة.

علماً بأن الأوزان الذرية : (H = 1, S = 32, O = 16).

س٥) ما تأثير درجة الحرارة على التوتر السطحي؟ علل إجابتك.

س٦) أحرقت عينة من الكربون وزنها (0.60 g) في مسعر حراري يحوي (615 g) من الماء وبوجود وفرة من غاز الأكسجين. فإذا ارتفعت درجة الحرارة من (25 °C) إلى (29.55 °C). فاحسب الإنثالبي القياسي لتفاعل احتراق الكربون. علماً بأن السعة الحرارية للمسعر تساوي (923 J/ °C).

نموذج (٥)

س١) أذكر الدليل المناسب في المعايرات التالية مع كتابة صيغ المركبات

أ) حمض الخليك + هيدروكسيد الصوديوم.

ب) بيكربونات الصوديوم + حمض الكلور.

س٢) في تجربة لتقدير التوتر السطحي لأحد الزيوت ارتفع الزيت في الأنبوبة الشعرية (1.5 cm) بينما كان ارتفاع الماء(2 cm). **فاحسب التوتر السطحي** للزيت علماً بأن :(كثافة الزيت 92 g/ml) و (كثافة الماء 1 g/ml) ، وعجلة الجاذبية الأرضية 981 cm/s^2)، والتوتر السطحي للماء يساوي 73.05 dyne/cm).

س٣) ما العلاقات الرياضية التي تربط بين :

أ) التوتر السطحي وارتفاع السائل في الأنبوبة الشعرية.

ب) لزوجة السائل وكثافته وزمن انسيابه.

ج) العيارية والمولارية.

د) المولات والمكافئات الجرامية.

س٤) إذا علمت أن (18.5 g) من معدن معين امتصت كمية من الحرارة مقدارها (1170 J) وارتفعت درجة حرارتها من (25 °C) إلى (92.5 °C) **فاحسب الحرارة النوعية لهذا المعدن**.

نموذج (٦)

س١) ما العلاقة الرياضية بين الكميات التالية

أ) الحرارة النوعية والسعة الحرارية

ب) الكثافة والحجم

ج) زمن الانسياب لسائل ولزوجته

د) عدد الجزيئات والمولات.

س٢) إذا احترق (1.435 g) من مركب النفثالين ($C_{10}H_8$) في مسعر (عند حجم ثابت) يحتوي على (2000 g) من الماء، فإن درجة الحرارة ترتفع من (20.17 °C) إلى (25.84 °C) فإذا علمت أن السعة الحرارية للمسعر تساوي (1.8 kJ/ °C).

فإذا علمت أن الأوزان الذرية : (C = 12, H = 1, O = 16) .

فاحسب :

أ) الحرارة المنطلقة نتيجة الاحتراق. ب) الإنثالبي القياسي للاحتراق.

س٣) عوير مخلوط يتكون من ($NaOH, Na_2CO_3$) مع حمض الكلور ذو التركيز (0.250 M) فتطلبت المعايرة (26.2 ml) باستخدام دليل الفينولفثالين، و (41.4 ml) باستخدام دليل الميثيل البرتقالي.

فإذا علمت أن الأوزان الذرية (Na = 23, O = 16, H = 1, C = 12)

احسب وزن كل من ($NaOH, Na_2CO_3$):

إعداد د. عمر بن عبد الله الهزازي

نموذج (٧)

س١) عند معادلة (10 ml) من محلول ($NaHCO_3$) بواسطة (HCl) ذو التركيز (0.1 N). وكان حجم الحمض اللازم للتعادل (17 ml) **فاحسب :**
أ) التركيز العياري والمولاري لمحلول بيكربونات الصوديوم.
ب) وزن بيكربونات الصوديوم بـ (g/100 ml).
ج) ما وزن كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) الذائبة في محلول تركيزه (0.1 M) وحجمه (100 ml).
علماً بأن الكتل الذرية : (Na = 23, H = 1, O = 16, C = 12)

س٢) في تجربة لتقدير كل من اللزوجة والتوتر السطحي لأحد السوائل كانت النتائج كما يلي :
الزمن اللازم لمرور كل من السائل والماء هو (22, 14 s) على التوالي.
ارتفاع السائل والماء في الأنبوبة الشعرية هو (0.8, 1.5 cm) على التوالي.
فاحسب كلاً من :
أ) اللزوجة المطلقة ب) اللزوجة النسبية
ج) نصف قطر الأنبوبة الشعرية د) التوتر السطحي للسائل.
علماً بأن اللزوجة المطلقة للماء هي (0.89 poise)، وكثافته (0.92 g/ml)، عجلة الجاذبية الأرضية (981 cm/s^2)، التوتر السطحي للماء (73.05 dyne/cm).

س٣) كوب من القهوة حجمه (110 ml) وكثافته (1.1 g/ml)، تم تسخينه من (25 °C) إلى (75 °C) . **فاحسب كمية الحرارة المكتسبة** موضحاً الإشارة والوحدات (بفرض أن الحرارة النوعية للقهوة هي نفسها الحرارة النوعية للماء (4.184 J/ g °C).

س٤) إذا وضع (100 ml) من حمض (HCl) تركيزه (0.5 M) مع (100 ml) من (NaOH) تركيزه (0.5 M) في مسعر عند (ضغط ثابت) سعته الحرارية (335 J/ °C) وكانت درجة حرارة المزيج الابتدائية (22.5 °C) والنهائية (24.9 °C).
أ) احسب التغير في إنثالبي التفاعل
ب) احسب الإنثالبي القياسي للتفاعل

نموذج (٨)

س١) ما حجم حمض الكبريت الذي عياريته (0.1 N) اللازم للتعادل مع بيكربونات الصوديوم (5 g) وما الدليل المناسب؟

س٢) عند معادلة (20 ml) من محلول كربونات الصوديوم بواسطة حمض الكلور ذي التركيز (0.1 N) لزم حجماً قدره (15 ml) من الحامض في وجود دليل الفينولفثالين، فاحسب :

أ) التركيز المولاري لمحلول كربونات الصوديوم.

ب) وزن كربونات الصوديوم بالجرام لكل لتر.

ج) عدد جزيئات كربونات الصوديوم لكل مللتر.

س٣) إذا انخفضت درجة حرارة (100 ml) من الماء من (80 °C) إلى (50 °C) فاحسب كمية الحرارة المفقودة مع توضيح الوحدة والإشارة.

س٤) أكتب رموز المركبات التالية مع ذكر الدليل المناسب :

أ) حمض الكبريتيك + كربونات الصوديوم.

ب) حمض الخليك + هيدروكسيد البوتاسيوم.

ج) حمض الخليك + هيدروكسيد الأمونيوم.

الفصل السادس : نماذج اختبارات سابقة

إعداد د. عمر بن عبد الله الهزازي

نموذج (٩)

س١) ما المقصود بالمصطلحات التالية :

أ) المعايرة ب) الدليل ج) المحلول القياسي د) قوى التماسك هـ) اللزوجة

س٢) علل لما يلي :

١) يتم غسل السحاحة بالمحلول المراد وضعه بها.
٢) لا يعتبر هيدروكسيد الصوديوم الصلب مادة قياسية.
٣) لزوجة السوائل أعلى بكثير من لزوجة الغازات.
٤) شكل سطح الزئبق يكون محدباً
٥) يجب إبعاد الماصة عن مصادر الحرارة.

س٣) اكتب العلاقات الرياضية بين الكميات التالية :

١) المولات، المولارية، حجم المحلول.
٢) وزن المادة، العيارية، الحجم، الوزن المكافئ.
٣) كثافة السائل ولزوجته.
٤) المولات، عدد المكافئات الجرامية.
٥) العيارية، المولارية.

س٤) في المعايرات التالية حدد وسط التعادل والدليل المناسب :

١) حمض الخل + هيدروكسيد الصوديوم
٢) حمض الكلور + النشادر
٣) حمض الكلور + هيدروكسيد الصوديوم.

س٥) احسب نصف قطر أنبوبة شعرية تم غمرها في سائل ماء، إذا علمت أن ارتفاع الماء داخل الأنبوبة الشعرية هو (1.5 cm) وكثافة الماء ($1\ g/cm^3$)، والتوتر السطحي للماء ($75.05\ dyne/cm$) وعجلة الجاذبية الأرضية ($981\ cm/s^2$).

س٦) تمت معايرة (10 ml) من محلول حمض الخل التجاري، فاستهلكت المعايرة (35 ml) من محلول هيدروكسيد الصوديوم ذو التركيز (0.1 M) لبلوغ نقطة النهاية.
أ) أكتب معادلة كيميائية موزونة للتفاعل السابق.
ب) احسب تركيز حمض الخل معبراً عنه بالمولارية (mol/L).
ج) احسب تركيز حمض الخل معبراً عنه بـ (g/100 ml).

س٧) عند معادلة (100 ml) من محلول كربونات الصوديوم في وجود دليل الفينولفثالين كان حجم حمض الكلور (ذو التركيز 0.1 N) اللازم للتعادل هو (30 ml).
أ) اكتب معادلة كيميائية موزونة للتفاعل السابق.
ب) احسب التركيز العياري لمحلول كربونات الصوديوم في وجود دليل الفينولفثالين.
ج) احسب وزن كربونات الصوديوم بوحدة (g/100 ml).

الفصل السادس : نماذج اختبارات سابقة

إعداد د. عمر بن عبد الله الهزازي

نموذج (١٠)

س١) إذا عوير (5 ml) من عينة من حمض الخل بواسطة (0.1 N) من هيدروكسيد الصوديوم، فإذا كان حجم هيدروكسيد الصوديوم اللازم للمعايرة هو (35 ml).

أ) اكتب معادلة كيميائية موزونة للتفاعل السابق.

ب) حدد نوع الوسط عند نقطة النهاية.

ج) ما الدليل المناسب للتجربة السابقة.

د) احسب وزن حمض الخل الموجود في العينة.

علماً بأن الكتل الذرية : (C = 12, H = 1, O = 16).

س٢) عند معادلة (10 ml) من محلول كربونات الصوديوم في وجود دليل الفينولفثالين كان حجم حمض الكلور ذي التركيز (0.1 N) واللازم للتعادل هو (30 ml).

أ) اكتب معادلة كيميائية موزونة للتفاعل السابق في حالة استخدام دليل الفينولفثالين.

ب) اكتب معادلة كيميائية موزونة للتفاعل في حالة استخدام دليل الميثيل البرتقالي.

ج) احسب التركيز العياري لمحلول كربونات الصوديوم في حالة استخدام دليل الفينولفثالين.

د) احسب وزن كربونات الصوديوم بوحدة (g/100 ml) في حالة استخدام دليل الميثيل البرتقالي.

س٣) إذا احترق (1.435 g) من مركب النفثالين ($C_{10}H_8$) في مسعر يحوي (2000 g) من الماء، فإن درجة الحرارة ترتفع من (20 C) إلى (26 C). فإذا علمت أن السعة الحرارية للمسعر ($C = 1.8\ kJ/\ ^oC$).

فإذا علمت أن الكتل الذرية : (C = 12, H = 1, O = 16) والحرارة النوعية للماء ($4.184\ J/g\ ^\circ C$).

أ) احسب الحرارة المنطلقة نتيجة الاحتراق السابق.

ب) احسب الإنثالبي القياسي للاحتراق السابق.

س٤) في تجربة لتقدير كل من اللزوجة والتوتر السطحي لأحد السوائل، كانت النتائج على النحو التالي :

الزمن اللازم لمرور السائل = (22 s)، الزمن اللازم لمرور الماء = (14 s) ، ارتفاع السائل في الأنبوبة الشعرية = (0.8 cm)، ارتفاع الماء في الأنبوبة الشعرية = (1.5 cm).

فإذا علمت أن :

اللزوجة المطلقة للماء يساوي (0.891 poise)، كثافة الماء (1 g/cm).

التوتر السطحي للماء (73.05 dyne/cm)، كثافة السائل ($0.92\ g/cm^3$)، عجلة الجاذبية الأرضية ($981\ cm/s^2$). فاحسب ما يلي :

أ) اللزوجة النسبية للسائل. **ب) اللزوجة المطلقة للسائل.**

ج) نصف قطر الأنبوبة الشعرية. **د) التوتر السطحي للسائل.**