مقدمة المؤلف

الحمد لله والصلاة والسلام على رسول الله وعلى آله وصحبه .

نظـرًا لأهمية تـوفير الكتب العلمية وجعلهـا في متنـاول أيدي المستفيـدين منها ، أقدم هذا الكتاب راجيًا المولى الكريم أن يكون فيه نفعًا وفائدة . يحتوي هـذا الكتاب على عـدد من التجـارب العلمية في مجال علـم الثيرموديـنـاميك الكيميـائي وذلك لمرحلة البكـالوريـوس . وقـد تمت صياغـة هذه التجـارب بطريقـة يؤمل من ورائهـا أن يتمكن الطالب من إجرائهـا بالاعتماد شبـه التام على نفسـه ، دون الحاجـة إلى طلـب المسـاعـدة من الغير، لـذلـك فإنـه من المتوقع ، بل من المطلـوب أن يساهم الأساتذة المشرفـون على المقررات العلمية في مسـاعدة الطـالب على أن يعتمـد على نفسـه ، وألا يكونـوا عـونًا لـه على الاتكالية .

أتوجه بالشكر الجزيل في هذه المقـدمة إلى الإخوة الزملاء في قسم الكيمياء بكلية العلوم في جامعة الملك سعود ، وأخص بالذكر الأخ الأستاذ أحمد رفعت شعيب ، الذي ساهم مساهمة فعالة في تحقيق هذه التجارب بالصورة المثلى .

وأخيراً أرجو مـن جميع الأخوة الطـلاب والزملاء أن يتكـرموا بإبـداء آرائهم واقتراحاتهم للاستفادة منها . والشكر والحمد لله أولاً وأخيراً .

المـؤلف

obeikandl.com

فهـــرس

١ ـ مبادئ عامة ١

١ ـ ١ مقدمة ١

١ ـ ٢ القياس ونتيجة القياس ٢

١ ـ ٢ ـ ١ أخطاء القياس ٤

١ ـ ٢ ـ ٢ مصادر الأخطاء ٥

١ ـ ٢ ـ ٣ نواع الأخطاء ٦

١ ـ ٢ ـ ٤ التعامل مع الأخطاء ٩

١ ـ ٢ ـ ٥ الدقة والصواب ١١

١ ـ ٣ الترميز العلمي ١٢

١ ـ ٤ الرسوم البيانية ١٣

١ ـ ٥ حسابات كيميائية ١٤

٢ ـ التجارب ٢١

أسلوب العمل ٢١

التجـربة الأول : النسبـة بين السعـة الحراريـة للغاز عنـد ضغط ثابت والسعة الحرارية له عند حجم ثابت ٢٣

التغيرات الحرارية ٣٣

(١) الطريقة الكالوريميترية ٣٦

(أ) الطريقة الكالوريميترية عند ثبوت الحجم ٣٨

التجربة الثانية : حرارة الاحتراق وحرارة التكوين ٣٩

(ب) الطريقة الكالوريميترية عند ثبوت الضغط ٤٩

التجربة الثالثة : حرارة التعادل ٥٣

obeikandl.com

التجربة الرابعة : حرارة الانتقال أو التحول ٥٧
التجربة الخامسة : حرارة التكوين ٦١
(٢) معادلة فانت هوف ٦٥
التجربة السادسة : حرارة الذوبان أو المحلول ٦٧
التوازن الكيميائي ٨٥
التجربة السابعة : تعيين قيمة ثابت التوازن لتفاعل تميؤ الأستر ٩١
التجربة الثامنة : تعيين قيمة ثابت التوازن لتفاعل الإحلال أو التبادل ١٠٣
التجربة التاسعة : تأثير الأيون المشترك وحاصل الإذابة ١١٥
معامل التوزيع ١٢٣
التجربة العاشرة : تعيين معامل توزيع (انقسام) حمض الخل أو حمض البنزين بين الماء ومذيب عضوي مناسب ١٢٧
التجربة الحادية عشرة : تعيين معامل توزيع (انقسام) اليود بين رابع كلوريد الكربون والماء ١٣٥
التجربة الثانية عشرة : معامل التوزيع (الانقسام) وقياس ثابت التوازن للتفاعلات الكيميائية ١٤٣
التجربة الثالثة عشرة : حساب قوة الرابطة الهيدروجينية بين جزيئات حمض عضوي ١٥٥

★ ★ ★

التجربة الرابعة عشرة : الحجم المولي الجزئي ١٦١
التجربة الخامسة عشرة : قاعدة الطور وتوازن الأطوار ١٧٥
قائمة المراجع ١٨٩

١ ـ مبادئ عامة

١ ـ ١ مقدمة Introduction

يتضمن هذا الكتاب عددا من التجارب، ولكل تجربة هدف معين، وطريقة عمل معينة، وطريقة حساب معينة أيضًا، ومن الضروري إدراك أن إجراء وتنفيذ هذه التجارب لا يعني بالضرورة تحقق الفوائد المبتغاة منها، ما لم يدرك الطالب أهمية دوره في ذلك. إنه لمن المسلم به أن هذه التجارب هي تجارب ناجحة من حيث تحقيقها لأهدافها المحددة، فمثلاً لا توجد تجربة في الكتاب تهدف لقياس شيء معين بطريقة معينة إلا أن هذه الطريقة تقود إلى تحقيق ذلك، ولذلك فإن التجربة ستكون هادفة إلى التأكد من قدرة الطالب على:

(١) تنفيذ الطريقة بشكل دقيق، وهذا يعني تنمية المهارة العملية اليدوية للطالب في استخدام المواد والأدوات والأجهزة.

(٢) التأكد من أن القيم العددية لما تم قياسه من حجم أو كتلة أو مسافة أو زمن أو خلافه هي قيم تتسم بدرجة معلومة من الدقة.

(٣) التعامل مع النتائج التي حصل عليها نتيجة إجراء التجربة. ويتحقق ذلك من معرفته:

(أ) لهدف التجربة.

(ب) للأساس النظري للتجربة.

(جـ) لطريقة الحسابات الرياضية المتعلقة بالتجربة.

(٤) القدرة على عرض مجمل عمله في تقرير عملي مكتوب يكشف تمكنه من تحقيق ما ورد سابقا.

(٥) أن كل ما عمله سابقا هو عرضة للأخطاء وأنه قادر على رصد هذه المواقع المحتملة لهذه الأخطاء و إبرازها في تقريره، سواء كانت في افتراضات غير منطقية، أو في اضطراره لاستخدام أجهزة غير مناسبة، أو في كونه عاجزا لأي سبب عن تنفيذ خطوة من خطوات العمل كما يفترض بها أن تنفذ أو في أي شيء آخر.

يقود كل ما سبق ذكره إلى التأكيد على أن دور الطالب دور مركزي، يعتمد فيه الطالب على نفسه اعتمادًا يكاد يكون تامًّا، بحيث يمكن القول إن دور الأستاذ المشرف على الطالب دور ثانوي، ينحصر في التوجيه، وفي الإجابة على الاستفسارات وفي المناقشة، ولكنه بحال من الأحوال لن يكون مصادرًا لدور الطالب نفسه، لأن فعل ذلك يلغي كل الأهداف المتوخى تحقيقها.

١ ـ ٢ القياس ونتيجة القياس Measurement and Measurement Result

تتضمن أغلب التجارب الكيميائية إجراء عدد من القياسات لعدد من الخواص. ومن الضروري معرفة ما إذا كانت نتيجة القياس مقبولة أو مرفوضة. وللوصول إلى هذه المعرفة يحسن الإلمام ببعض المبادئ والحقائق.

إن عملية القياس هي في الأصل عملية مقارنة، تتم فيها مقارنة ما يراد قياسه بمقياس معياري معين. فعلى سبيل المثال إذا كان المطلوب هو قياس حجم كمية معينة من الماء فإننا نلجأ لمقياس معياري للحجم مثل اللتر أو الجالون فنقول إن حجم الماء مثلاً يساوي كذا لترًا أو كذا جالونًا... إلخ. وهنا تحسن الإشارة إلى أن المقياس المعياري هو ما يعرف بوحدة القياس، فاللتر والمتر والثانية هي وحدات (أي مقاييس معيارية) لقياس الحجم والطول والزمن على التوالي. كما يحسن لفت النظر إلى أن عملية القياس تتطلب أداة (أو جهاز) قياس يتم صنعه من قبل الإنسان نفسه، فعند قياس

الحجم مثلاً نكون بحاجة إلى وعاء ذي سعة محددة (أي حجمه الداخلي معروف) بشكل مسبق. وأخيرًا فإن عملية القياس تتطلب كما هو بديهيّ الشخص أو الإنسان الذي يقوم بعملية القياس.

تمثل الأمور السالفة الذكر الشروط اللازم توافرها لإجراء عملية قياس لكمية فيزيائية (أي خاصيّة فيزيائية) معينة.

إنه وبالنظر إلى تلك الشروط أو المتطلبات اللازمة لإجراء القياس يمكن إثارة التساؤلات التالية:

(١) من يستطيع أن يعطي حكمًا قاطعًا بأن أداة القياس قد صنعت بطريقة لا تسمح إطلاقًا بوجود خطأ - ناجم عن عملية التصنيع - في نتيجة القياس المعمول؟

(٢) من يستطيع أن يعطي حكمًا قاطعًا بأن من قام بالقياس باستخدام أداة القياس قد أدى عمله بطريقة لا تسمح إطلاقاً بوجود خطأ ـ ناجم عن عمله ـ في نتيجة القياس المعمول ؟

لو افترضنا وجود كمية من الماء يراد قياس كتلتها من قبل شخص معين وأن هذا الشخص أخذ الميزان (أ) لقياس الكتلة، فهل ترى نفس الشخص سيحصل على نفس النتيجة لو استخدم الميزان (ب) أو (جـ) . . . إلخ حتى لو افترضنا أن هذا الشخص غير معرض للخطأ في عملية استخدام الميزان ؟ ثم لو أجريت نفس العملية من قبل شخص ثانٍ وثالث . . إلخ وكلهم لا يخطئون في ذلك فهل ترانا سنحصل من قبلهم جميعًا على نفس النتيجة ؟ ولو افترضنا جدلاً أن أيًّا من هؤلاء الأشخاص أعاد عملية القياس باستخدام نفس الميزان مرة ثانية وثالثة . . . إلخ فهل ستكون النتيجة هي نفسها في كل مرة ؟

كل ما سبق من تساؤلات يشير بوضوح وجلاء إلى أن نتيجة القياس لا بد أن تكون موضع شك في جميع الأحوال، لا لشيء، بل لأن القيمة الحقيقية للخاصية المراد قياسها هي دائماً وأبداً مجهولة.

ما الحل إذن ؟ هل نقول إننا بوصفنا بشرا يجب أن نستسلم ما دمنا على يقين بأن نتيجة أي قياس نعمله هي نتيجة مشكوك بها دائماً ؟ بالطبع لا. فما يجب أن نقوله هو أنه لا بد أن نحدد مقدار شكنا في نتيجة القياس، أنه يكفينا جدًّا أن نعرف أن كتلة جسم معين هي كذا كيلو جرام وأنها قد تزيد أو تنقص بهذا القدر عن المقدار الذي حددناه.

وهكذا يتضح أن مهمة الإنسان في عملية القياس لا تقتصر على إجراء القياس باستخدام الأداة فحسب، بل تتعداه إلى مهمة معرفة مقدار شكه في النتيجة التي حصل عليها. فكيف يمكن له ذلك؟

١ ـ ٢ ـ ١ أخطاء القياس Measurement Errors

إنه وبمجرد التسليم بأن نتيجة أي قياس لا بد وأن توضع في موضع الشك وعدم اليقين فإنه يظهر لنا أن هذا الشك ما كان يمكن له أن يكون موجودًا لولا تسليمنا باحتمالية وجود أخطاء في عملية القياس. إن مصدر التسليمين السابقين هو أننا متأكدون وموقنون بأن الخاصية ـ التي يراد قياسها ـ لها في واقع الأمر قيمة حقيقية وأن ذلك أمر غير مشكوك فيه إطلاقاً، ولكننا متأكدون وموقنون بأننا لا نعرفها، ولذلك نسعى بالقياس لمعرفتها. وهذا ما يجعلنا نسأل أنفسنا بوضوح: ترى هل ما حصلنا عليه هو فعلاً القيمة الحقيقية؟ لتكون الإجابة هي السؤال التالي: ترى من يستطيع أن يقول نعم أو لا ؟ وإجابة السؤال الأخير هي قطعا: لا أحد. ولهذا وجب الشك ولزم. وهذا ليس دليل عجز بل دليل إدراك الإنسان لطبيعته ولطبيعة الأشياء.

فما مقدار شكنا فيما حصلنا عليه من نتيجة ؟ إننا وللإجابة على هذا السؤال ملزمون أولا بمعرفة الإجابة عن السؤال التالي : هل يمكن لنا معرفة مقدار الشك ؟ والإجابة نعم . وتعليل هذه الإجابة يأتي من كوننا نحن من ابتدع القياس وحدد متطلباته . ولإيضاح المقصود بذلك نأخذ المثالين التالين :

لو أردنا معرفة عرض ورقة من هذا الكتاب فإننا باستخدام أداة القياس سنحصل على نتيجة معينة سلمنا سابقًا بأنه لا بد من الشك فيها . فلو كانت النتيجة تقول إن عرض هذه الورقة هو خمسة عشر سنتمتراً مثلا فإننا سنقول إن ذلك قد يكون صحيحاً ، ولكن لو قالت نتيجة القياس مثلا إن عرض هذه الورقة هو متران فإننا حتما سنقول إن ذلك لا يمكن أن يكون صحيحاً . تماماً مثلما لو مرت من عندك سيارة مسرعة جدًّا وقال لك قائل إنه قاس سرعتها ووجدها تساوي ١٦٠كم / الساعة فإنك ستقول إن ذلك قد يكون صحيحًا ولكن لو قال لك إن سرعتها تساوي ٤٠ كم/ الساعة فإنك حتما ستقول إن ذلك لا يمكن أن يكون صحيحا ؛ حيث إنك لاحظت أنها كانت مسرعة جدًّا .

يتضح من المثالين السابقين أنه برغم جهلنا بالقيمة الحقيقية توجد حدود مقبولة للخطأ بحيث تصبح نتيجة القياس مقبولة ضمن هذه الحدود ومرفوضة خارج هذه الحدود .

فكيف يمكن لنا تحديد حدود الخطأ ؟ لا يمكن الإجابة عن هذا السؤال ما لم تحدد مصادر وأنواع الأخطاء .

١ ـ ٢ ـ ٢ مصادر الأخطاء Source of Errors

حينما يقوم أحد المصانع بتصنيع أعداد كبيرة من جهاز معين فإنه ملزم بتحديد مقدار اختلاف القيمة التي يحددها الجهاز عن القيمة الحقيقية ، وهو

ملزم بكتابة هذا المقدار على كل جهاز. ولك أن تتصور كيف تتدخل العوامل الاقتصادية في ذلك، فلو كان هذا الجهاز من تلك التي لا يمكن تسويقها إلا بسعر منخفض فإن المصنع سيختار من بين جميع هذه الأجهزة عددًا قليلاً منها على أنه عينة تمثل كل هذه الأجهزة ويحدد بواسطتها مدى الانحراف المحتمل أو المتوقع للقيمة المقيسة عن القيمة الحقيقية، ويعد هذا المدى منطبقاً على جميع الأجهزة المصنعة. هذا على الرغم من أن المصنع لم يفحص إلا عددًا محدوداً منها فقط. ولك أن تتصور كم سيكون سعر الجهاز لو قام المصنع بتحديد مدى الانحراف لكل جهاز على حدة. ففي الحالة الأولى كتب على جميع الأجهزة مدى انحراف واحد، وهذا المدى لا بد أن يكون كبيراً، أما في الحالة الثانية فلقد كتب على كل جهاز مدى الانحراف الخاص به، وهذا المدى سيكون أصغر من السابق.

إضافة إلى ما سبق فإنه بغض النظر عن الجهاز أو الأداة المستخدمة للقياس فإن إعادة عملية القياس لعدة مرات تعد ضرورية ولازمة.

إن نتيجة قياس أُجري لمرة واحدة فقط هي نتيجة غير مقبولة إطلاقاً ويكفي سببًا أو داعيًا لرفضها أن الإنسان عرضة على الأقل لقراءة الرقم بشكل خاطئ.

يشير ما سبق إلى أن الإنسان ـ الذي يقيس ـ وكذلك الأداة أو الجهاز الذي يقاس به ـ وهو من صنع الإنسان أيضا ـ هي أساس ومصدر أي خطأ في نتيجة القياس.

١ ـ ٢ ـ ٣ أنواع الأخطاء Types of Errors

١) الأخطاء المنتظمة Systematic Errors

يمكن اعتمادًا على ما سبق ملاحظة أن أحد أخطاء القياس يظل ملازماً لعملية القياس في كل مرة تجرى بها عملية قياس وهذا النوع يعزى لأحد أو لكل من الأمرين التاليين:

(أ) أن يكون الجهاز المستخدم بحد ذاته غير معياري أصلاً، فعند استخدام مسطرة مقسمة إلى ثلاثين قسماً متساوياً بحيث يمثل كل قسم ١ سم، فإنه إن كانت عملية التقسيم عملت بشكل غير أمين أو غير صحيح فإن كل قسم تقول عنه المسطرة إنه يساوي ١ سم، هو في حقيقة الأمر ليس كذلك، وهذا يجعل نتيجة القياس باستخدام هذه المسطرة بعيدة عن القيمة الحقيقية نتيجة لهذا السبب. وهذا الخطأ يسمى بخطأ المعايرة (Error of Calibration).

(ب) يشترط في بعض الأحيان عدم استخدام الجهاز إلا في ظل ظروف معينة. فعلى سبيل المثال قد تصنع مسطرة حديدية وتقسم بشكل أمين أو صحيح إلى ٣٠سم، ولكن هذا التقسيم عمل عند درجة حرارة تساوي ٢٥°م. عندئذ فإن استخدام هذه المسطرة لقياس طول معين في صحراء درجة حرارتها ٥٠°م أو في قمة جبل درجة حرارته ــ ٢٥°م، سيؤدي حتماً إلى الحصول على نتيجة بعيدة عن القيمة الحقيقية نتيجة لاختلاف ظرف القياس عن ظرف معايرة المسطرة. وهذا الخطأ يسمى بخطأ الاستعمال (Error of Use).

وهكذا فإن الأخطاء المنتظمة تلازم عملية القياس ولا يمكن التخلص منها بمجرد إعادة عملية القياس، فتلافيها يتطلب أولاً معرفة حقيقة وجودها، ومن ثم يمكن تلافي آثار هذا الخطأ إما بتعديل الجهاز أو الأداة، أو إصلاح ما قد يكون بهما من خلل، أو بتعديل الظروف المحيطة، وذلك اعتمادًا على معرفة مصدر الخطأ. إلا أنه من المفيد التنويه إلى أن الخطأ الانتظامي يعد مشكلة ليست بالهينة لأن اكتشاف وجوده أصلاً يعد أمراً ليس يسيراً.

٢) الأخطاء العشوائية Random Errors

النوع الآخر من الأخطاء يختلف عن السابق في كونه غير ملازم لأي عملية قياس. فعند إعادة عملية القياس مرات عديدة فإن الخطأ المنتظم يوجد في كل منها، أما العشوائي فقد يوجد وقد لا يوجد في أي منها أو بعض منها أو كلها، يعزى حدوث الخطأ العشوائي لأحد أو لكلا الأمرين التاليين:

(أ) وجود متغيرات لا يمكن التحكم بها، مثال ذلك الاختلافات التي تحصل من عدة قياسات في مقدار القيمة التي نحصل عليها من نفس الميزان لنفس الكتلة وذلك بسبب الجو المحيط بالميزان حيث تؤثر حركة الهواء على القيمة الناتجة تأثيرات غير منتظمة وغير معروفة في كل مرة من مرات القياس كما قد يؤثر على ذلك أيضا وجود اهتزازات ما محيطه بالجهاز.

(ب) وجود اختلافات في العينات المستخدمة، مثال ذلك الاختلافات التي نحصل عليها في الحجم المأخوذ من السحاحة عند إجراء المعايرة ثلاث مرات حيث يؤخذ فيها من المادة الأخرى حجم معين (مثلاً ١٠ مل) هو نفسه للمرات الثلاث. إن هذا الحجم المعين (١٠ مل) هو بحد ذاته عرضة ألا يكون في كل مرة مساويًا لما هو مفترض أن يكون عليه (١٠ مل)، ولكننا نفترض أنه كذلك، ولهذا السبب فإن الفروق بين قراءات السحاحة قد يكون مصدره أو أحد مصادره هذه الفروقات ـ إن وجدت ـ في العينة المأخوذة والمفترض أن حجمها في كل مرة (١٠ مل).

إن الأخطاء العشوائية هي ذلك النوع من الأخطاء التي لا يمكن تلافيها. فلو افترضنا أننا نكرر قياس الزمن الذي يستغرقه حدوث حدث معين لعدة مرات، فإن كل نتيجة من النتائج عرضة لوجود خطأ أو أخطاء عشوائية فيها قد يحدث لها جميعاً أو لبعضها وبشكل عشوائي لا يمكن معرفته. فمثلاً قد تكون عقارب الساعة عرضة بين فينة وأخرى للاحتكاك مع بعضها البعض،

وهذا يعني أن عمليات القياس أعطت نتائج لا ندري هل حدث فيها ذلك الاحتكاك أم لم يحدث؟ ولا في أي منها يمكن أن يكون قد حدث؟ وكذلك الأمر فإن تشغيل وإيقاف الساعة هو عرضة للخطأ ولا يمكن أن نجزم بحدوثه أو بعدم حدوثه ولا في أي من المرات حدث أو لم يحدث.

إن أفضل ما يمكن عمله بالنسبة للأخطاء العشوائية هو تسجيل نوعها ومدى تأثيرها وهذا ليس بالأمر الهين إطلاقا، أما تلافي حدوثها فإنه ليس في الواقع بالأمر الممكن.

١ ـ ٢ ـ ٤ التعامل مع الأخطاء Dealing With Errors

بعد أن اتضح أن القيمة المحصول عليها نتيجة للقياس لا بد أن تكون موضع شك من ناحية صدق تمثيلها للقيمة الحقيقية التي دائما ما تكون مجهولة فإن المهمة الجوهرية في عملية القياس هي إيجاد وتطوير طرق كفيلة بتحديد مدى الشك أو الخطأ في القيمة الناتجة. ولعل أهم ما في هذا المجال هو تحديد نوع الخطأ، وهل هو منتظم أم عشوائي. فإذا كان الخطأ من النوع المنتظم فإن التعامل معه ليس بالأمر الصعب. فعلى سبيل المثال لو قيست مسافة معينة وحدد طولها باستخدام متر حديدي★، فإن القيمة المحددة لهذا الطول عرضة للخطأ المنتظم، وذلك لأن أداة القياس صممت لتقيس أطوالا عند درجة حرارة معينة، ولو كانت درجة الحرارة أقل فإن طول المقياس عند هذه الدرجة سيكون أقل مما هو مكتوب، ونتيجة القياس ستكون أقل مما يجب أن تكون.

ويمكن تعديل الخطأ من معرفة مقدار الانكماش في المادة المصنوع منها المتر عند درجة حرارة القياس، وهذا أمر تيسره لنا الثوابت والمراجع المختصة.

★ تستخدم كلمة متر للدلالة على أداة القياس وكذلك للدلالة على وحدة القياس.

أما بـالنسبة للأخطاء العشـوائية فإن التعامل معها يتطلب جهـداً من نوع مختلف . فلو أعطت عـدة قياسات لنفس الطول باستخـدام نفس الأداة عند نفس الظـروف قيماً مختلفـة فإن هــذا دليل على الخطأ العشـوائي ، ولا يمكن لأحـد أن يختـار أحد هـذه القيم ويقـول إنها هي الصحيحـة . ولهذا عملت وطوّرت عدة وسائل للتعامل مع ذلك .

١) المعدل أو المتوسط الحسابي Average or Arithmatic Mean

المعدل أو المتوسط الحسـابي لمجموعة من القراءات أو النتـائج هو حاصل جمع القيم المختلفة مقسوما على عددها .

ويرمز له بالرمز $(\bar{X})$ فإذا كان عدد القياسات يساوي (N) وأي قياس هو (i) فإن $(\bar{X})$ يساوي مجموع القياسات من (i) رقم (1) إلى رقم (N) لقيم $(\bar{X})$ لكل (i) كل ذلك مقسوما على (N) ، أي أن :

$$\bar{X} = \frac{1}{N} \sum_{i=1}^{N} X_i$$

٢) الانحراف Deviation

إن مقدار التفاوت أو الاختلاف بين كل قيمـة أو قراءة والمتوسط أو المعدل يمثل مقـدار انحراف هذه القيـم . وهذا يعني أن الانحـراف قد يتخـذ قيمة مـوجبة أو سـالبة . ولـلاستفـادة من الانحراف فإنـه يـؤخذ أقصى انحـراف موجـود بغض النظر عـن إشارته ويضـاف أو يطرح مـن المتوسط ، فلـو كان المتوسـط مثلاً (0.472) وأقصى انحـراف هـو (0.02–) فإن النتيجــة تسجل على النحو التالي :

$$\text{result} = 0.472 \pm 0.02$$

حيث يعني ذلك أن القيمة (0.472–) هي أقرب ما نستطيع تأكيده إلى القيمة الحقيقية ، ولكننا في نفس الوقـت قد نكون مخطئين بمقدار (0.02+) أو (0.02 –)

قاصدين بذلك أن القيمة التي نعتقد أنها القيمة الحقيقية تقع بين (0.452) و (0.492) وأن ذلك هو أفضل ما يمكن أن نحدده عنها .

يستخدم أقصى انحراف عادة في التطبيقات المتسامحة (tolerence applications) ويسمى عندئذ بالتسامح (tolerence) . ومما هو جدير بالذكر أن مقدار الانحراف عن المتوسط يمكن حسابه بطرق متعددة، فإذا حسب بجمع الانحرافات – حيث تغفل الإشارة السالبة – ومن ثم قسمة الناتج على عددها . فإنه يسمى بالانحراف المتوسط (Mean Deviation) ، وإن حسب بواسطة معادلة مثل معادلة بيتر (Peter's Formula)

$$\sigma_m = \frac{5}{4N\sqrt{N-1}} \sum_{i=1}^{N} |X - \bar{X}|$$

والتي لا تصلح إلا لخمس قراءات أو أكثر فإنه يسمى بالانحراف المعياري أو القياسي (Standard Deviation) ورمزه (σ_m) .

١ ـ ٢ ـ ٥ الدقة والصواب Accuracy and Precision

ترتبط كل من الدقة والصواب بأداة أو بجهاز القياس وينظر للدقة (accuracy) على أنها أحد خواص الجهاز وفي بعض الأحيان على أنها صفة ملازمة للقياس . فلو افترضنا وجود جهاز يقيس خاصية معينة وكانت النتيجة

$$0.472 \pm 0.02$$

فإن دقة الجهاز في عملية القياس تنحصر في الحدود المذكورة للخطأ وهذا يعني أن القيمة كان يمكن أن تكون أي قيمة تقع بين (0.452) و (0.492) . ومن ناحية أخرى فإنه ـ بغض النظر عما سبق ذكره ـ قد يكون المطلوب هو أن يقوم الجهاز بمعرفة الفروقات البسيطة بين كمية وكمية أخرى وعندئذ فإنه لا بد

من معرفة أدنى اختلاف بين الكميات يمكن للجهاز المستخدم أن يقيسه. وهذا المقدار عبارة عن مؤشر دال على قدرة الجهاز على التفرقة، وهو ما يسمى بالصواب(precision). فالمسطرة الاعتيادية يقسم فيها السنتمتر الواحد إلى عشرة أقسام وهذا يعني أن صواب المسطرة هي ١٠ سم، ولهذا فإنه يمكن استخدامها لمعرفة الفرق بين طولين شرط أن لا يكون هذا الفرق أقل من ١٠ سم.

مما سبق يمكن ملاحظة اختلاف الدقة عن الصواب. فلو كان لدينا ترمومتر يقيس في حدود (±1°C) فإنه من الممكن أن يكون صوابه (0.3°C). وهذا يعني أن قياسه لدرجة الحرارة الحقيقية يمكن أن تختلف بمقدار درجة واحدة عما يجب أن تكون، ولكنه قادر في نفس الوقت على قياس مقادير الزيادة أو النقصان في درجة الحرارة إلى حد (0.3°C).

١ ـ ٣ الترميز العلمي Scientific Notation

لو أردنا على سبيل المثال كتابة المسافة التي تفصل بين مركز ذرة الهيدروجين ومركز ذرة الأكسجين في جزيء الماء لكانت كما يلي بوحدة المتر:

0.000 000 000 097

كما لو أردنا ـ على سبيل مثال آخر ـ كتابة عدد جزيئات الماء الموجودة في أو المكونة لجرام واحد من الماء لكانت كما يلي:

33 460 000 000 000 000 000 000

إن كتابة القيم العددية الصغيرة جدًّا أو الكبيرة جدًّا بمثل الطريقة السابقة لا تعد مناسبة، ولذلك يُلجأ لما يسمى بعملية الترميز العلمي أو الأسي (scientific or exponential notation).

تتم عملية الترميز الأسي باستخدام طريقة يرمز لها بالرمز:

$$N \times 10^{n}$$

حيث :

(N) هي أي عدد لا يقل عن واحد صحيح ويكون أقل من عشرة ،

$$N = 1,\ N < 10$$

(n) هي الأس (القـوة) الذي يُرفع إليـه العدد عشرة بحيث يعطي حـاصل ضرب (10^n) في (N) القيمة العددية المطلوبة .

وهذا يعني أن الترميز العلمي للمثالين السابقين هو كما يلي :

$$0.000\ \ 000\ \ 000\ \ 097 = 9.7 \times 10^{-11}$$

$$33\ 460\ \ 000\ \ 000\ \ 000\ \ 000\ \ 000\ \ 000\ \ 000 = 3.346 \times 10^{22}$$

وهذا يعني أن قيمة (N) لا يمكن أن تكون كسراً عشريًّـا مثل(0.5) أو(0.97) . . . إلخ . كما أنها لا يمكـن أن تصل إلى العشرة أو تتعـــداهـــا مثل(10.03) أو(19.12) أو (111.4) . . . إلخ . ولهذا فهي تتكون من عـدد صحيح واحد فقط (آحـاد) إضـافـة إلى مـا قـد يـوجـد من كسر عشري مثل (4.6921)أو (7.0) أو (5) . . إلخ ، وهـذا يكون بعد ذلـك متبوعاً بـإشارة ضرب (x) يليها العدد (10) مرفوعاً للأسس (القوة) المناسبة .

١ ـ ٤ الرسوم البيانية Graphs

من المعروف أن الرسم البياني البسيط يتكـون من محورين متعامدين يقعان عادة إلى يسار ورقـة الرسم البياني ويتقاطعـان في نقطة يعتقد الكثير خطأ أنها لا بد أن تكون نقطة الصفر لكل منهما (تسمى نقطة الأصل في هذه الحالة) . ولأنه لا يُهدف من وراء هـذا العنوان تعليم الطـالب كيفية الـرسم البياني فإن النقاط التالية تهدف للفت نظر الطـالب إلى أهم الأمور المتعلقة بعملية الرسم البياني :

١) تتم عملية الرسم البياني باستخدام أدوات خاصة مثل المسطرة وقلم الرصاص.

٢) تستوجب عملية الرسم البياني تبيان ما يمثله كل محور من محاور الرسم مع أهمية كتابة الوحدات المستخدمة، كما تستوجب كتابة عنوان له يوضح أن هذا الرسم يمثل علاقة بيانية بين كذا وكذا.

٣) لما كان الرسم البياني يستدعي من مسماه أن يكون مبيناً للعلاقة بين متغيرات فإنه هذه العلاقة لا بد أن تكون بيّنة وواضحة في عملية الرسم، وتحقيق ذلك يعتمد ـ إضافة إلى ما ذكر أعلاه ـ على اختيار مقياس رسم مناسب لكل متغير على محوره، بحيث يتضح تغيره ويتبين حسب تغيّر المتغير الآخر.

١ ـ ٥ حسابات كيميائية Chemical Calculations

تمثل عمليات الحسابات الرياضية معضلة شائكة لكثير من الطلاب، ويعود ذلك بشكل أساسي إلى عدة أمور، لعل معرفتها يساعد الطالب على التغلب عليها، ومن أهمها:

١) وجود ضعف في المهارات الحسابية الرياضية الأساسية لدى الطالب. فبعض الطلاب على سبيل المثال لا يدرك الفرق ـ إن وجد ـ في المطلوب بين السؤالين التاليين:

(أ) احسب كمية النيتروجين الموجودة في (34g) من النشادر.

(ب) احسب نسب النيتروجين الموجودة في النشادر.

٢) وجود ضعف في فهم المقصود الرياضي بكثير من المصطلحات الكيميائية. فبعض الطلاب على سبيل المثال لا يدرك الفرق ـ إن وجد ـ في المطلوب بين السؤالين التاليين:

(أ) احسب كمية النشادر الموجودة في لتر من محلول مائي منه تركيزه(1M).

(ب) احسب كمية النشادر الموجودة في (4L) من محلول مائي منه تركيزه (0.25M).

٣) اعتقاد الطالب أن القيم التي قاسها في تجربته ستطبق في معادلة رياضية سحرية تحقق المطلوب بشكل مباشر. وهذا يعود إلى عجز الطالب عن ربط الهدف المطلوب تحقيقه بالوسيلة التي تم استخدامها. ولتوضيح ذلك ببساطة فإن الطالب قد يعجز عن تحديد كتلة كمية من كلوريد الصوديوم، لا لسبب إلا لكون عملية الوزن قد استدعت أن يقيس كتلة كأس نظيف يضع به بعد ذلك تلك الكمية ثم يقيس الكتلة مرة أخرى ثم يجري عملية طرح حسابي بسيط ليتحقق له الهدف المطلوب.

٤) تخلي الطالب عن معلوماته الأساسية الموثوق بها لمجرد اعتقاده أن هذه المعلومات الأساسية لا يستفيد منها إلا إذا سُئل عنها سؤالاً مباشراً. فعلى سبيل المثال يعلم الطالب أن المولارية هي عدد مولات المادة المذابة الموجودة في لتر من المحلول. ولكنه يعتقد أن هذه المعلومة لا تصلح إلا حينما يُسأل السؤال التالي: «عرف المولارية» وهذا الاعتقاد يجعله يتخلى عن هذه المعلومة الأساسية حينما يُسأل مثلاً السؤال التالي:

«ما حجم المحلول الذي يحتوي على(0.25mol) من المادة المذابة إذا علمت أن تركيزها في المحلول يساوي (0.12M)».

٥) عدم قدرة الطالب على استخدام الآلة الحاسبة (calculator).

٦) عدم القراءة المثابرة. فكثير من الطلاب ملول ولا يحب القراءة ويأمل بالوصول إلى هدفه دون عناء. وهذا الأمر يمثل عائقا خطيرا وهو كفيل بأن يستمر مع الطالب طوال حياته إن هو أذعن له.

وبعد هذه الملاحظات فإن موضوع المولارية والحسابات المتعلقة بها تعد من

أهم ما يحتاج إليه الطالب، ولكنها في نفس الوقت من أكثر الأمور الحسابية التباساً لدى الطالب. ولهذا السبب فإن فيما يلي عرضاً موجزاً لذلك:

يقصد بالمولارية عدد مولات المادة المذابة الموجودة في لتر من المحلول ويرمز لها بالرمز (M) ويرمز لوحدة المولارية - وهي المولار - بالرمز (M) أيضًا. فحينما تكون مولارية أحد المحاليل تساوي عُشر مولار فإنها تكتب كما يلي:

$$M = 0.1M$$

وتحسب مولارية المحلول من معرفة عدد مولات المذاب (n) وحجم المحلول (V) مقاساً بوحدة اللتر وذلك حسب المعادلة التالية:

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

ويستفاد من المولارية لمعرفة عدد مولات المذاب (n) الموجودة في حجم معين من المحلول (V) مقاساً باللتر وذلك حسب المعادلة التالية:

$$n = MV$$

وفي عمليات المعايرة بين الأحماض والقواعد مثلاً حيث تتفاعل المادة المجهولة التركيز مع المادة المعلومة التركيز حسب معادلة تفاعل معينة، فإن معرفة تركيز المادة المجهولة تتطلب معرفة عدد المولات المتفاعلة من كل مادة في معادلة التفاعل الموزونة، فإذا كان الحمض هو (A) والقاعدة هي (B) والملح الناتج هو (C) ومعادلة التفاعل هي:

$$nA + n`B \rightarrow XC + YH_2O$$

فإن العلاقة التي تربط بين مولاريتي المحلولين (M,M`) وحجميهما (V,V`) هي كما يلي:

$$\frac{MV}{n} = \frac{M`V`}{n`}$$

للمادة المتفاعلة (B) للمادة المتفاعلة (A)

وتوجـد معادلة أخـرى قريبة في شكلها من المعـادلة السابقـة ولكن بدون وجود عدد المولات :

$$MV = M` V`$$

وعادة ما يخلـط الطالب بين هاتين المعادلتين ولا يدري متـى يستخدم كلاً منهما؟ ولذلك فإن على الطالب معرفة أن المعادلة الأولى تستخدم في عمليات المعايـرة بين الأحماض والقواعد مثلاً كما سبق ذكـره . أما المعادلة الثـانية فإنها تستخـدم في حالـة إجـراء عمليـة تخفيف لنفس المحلول . فـإذا وجد محلـول مولاريته (M) وأخذ منه حجم قدره (V)، ثم أضيفت إليه كميـة من المذيب من أجل تخفيفه بحيث أصبح حجمه (V`) فإن مولاريته بعد التخفيف (M`) يمكن معرفتها من المعادلة المذكورة أي :

$$\underset{\text{قبل التخفيف}}{MV} = \underset{\text{بعد التخفيف}}{M` V`}$$

ولا بد من الإشـارة فيما يخص هذا القانـون (قانـون التخفيف) إلى أن عدد مولات المادة المذابـة قبل التخفيف وبعده هو نفسـه لم يتغيّر وأن تغير المولارية من (M) إلى (M`) يعزى إلى تغير الحجم من(V) إلى (V`) بفعل عملية التخفيف .

وأخيرا فيما يلي بعض الأمثلة الإيضاحية :

مثال ـ ١ : يوجد محلول لمادة ما تركيزه (3M)، كيف يتم تحضير محلول لهذه المادة حجمه (75ml) وتركيزه (0.5M) ؟

الجواب : يتم ذلك بأخذ حجم معين من المحلول المركز ويخفف إلى (75ml) ويحدد هذا الحجم بواسطة قانون التخفيف حيث :

$$\underset{\text{قبل التخفيف}}{MV} = \underset{\text{بعد التخفيف}}{M` V`}$$

$$3 \times V = 0.5 \times 75$$

$$\therefore V = 12.5ml$$

وهكذا يؤخذ (12.5ml) من المحلـول الذي تـركيزه (3M) ويخفـف إلى (75ml)

ويكون الناتج محلولا حجمه (75ml)وتركيزه (0.5M).

مثال ـ ٢ : بعد أن تم تحضير المحلول السابق، بين كيف يمكن تحضير محلول آخر لنفس المادة حجمه (150ml) وتركيزه (0.1M).

الجواب: يتم ذلك بنفس الطريقة السابقة وذلك بأخذ حجم معين إما من المحلول الأصلي (3M) أو من المحلول الذي حضر في المثال السابق (0.5M) ويخفف إلى (100ml) وسيختلف هذا الحجم حسب المحلول فإن كان سيؤخذ من المحلول (3M) فإنه سيكون:

$$MV = M V`$$

بعد التخفيف قبل التخفيف

$$3 \times V = 0.1 \times 150$$

$$\therefore V = 5ml$$

وإن كان سيؤخذ من المحلول (0.5M) فإنه سيكون:

$$MV = M` V`$$

بعد التخفيف قبل التخفيف

$$0.5 \times V = 0.1 \times 150$$

$$\therefore V = 30ml$$

مثال ـ ٣ : يراد إجراء تفاعل بين محلولي حمض (HCl) وقاعدة (NaOH) وذلك بمزج (25ml) من (0.25M HCl) مع محلول القاعدة. كم حجم القاعدة اللازم لذلك علما أن تركيزها يساوي (0.1 M).

الجواب: لا يمكن معرفة حجم القاعدة إلا إذا عرفت معادلة تفاعل الحمض مع القاعدة وهي:

$$NaOH\ (aq) + HCl\ (aq) \longrightarrow Na\ Cl\ (aq) + H_2O\ (l)$$

وبما أن التفاعل هو تفاعل تعادل فإن :

$$\frac{MV}{n} = \frac{M`V`}{n`}$$

للقاعدة للحمض

$$\frac{0.1 \times V}{1} = \frac{0.25 \times 25}{1}$$

$$V = 62.5 \text{ ml}$$

مثال ـ ٤ : في المثال السابق، كم عدد مولات الماء الناتجة؟

الجواب : يمكن معرفة ذلك من :

أ) معادلة التفاعل

ب) عدد مولات الحمض (أو القاعدة) المتفاعلة .

فمعادلة التفاعل تقول إنه ينتج مول واحد من الماء إذا تفاعل مول واحد من الحمض (أو مول واحد من القاعدة) . أو بمعنى آخر أن عدد مولات الماء الناتجة يساوي عدد مولات الحمض المتفاعلة (أو عدد مولات القاعدة المتفاعلة) . ولذلك يكفي حساب إما عدد مولات الحمض وذلك كما يلي :

تركيز الحمض (0.25M) وحجمه (25ml) ومنه فإن عدد مولاته(n):

$$n = M \times V$$
$$n = 0.25 \times \frac{25}{1000}$$
$$n = 0.00625 \text{mol}$$

أو عدد مولات القاعدة وذلك كما يلي :

تركيز القاعدة (0.1M) وحجمها (62.5ml) ومنه فإن عدد مولاتها(n):

$$n = M \times V$$
$$n = 0.1 \times \frac{62.5}{1000}$$
$$n = 0.00625 \text{mol}$$

أي أن عدد مولات الماء التي نتجت في المثال ـ ٣ هو(0.00625mol).

ملاحظة : كان ضروريًا قسمة حجم الحمض (أو القاعدة) على(1000)

نيكون بوحدة اللتر، وذلك لأن(M) أي مولارية الحمض (أو القاعدة) هي عدد المولات الموجودة في لتر واحد من المحلول .

مثال ـ ٥ ((هو نفسه مثال ـ ٣ ومثال ـ ٤ عدا أن الحمض المستخدم هو (H_2SO_4) وليس (HCl)) .

يراد إجراء تفاعل بين محلولي حمض (H_2SO_4) وقاعدة (NaOH) وذلك بمزج(25ml) من $(0.25M\ H_2SO_4)$ مع محلول القاعدة . كم حجم القاعدة اللازم لذلك علماً أن تركيزها يساوي(0.1M) . وكم عدد مولات الماء الناتجة .

الجواب : باتباع نفس الخطوات السابقة في المثالين ٣، ٤ نجد أن حجم القاعدة (V) هو: $V = 125\ ml$

وأن عدد مولات الماء هو: $n = 0.0125\ mol$

مثال ـ ٦ في المثال ـ ٥ إذا علمت أن عملية تعادل الحمض والقاعدة أدت إلى إنتاج طاقة حرارية قدرها(750 J)، فاحسب حرارة التعادل($\Delta H_{neut.}$).

الجواب : أولاً ما المقصود بحرارة التعادل ؟ الجواب هو أن حرارة التعادل هي مقدار الطاقة الحرارية الناتجة من تكوين مول واحد من الماء نتيجة تعادل حمض مع قاعدة. وبما أن الطاقة التي قدرها (750 J) نتجت من تكوين (0.0125mol) من الماء فإن :

$$750\ J \quad \text{---} \quad 0.0125 mol$$

$$\Delta H_{neut.} \quad \text{---} \quad 1 \quad mol$$

$$\therefore \Delta H_{neut.} = \frac{750 \times 1}{0.0125}$$

$$\Delta H_{neut.} = 60000\ J$$