أساسيات المعايرة

تُعرَّف المعايرة على أنها: طريقة حجمية يتم فيها تفاعل حجم معلوم التركيز من مادة قياسية (أ) مع حجم مجهول التركيز من مادة (ب)، وذلك من خلال تسحيح أحدهما على الآخر، بغرض معرفة تركيز المادة المجهولة أو تقدير عدد جراماتها، ويتم التفاعل في وجود دليل مناسب يمكن من خلاله التعرف على انتهاء المعايرة(نقطة نهاية المعايرة).

أنواع تفاعلات المعايرة:

1- تفاعلات الحموضة والقلوية. 2- تفاعلات الأكسدة والاختزال.

3- تفاعلات الترسيب. 4- تفاعلات تكوين المعقدات.

أدوات المعايرة:

1- السحّاحة Burette:

- أنبوبة زجاجية اسطوانيّة مُدرَّجة من أعلى لأسفل، حجمها 50 مل أو 25 مل.
- يوجد بها تِرس بلاستيك (للتحكُّم في نزول المحلول المُعايِر من السحّاحة على المادة المُعايَرة في الدورق من عدمه).
- يتم تجهيزها من خلال غسيلها بالماء عن طريق ملأ الدروق المخروطي ثم صبُّه فيها وغسيلها جيدًا، ثم غسلها بمحلول المعايرة (وذلك بهدف التخلُّص من الماء الموجود في السحّاحة حتى لا يختلف التركيز).
- أي تعامُل مع السحّاحة يكون داخل حيّز حوض الماء، بحيث تكون السحّاحة مائلة بزاوية 45° وذلك للتخلُّص من الفقاعات الهوائية التي قد تتكوَّن أثناء ملأ السحاحة.
- عند ملأ السحاحة يجب مراعاة الآتي:

أ) إذا كانت المادة التي سيتم إضافتها في السحّاحة مادة شفّافة(غير مُلَوَّنَة)، فإنه يتم ضبط السحّاحة بحيث يكون **السطح المُقَعَّر** للمادة هو الذي عند "صفر التدريج" .

ب) إذا كانت المادة التي سيتم إضافتها في السحّاحة مادة مُلَوَّنَة، فإنه يتم ضبط السحّاحة بحيث يكون **السطح العلوي** للمادة هو الذي عند "صفر التدريج"، حيث أنه يتعذَّر في حالة المواد المُلوَّنة رؤية السطح المُقَعَّر .

- بعد تمام المعايرة، يتم إفراغ السحّاحة في الحوض ولا تُوضع المادة المعايِرة مرةً اخرى في الزجاجة، لأن ذلك يُغيِّر من التركيز.
- يوجد بالقرب من نهاية السحّاحة "تِرس" " Stop-cock" ، يتم إجراء عملية المعايرة من خلال الإمساك بأحد اليدين بهذا التِّرس، واليد الأخرى تكون مُمسِكة بالدُّورق لِعَمَل رجّ رَحَوي.

2- الماصَّـــة Pipette: أنبوبـــة زجاجيـــة أو بلاســـتيكية مُدرَّجـــة مـــن أعلـــى لأســـفل مـــن صـــفر إلـــى 10 ومســـحوبة مـــن أحـــد أطرافهـــا، تســـتخدم لنقـــل حجـــم معلـــوم بالضـــبط مـــن المحلـــول المُعَـــايَر، ويـــتم تجهيزهـــا كمـــا تُجَهَّـــز السَّـــحَّاحة، حيـــث تُغسَـــل أولًا بالمـــاء ثـــمَّ بـــالمحلول المُعـــايَر للـــتخلُّص مـــن المـــاء الموجـــود والمحافظـــة علـــى تركيز المادة.

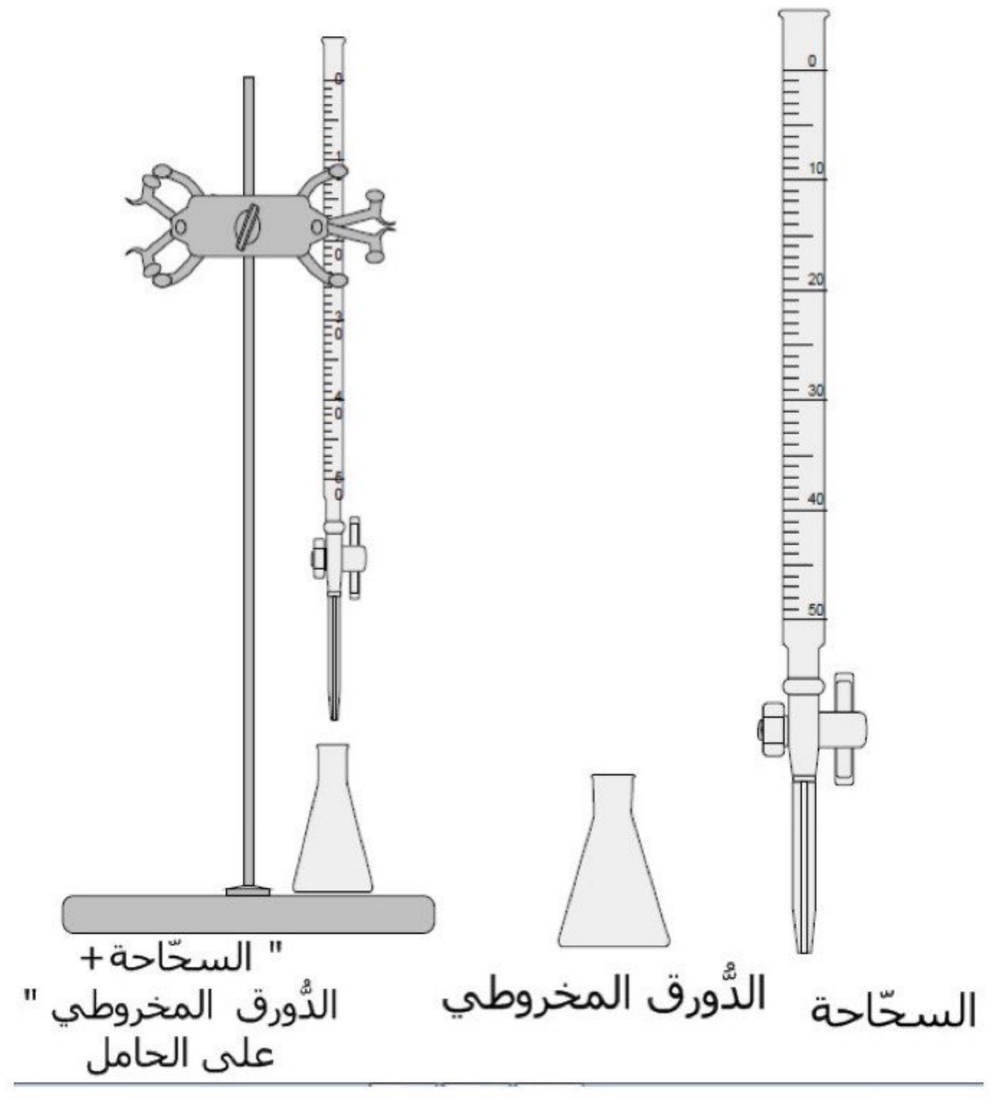
- الماصّـــة تعطـــي الحجـــم المُـــدوَّن عليهـــا ولكـــن لا تحتويـــه(لأنها تحتـــوي علـــى ال 10 مل ونقطة زيادة تكون موجودة في الجزء الطرفي السُّفلي).
- يـــتم وضـــع الماصّـــة بمـــا تحتويـــه مـــن حلـــول فـــي الـــدروق وهـــي فـــي وضـــع مائـــل بزاوية 45^{o} وذلك لتسريع نزول المحلول.
- لا يمكن النَّفخ في الماصة وهي محتوية على المحلول.
- يجـــب أن تكـــون الماصّـــة فـــي وســـط الـــدُّورق بعيـــدة عـــن جـــداره، لضـــمان نـــزول كل نقطة إلى وسط الدورق.
- يُمنَـــع تمامًـــا أن يـــتم تحريـــك الماصـــة بـــين جـــانبي الـــدورق الـــداخليين بـــالطَّرق عليهمـــا مـــن أجـــل إنـــزال آخـــر نقطـــة فـــي الجـــزء الطرفـــي الســـفلي، ويُســـتعاض عـــن هـــذه الحركـــة، بإمالـــة الـــدُّورق إلـــى أحـــد جانبيـــه، بحيـــث يكـــون جـــزء مـــن قـــاع الـــدُّورق بـــه المحلـــول وجـــزء صـــغير مُفـــرَغ مـــن المحلـــول، ويـــتم الطّـــرق بِلُطف في وَسَط القاع لإنزال آخر نقطة.

3- الـــــدُّورق المخروطـــــي Erlenmeyer/flask: يُوضَـــــع فيـــــه المحلـــــول المُعَايَر بالماصة، ويتم غسلُه بالماء فقط.

- يـــتم غســـيل الـــدورق بالمـــاء فقـــط دون المحلـــول المســـتخدَم، لأنـــه لـــن يـــؤثّر المـــاء المُتبقّـــي فـــي الـــدورق علـــى عمليـــة المعـــايرة، عكـــس مـــا يـــتم فـــي الســـحّاحة والماصّة، حيث يؤثّر الماء المُتَبَقِّي فيهم على التركيز.

4- الحامِـــل: يســـتخدم لتثبيـــت الســـحّاحة علـــى جزئـــه العُلـــوي، ويُوضَـــع علـــى قاعدته الدُّورق المخروطي.

- يجـــب أن يكـــون الحامِـــل موضـــوعًا علـــى مســـافة قريبـــة مـــن طَـــرَفِ (حافَّـــة) "البِـــنش"، بحيـــث تكـــون الســـحّاحة مُقابِلـــة لوجـــه الشـــخص القـــائم بتجربـــة المعايرة.
- يجـــب أن يـــتم وضـــع ورقـــة بيضـــاء صـــغيرة، تلتَـــفّ علـــى قاعـــدة الحامـــل مـــن الأســـفل، حتـــى يمكـــن تحديـــد نقطـــة نهايـــة المعـــايرة مـــن خـــلال تحديـــد اللـــون بدقّة.



تعريفات مهمة مرتبطة بعملية المعايرة:

1- الـــدليل (فـــي معـــايرات الحموضـــة والقلويـــة) : هـــو حمـــض عضـــوي ضـــعيف التـــأيُّن أو قاعـــدة عضـــوية ضـــعيفة التـــأيُّن، يختلـــف لـــون جزيئاتـــه عـــن لـــون أيوناتـــه على حسب درجة PH الوسط.

2- مدى الدليل: هو عدد درجات ال PH التي يتغير في حدودها لون الدليل.

أمثلـــة: مـــدى دليـــل الفينولفثالين(دليـــل حامضـــي) مـــن 8 إلـــى 10 ، مـــدى دليـــل برتقـــالي الميثيل(ميثايـــل أورانج)(دليـــل قاعـــدي) مـــن 3 إلـــى 4,4 ، مـــدى دليـــل أحمر الميثيل من 4 إلى 6 .

3- نقطـــة نهايـــة المعـــايرة End/point: هـــي النقطـــة التـــي يتغيـــر عنـــدها لـــون الدليل وتنتهي عندها المعايرة.

4- نقطـــة المُكـــافئ Equivelent/point : هـــي النقطـــة التـــي عنـــدها يتســـاوى عـــدد ملليمكافئـــات المحلـــول المعـــايَر (فـــي الـــدروق) مـــع عـــدد ملليمكافئـــات محلـــول المعايرة(من السحّاحة).

أي أنَّ:

$$\text{عدد ملليمكافئات المادة}(\text{أ}) = \text{عدد ملليمكافئات المادة}(\text{ب})$$

$$\text{ح } X \text{ ع للمادة } (\text{أ}) = \text{ح} X \text{ع للمادة}(\text{ب})$$

حيث أن ح: حجم محلول المادة، ع: التركيز العياري للمادة.

5- نقطـــة التعـــادل Neutral/point : هـــي النقطـــة التـــي عنـــدها تكـــون درجـــة PH المحلول المُعَايَر تساوي 7، وذلك عند نهاية التفاعل.

7- التركيز المولار(M) = $\frac{\text{الوزن بالجرام}}{\text{الوزن الجزيئي } \boldsymbol{X} \text{ الحجم باللتر}}$

8- التركيز العياري(N) = $\frac{\text{الوزن بالجرام}}{\text{الوزن المُكافئ } \boldsymbol{X} \text{ الحجم باللتر}}$

حيث أن الوزن المكافئ = $\frac{\text{الوزن الجزيئي}}{\text{التكافُؤ}}$

اختيار الدليل المناسب في معايرات الحموضة والقلوية:

يتوقّف اختيار الدليل المناسب على عدَّة شروط، وهي :

1- أن ينطبق مدى الدليل مع درجة ال PH قُرب نقطة المكافئ.

2- أن يكون التغيُّر في لون الدليل حادّ ومُفاجئ.

3- يتوقـــف اختيـــار الـــدليل المناســـب علـــى وضـــع المحلـــول فـــي الـــدُّورق أو السحّاحة.

المُعايرة		التغيُّر في درجات ال PH			الدّليل المناسب
حمض	قاعدة	قبل نقطة المكافئ	عند نقطة المكافئ	بعد نقطة المكافئ	
قوي **HCl**	قوي **NaOH**	4	7	10	Phth, M.o ,M.R
قوي **HCl**	ضعيف **NH_4OH**	4	5.1	6.2	M.o or M.R
ضعيف **CH_3COOH**	قوي **NaOH**	7.7	8.8	10	Phth
ضعيف **CH_3COOH**	ضعيف **NH_4OH**	6.9	7	7.1	لا يوجد دليل مناسب "معايرة كهربية"

لاحظ الآتي:

1- الأحماض:

- قوية مثل: حمض الكبريتيك، حمض الهيدروكلوريك، حمض النيتريك.
- ضعيفة مثل: حمض الكربونيك، حمض الأستيك(الخلّيك)، حمض الفوسفوريك، حمض الأكساليك وحمض اللاكتيك والأحماض الأمينية.

2- القواعد(نقول قواعد مجازًا) :

- قوية: هيدروكسيد الصوديوم والبوتاسيوم، هيدروكسيد الكالسيوم والماغنسيوم.
- ضعيفة: هيدروكسيد الأمونيوم.

3- لا يوجد دليل مناسب عند إجراء المعايرة بين حمض ضعيف وقاعدة ضعيفة (علل؟)، وذلك لأنَّ التغيُّر في ال PH يكون تدريجي وبالتالي يكون التغيُّر في لون الدليل تدريجي ويأخذ وقتًا طويلًا، فتكون نسبة الخطأ كبيرة.

ولذلك نستخدم ما يُعرَف بالمعايرة الكهربية وهي عبارة عن معايرة تتم بدون وضع دليل، حيث تعتمد على جهاز ال PH meter ، حيث أوّل ما تظهر القراءة 7 على الجهاز، يتم إيقافه.

4- دليل الفينولفثالين Phth : **عديم اللون** في الوسط الحامضي، وردي في الوسط المتعادل، **أحمر** في الوسط القلوي.

5- دليل برتقالي الميثايل M.o : **أحمر** في الوسط الحامضي، **برتقالي**(أحمر بصلي) في الوسط المتعادل، **أصفر** في الوسط القاعدي.

6- دليل أحمر الميثيل M.R : **أحمر** في الوسط الحامضي، **برتقالي**(بصلي) في الوسط المتعادل، **أصفر** في الوسط القاعدي.

7- الحالة الوحيدة التي تكون فيها نقطة التعادل متساوية مع نقطة المكافئ، هي عند معايرة حمض قوي مع قاعدة قوية.