المحاليل المنظمة
1

الـهدف

- ما هي المحاليل المنظمة؟
- الحمض, القاعدة
- الرقم الهيدروجيني
- المعايرة

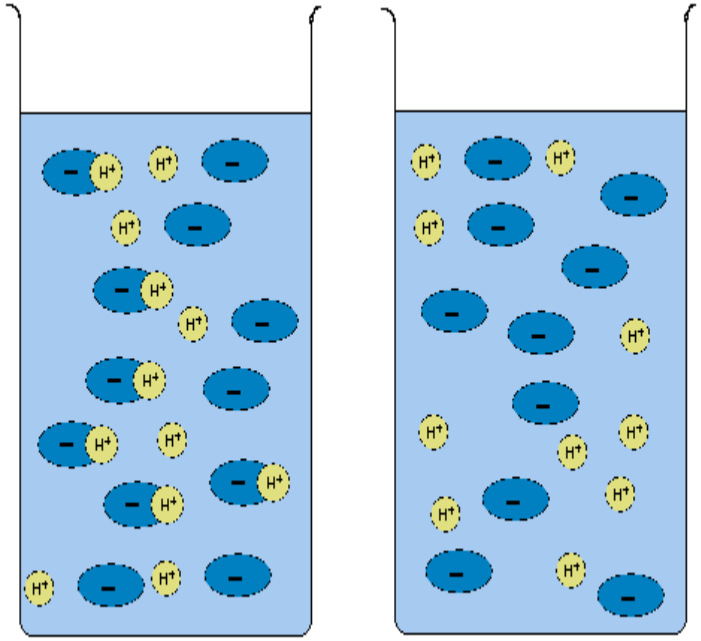
الأحماض و القواعد

- **الحمض:**

هي المادة التي تعطي البروتونات.

- **القاعدة:**

هي المادة التي تكتسب البروتونات.



- **الحمض القوي: يتفكك بشكل تام في الماء ليعطي أيونات الهيدروجين (H+)، مثل: حمض الكلور**

- **الحمض الضعيف: يتفكك جزئيا في الماء ليعطي أيونات الهيدروجين (H+)، مثل: حمض الأسيتيك أسيد CH3COOH.**

ماذا عن القاعدة الضعيفة ، القاعدة القوية. أعطي مثال

معادلة هندرسون – هازلباخ لحساب قيمة الـ pH للحمض الضعيف

$$HA \rightleftharpoons A^- + H^+$$

حمض — قاعدة مقترنة

$$K_a = K_{eq} = \frac{[H^+]\,[A^-]}{[HA]}$$

$$K_a = \frac{[H^+]\,[A^-]}{[HA]}$$

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

بأخذ اللوغريتم السالب للطرفين:

$$-\log [H^+] = -\log K_a - \log \frac{[HA]}{[A^-]}$$

$$pH = pK_a - \log \frac{[HA]}{[A^-]}$$

$$\mathbf{pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}}$$

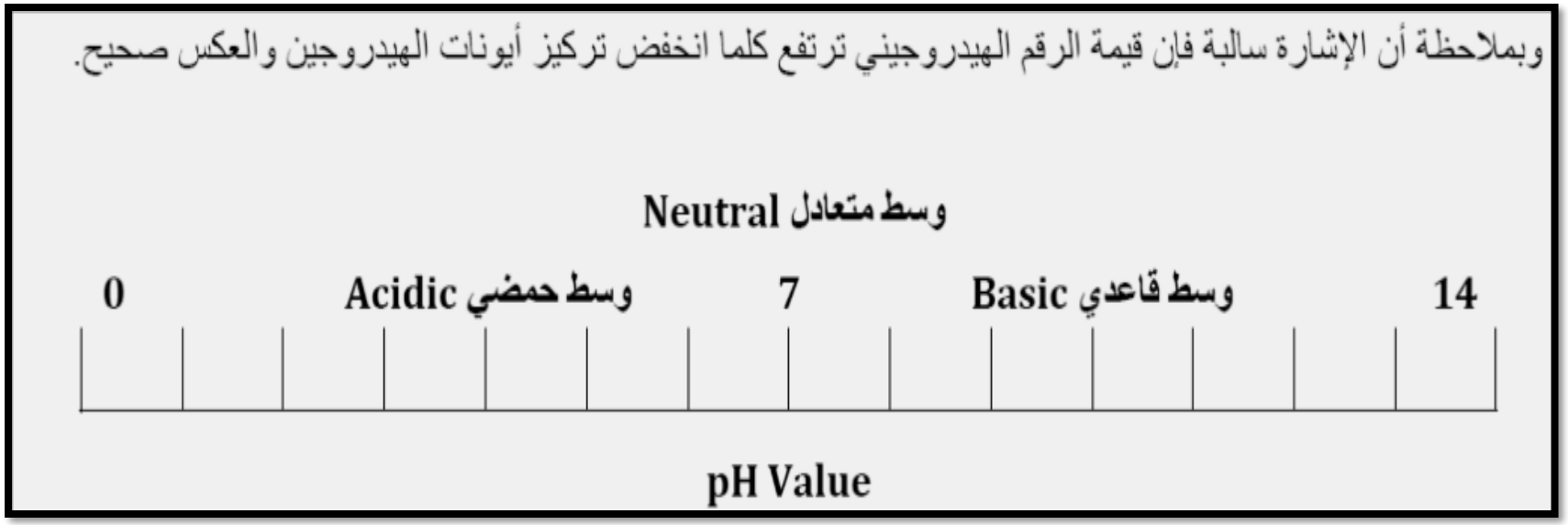
كيف نعبر عن الحموضة؟

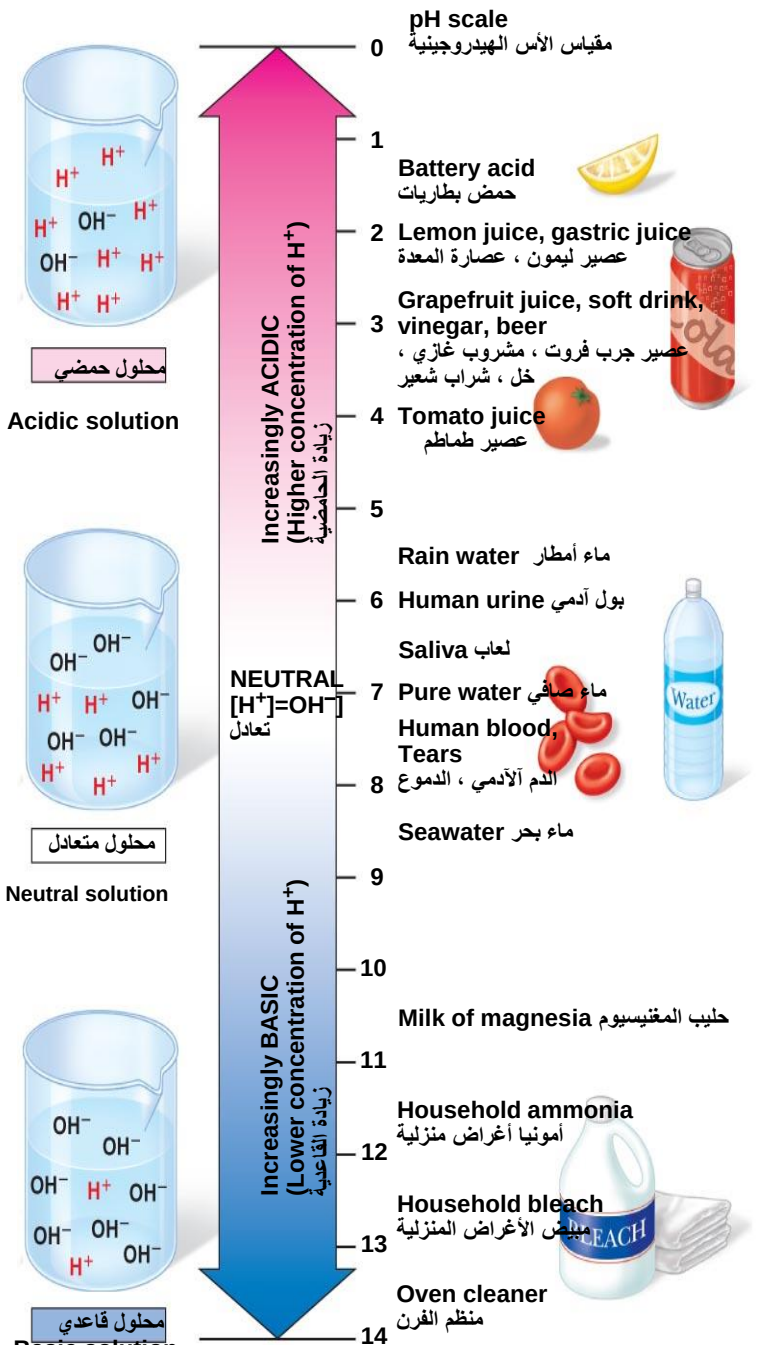
*الرقم الهيدروجيني (pH)(العالم سورنسون Sorensen)

-هي طريقة للتعبير عن مدى حموضة المحاليل بإستخدام الرقم الهيدروجيني الذي يعرف بأنه:

اللوغاريتم السالب لتركيز أيونات الهيدروجين في المحلول .

$$pH = -Log[H+]$$




pH scale
مقياس الأس الهيدروجيني
0
1
2
3
4
5
6
7
8
9
10
11
12
13
14
Battery acid
حمض بطاريات
Lemon juice, gastric juice
عصير ليمون ، عصارة المعدة
Grapefruit juice, soft drink, vinegar, beer
عصير جرب فروت ، مشروب غازي ، خل ، شراب شعير
Tomato juice
عصير طماطم
Rain water ماء أمطار
Human urine بول آدمي
Saliva لعاب
Pure water ماء صافي
Human blood, Tears
الدم آلآدمي ، الدموع
Seawater ماء بحر
Milk of magnesia حليب المغنيسيوم
Household ammonia
أمونيا أغراض منزلية
Household bleach
مبيض الأغراض المنزلية
Oven cleaner
منظم الفرن
Increasingly ACIDIC
(Higher concentration of H+)
زيادة الحامضية
NEUTRAL
[H+]=OH−]
تعادل
Increasingly BASIC
(Lower concentration of H+)
زيادة القاعدية
محلول حمضي
Acidic solution
محلول متعادل
Neutral solution
محلول قاعدي
Basic solution
Water
BLEACH

قياس الرقم الهيدروجيني :

1- باستخدام pH meter

لقياس الرقم الهيدروجيني للمحاليل بدقة نستخدم جهاز خاص يسمى **pH meter**

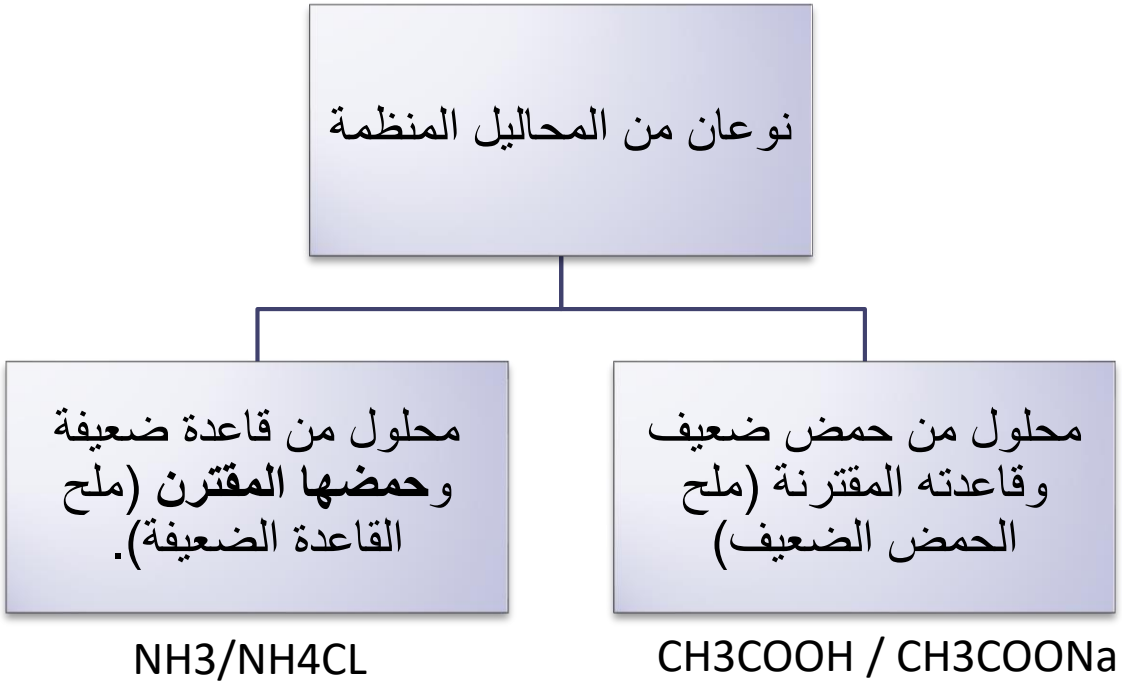
يعطي قيمة ال pH للمحلول بين 0 الى 14.

2- باستخدام (Test strips)

-الطريقة غير دقيقه، وتستخدم لأخذ فكرة عن ال pH للمحلول.

المحاليل المنظمة:

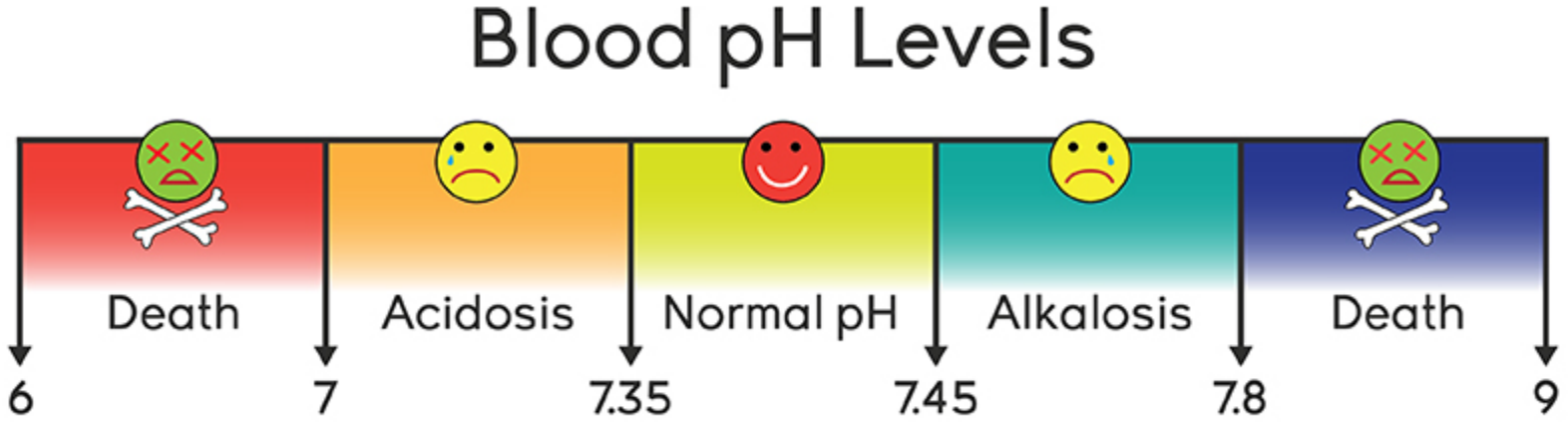
هي المحاليل التي تقاوم التغير في الرقم الهيدروجيني عند إضافة **كميات قليلة** من الأحماض أو القواعد،



يرمز للحمض الضعيف :HA
و القاعدة الضعيفة:-A

اهمية المحاليل المنظمة:

المحاليل المنظمة لها أهمية كبيرة في **الأنظمة الكيميائية والبيولوجية** بحيث تتميز السوائل الحيوية برقم هيدروجيني ثابت، ففي جسم الانسان تختلف قيمة ال **pH** من سائل إلى آخر فمثلا في الدم تبلغ 7.4 بينما في العصارة المعدية تبلغ 1.5. القيم تعتبر مناسبة ومثالية لعمل الإنزيمات وموازنة الضغط الأسموزي.



محلول البيكربونات المنظم الموجود في بلازما الدم يحافظ على ثبات قيمة رقم هيدروجيني تتراوح بين: (7.35 to 7.45) ، و يتكون من حمض الكربونيك الضعيف (H_2CO_3) و ملح البيكربونات (HCO_3^-)

- ومن الأمثلة على المحاليل المنظمة الأخرى في السوائل الحيوية: الفوسفات ($H_2PO_4^-$)، الأحماض الأمينية والبروتينات.

آلية عمل المحاليل المنظمة

- لتوضيح فكرة عمل المحلول المنظم نستخدم مثال محلول منظم يحتوي على مزيج من حمض الخليك وخلات الصوديوم،
- فعند إضافة حمض قوي للوسط، تقوم أيونات الخلات (القاعدة القرينة) بالإتحاد مع أيونات الهيدروجين لتكوين حمض ضعيف لا يؤثر على درجة الـ pH.

$$CH_3COONa + HCl \rightleftharpoons CH_3COOH + NaCl$$

قاعدة مقترنة حمض قوي حمض ضعيف

المحاليل المنظمة

- عند إضافة قاعدة قوية للمحلول، يقوم حمض الخليك بالإتحاد مع أيونات الهيدروكسيل لتكوين ملح الخلات والماء اللذان لا يؤثران على قيمة الـ pH.

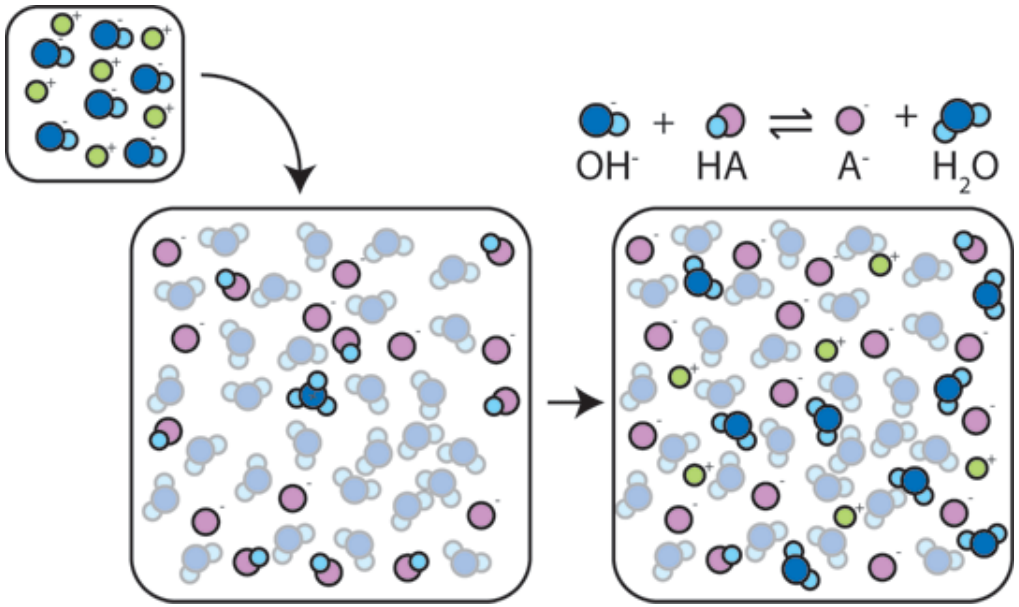
$$CH_3COOH + NaOH \rightleftharpoons CH_3COONa + H_2O$$

حمض ضعيف　　قاعدة قوية　　قاعدة مقترنة

- وهكذا يستطيع المحلول المنظم أن يلغي أثر إضافة أي حمض قوي أو قاعدة قوية ويُبقي على قيمة pH ثابتة تقريباً.

سؤال:

هل يتغير الرقم الهيدروجيني للمحلول المنظم تغيراً كبيرا أم يقاوم التغير في الرقم الهيدروجيني عند إضافة حمض أو قاعدة إليه ومقارنة ذلك بما يحدث عند إضافة الحمض أو القاعدة إلى الماء المقطر .



معادلة هندرسون ـ وهاسلبالخ Henderson-Hasselbalch:

وضع العالمان هندرسون ـ وهاسلبالخ المعادلة الأساسية التي توضح العلاقة بين الرقم الهيدروجيني

ونسبة الحمض المقترن والقاعدة المقترنة. **وهذه المعادلة لها أهميتها في فهم عمل وتحضير المحاليل المنظمة**.

$$pH = pka + \log \frac{[A-]}{[HA]}$$

حيث أن :

pH: هو الرقم الهيدروجيني.

Pka:رقم ثابت تفكك الحمض.

[A-]: تركيز الحمض القاعدة المقترنة (الملح).

[HA]:تركيز الحمض.

ملاحظة:

قانون هاندرسون هاسلباخ:

هو قانون عادة ما يستخدم لعمل الاتي:

1- لحساب الرقم الهيدروجيني (pH)لمحلول منظم.

2-لتحضير المحلول المنظم.

- من المعادلة السابقة نجد أن الرقم الهيدروجيني للمحلول المنظم يعتمد على عاملين هما :

1 ـ قيمة pka.

2 ـ النسبة بين تركيز الحمض وتركيزالقاعدة المقترنة.

- **ملاحظة: المحاليل المنظمة تقاوم التغير في ال pH عندما يكون كلا مكونين المحلول موجودين بنسب معينة و متساوية.**

أي ان أي زيادة في احد شقين المحلول المنظم زيادةً عالية عن الشق الاخر فإننا لا نستطيع ان نطلق على المحلول انه محلول منظم.

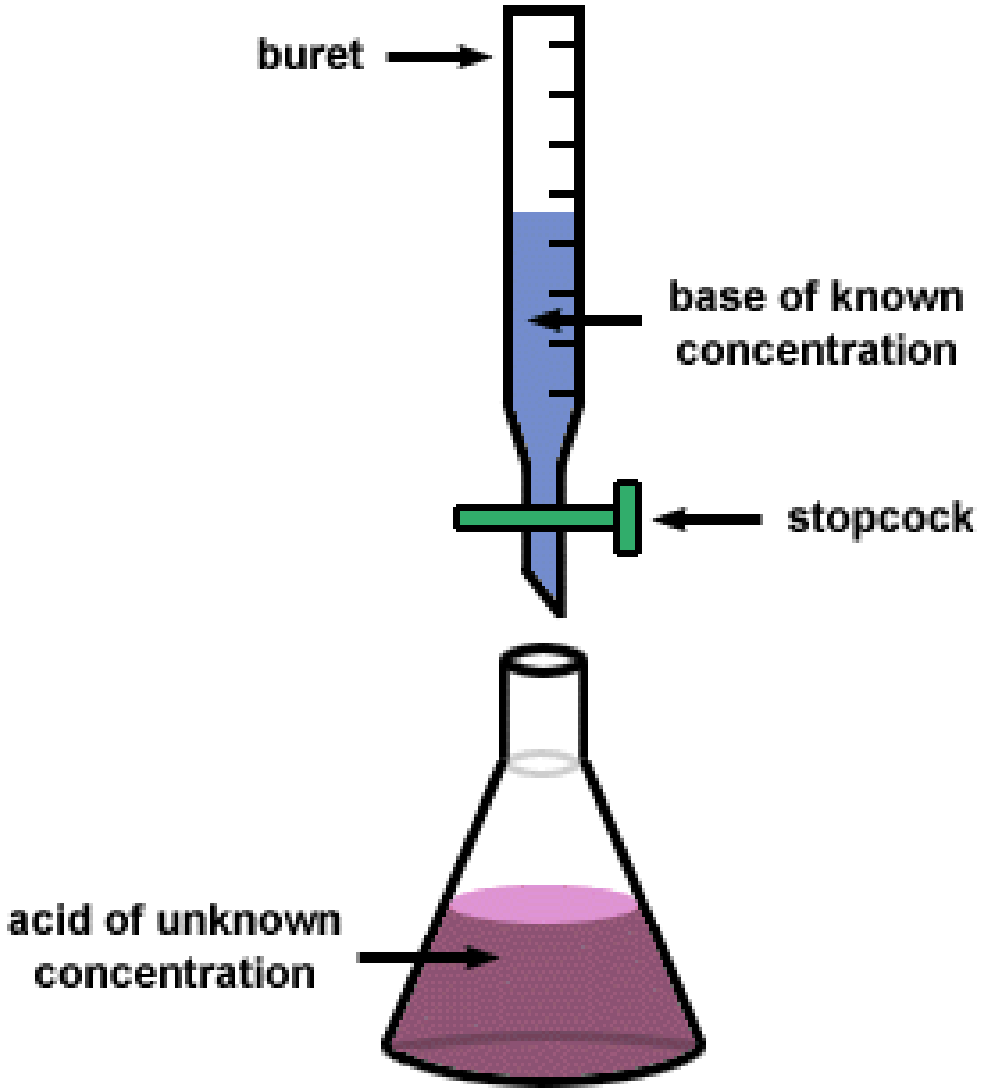
- **لكل محلول منظم منطقة معينة تكون قوته التنظيمية فيها اقوى ما يكون.**

- **أفضل محلول منظم هو المحلول الذي يكون.....**

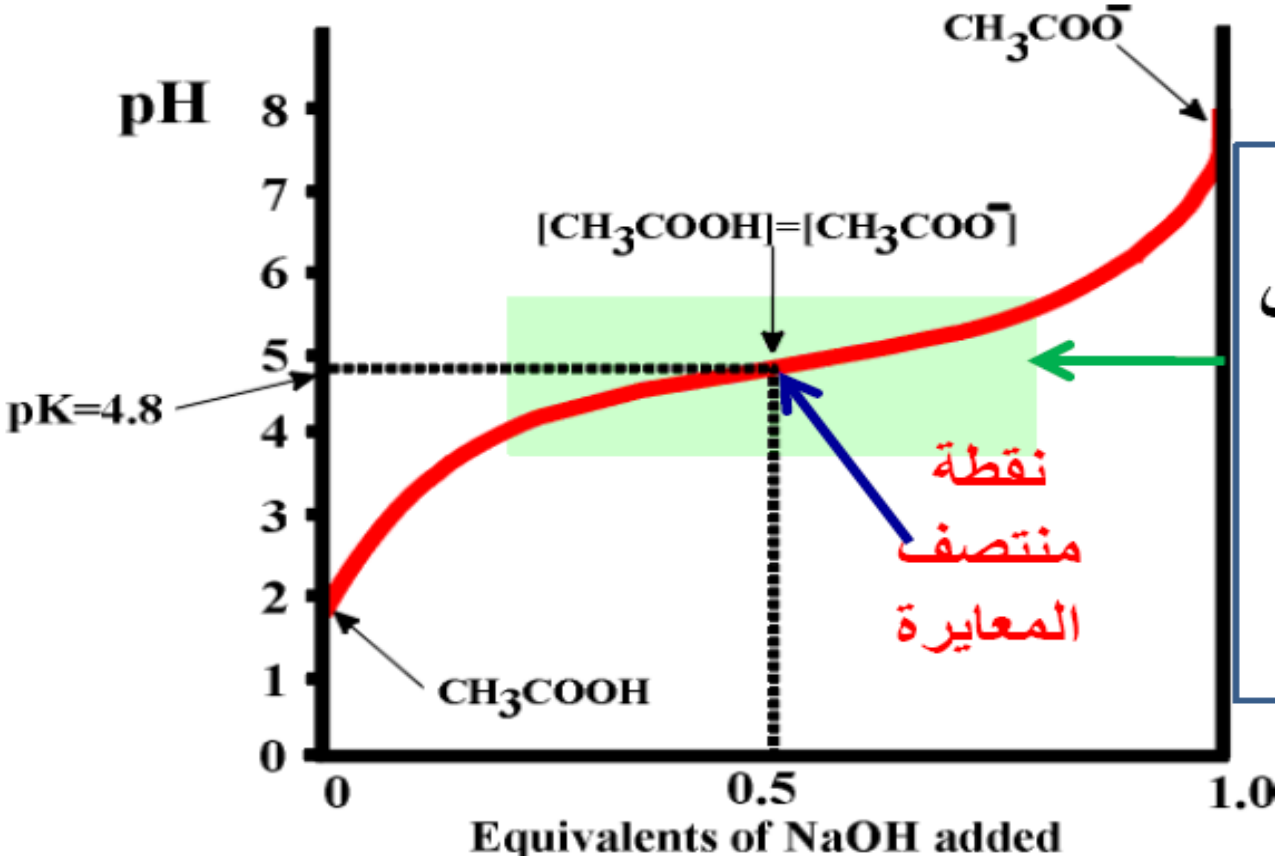
المعايرة Titration

- هي عبارة عن عملية كيميائية يتم بواسطتها معرفة تركيز حمض ضعيف **(HA)** (ذو حجم معلوم) في محلول مائي، وذلك عن طريق معايرة (إضافة) هذا الحمض الضعيف وملحه بمحلول قاعدة قوية (بحجم وتركيز معلوم) غالباً ما تكون هيدروكسيد الصوديوم **(NaOH).**
- تضاف القاعدة تدريجياً وبكميات صغيرة إلى محلول الحمض الضعيف حتى تتم معادلة (إستهلاك) كل الحمض الضعيف الموجود في محلول المعايرة ويتم تحديد التغير في قيمة الـ pH بواسطة إستخدام كاشف أو بإستخدام مقياس الـ pH (pH meter).

المعايرة


buret
base of known concentration
stopcock
acid of unknown concentration

منحنى معايرة حمض الخليك بتراكيز مختلفة من هيدروكسيد الصوديوم



T. Atika AL-Shammari

منحنى معايرة حمض الخليك بتراكيز مختلفة من هيدروكسيد الصوديوم

- هذا المنحنى (titration curve) ناتج من إضافة تراكيز قياسية ومعلومة من القاعدة إلى الحمض الضعيف وقياس التغير الناتج في قيمة الـ pH.

$$CH_3COOH + NaOH \rightleftharpoons CH_3COONa + H_2O$$

حمض ضعيف قاعدة قوية قاعدة مقترنة

- عند معايرة (إضافة) القاعدة القوية (NaOH) للحمض الضعيف تتحد أيونات الهيدروكسيد (OH^-) المضافة مع البروتونات الطليقة (H^+).

T. Atika AL-Shammari

منحنى معايرة حمض الخليك بتراكيز مختلفة من هيدروكسيد الصوديوم

- بعد إضافة نصف الكمية المكافئة من القاعدة نصل إلى نقطة منتصف المعايرة والتي يكون فيها الحمض الأصلي قد تفكك نصفه ويكون تركيزه مساوياً لتركيز القاعدة المقترنة $[A^-]=[HA]$.
- عند هذه النقطة الوسيطة (نقطة منتصف التعادل) تكون قيمة الـ .....
- حول منطقة الـ pK_a يكون المحلول مقاوم للتغير pH، ويطلق عليه محلول منظم (Buffer).
- وباستمرار المعايرة وإضافة المزيد من القاعدة القوية يتحول كل الحمض المتبقي إلى قاعدة مقترنة وهذه النقطة تسمى نقطة التعادل.

منحنى معايرة حمض الخليك بتراكيز مختلفة من هيدروكسيد الصوديوم

- **ملاحظة هامة:** منحنى المعايرة يُمثل بقانون هندرسون-هازلباك:

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

1) إحسبي قيمة الـ pK_a لحمض الخليك علماً بأن تركيز حمض الخليك يساوي 0.01M، تركيز خلات الصوديوم تساوي 0.08M والرقم الهيدروجيني يساوي 4.8.

2) إحسبي قيمة الـ pH لحمض البوريك علماً بأن تركيز حمض البوريك يساوي 0.15M، تركيز بورات الكالسيوم تساوي 0.2M و قيمة الـ pK_a للحمض تساوي 4.76.