

# المحاثيل البيولوجية المنظمة (Biological Buffers)

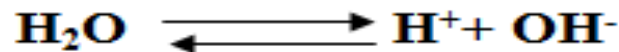
مقرر 101 كبح  
محاضرة رقم 3 - 4  
إعداد: أ. عاتكة الشمري

T. Atika AL-Shammari



## تأين الماء (Ionization of Water)

- الماء جزيء بسيط قطبي يتكون من ذرتي هيدروجين (H) وذرة أوكسجين (O) مرتبطتين مع بعضهم البعض برابطة تساهمية.
- بالرغم من أن جزيء الماء له قابلية ضعيفة على التأين (التفكك) بسبب صغر كتلة ذرة الهيدروجين حيث يرتبط إلكترونها الوحيد ارتباطاً قوياً مع ذرة الأوكسجين إلا أن هذه الظاهرة لها أهمية بيولوجية كبيرة جداً.
- يتأين جزيء الماء تأين عكسي ليعطي أيون البروتون ( $H^+$ ) وأيون الهيدروكسيد ( $OH^-$ ) كما هو موضح في المعادلة التالية:



## تأين الماء (Ionization of Water)

- يتأين جزئ الماء إلى الأيونات ويعاد ارتباطها بشكل دائم حتى يصل إلى مرحلة اتزان يحكمها ثابت يسمى ثابت الاتزان (Equilibrium constant) الذي يمكن التعبير عنه بحاصل قسمة تركيز الأيونات المكونة للماء على تركيز الماء قبل التأين.
- ويمكن حساب ثابت الإتزان ( $K_{eq}$ ) أو ثابت التفكك ( $K_a$ ) للماء عن طريق المعادلة التالية:

$$K_a = K_{eq} = \frac{[H^+] [OH^-]}{[H_2O]}$$

$$K_a [H_2O] = [H^+] [OH^-]$$

## تأين الماء (Ionization of Water)

### حساب تركيز الماء :

- الكتلة الجزيئية للماء = 18 جرام
- (ذرتان هيدروجين = 2 جرام وذرة أكسجين = 16 جرام)
- 1 لتر  $H_2O$  = 1000 جرام
- إذاً 1 لتر  $H_2O$  يحتوي على  $1000/18 = 55.56$  جزئ.
- وبالرجوع للمعادلة السابقة وضرب طرفي المعادلة في 55.56 نحصل على ثابت جديد يسمى ثابت تأين الماء ( $K_w$ ).

## تأين الماء

- ثابت الإتزان للماء عند درجة حرارة  $25^{\circ}\text{C}$  يساوي  $1.8 \times 10^{-16}$  وتركيز الماء أيضا ثابت ويساوي  $55.5 \text{ M}$ ، ويُعبر عن مضروب الثابتين بثابت تأين الماء ( $K_w$ ) كما هو موضح في المعادلة أدناه:

$$K_w = 1.8 \times 10^{-16} \times 55.5 = [\text{H}^+] [\text{OH}^-]$$

$$K_w = 10^{-14} \text{ at } 25^{\circ}\text{C}$$

$$K_w = [\text{H}^+] [\text{OH}^-]$$

- وهذا يعني أن نسبة وجود جزيء واحد متأين من الماء يساوي  $10^{-14}$  من التركيز الكلي للماء، وهذا المقدار يتحكم بدرجة حموضة الماء.

## تأين الماء

العلاقة بين تركيز أيونات الهيدروجين  $[H^+]$  وتركيز أيونات الهيدروكسيد  $[OH^-]$  علاقة عكسية، أي أنه إذا زاد أحدهما نقص الآخر:

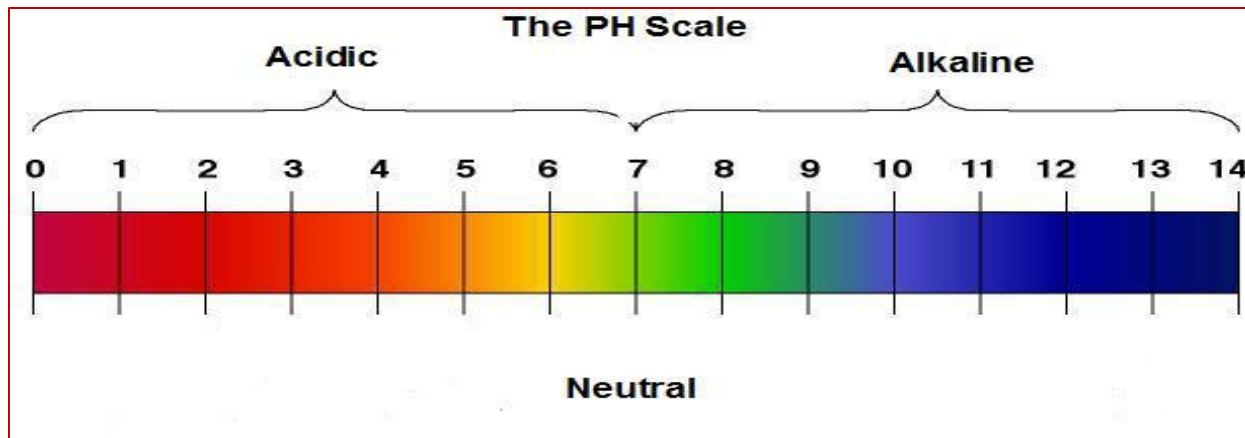
- في المحلول المتعادل  $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ M}$

- في المحلول الحامضي  $[H^+]$  أكبر من  $10^{-7}$

- في المحلول القاعدي  $[H^+]$  أقل من  $10^{-7}$

## الأس الهيدروجيني pH

- الأس الهيدروجيني هو مقياس لدرجة حموضة محلول ما وهو عبارة عن اللوغاريتم السالب لتركيز أيون الهيدروجين للأساس عشرة. وتتراوح قيمة الـ pH (درجة الحموضة) من الصفر إلى 14.
- في المحلول المتعادل تكون قيمة درجة الحموضة (pH) تساوي 7.



## الأس الهيدروجيني pH

- يمكن حساب درجة الحمضية (pH) والتي تُساوي الـ 7 في المحلول المتعادل عن طريق المعادلة التالية:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -\log 1 \times 10^{-7} = 7$$

- وأيضاً يمكن قياس درجة القاعدية باستخدام الأس الهيدروكسيلي (pOH) والذي يُساوي قيمته الـ 7 في المحلول المتعادل:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = -\log 1 \times 10^{-7} = 7$$



## الأس الهيدروجيني pH

- وبما أن تركيز كلاً من أيونات الـ  $H^+$  و  $OH^-$  في جميع المحاليل في حالة إتزان ثابت، لذلك فإن ثابت تأين الماء أساس لقياس قيمة الـ pH في المحاليل المائية:

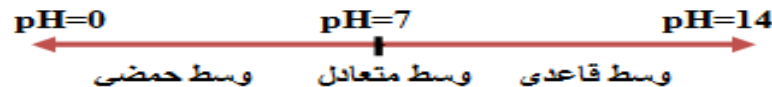
$$K_w = [H^+] [OH^-]$$

$$- \text{Log } K_w = - \text{Log } [H^+] + - \text{Log } [OH^-]$$

$$pK_w = pH + pOH$$

$$pK_w = 7 + 7 = 14$$

pH range from 0-14



## الأحماض والقواعد الضعيفة

**الحمض:** هي المركبات التي لها القدرة على منح البروتون.

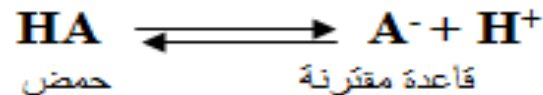
**القاعدة:** هي المركبات التي لها القدرة على اكتساب البروتون.

- لا بد لكل حمض من قاعدة مقترنة (**conjugate base**) وكل قاعدة لا بد لها من حمض مقترن (**conjugate acid**).
- يمكن تعريف الأحماض الضعيفة والقواعد الضعيفة على أنها أي حمض أو قاعدة تتأين تأين غير كامل في المحاليل المائية.
- تتميز الأحماض القوية بقدرتها على التأين الكامل بميلها الشديد لمنح البروتونات وتتميز القواعد القوية بميلها الشديد لاكتساب البروتونات.



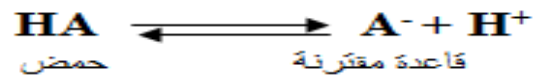
## تأين الأحماض الضعيفة

- جميع الأحماض لها قابلية مميزة لفقد بروتون في المحلول المائي.
- كلما زادت قوة الحمض زادت معه القدرة على فقد البروتون وزادت معه قيمة ثابت التأين (ثابت الإتزان).
- يمكن حساب قيمة ثابت التأين ( $K_a$ ) في التفاعلات العكسية لمعرفة قدرة حمض معين (HA) على فقد البروتون وتكوين القاعدة المقترنة له ( $A^-$ ).



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

## معادلة هندرسون – هازلباك لحساب قيمة الـ pH للحمض الضعيف



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

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

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

بأخذ اللوغاريتم السالب للطرفين:

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

$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

## المحاليل الحيوية المنظمة Biological Buffer

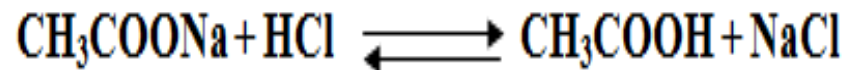
- هي المحاليل التي تقاوم التغير الكبير في الرقم الهيدروجيني (pH) للوسط عند إضافة كميات قليلة من حمض قوي أو قاعدة قوية.
- ✓ **محاليل منظمة حمضية:** تتكون من حمض ضعيف و ملح الحمض الضعيف (قاعدة مقترنة).
- ✓ **محاليل منظمة قاعدية:** تتكون من قاعدة ضعيفة و ملح القاعدة الضعيفة (حمض مقترن).
- يكون المحلول محلولاً منظماً عندما تكون قيمة الـ  $pK_a$  قريبة من قيمة الـ pH.

## المحاليل المنظمة

- تلعب المحاليل المنظمة دوراً هاماً في الكثير من العمليات الفسيولوجية حيث تقوم هذه المحاليل بتثبيت درجة حموضة الوسط الذي تتم فيه التفاعلات الكيميائية داخل جسم الإنسان.
- مثل الدم والذي تكون فيه قيمة الـ pH تساوي 7.4، فإذا زادت هذه القيمة عن 8 أو قلت عن 7 تحدث اضطرابات خطيرة قد تؤدي للوفاة.
- ومن الأمثلة على المحاليل المنظمة في السوائل الحيوية: الفوسفات ( $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ )، الكربونات ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ )، الأحماض الأمينية والبروتينات.

## آلية عمل المحاليل المنظمة

- لتوضيح فكرة عمل المحلول المنظم نستخدم محلول منظم يحتوي على مزيج من حمض الخليك وخلات الصوديوم، فهو قادر على مقاومة التغير في pH المحلول عند إضافة كمية قليلة من الحمض القوي أو القاعدة القوية.
- فعند إضافة حمض قوي للوسط، تقوم أيونات الخلات (القاعدة القرينة) بالإتحاد مع أيونات الهيدروجين لتكوين حمض ضعيف لا يؤثر على درجة الـ pH.

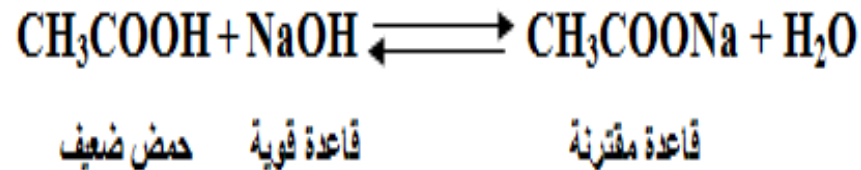


حمض ضعيف      حمض قوي      قاعدة مقترنة



## المحاليل المنظمة

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

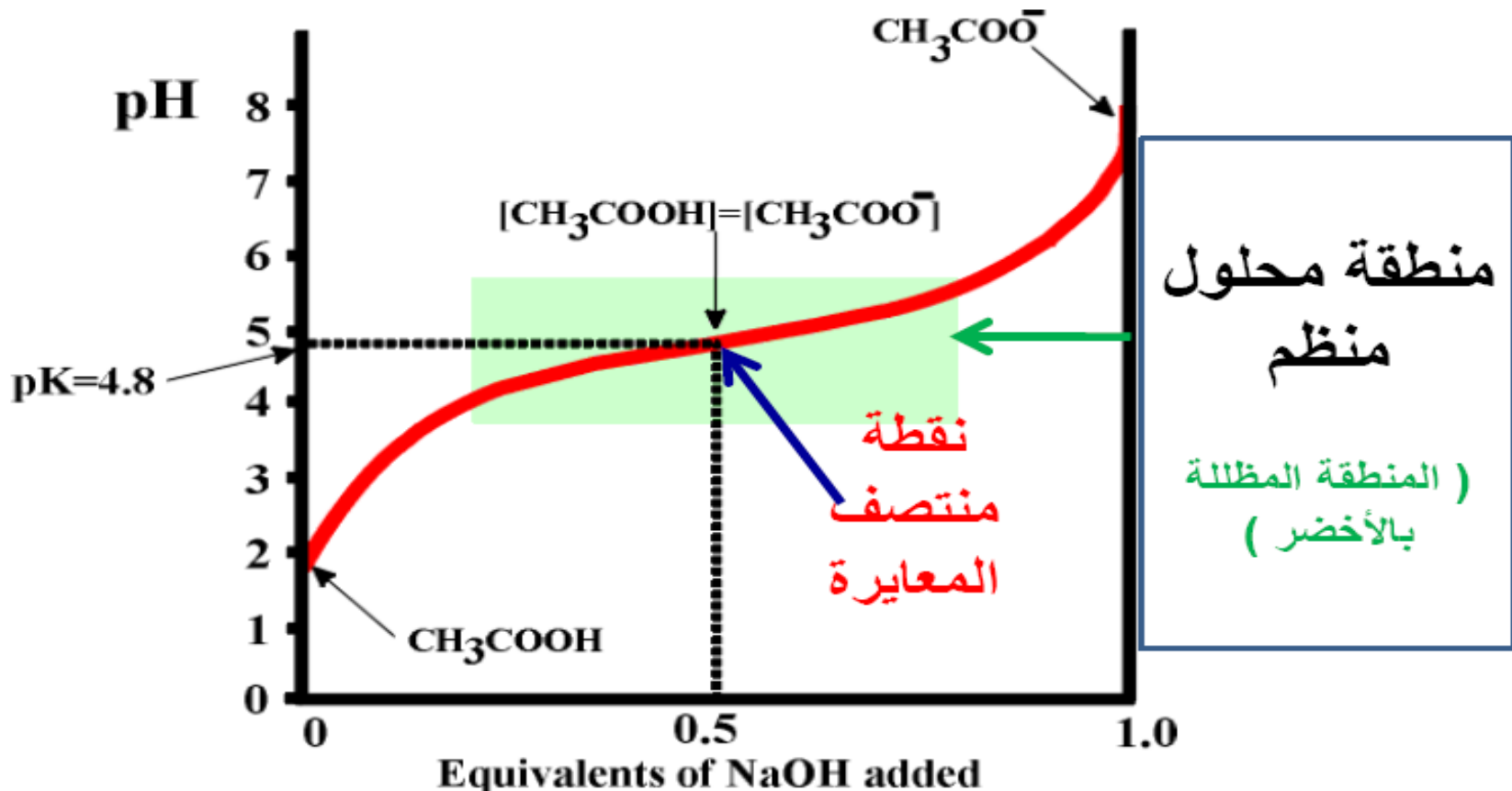


- وهكذا يستطيع المحلول المنظم أن يلغي أثر إضافة أي حمض قوي أو قاعدة قوية ويبقى على قيمة pH ثابتة تقريباً.

## المعايرة Titration

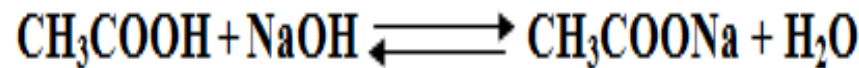
- هي عبارة عن عملية كيميائية يتم بواسطتها معرفة تركيز حمض ضعيف (HA) (ذو حجم معلوم) في محلول مائي، وذلك عن طريق معايرة (إضافة) هذا الحمض الضعيف وملحه بمحلول قاعدة قوية (بحجم وتركيز معلوم) غالباً ما تكون هيدروكسيد الصوديوم (NaOH).
- تضاف القاعدة تدريجياً وبكميات صغيرة إلى محلول الحمض الضعيف حتى تتم معادلة (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).

# منحنى معايرة حمض الخليك بتركيزات مختلفة من هيدروكسيد الصوديوم



## منحنى معايرة حمض الخليك بتركيزات 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.



حمض ضعيف      قاعدة قوية      قاعدة مفرنة

- عند معايرة (إضافة) القاعدة القوية (NaOH) للحمض الضعيف تتحد أيونات الهيدروكسيد (OH<sup>-</sup>) المضافة مع البروتونات الطليقة (H<sup>+</sup>).  
(تفكك الحمض يحافظ على اتزان المحلول وثبات قيمة الـ pH).

## منحنى معايرة حمض الخليك بتركيزات 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  $[HA]=[A^-]$ .
- عند هذه النقطة الوسيطة (نقطة منتصف التعادل) تكون قيمة الـ pH للمحلول مساوية لقيمة الـ  $pK_a$  للحامض المعيار.
- 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 بتركيزات مختلفة من هيدروكسيد الصوديوم

- ملاحظة هامة: منحنى المعايرة يُمثل بقانون هنديرسون-هازلباك:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

(1) احسبي قيمة الـ  $\text{pK}_a$  لحمض الخليك علماً بأن تركيز حمض الخليك يساوي 0.01M، تركيز خلات الصوديوم تساوي 0.08M والرقم الهيدروجيني يساوي 4.8.

(2) احسبي قيمة الـ pH لحمض البوريك علماً بأن تركيز حمض البوريك يساوي 0.15M، تركيز بورات الكالسيوم تساوي 0.2M وقيمة الـ  $\text{pK}_a$  للحمض تساوي 4.76.

*Do you have  
questions?*