

## المذكرة الدراسية للمحاضرة الحادية والعشرين

توازنات حمض/أساس

للقراءة: الفصل العاشر

المواضيع: تصنيف الحموض والأسس، التأيين التلقائي للماء، وظيفة الـ pH، قوة الحموض والأسس، توازن الحموض الضعيفة.

### تصنيف الحموض والأسس

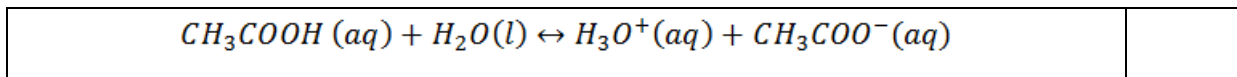
1. "أرينوس" - تعريف محدد للحموض والأسس:

الحمض مادة تزيد تركيز أيونات الهيدروجين في الماء عندما تتحلل فيه.  
الأساس مادة تنقص تركيز أيونات الهيدروجين في الماء عندما تتحلل فيه.

2. "برونستد ولوري" - تعريف أوسع

الحمض مادة يمكن أن تمنح أيون هيدروجين.  
الأساس مادة يمكن أن تستقبل أيون هيدروجين.

المثال الأول:



أساس أول      حمض ثان      أساس ثان      حمض أول

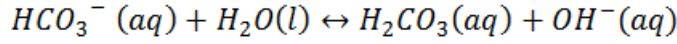
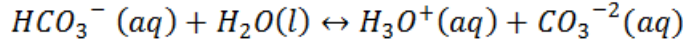
(ملاحظة: استخدم أيون الهيدرونيوم  $H_3O^+(aq)$  بدلاً من  $H^+(aq)$  لعرض الطبيعة الحقيقية لأيونات الهيدروجين في الماء).

تترافق الحموض والأسس في أزواج (حمض / أساس). أي إن:  $CH_3COOH$  و  $CH_3COO^-$  زوج، و  $H_2O$  و  $H_3O^+$  زوج أيضاً.

الأساس المرافق للحمض هو الذي يتشكل عندما يمنح الحمض أيون هيدروجين.  
والحمض المرافق للأساس هو الذي يتشكل عندما يستقبل الأساس أيون هيدروجين.

المثال الثاني:

فيما يأتي مَيّر الحمض من الأساس وفق "برونستد ولوري"؟



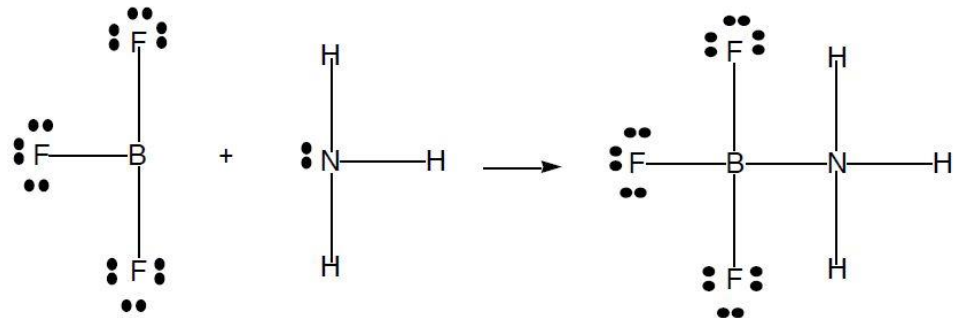
ولدينا أيضاً **الجزيئات المذبذبة** التي تكون إما حموضاً أو أسساً؛ اعتماداً على ظروف التفاعل.

3. "لويس" – تعريف أشمل – يطبق على التفاعلات التي لا تحوي أيون الهيدروجين.

أساس "لويس" المادة التي تمنح أزواجاً من الإلكترونات.

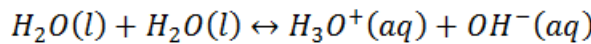
حمض "لويس" المادة التي تستقبل مثل هذه الإلكترونات.

مثال:

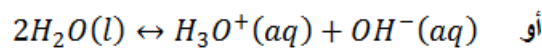


وفق تعريف "لويس": النشادر أساس. لأنه يمنح زوجاً إلكترونياً مفرداً إلى  $\text{BF}_3$ ، الذي هو حمض لأنه يستقبل هذا الزوج الإلكتروني.

التأين التلقائي للماء:



أساس حمض أساس حمض



كم هناك من  $\text{H}_2\text{O}$  في كأس من الماء؟

$$\begin{aligned}\Delta G^\circ &= \Delta G_f^\circ(H_3O^+, aq) + \Delta G_f^\circ(OH^-, aq) - 2\Delta G_f^\circ(H_2O, l) \\ &= (-237.13) + (-157.24) - 2 \times (-237.13) \text{ kJ/mol} \\ &= +79.89 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

$$\ln K = -\Delta G^\circ/RT = \frac{-(7.989 \times 10^4 \text{ J/mol})}{(8.3145 \text{ J/Kmol})(298.0 \text{ K})} = -32.24$$

$$298 \text{ K عند } K = 1.0 \times 10^{-14}$$

تدل هذه القيمة الصغيرة جداً على أن نسبة صغيرة من جزيئات الماء قد تأينت. إن تركيز الأيونات الناتج عن التأين التلقائي للماء قليل جداً، حوالي جزيء في كل 200 مليون.

$$K = [H_3O^+][OH^-] \quad \text{تدعى هذه الـ } K \text{ بـ } K_w.$$

بما أن  $K_w$  هو ثابت توازن، فإن ناتج  $[H_3O^+][OH^-]$  هو دائماً  $1.0 \times 10^{-14}$  عند  $298 \text{ K}$ .

ملاحظة: لا يدخل المذيب ( $H_2O$ )، في عبارة ثابت التوازن بما أنه لا يتغير تغيراً كبيراً في المحلول. لأن هذا المذيب (الماء) نقي تقريباً، والسوائل النقية والمواد الصلبة النقية لا تدخل في العلاقة التي تمثل التوازن.

### وظيفة الـ pH

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

### وظيفة الـ pOH

$$pOH = -\log[OH^-]$$

$$K_w = [H_3O^+][OH^-]$$

$$\log K_w = \log[H_3O^+] + \log[OH^-]$$

$$-\log K_w = -\log[H_3O^+] - \log[OH^-]$$

$$25C^\circ \text{ عند } pK_w = pH + pOH = 14.00$$

### قوة الحموض والأسس:

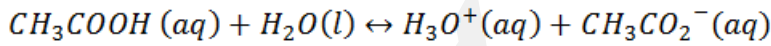
pH الماء المقطر هو  $pH = -\log(1.0 \times 10^{-7}) = 7.00$

pH الحمض هو \_\_\_\_\_.

pH الأساس هو \_\_\_\_\_.

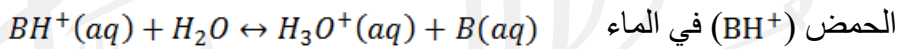
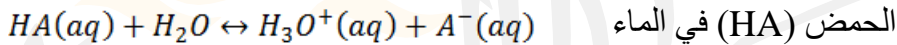
تعرف منظمة EPA الضياع على أنه تآكل إن كان الـ pH أقل من 3.0، أو أكبر من 12.5.

#### 1. الحمض في الماء



$$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3CO_2^-]}{[CH_3COOH]}$$
 ثابت تأيين الحمض

$K_a$  تساوي  $1.76 \times 10^{-5}$  عند درجة الحرارة  $25^\circ C$ ، وتخبّرنا تلك القيمة الصغيرة أن نسبة قليلة فقط من جزيئات  $CH_3COOH$  تمنح بروتونها عندما تتحلل في الماء (حمض ضعيف).



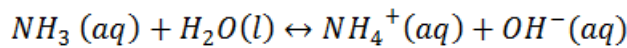
الحمض القوي لديه  $K_a > 1$  مما يعني أن الحمض يتأين تأيئاً كاملاً تقريباً.

الحمض الضعيف لديه  $K_a < 1$ . فالتفاعل مع الماء لا يعطي كثيراً من الجزيئات المتأينة قبل الوصول إلى حالة التوازن.

$$pK_a = -\log K_a$$

كلما كانت قيمة  $K_a$  أصغر، كانت قيمة  $pK_a$  أكبر. وكلما كانت  $pK_a$  أكبر كان الحمض أكثر ضعفاً.

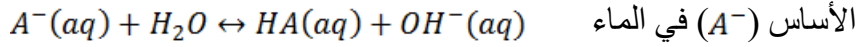
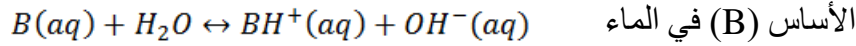
#### 2. الأساس في الماء:



$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$
 ثابت تأيين الأساس

$K_b$  تساوي  $1.8 \times 10^{-5}$  عند درجة الحرارة  $25^\circ C$ ، وتخبّرنا تلك القيمة الصغيرة أن نسبة قليلة فقط من جزيئات  $NH_3$  تتأين إلى  $NH_4^+$  و  $OH^-$  في المحلول، ويتفاعل الأساس القوي عندما يوضع في الماء كاملاً ليعطي  $OH^-(aq)$ .

ليس  $NH_3$  أساساً قوياً، بل هو أساس ضعيف إلى حد ما.



$$pK_b = -\log K_b$$

كلما كانت  $K_b$  أكبر كان الأساس أقوى.

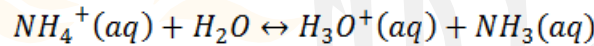
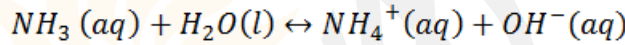
كلما كانت  $pK_b$  أكبر كان الأساس أضعف.

### 3. الأزواج المترافقة حمض/أساس:

كلما كان الحمض أقوى كان الأساس المرافق أضعف.

كلما كان الأساس أقوى كان الحمض المرافق أضعف.

مثال هذا الزوج المرافق  $NH_3$  و  $NH_4^+$ :

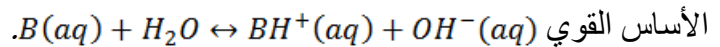
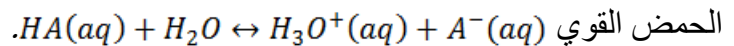


لنضرب  $K$  لكل تفاعل ببعضها البعض، ونحصل على:

$$K_a \times K_b = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]} \times \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = [H_3O^+][OH^-]$$

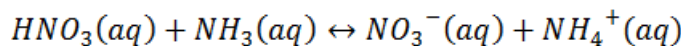
$$K_a \times K_b = K_w$$

$$pK_a + pK_b = pK_w = 14 \quad \text{أو} \quad \log K_a + \log K_b = \log K_w$$



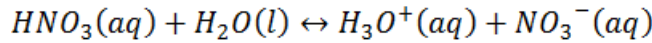
### 4. القوة النسبية للحموض:

أي الحمضين أقوى  $NH_4^+$  أو  $HNO_3$ ? هل سينزاح التفاعل أكثر إلى اليمين أو إلى اليسار؟

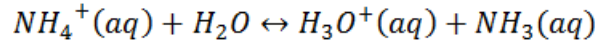


$$K = \frac{[NO_3^-][NH_4^+]}{[HNO_3][NH_3]} = 20$$

لنأخذ كل حمض على حدة:



$$K_a(HNO_3) = \frac{[H_3O^+][NO_3^-]}{[HNO_3]} = 20.$$



$$K_a(NH_4^+) = \frac{[H_3O^+][NH_3]}{[NH_4^+]} = 5.6 \times 10^{-10}$$

اطرح المعادلة الثانية من المعادلة الأولى وقسّم ثوابت التوازن الموافقة.

$$K = \frac{K_a(HNO_3)}{K_a(NH_4^+)} = \frac{\frac{[H_3O^+][NO_3^-]}{[HNO_3]}}{\frac{[H_3O^+][NH_3]}{[NH_4^+]}} = \frac{[NO_3^-][NH_4^+]}{[HNO_3][NH_3]} = \frac{20.}{5.6 \times 10^{-10}} = 3.6 \times 10^{10}$$

يميل التفاعل إلى \_\_\_\_\_ ، وإن  $HNO_3$  من  $NH_4^+$ .

نماذج مسائل حمض / أساس

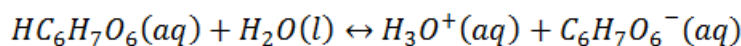
1. الحمض الضعيف في الماء.
2. الأساس الضعيف في الماء.
3. الحمض القوي في الماء.
4. الأساس القوي في الماء.
5. المحلول الواقي (الوقاء).

توازن الحموض الضعيفة

مثلاً: في فيتامين C (حمض الأسكوربيك  $HC_6H_7O_6$ )  $K_a$  تساوي  $8.0 \times 10^{-5}$ . احسب pH المحلول الناتج عن إذابة 500 ملغ في 100 مل من الماء.

$$0.500 \text{ g} \times 1 \text{ mol}/176.126 \text{ g} = 2.84 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$2.84 \times 10^{-3} \text{ mol}/0.100 \text{ L} = 0.0284 \text{ M}$$



| $C_6H_7O_6^-$ | $H_3O^+$ | $HC_6H_7O_6$ |                                 |
|---------------|----------|--------------|---------------------------------|
| 0             | 0        | 0.0284       | التراكيز المولية<br>الابتدائية  |
| +x            | +x       | -x           | التغير في التراكيز<br>المولية   |
| _____         | _____    | _____        |                                 |
| +x            | +x       | 0.0284-x     | التراكيز المولية عند<br>التوازن |

$$K_a = 8.0 \times 10^{-5} = \frac{[H_3O^+][C_6H_7O_6^-]}{[HC_6H_7O_6]} = \frac{x^2}{0.0284 - x}$$

إن كانت  $x \ll 0.0284$ ، فإن  $0.0284 - x \cong 0.0284$ .

$$K_a = 8.0 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0.0284}$$

$x = 0.00151$  (لدينا رقمان معنويان، لكنهما يحملان قيمة إضافية).

لنتحقق من الافتراض: هل  $0.0284 - 0.00151 \cong 0.0284$ ؟

يمكننا استخدام التقدير إن كانت  $x$  أقل من 5% من القيمة في السؤال.

وهنا:

$$(0.00151/0.0284) \times 100\% = 5.3\%$$

وهي أكثر من 5%، إذاً ينبغي لنا استخدام معادلة من الدرجة الثانية.

باستخدام المعادلة من الدرجة الثانية ينتج لدينا،  $x = 0.00147$  (في الواقع لدينا رقمان معنويان)

$$pH = -\log[1.47 \times 10^{-3}] = 2.83$$