

الحموض والأسس

قبل البدء بالدرس لدينا ملاحظات مطلوبة ولكنها غير مذكورة في الدرس وتعتمد على ما درسناه في السنوات السابقة:

أولاً – قانون حساب عدد المولات:

في حال كانت الكتلة m معلومة:

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

حيث: m : الكتلة وتقدر بالغرام (g). M : الكتلة المولية (الكتلة الجزيئية) وتقدر بـ g. mol^{-1} .
في حال كان لدينا تركيز وحجم المحلول والكتلة غير معلومة:

$$n = C \cdot V$$

حيث: C : التركيز المولاري. V : الحجم مقدراً بالليتر.

ثانياً – قانون التركيز المولي (التركيز المولاري):

$$C_{\text{mol.L}^{-1}} = \frac{n}{V}$$

حيث: n : عدد المولات (mol). V : الحجم وتقدر بالليتر. $C_{\text{mol}/\ell}$: التركيز المولي ويقدر بـ mol. L^{-1} .
ثالثاً – التركيز الغرامي:

$$C_{\text{g.L}^{-1}} = \frac{m}{V}$$

حيث: m : الكتلة وتقدر بالغرام (g). V : الحجم ويقدر بالليتر. $C_{\text{g}/\ell}$: التركيز الغرامي ويقدر بـ g. L^{-1} .
للتحويل من التركيز الغرامي إلى التركيز المولي وبالعكس:

$$C_{\text{g.L}^{-1}} = C_{\text{mol.L}^{-1}} \times M$$

حيث: M : الكتلة المولية للمركب.

رابعاً – قانون التمديد:

أثناء تمديد المحاليل وبقاء الكميات المنحلة نفسها (تمديد بالماء دون حدوث تفاعل) يتم حساب التركيز الجديد من خلال العلاقة التالية:

$$n_{\text{قبل التمديد}} = n'_{\text{بعد التمديد}}$$

$$(C \cdot V)_{\text{قبل التمديد}} = (C' \cdot V')_{\text{بعد التمديد}}$$

حيث: V' يساوي (حجم الماء مضاف V'' + الحجم قبل التمديد V).

ويمكن أن نقول أنه كلما زدنا الحجم بمقدار **الضعف** ($V' = 2V$) تناقص التركيز إلى **النصف**.

وكلما زدنا الحجم بمقدار **مئة مرة** ($V' = 100V$) تناقص التركيز بمقدار **مئة مرة**.... وهكذا

دائماً قبل البدء بالحديث عن موضوع ما، يجب علينا تعريفه، ولذلك سنبدأ درسنا بالحديث عن:

نظريات في الحموض والأسس:

اختلفت النظريات التي ظهرت في تفسير الحموض والأسس من حيث تعريف كل منهما:

لويس	برونشتد – لوري	أرينيوس	
قادر على استقبال زوج الكهروني أو أكثر من مادة تتفاعل معه	قادر على منح بروتون H^+ أو أكثر إلى مادة أخرى تتفاعل معه	يحرر بروتون H^+ أو أكثر عند انحلاله بالماء	الحمض
قادر على منح زوج الكهروني أو أكثر لمادة تتفاعل معه	قادر على استقبال بروتون H^+ أو أكثر من مادة أخرى تتفاعل معه	يحرر أيون هيدروكسيد OH^- أو أكثر عند انحلاله بالماء	الأساس

تطبيق (1): لديك التفاعل الممثل بالمعادلة الآتية: $HA + H_2O \rightarrow H_3O^+ + A^-$ والمطلوب: وضح أي المركبين يسلك سلوك حمض، وأيهما يسلك سلوك أساس حسب نظرية برونشتد – لوري.

الحل:

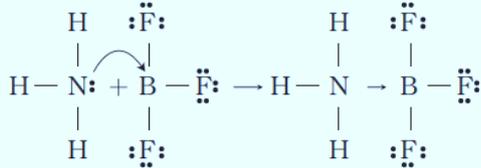
HA يمنح بروتون، ويسلك سلوك حمض. H_2O : يستقبل بروتون، ويسلك سلوك أساس.

نشاط (1): لديك التفاعل الممثل بالمعادلة الآتية: $HCl + NH_3 \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$ والمطلوب: حدد الحمض والأساس وفق نظرية برونشتد – لوري.

الحل:

HCl: منح بروتون، فهو يسلك سلوك حمض. NH_3 : استقبال بروتون، يسلك سلوك أساس.

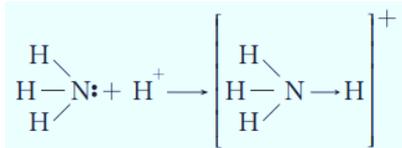
تطبيق (2): لديك التفاعل الممثل بالمعادلة الكيميائية الآتية:
المطلوب:



- وضح ما نوع الرابطة بين ذرتي البور والنتروجين.
- حدد الحمض والأساس حسب نظرية لويس.

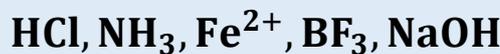
الحل:

- تمنح ذرة النتروجين زوجاً كهرونياً غير رابط إلى ذرة البور، فتتشكل رابطة تساندية بين ذرتي البور والنتروجين.
 - NH_3 يقوم بدور أساس لأنه منح زوج الكهروني، و BF_3 يقوم بدور حمض لأنه استقبال زوجي الكهروني.
- نشاط (2): حدد الحمض والأساس في التفاعل الآتي وفق نظرية لويس:



NH_3 : منح زوج الكهروني فهو أساس (لويس).
 H^+ : استقبال زوج الكهروني فهو حمض (لويس).

نشاط (3): صنف المركبات الآتية إلى حمض أو أساس وفقاً للنظريات السابقة، ماذا نستنتج؟



الحل:

طبيعة المركب	أرينيوس	برونشتد – لوري	لويس
أساس	NaOH	NH ₃ , NaOH	NH ₃
حمض	HCl	HCl	BF ₃ , Fe ²⁺

نستنتج أن:

- نظرية أرينيوس غير كافية لتحديد الصفة الحمضية والصفة الأساسية لجميع المركبات الكيميائية.
- نظرية برونشتد – لوري أكثر شمولية من نظرية أرينيوس.
- نظرية لويس فسّرت السلوك الحمضي والأساسي لبعض المركبات التي يتم فيها انتقال الأزواج الالكترونية.

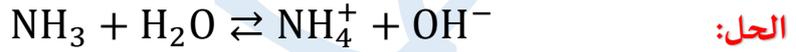
الأزواج المترافقة: أساس/حمض وفق نظرية برونشتد – لوري:

عندما يمنح الحمض بروتوناً يتحول إلى ما يسمى بالأساس المرافق.

عندما يستقبل الأساس بروتوناً يتحول إلى ما يسمى بالحمض المرافق.

وكل من (الحمض/أساسه المرافق) و (الأساس/حمضه المرافق) تسمى بالأزواج المترافقة.

نشاط(4): اكتب معادلة تأين غاز النشادر في الماء، وحدد الأزواج المترافقة أساس/حمض وفق نظرية برونشتد – لوري. ماذا نستنتج؟



الحل:

عندما يمنح الحمض H₂O بروتون يتحول إلى أساس مرافق OH⁻.

عندما يستقبل أساس NH₃ بروتون يتحول إلى حمض مرافق NH₄⁺.

الأزواج المترافقة (أساس/حمض): "الأساس على اليمين والحمض على اليسار"



نشاط(5): اكتب معادلة تأين حمض الأزوت، ثم حدد الأزواج المترافقة (أساس/حمض) وفق نظرية برونشتد – لوري.



حمض مرافق (2) أساس مرافق (1) أساس (2) حمض (1)

الحل:

أو نعبر عنهم بالشكل: HNO₃/NO₃⁻, H₃O⁺/H₂O

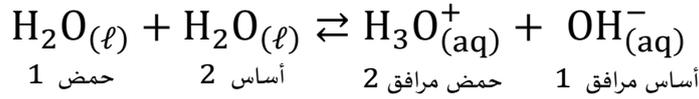
التأين الذاتي للماء وثابت تأينه:

يسلك الماء سلوكاً مذنباً (أي يمكن أن يلعب دور حمض "يمنح بروتون" أو أن يلعب دور أساس "يستقبل بروتون" وذلك وفقاً للمادة التي يتفاعل معها.

نشاط(6): يُعد الماء ناقلاً رديئاً للتيار الكهربائي لاحتوائه على أيونات قليلة. والمطلوب:

1. اكتب معادلة التأين الذاتي للماء وحدد الأزواج المترافقة أساس/حمض وفق نظرية برونشتد – لوري.
2. اكتب عبارة ثابت التوازن (ثابت تأين الماء).

الحل:



تُكتب عبارة ثابت التوازن للتفاعل السابق على الشكل:

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]. [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

ولكن بما أن الماء هو المذيب (تركيزه كبير وثابت تقريباً) لذلك يمكن ضرب قيمته بقيمة ثابت التوازن للحصول

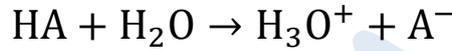
$$K. [\text{H}_2\text{O}]^2 = K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]. [\text{OH}^-] : K_w \text{ يسمى بـ}$$

إنّ قيمة ثابت تأين الماء K_w عند درجة الحرارة 25°C تساوي 10^{-14} أي:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]. [\text{OH}^-] = 10^{-14} \dots \text{(هامّة)}$$

قوة الحمض وقوة الأساس:

• تقاس قوة الحمض بسهولة منحه لبروتون أو أكثر، حيث يتأين الحمض القوي كلياً وفق المعادلة:



يتأين الحمض الضعيف جزئياً وفق المعادلة:



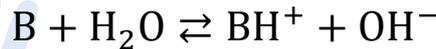
يُعبّر عن قوة الحمض بدرجة تأينه α وفق العلاقة:

$$\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C_a}$$

حيث: C_a التركيز الابتدائي للحمض.

• تقاس قوة الأساس بسهولة استقباله لبروتون أو أكثر، حيث يتأين الأساس القوي كلياً في الماء، بينما

يتأين الأساس الضعيف جزئياً في الماء:



يُعبّر عن قوة الأساس بدرجة تأينه α وفق العلاقة:

$$\alpha = \frac{[\text{OH}^-]}{C_b}$$

حيث: C_b التركيز الابتدائي للأساس.

ملاحظة: تُكتب أحياناً درجة التأيين كنسبة مئوية:

$$\alpha\% = \alpha \times 100\%$$

عند مقارنة قوة حمضين ضعيفين فإنّ الأساس المرافق للحمض الأقوى هو الأساس الأضعف، والأساس المرافق

للحمض الأضعف هو الأساس الأقوى.

كما يتضح ذلك من الشكل المجاور:

الحمض	الأساس
HCl	Cl ⁻
H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻
HNO ₃	NO ₃ ⁻
H ₃ O ⁺ (aq)	H ₂ O
HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻
H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻
HF	F ⁻
CH ₃ COOH	CH ₂ COO ⁻
H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻
H ₂ S	HS ⁻
H ₂ PO ₄ ⁻	HPO ₄ ²⁻
NH ₄ ⁺	NH ₃
HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻
HPO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻
H ₂ O	OH ⁻
OH ⁻	O ²⁻
H ₂	H ⁻
CH ₄	CH ₃ ⁻

↑ ازدياد قوة الحمض
↓ ازدياد قوة الأساس

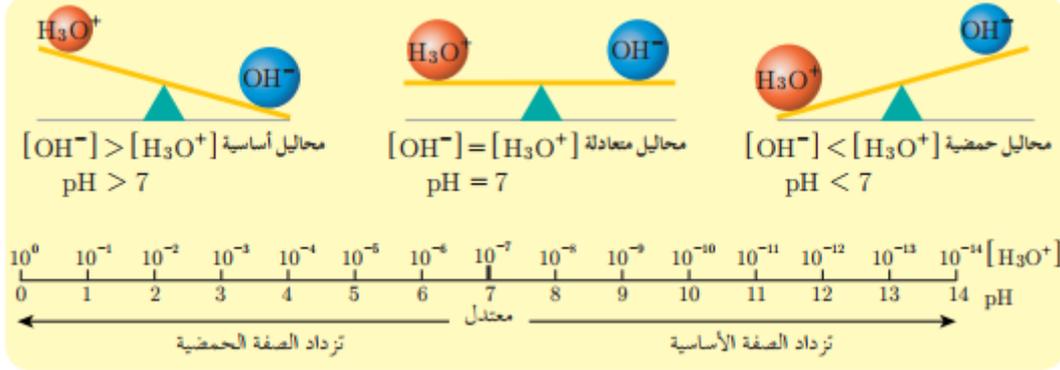
الأس الهيدروجيني (pH):

يُعبّر الأس الهيدروجيني عن مقدار حموضة أو قلوية وسط ما، فمثلاً إذا كان:

الوسط حمضي $\Rightarrow \text{pH} < 7$

الوسط معتدل $\Rightarrow \text{pH} = 7$

الوسط قلوي $\Rightarrow \text{pH} > 7$



ويتم حساب الـ pH من العلاقة:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \dots (\text{هامّة})$$

وبالتالي ومن علاقات اللوغاريتم:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \dots (\text{هامّة})$$

نشاط (7): لديك محلولان لحمض قوي وحيد الوظيفة الحمضية، تركيز المحلول الأول $10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$ وتركيز المحلول الثاني $2 \times 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$ ، احسب قيمة pH كل من المحلولين السابقين.

علماً أنّ: $\log 2 = 0.3$

الحل:

بما أنّ الحموض قوية وبالتالي تأينها تام:



وبالتالي التركيز الابتدائي للحمض يساوي تركيز أيونات الهيدرونيوم:

بالنسبة للحمض الأول:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HA}]_1 = 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$$

وبالتالي قيمة الـ pH تساوي:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log[10^{-2}] = -(-2) = 2$$

بالنسبة للحمض الثاني:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HA}]_2 = 2 \times 10^{-2}$$

وحسب خواص اللوغاريتم نعلم أنّ: $\log(x \cdot y) = \log x + \log y$

لذلك يمكن كتابة:

$$= -\log(2) - \log(10^{-2}) = -(0.3) + 2 = 1.7$$

ملاحظة: هناك ما يسمى بالأس الهيدروكسيدي pOH وهو عبارة عن:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] \Leftrightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

وبأخذ $(-\log)$ لطرفي العلاقة: $K_w = [H_3O^+]. [OH^-] = 10^{-14}$
نتوصل إلى أن:

$$pH + pOH = 14.. \text{(هامة)}$$

- نشاط(8): يبلغ تركيز أيونات الهيدرونيوم في محلول مائي 0.01 mol. L^{-1} والمطلوب حساب:
1. تركيز أيونات الهيدروكسيد.
 2. قيمة كل من pH و pOH الوسط لهذا المحلول.
 1. حدد طبيعة الوسط.

الحل:

ط١: نعلم أن العلاقة التي تربط بين تركيز أيونات الهيدرونيوم وأيونات الهيدروكسيد هي:

$$[H_3O^+]. [OH^-] = 10^{-14}$$

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{0.01} = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} = 10^{-12} \text{ mol. L}^{-1}$$

ط٢: نحسب قيمة كل من pH و pOH الوسط:

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(0.01) = 2$$

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log(10^{-12}) = 12$$

ط٣: طبيعة الوسط:

بما أن $pH = 2 < 7$ لذلك الوسط لدينا حمضي.

ويمكن معرفة ذلك أيضاً من كون تركيز أيونات الهيدرونيوم أكبر من تركيز أيونات الهيدروكسيد.

ثابت تأين الحموض الضعيفة أحادية الوظيفة:

نشاط(9): لديك محلول مائي لحمض ضعيف HA والمطلوب:

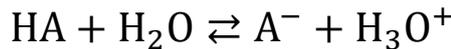
1. اكتب معادلة تأينه.
2. اكتب عبارة ثابت تأين الحمض الضعيف K_a .

$$[H_3O^+] = \sqrt{C_a \cdot K_a}$$

٤. استنتج علاقة قوة الحمض بثابت تأينه.

الحل:

ط١: تتأين الحموض الضعيفة تأيناً جزئياً في الماء وفق التفاعل:



ط٢: ويمكن كتابة عبارة ثابت التوازن لهذا التفاعل المتعاكس بالشكل:

$$K = \frac{[A^-]. [H_3O^+]}{[HA]. [H_2O]}$$

بما أن الماء هو المحل لذلك يُعتبر تركيزه ثابت خلال التفاعل لذلك يمكن ضربه بالثابت K وبالتالي سنحصل على ثابت جدد سنرمز له بـ K_a (ثابت تأين الحمض):

$$K \cdot [H_2O] = K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$$

ومن معادلة التآين السابقة نلاحظ أن: $[H_3O^+] = [A^-]$ لذلك يمكن أن تصبح العلاقة بالشكل:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{[HA]}$$

ط ٣: ولأن ما نبحث عنه هو علاقة pH هذا الحمض لذلك سنعزل $[H_3O^+]$ لوحدها:

$$[H_3O^+]^2 = K_a \cdot [HA]$$

ولإزالة التربيع نقوم بجذر الطرفين:

$$[H_3O^+] = \sqrt{K_a \cdot [HA]}$$

وبإهمال القيمة الضعيفة المتأينة من الحمض سنعتبر أن تركيز الحمض التوازني يساوي تركيزه الابتدائي C_a :

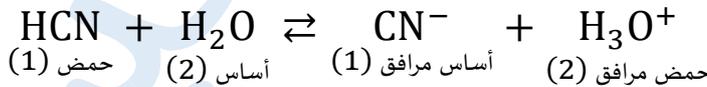
$$[H_3O^+] = \sqrt{K_a \cdot C_a} \dots \text{(هامّة)}$$

ط ٤: نلاحظ من عبارة ثابت تأين الحمض K_a أنه كلما ازداد تركيز أيونات الهيدرونيوم (أي كلما ازدادت قوة الحمض) تزداد قيمة ثابت التآين.

تطبيق (3): محلول حمض سيانيد الهيدروجين تركيزه الابتدائي $(0.2 \text{ mol. L}^{-1})$ ، وثابت تأين حمض سيانيد الهيدروجين 5×10^{-10} ، والمطلوب:

١. اكتب معادلة تأين الحمض السابق، وحدد الأزواج المترافقة أساس/حمض وفق برونشتد – لوري.
٢. احسب $[OH^-]$ ، $[H_3O^+]$.
٣. احسب قيمة pH المحلول.
٤. احسب درجة تأين الحمض.

الحل:



وتكتب الأزواج المترافقة بالشكل: HCN/CN^- ، H_3O^+/H_2O

ط ٢: طريقة أولى: بإهمال القيمة الصغيرة المتأينة من الحمض:

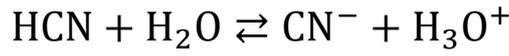
$$[H_3O^+] = \sqrt{K_a \cdot C_a} = \sqrt{5 \times 10^{-10} \times 0.2} = 10^{-5} \text{ mol. L}^{-1}$$

$$[H_3O^+] = 10^{-5} \text{ mol. L}^{-1}$$

وبالتالي $[OH^-]$ تساوي:

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-5}} = 10^{-9} \text{ mol. L}^{-1}$$

طريقة ثانية: يمكن كتابة معادلة تأين الحمض بالشكل:



0.2 0 0 التراكيز الابتدائية:

-x +x +x التغير في التركيز:

0.2 - x +x +x التراكيز التوازنية:

وبالتالي يمكن كتابة عبارة ثابت التوازن بالشكل:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]. [\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]}$$

وبالتعويض نجد:

$$5 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{0.2 - x}$$

نُهمل x من المقام لصغرهما أمام 0.2 وبالتالي:

$$x^2 = 5 \times 10^{-2} \times 0.2 = 10^{-10} \Rightarrow x = \sqrt{10^{-10}} = 10^{-5} \text{ mol. L}^{-1}$$

ومن المعادلة نجد أن $x = [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CN}^-]$

ط ٣: حساب pH المحلول:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(10^{-5}) = 5$$

ط ٤: نحسب درجة التآين:

$$\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C_a} = \frac{10^{-5}}{0.2} = 5 \times 10^{-5}$$

ثابت تأين الأسس الضعيفة أحادية الوظيفة:

نشاط (11): لديك محلول أساس ضعيف B تأينه جزئي في الماء. والمطلوب:

١. اكتب معادلة تأينه.

٢. استنتج علاقة ثابت تأين الأسس الضعيف K_b

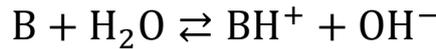
$$[\text{OH}^-] = \sqrt{C_b \cdot K_b}$$

٣. أثبت أن:

٤. استنتج علاقة قوة الأساس بثابت تأينه.

الحل:

ط ١: تتأين الأسس الضعيفة تأيناً جزئياً في الماء وفق التفاعل:



ط ٢: ويمكن كتابة عبارة ثابت التوازن لهذا التفاعل المتعاكس بالشكل:

$$K = \frac{[\text{BH}^+]. [\text{OH}^-]}{[\text{B}]. [\text{H}_2\text{O}]}$$

بما أن الماء هو المحل لذلك يُعتبر تركيزه ثابت خلال التفاعل لذلك يمكن ضربه بالثابت K وبالتالي سنحصل

على ثابت جدد سنرمز له بـ K_b (ثابت تأين الأسس):

$$K. [H_2O] = K_b = \frac{[BH^+]. [OH^-]}{[B]}$$

ومن معادلة التآين السابقة نلاحظ أن: $[BH^+] = [OH^-]$ لذلك يمكن أن تصبح العلاقة بالشكل:

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{[B]}$$

ط ٣: ولأن ما نبحث عنه هو علاقة pH هذا الأساس لذلك سنعزل $[OH^-]$ لوحدها:

$$[OH^-]^2 = K_b. [B] \Rightarrow [OH^-] = \sqrt{K_b. [B]}$$

وبإهمال القيمة الضعيفة المتآينة من الأساس سنعتبر أن تركيز الأساس التوازني يساوي تركيزه الابتدائي C_b :

$$[OH^-] = \sqrt{K_b. C_b} \dots \text{(هامّة)}$$

ومن عبارة الـ $[OH^-]$ يمكن الوصول إلى $[H_3O^+]$ وبالتالي الوصول إلى pH الوسط.

ط ٤: من علاقة ثابت التآين K_b نلاحظ أنه بازدياد تركيز أيونات الهيدروكسيد (بازدياد قوة الأساس) يزداد ثابت التآين وبالتالي كلما ازدادت قيمة ثابت تآين الأساس كلما ازداد قوة.

تطبيق (4): a. محلول لحمض الخل تركيزه 0.02 mol. L^{-1} ، وثابت تآين حمض الخل 1.8×10^{-5} اكتب معادلة تآينه، واحسب قيمة $[CH_3COO^-]$.

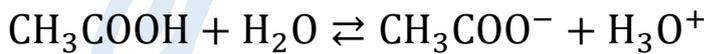
b. إذا احتوى المحلول الابتدائي حمض كلور الماء بتركيز $10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$ بالإضافة إلى المحلول السابق، والمطلوب:

١. احسب $[CH_3COO^-]$ في المحلول في هذه الحالة.

٢. أقرن بين قيمتي تركيز $[CH_3COO^-]$ في المحلول في هذه الحالة.

٣. أفسر ذلك، ماذا استنتج؟

الحل: a. حمض الخل عبارة عن حمض ضعيف يتآين جزئياً وفق المعادلة:



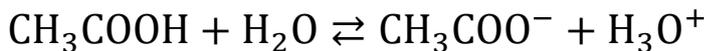
نلاحظ من المعادلة السابقة أنه تشكل 1 mol من أيون الخلات $[CH_3COO^-]$ و 1 mol من أيون

الهيدرونيوم $[H_3O^+]$ وبالتالي تركيزهما متساوٍ لذلك يمكن من حساب تركيز $[H_3O^+]$ معرفة تركيز أيون الخلات:

$$[H_3O^+] = [CH_3COO^-] = \sqrt{K_a. C_a} = \sqrt{0.02 \times 1.8 \times 10^{-5}} = 6 \times 10^{-4} \text{ mol. L}^{-1}$$

b. ط: ١ في هذه الحالة يكون لدينا تركيز ابتدائي من أيونات الهيدرونيوم يساوي تركيز حمض كلور الماء

المضاف (لأنه حمض قوي وتآينه تام):



التراكيز الابتدائية: 0.02 0 0.01

التغير في التركيز: -x +x +x

التراكيز التوازنية: 0.02 - x +x 0.01 + x

والآن نعوض في عبارة ثابت التوازن:

$$K_a = \frac{x(0.01 + x)}{(0.02 - x)}$$

نهمل x من داخل الأقواس في البسط والمقام لصغرهما أمام 0.01 في البسط و 0.02 في المقام:

$$K_a = \frac{0.01x}{0.02} \Rightarrow x = 3.6 \times 10^{-5} \text{ mol. L}^{-1}$$

ونلاحظ أن x هي التركيز التوازني لـ $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ المطلوب حسابها:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 3.6 \times 10^{-5} \text{ mol. L}^{-1}$$

ط ٢: بالمقارنة نجد أن تركيز أيون الخلات في الحالة a (في حال عدم وجود حمض مضاف) أعلى منها في الحالة b (في حال إضافة حمض كلور الماء).

ط ٣: إن إضافة HCl يؤدي إلى زيادة في تركيز $[\text{H}_3\text{O}^+]$ في الوسط والذي سيضاف إلى تركيز أيونات الهيدرونيوم الناتجة عن تأين حمض الخل فهو يمثل أيوناً مشتركاً ما بين محلول حمض كلور الماء وحمض الخل فيرجح التفاعل العكسي وينقص تركيز $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ حسب قاعدة لوشاتولييه.

نتيجة: الأيون المشترك لمركبين أو أكثر في محلول يُضعف تأين المركب الضعيف التآين.

تذكرة بأهم الحموض والأسس القوية والضعيفة:

الأسس الضعيفة	الأسس القوية	الحموض الضعيفة	الحموض القوية
هيدروكسيد الأمونيوم NH_4OH (أحادي الوظيفة) أو يسمى محلول الأمونيا (النشادر) NH_3	هيدروكسيد الصوديوم NaOH (أحادي الوظيفة)	حمض الخل CH_3COOH (أحادي الوظيفة)	حمض كلور الماء HCl (أحادي الوظيفة)
هيدروكسيد المغنسيوم Mg(OH)_2 (ثنائي الوظيفة)	هيدروكسيد البوتاسيوم KOH (أحادي الوظيفة)	حمض النمل HCOOH (أحادي الوظيفة الحمضية)	حمض الآزوت HNO_3 (أحادي الوظيفة)
		حمض سيان الهيدروجين HCN (أحادي الوظيفة)	حمض الكبريت H_2SO_4 (ثنائي الوظيفة)
		حمض الكربون H_2CO_3 (ثنائي الوظيفة)	
		حمض فلور الهيدروجين HF (أحادي الوظيفة)	

اختبر نفسك:

أولاً - اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يأتي:

١. محلول مائي لحمض النمل HCOOH تركيزه الابتدائي 0.5 mol. L^{-1} وثابت تأينه 2×10^{-4} فتكون قيمة pH المحلول مساوية إلى:

2. a 12. b 10^{-2} . c 10^{-12} . d

طريقة الحل: بما أن حمض النمل حمض ضعيف (بإهمال القيمة الضعيفة المتأينة من الحمض):

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{C_a \cdot K_a} = \sqrt{0.5 \times 2 \times 10^{-4}} = 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log(10^{-2}) = 2$$

٢. محلول مائي لهيدروكسيد البوتاسيوم KOH تركيزه 0.01 mol. L^{-1} نمدده بالماء المقطر 100 مرة، فتصبح قيمة pH للمحلول مساوية:

10. a 11. b 12. c 13. d

طريقة الحل: نطبق قانون التمديد:

$$n_{\text{قبل التمديد}} = n'_{\text{بعد التمديد}}$$

$$(C \cdot V)_{\text{قبل التمديد}} = (C' \cdot V')_{\text{بعد التمديد}}$$

بما أنه قد تم التمديد 100 مرة وبالتالي $V' = 100V$ وبالتعويض:

$$(0.01 \times V) = C' \cdot 100V \Rightarrow C' = \frac{0.01 \times V}{100V} = 10^{-4} \text{ mol. L}^{-1}$$

وبما أن هيدروكسيد البوتاسيوم أساس قوي:

$$[\text{KOH}] = [\text{OH}^-] = 10^{-4} \text{ mol. L}^{-1}$$

وبالتالي يمكن حساب تركيز أيونات الهيدرونيوم من العلاقة:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-4}} = 10^{-10} \text{ mol. L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(10^{-10}) = 10$$

٣. المركب المذبذب من المركبات الآتية هو:

H₂O. b NH₃. a BF₃. c HCN. d

٤. المحلول المائي الذي له أصغر قيمة pH من المحاليل الآتية المتساوية التركيز هو محلول:

HNO₃. c NH₄OH. b NaOH. a HCN. d

شرح الفكرة: الذي له أصغر قيمة pH هذا يعني الحمض الأقوى.

٥. إحدى الأزواج الآتية لا يشكل زوج (أساس/حمض) حسب برونشتد لوري:

H₂O/OH⁻. b NH₄⁺/NH₃. a HCN/CN⁻. d HNO₃/HNO₂. c

ثانياً: يبين الجدول الآتي قيم ثوابت التأيين لبعض محاليل الحموض الضعيفة المتساوية التركيز عند الدرجة 25°C :

ثابت التأيين K_a	الصيغة	الحمض
5×10^{-10}	HCN	سيان الهيدروجين
4.3×10^{-7}	H_2CO_3	حمض الكربون
1.8×10^{-4}	HCOOH	حمض النمل
7.2×10^{-4}	HF	حمض فلوريد الهيدروجين

اعتماداً على الجدول السابق، أجب عن الأسئلة الآتية:

- حدد الحمض الأقوى وما هو أساسه المرافق؟
- حدد الحمض الأكبر قيمة pH والحمض الأصغر قيمة pH.
- في أي محلول يكون $[\text{OH}^-]$ أكبر؟
- حدد الأساس المرافق الأقوى للمحاليل السابقة.

الحل:

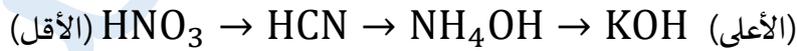
- ط ١: الحمض الأقوى هو الذي له ثابت تأين أعلى وهو حمض فلوريد الهيدروجين HF وأساسه المرافق F^- .
- ط ٢: الحمض الذي له أكبر قيمة pH هو الحمض الأضعف أي الذي له ثابت تأين أصغر وهو حمض سيان الهيدروجين HCN والحمض الذي له أصغر قيمة pH هو الحمض الأقوى وهو HF.
- ط ٣: المحلول الذي له $[\text{OH}^-]$ أكبر هو الحمض الأضعف وهو محلول حمض سيان الهيدروجين.
- ط ٤: الأساس المرافق الأقوى يكون للحمض الأضعف وهو CN^- المرافق للحمض HCN.

ثالثاً: أجب عن الأسئلة الآتية:

- رتب المحاليل الآتية المتساوية التركيز تصاعدياً حسب تزايد قيمة الـ pH.



الحل: يتم الترتيب من الحمض الأقوى (أقل قيمة pH) إلى الأساس الأقوى (أعلى قيمة pH) .. تصاعدياً:



- إذا علمت أن أيون السيانيد CN^- أساس أقوى من أيون الخلات CH_3COO^- ، ما هو الحمض المرافق لكل منهما وأي الحمضين أقوى؟ فسّر ذلك.

الحل: الحمض المرافق لأيون السيانيد HCN والحمض المرافق لأيون الخلات هو CH_3COOH

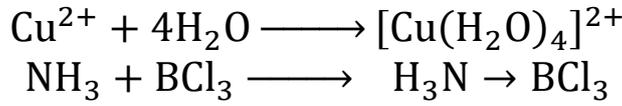
الأقوى هو حمض الخل CH_3COOH لأنه يرافق الأساس الضعيف.

- يتأين هيدروكسيد المغنيزيوم وفق المعادلة الآتية: $\text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Mg}(\text{OH})_2$ والمطلوب:

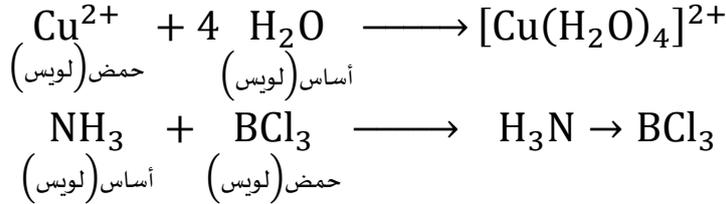
اشرح كيف تؤثر إضافة كمية من محلول حمض قوي على تأين المحلول.

الحل: تتحد أيونات الهيدرونيوم المضافة مع أيونات الهيدروكسيد (فتقل كميتها) مما يُرجح التفاعل المباشر وتذوب كمية إضافية من هيدروكسيد المغنيزيوم $Mg(OH)_2$.

٤. حدد كلاً من حمض لويس وأساس لويس في كل من المعادلتين الآتيتين:



الحل:



ملاحظة هامة: غالباً الأيونات المعدنية والمعادن عموماً تلعب دور حموض لويس.

رابعاً: حل المسائل الآتية:

المسألة الأولى:

يذاب 8g من هيدروكسيد الصوديوم بالماء المقطر، ويُكمل الحجم إلى 2L والمطلوب حساب:

١. قيمة $[OH^-]$ ، $[H_3O^+]$.

٢. قيمة pOH، pH للمحلول.

٣. حجم الماء المقطر اللازم إضافته إلى 50 mL من المحلول السابق ليصبح قيمة $pH = 11$.

علماً أنّ: (Na: 23, O: 16, H: 1)

الحل: ط ١: في البداية نحسب التركيز المولي لهيدروكسيد الصوديوم وذلك بحساب عدد المولات:

(إنّ الكتلة المولية لهيدروكسيد الصوديوم تساوي: $(M = \text{كتلة}_{Na} + \text{كتلة}_O + \text{كتلة}_H = 23 + 16 + 1 = 40 \text{gr. mol}^{-1})$)

$$n = \frac{m}{M} = \frac{8}{40} = 0.2 \text{ mol}$$

حساب التركيز المولي للأساس:

$$C_b = \frac{n}{V} = \frac{0.2}{2} = 0.1 \text{ mol. L}^{-1}$$

بما أنّ هيدروكسيد الصوديوم أساس قوي وحيد الوظيفة فهو تام التآين وتركيزه يساوي تركيز أيونات الهيدروكسيد في الوسط:

$$C_b = [OH^-] = 0.1 \text{ mol. L}^{-1}$$

وبالتالي تركيز أيونات الهيدرونيوم تساوي:

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{0.1} = 10^{-13} \text{ mol. L}^{-1}$$

ط ٢: والآن نقوم بحساب قيمة pH و pOH الوسط:

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(10^{-13}) = 13$$

$$pOH = -\log(OH^-) = -\log(0.1) = 1$$

ملاحظة: يمكن حساب الـ pOH بطريقة ثانية بعد حساب الـ pH من العلاقة:

$$pH + pOH = 14 \Rightarrow pOH = 14 - pH = 14 - 13 = 1$$

ط ٣: طُلب منا معرفة حجم الماء المقطر اللازم إضافته إلى 50 mL من المحلول السابق ليصبح قيمة = pH

11 أي وكأنهم قاموا بإعطائنا تركيز الأساس بعد التمديد وذلك من خلال العلاقة:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-11} \text{ mol. L}^{-1}$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-11}} = 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1} = C_b' \text{ بعد التمديد}$$

$$n_{\text{قبل التمديد}} = n'_{\text{بعد التمديد}}$$

$$(C_b \cdot V)_{\text{قبل التمديد}} = (C_b' \cdot V')_{\text{بعد التمديد}}$$

$$V' = \frac{C_b \cdot V}{C_b'} = \frac{0.1 \times 50}{10^{-3}} = 5000 \text{ mL}$$

وبالتالي حجم الماء المقطر اللازم إضافته تساوي:

$$V_{\text{ماء مقطر}} = 5000 - 50 = 4950 \text{ mL}$$

المسألة الثانية:

محلول مائي لحمض سيانيد الهيدروجين له $pH = 5$ ودرجة تأين حمض السيانيد $5 \times 10^{-3}\%$ والمطلوب:

١. اكتب معادلة تأين الحمض السابق.

٢. احسب قيمة كل من التركيز الابتدائي للحمض السابق، وثابت تأينه.

٣. بين بالحساب كيف يتغير $[H_3O^+]$ عندما تصبح $pH = 6$.

الحل: المعطيات: حمض سيانيد الهيدروجين HCN هو حمض ضعيف أحادي الوظيفة.

$$pH = 5 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-5} \text{ mol. L}^{-1}$$

$$\alpha\% = 5 \times 10^{-3}\%$$



ط ١:

ط ٢: حساب قيمة التركيز الابتدائي وثابت التأين:

$$C_a = ?$$

من علاقة درجة التأين يمكن معرفة قيمة التركيز الابتدائي:

$$\alpha\% = \frac{[H_3O^+]}{C_a} \times 100$$

$$C_a = \frac{[H_3O^+]}{\alpha\%} \times 100 = \frac{10^{-5}}{5 \times 10^{-3}} \times 100 = \frac{1}{5} = 0.2 \text{ mol. L}^{-1}$$

لحساب ثابت التآين نطبق العلاقة: (بإهمال القيمة الضعيفة المتآينة من الحمض)

$$[H_3O^+] = \sqrt{C_a \cdot K_a} \xrightarrow{\text{نربع الطرفين}} [H_3O^+]^2 = C_a \cdot K_a$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{C_a} = \frac{(10^{-5})^2}{0.2} = 5 \times 10^{-10}$$

ط ٣: عندما يصبح $pH = 6$ هذا يعني أنّ تركيز أيونات الهيدرونيوم سيصبح:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-6} \text{ mol. L}^{-1}$$

ولمعرفة مقدار التغير ننسبها إلى القيمة الأصلية:

$$\frac{[H_3O^+]_{\text{بعد التغير}}}{[H_3O^+]_{\text{قبل التغير}}} = \frac{10^{-6}}{10^{-5}} = \frac{1}{10}$$

أي أنّ:

$$[H_3O^+]_{\text{بعد التغير}} = \frac{1}{10} [H_3O^+]_{\text{قبل التغير}}$$

أي تناقص تركيز أيونات الهيدرونيوم بمقدار عشر مرات.

المسألة الثالثة:

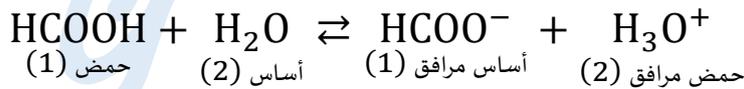
محلّول مائي لحمض النمل له $pH = 2$ وثابت تآين حمض النمل 2×10^{-4} والمطلوب:

١. اكتب معادلة تآين هذا الحمض ثم حدد الأزواج المترافقة أساس/حمض حسب برونشترد - لوري.

٢. احسب قيمة pOH المحلّول.

٣. احسب حجم الماء المقطر اللازم إضافته إلى 10 mL منه لتصبح قيمة $pH = 3$.

الحل: ط ١: كتابة معادلة تآين حمض الخل وتحديد الأزواج المترافقة:



ط ٢: حساب قيمة pOH المحلّول: نحن نعلم أنّ:

$$pH + pOH = 14 \Rightarrow pOH = 14 - pH = 14 - 2 = 12$$

ط ٣: حساب حجم الماء المقطر اللازم إضافته إلى 10 mL من الحمض لتصبح قيمة $pH = 3$

نحسب تركيز الحمض قبل التمديد وبعد التمديد:

قبل التمديد: (بإهمال القيمة الضعيفة المتآينة من الحمض):

$$[H_3O^+]_{\text{قبل التمديد}} = \sqrt{C_a \cdot K_a} \Rightarrow [H_3O^+]_{\text{قبل التمديد}}^2 = C_a \cdot K_a$$

$$C_a = \frac{(10^{-2})^2}{2 \times 10^{-4}} = 0.5 \text{ mol. L}^{-1}$$

بعد التمديد:

$$\text{pH} = 3 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]' = \sqrt{C'_a \cdot K_a} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]^2 = C'_a \cdot K_a$$

$$C'_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{K_a} = \frac{(10^{-3})^2}{2 \times 10^{-4}} = \frac{10^{-2}}{2} = 0.5 \times 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$$

والآن نحسب حجم الماء الواجب إضافته من قانون التمديد:

$$n_{\text{قبل التمديد}} = n'_{\text{بعد التمديد}}$$

$$(C_a \cdot V)_{\text{قبل التمديد}} = (C'_a \cdot V')_{\text{بعد التمديد}}$$

$$V' = \frac{C_a \cdot V}{C'_a} = \frac{0.5 \times 10}{0.5 \times 10^{-2}} = 1000 \text{ mL}$$

وبالتالي حجم الماء المضاف إلى 10 mL هو:

$$V_{\text{حجم الماء المضاف}} = 1000 - 10 = 990 \text{ mL}$$

المسألة الرابعة:

محلول مائي لحمض الكبريت بفرض أنه تام التأيّن له قيمة $\text{pH} = 1$ ، والمطلوب:

١. اكتب معادلة تأيّن هذا الحمض.

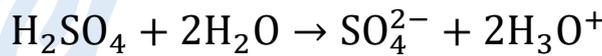
٢. احسب تركيز هذا الحمض بـ mol. L^{-1} .

٣. احسب كتلة حمض الكبريت في 50 mL من محلول الحمض السابق.

٤. يُضاف بالتدرّج 10 mL من محلول الحمض السابق إلى 90 mL من الماء المقطر، احسب قيمة pH

للمحلول الجديد. علماً أنّ: (H: 1, O: 16, S: 32)

الحل: ط ١: يُعد حمض الكبريت حمضاً قوياً ثنائيّ الوظيفة الحمضية:



أي أنّ كل 1 mol من الحمض يكافئ 2 mol من أيونات الهيدرونيوم وبالتالي:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2C_a$$

ط ٢: ومن قيمة pH المُعطاة نحسب تركيز أيونات الهيدرونيوم:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1} \Rightarrow C_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{2} = \frac{10^{-1}}{2} = 0.05 \text{ mol. L}^{-1}$$

ط ٣: لحساب كتلة حمض الكبريت في 50 mL من محلوله السابق نحول التركيز المولي إلى غرامي:

$$C_{\text{g.L}^{-1}} = C_{\text{mol.L}^{-1}} \cdot M$$

حيث: M: الكتلة المولية لحمض الكبريت وتساوي: $(2\text{H} + \text{S} + 4\text{O} = 2(1) + 32 + 4(16) = 98 \text{ g. mol}^{-1})$

وبالتعويض:

$$C_{\text{g.L}^{-1}} = 0.05 \times 98 = 4.9 \text{ g. L}^{-1}$$

أي أنّ كل 1 L من محلول حمض الكبريت يحوي 4.9 g

وبالتالي كل $50 \text{ ml} = 50 \times 10^{-3} \text{ L}$ تحوي $x \text{ g}$

$$x = \frac{4.9 \times 50 \times 10^{-3}}{1} = 0.245 \text{ g}$$

ويمكن مباشرة التعويض في القانون:

$$m = C_{\text{mol.L}^{-1}} \cdot V \cdot M = 0.05 \times 50 \times 10^{-3} \times 98 = 0.245 \text{ g}$$

ط٤: يضاف بالتدريج 10 mL من محلول الحمض السابق إلى 90 mL من الماء المقطر والمطلوب حساب pH المحلول الجديد:

$$V_{\text{قبل التمديد}} = 10 \text{ mL} , \quad V'_{\text{بعد التمديد}} = 10 + 90 = 100 \text{ mL}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{قبل التمديد}} = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1} , \quad [\text{H}_3\text{O}^+]'_{\text{بعد التمديد}} = ?$$

$$n_{\text{قبل التمديد}} = n'_{\text{بعد التمديد}}$$

$$([\text{H}_3\text{O}^+] \cdot V)_{\text{قبل التمديد}} = ([\text{H}_3\text{O}^+] \cdot V')_{\text{بعد التمديد}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]' = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot V}{V'} = \frac{10^{-1} \times 10}{100} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(10^{-2}) = 2$$

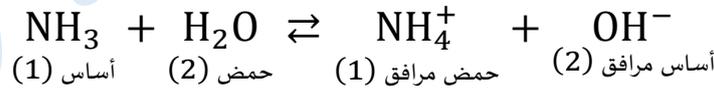
المسألة الخامسة:

محلول مائي للنشادر له $\text{pOH} = 3$ ، ودرجة تأين النشادر 2% والمطلوب:

١. اكتب معادلة تأين النشادر ثم حدد الأزواج المترافقة أساس/حمض حسب برونشستد - لوري.
٢. احسب $[\text{OH}^-]$ للمحلول.
٣. احسب التركيز الابتدائي للمحلول.
٤. احسب ثابت تأين النشادر.
٥. يُمدد المحلول السابق 10 مرات، احسب pOH المحلول الناتج عن التمديد.

الحل:

ط١:



ط٢: حساب $[\text{OH}^-]$ للمحلول:

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

ط٣: حساب التركيز الابتدائي للمحلول C_b : من علاقة درجة التأين:

$$\alpha\% = \frac{[\text{OH}^-]}{C_b} \times 100 \Rightarrow C_b = \frac{[\text{OH}^-]}{\alpha\%} \times 100 = \frac{10^{-3}}{2} \times 100$$

$$C_b = \frac{10^{-1}}{2} = 0.05 \text{ mol. L}^{-1}$$

ط٤: حساب ثابت تأين النشادر: وذلك بإهمال القيمة الضعيفة المتأينة من الأسس:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{C_b \cdot K_b} \Rightarrow [\text{OH}^-]^2 = C_b \cdot K_b$$

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{C_b} = \frac{(10^{-3})^2}{0.05} = 2 \times 10^{-5}$$

ط٥: بما أن المحلول قد مدد 10 مرات هذا يعني أن $V' = 10V$ وبالتالي:

$$n_{\text{قبل التمديد}} = n'_{\text{بعد التمديد}}$$

$$(C_b \cdot V)_{\text{قبل التمديد}} = (C'_b \cdot V')_{\text{بعد التمديد}}$$

$$C'_b = \frac{(C_b \cdot V)}{V'} = \frac{C_b \cdot V}{10V} = \frac{C_b}{10} = \frac{0.05}{10} = 0.005 \text{ mol. L}^{-1}$$

وبالتالي تركيز أيونات الهيدروكسيد:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{C'_b \cdot K_b} = \sqrt{0.005 \times 2 \times 10^{-5}} = \sqrt{5 \times 2 \times 10^{-3} \times 10^{-5}}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-7}} = 10^{-3.5} \text{ mol. L}^{-1}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(10^{-3.5}) = 3.5$$

انتهى درس الحموض والأسس

لاستفساراتكم يمكنكم التواصل مع الأستاذ طارق غبرا على الحسابات التالية:

على الفيس بوك:



[fb.com/Chemsyria](https://www.facebook.com/Chemsyria)
[fb.com/Tareq.Ghabra12](https://www.facebook.com/Tareq.Ghabra12)



قناتنا على اليوتيوب:

www.youtube.com/channel/UC8inSE7NHEJF0+1fzb3yAWA



قناتنا على التلغرام:

<https://t.me/Chemsyria>

وعلى الواتس اب يمكنكم التواصل على الرقم التالي:



0938639857

مع أطيّب التمنيات بالتوفيق والنجاح

الكيمياء التحليلية

