

النصيحة

التعليمي
أيقن الرياضيات أبداع في الكيمياء

توجيهي

2024

الحموض و القواعد

الدرس الثالث
محاليل الحموض و القواعد الضعيفة

الأستاذ : ثامر قدورة
موقع النصيحة التعليمي



0797488070



<https://nasehamath.com/>



@nassihamathbot



تأين الحموض الضعيفة (الايثانويك)



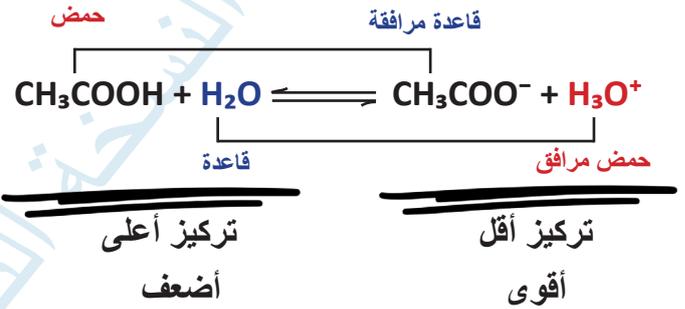
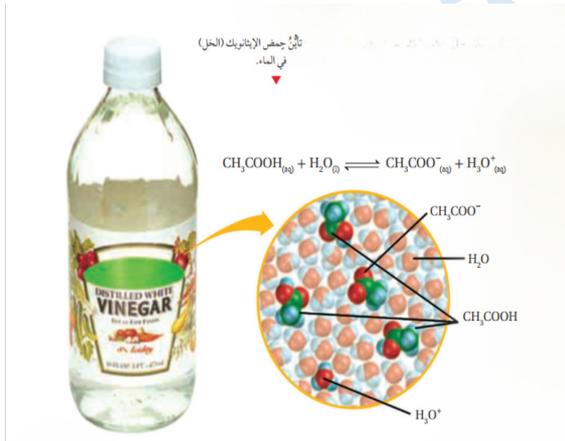
ما الذي يحدث عند إضافة حمض ضعيف إلى الماء؟

عند إذابة حمض ضعيف، مثل حمض الأيثانويك (CH_3COOH)، في الماء، لا يتأين بالكامل، بخلاف الأحماض القوية مثل HCl . ما يحدث هو أن نسبة قليلة جدًا من جزيئات الحمض تتأين، بينما تبقى الغالبية العظمى في شكلها غير المتأين.

التأين الجزئي يعني أن جزءًا صغيرًا فقط من جزيئات الحمض ينفصل إلى أيونات.

في حالة حمض الأيثانويك، نجد أن:

عدد قليل من الجزيئات يتأين لتكوين أيونات CH_3COO^- و H_3O^+ . بينما تبقى معظم الجزيئات في شكلها الأصلي، أي CH_3COOH غير المتأين.



إذا كان الحمض ضعيفًا (مثل حمض الأيثانويك)، فإن القاعدة المرافقة له تكون أقوى، أي أن CH_3COO^- تكون قاعدة قوية نسبيًا.

العكس صحيح بالنسبة للحمض القوي؛ تكون القاعدة المرافقة له ضعيفة.

ملاحظة حول نسب التأين:

لا يتأين كل جزيء من جزيئات الحمض، بل يحدث التأين بنسبة بسيطة جدًا قد تصل إلى 1% أو أقل، اعتمادًا على تركيز الحمض ودرجة الحرارة. فمثلًا، إذا كان لدينا 100 جزيء من حمض الأيثانويك، قد نجد أن واحدًا فقط منها قد تأين بينما البقية تظل غير متأينة.

التأين والاتزان الكيميائي:

التأين الجزئي للحموض الضعيفة يحقق حالة من الاتزان الكيميائي. في هذه الحالة، تبقى نسبة معينة من الجزيئات في حالة تأين جزئي، ولا تتغير هذه النسبة بشكل ملحوظ مع مرور الوقت. يظل الاتزان بين الجزيئات المتأينة وغير المتأينة مستقرًا طالما لم تتغير الظروف الخارجية.

الاسئلة

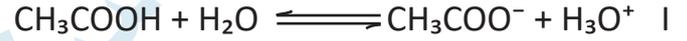
لمحلول حمض الايثانويك في الماء التركيز الاكبر يكون لـ :

بما أن حمض الإيثانويك ضعيف، فإن معظم الجزيئات تبقى في صورة CH_3COOH غير المتأين، بينما نسبة صغيرة تتأين لتعطي أيونات CH_3COO^- و H_3O^+ .

إذن، التركيز الأكبر يكون لـ CH_3COOH .

- (1) CH_3COOH
(2) CH_3COO^-
(3) OH^-
(4) H_3O^+

التفاعل التالي



بما أن حمض الإيثانويك ضعيف، فإن الاتزان يميل نحو اليسار، أي أن أغلب الجزيئات تبقى في صورة CH_3COOH .

- (1) متزن و مزاح نحو اليمين
(2) غير متزن و مزاح نحو اليسار
(3) متزن و مزاح نحو اليسار
(4) غير متزن و مزاح نحو اليمين

CH_3COO^- هو القاعدة المرافقة لحمض الإيثانويك، وهي قاعدة قوية نسبياً.

NaOH و KOH هما قواعد قوية. H_2O يُعتبر قاعدة ضعيفة جداً.

إذن، القاعدة الأضعف هي H_2O .
الإجابة الصحيحة: (4) H_2O

ما القاعدة الاضعف ما يلي :

- (1) CH_3COO^-
(2) KOH
(3) NaOH
(4) H_2O

فكر



من الاقوى كحمض CH_3COOH أم H_3O^+ ؟



أي مما يلي صحيح لحلول حمض الايثانويك :

الإجابة الصحيحة هي العبارة
[CH_3COO^-] = [H_3O^+]

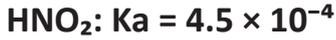
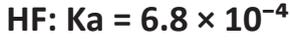
- (1) [CH_3COOH] < [CH_3COO^-]
(2) CH_3COOH لديه قدرة على منح بروتونات أكثر من H_3O^+
(3) H_2O لديه قدرة على استقبال بروتونات أكثر من CH_3COO^-
(4) [CH_3COO^-] = [H_3O^+]



ثابت تأين الحمض Ka

ثابت تأين الحمض Ka هو مقياس كمي لتأين الحمض الضعيف.

مثال



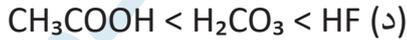
أي أن الحمض HF أقوى من الحمض HNO₂

سؤال أي من الحمضين السابقين أقل قدرة على منح بروتون؟
الجواب: HNO₂

بالاعتماد على الجدول اجب عما يلي:

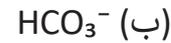
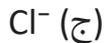
Ka	الحمض
1.7×10^{-5}	CH ₃ COOH
4.3×10^{-7}	H ₂ CO ₃
6.8×10^{-4}	HF

1) ترتيب الحموض التالية حسب قيمة Ka هو



الجواب الصحيح: (ب) $\text{H}_2\text{CO}_3 < \text{CH}_3\text{COOH} < \text{HF}$

2) ما القاعدة المرافقة الأقوى :



الجواب: الحمض الأضعف هو H₂CO₃ و بالتالي القاعدة المرافقة الأقوى هي (ب) HCO₃⁻

3) أي التفاعلات التالية مزاح نحو اليمين:



(د) بطيخة (:)

الجواب (أ) $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{HF} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{F}^-$

سؤال  HA , HB , HC ثلاثة حموض ضعيفة متساوية التركيز.

أقل قدرة على استبدال بروتون من B^-

التفاعل $HC + A^- \rightleftharpoons C^- + HA$ مزاح نحو المواد الناتجة.

الترتيب الصحيح للحموض السابقة حسب قيمة Ka هو:

HA < HB < HC (ب)

HC < HB < HA (أ)

HB < HA < HC (د)

HB < HC < HA (ج)

HB < HA < HC (د)

الإجابة الصحيحة هي

تأين الحموض الضعيفة

الحموض الضعيفة لا تتأين بشكل كامل في الماء

مما يعني أن جزءاً فقط من جزيئات الحمض يتفكك إلى أيونات.

في المعادلة التالية :



(١) حدد الأزواج المرافقة؟

(٢) صح أم خطأ: جزيئات الحمض غير المتأينة تكون في حالة الاتزان مع الايونات الناتجة؟

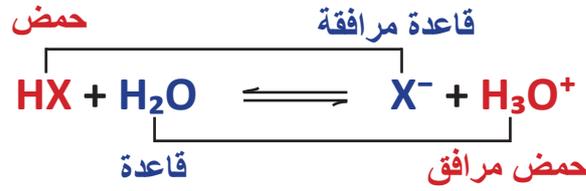
(٣) وضع الاتزان في التفاعل مزاح نحو ----

(٤) القاعدة الاقوى هي ----

(٥) القاعدة الأكثر قدرة على الارتباط بالبروتون هي ----

(٦) ارتباط القاعدة المرافقة بالبروتون ينتج ----

(٧) صح أم خطأ: تركيز الحمض أقل من تركيز الأيونات الناتجة؟



(2) صح أم خطأ: جزيئات الحمض غير المتأينة تكون في حالة الاتزان مع الأيونات الناتجة؟
في حالة الاتزان، تكون جزيئات الحمض غير المتأينة (HX) في حالة توازن مع الأيونات الناتجة عن تأينها (H_3O^+ و X^-).
هذا يعني أن التفاعل يحدث في كلا الاتجاهين، حيث يتحلل الحمض إلى أيونات وفي الوقت نفسه يمكن للأيونات إعادة تكوين جزيئات الحمض غير المتأينة.

(3) وضع الاتزان في التفاعل مزاحًا نحو الجهة اليسرى.

هذا يعني أن معظم الحمض (HX) سيبقى في صورة غير متأينة، بينما يكون هناك عدد قليل نسبيًا من الأيونات (H_3O^+ و X^-) في المحلول. **السبب في ذلك هو أن الحموض الضعيفة تتأين بشكل جزئي فقط في الماء، مما يجعل الاتزان يميل نحو تكوين الحمض غير المتأين أكثر من الأيونات.**

(4) القاعدة الأقوى هي X^- . السبب هو أن X^- يمثل القاعدة المرافقة للحمض الضعيف HX. وفقًا لمبدأ برونستد-لوري، **كلما كان الحمض أضعف، كانت قاعدته المرافقة أقوى**. وبما أن H_2O هو القاعدة الثانية في التفاعل، فإنه يعد قاعدة أضعف مقارنة بـ X^- في هذا السياق.

(5) القاعدة الأكثر قدرة على الارتباط بالبروتون هي القاعدة الأقوى X^- .



(6) ارتباط القاعدة المرافقة بالبروتون ينتج HX

(7) صح أم خطأ: تركيز الحمض أقل من تركيز الأيونات الناتجة؟

خطأ. في حالة الحموض الضعيفة، يكون تركيز الحمض غير المتأين أعلى من تركيز الأيونات الناتجة عن تأينه. **هذا لأن الحموض الضعيفة لا تتأين بشكل كامل في الماء، بل يتأين جزء صغير فقط**



تذكر

الحموض الضعيفة

 H_3O^+

الحموض القوية



يقال pH

رتب القواعد التالية حسب قوتها $NaOH$ ، H_2O ، NO_2^- ، NO_3^- سؤال

يزداد



نستج ما سبق

- 1_ ثابت تأين الحمض K_a : هو رقم يعبر عن مدى تأين الحمض في المحلول المائي.
- 2_ الحموض القوية لا تحتاج إلى ثابت تأين لأنها تتأين بالكامل.
- 3_ الحموض الضعيفة تتأين جزئياً وتحتاج إلى هذا الثابت لتحديد مقدار تأينها.

أهمية ثابت تأين الحمض

- 1_ يساعدنا ثابت التآين في فهم وتحديد مدى قوة الحمض عند تفاعله في الماء
- 2_ كلما زادت قيمة K_a ، كان الحمض أقوى في قدرته على منح البروتونات.

القاعدة الأساسية

كلما زادت قيمة K_a ، كان الحمض أقوى في قدرته على منح البروتونات. وبالتالي، نستطيع الآن استخدام الجداول لمقارنة الحموض بسهولة بناءً على قيم ثابت التآين وترتيبها.



ترتيب قوة الحموض بطريقة الدومينو



المفهوم الأساسي: لعبة الدومينو

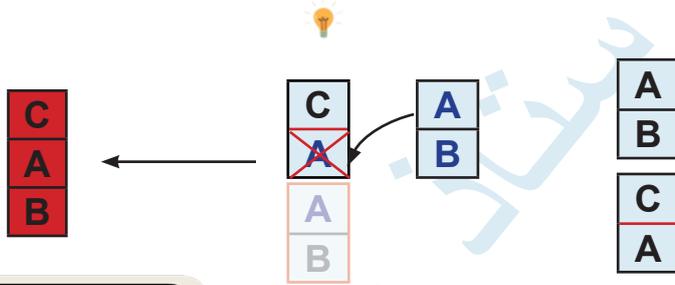
في لعبة الدومينو، يتم ترتيب الأحجار بحيث يكون الرقم الموجود على الجهتين متماثلاً. نفس الفكرة يمكن تطبيقها على ترتيب الحموض.

الهدف هنا هو ترتيب الحموض بناءً على قوة الحمض، مثلما ترتب قطع الدومينو بحيث تتشابه الأرقام في النهاية.

التطبيق الأول: ترتيب بسيط

للحموض

رتب الحموض A B C

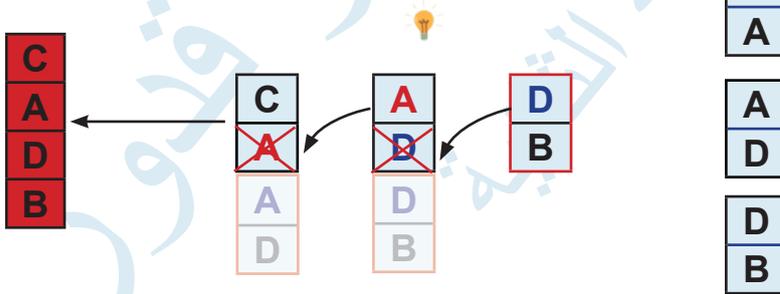


“ نقوم باستبدال الحمض A بقطعة الدومينو A, B ”

التطبيق الثاني: ترتيب بسيط

للحموض

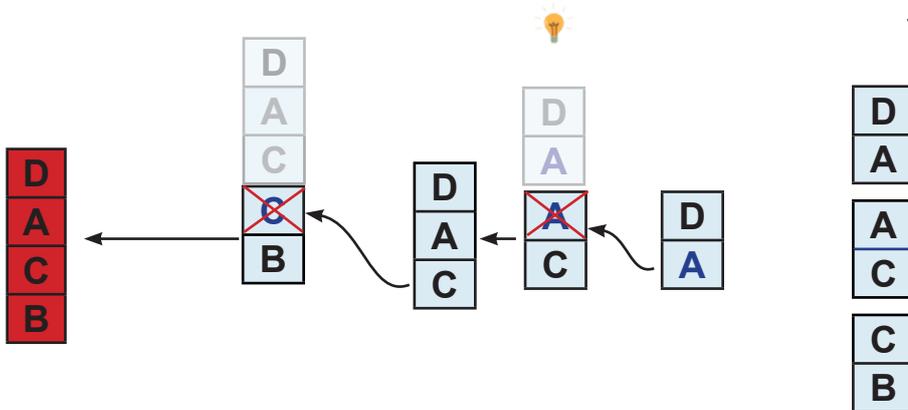
رتب الحموض A B C D



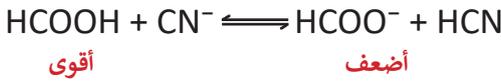
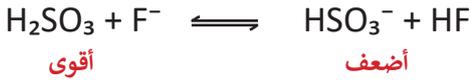
التطبيق الثالث: ترتيب بسيط

للحموض

رتب الحموض A B C D

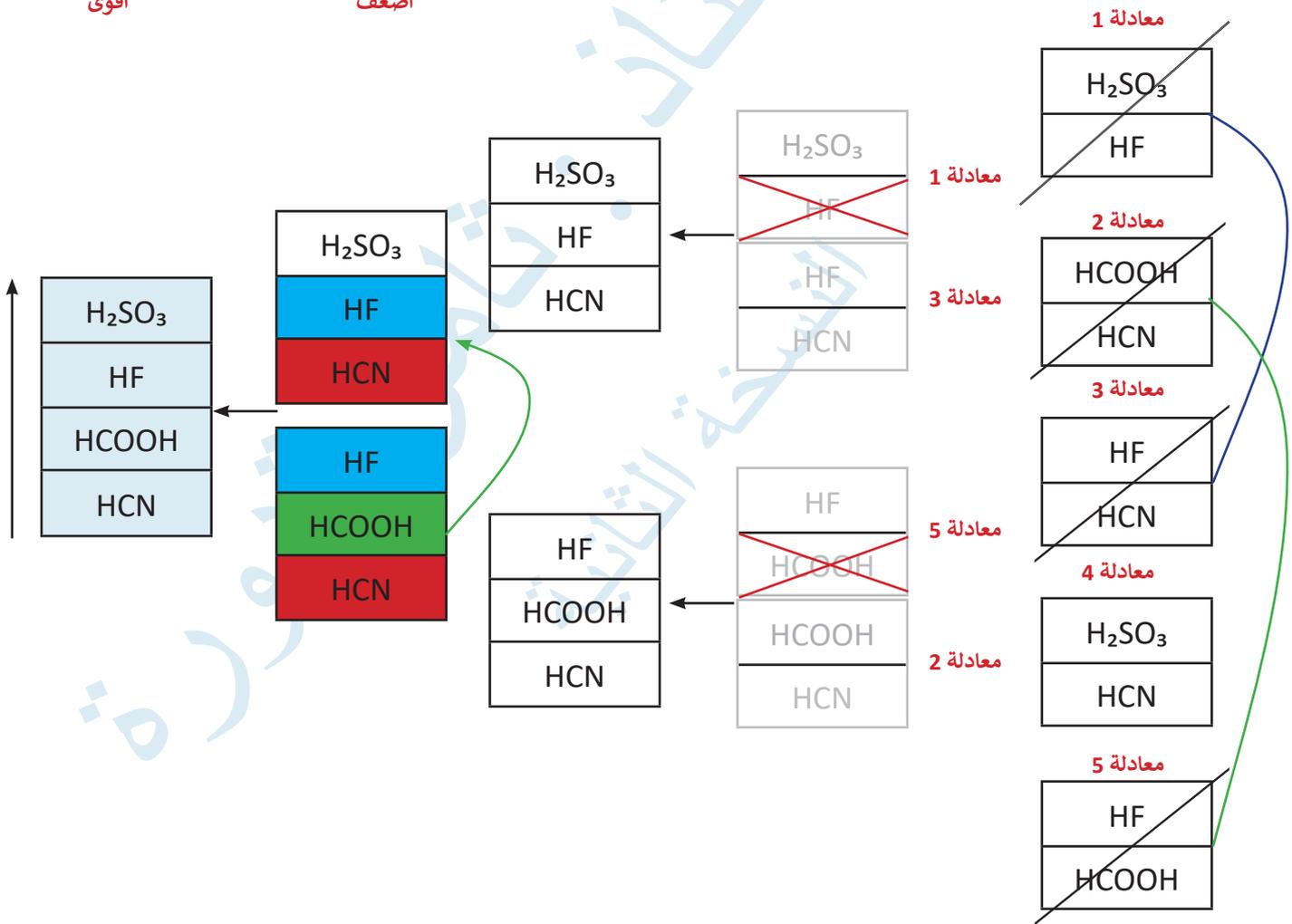


تمثل المعادلات الآتية تفاعلات لمحاليل الحموض المتساوية التركيز (H_2SO_3 , HCN , HF)، حيث كان موضع الاتزان **مُزاحًا فيها جهة المواد الناتجة** للتفاعلات كافة. ادرس التفاعلات، ثم أجب عن الأسئلة التي تليها:



الأسئلة:

١. اكتب صيغة القاعدة المرافقة الأقوى بينها.
٢. اكتب صيغة الحمض الذي له أعلى K_a .
٣. أعدد أي المحلولين يكون فيه $[OH^-]$ الأقل: محلول HF أو محلول HCN .
٤. أعدد أي محاليل الحموض المذكورة له أعلى pH .



١. اكتب صيغة القاعدة المرافقة الأقوى بينها. القاعدة المرافقة الأقوى تكون للحمض الأضعف CN^- .
٢. اكتب صيغة الحمض الذي له أعلى K_a . الحمض الأقوى يكون له أعلى ثابت تأين للحمض H_2SO_3 .
٣. أعدد أي المحلولين يكون فيه $[OH^-]$ الأقل: محلول HF أو محلول HCN . العلاقة عكسية بين قوى الحمض و تركيز $[OH^-]$ و بالتالي محلول HF .
٤. أعدد أي محاليل الحموض المذكورة له أعلى pH . الحمض الأضعف HCN .



حساب تركيز H₃O⁺ لمحاليل الحموض الضعيفة



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{X}^-]}{[\text{HX}]}$$

تركيز

في الأحماض القوية، يكون تركيز H₃O⁺ مساوياً لتركيز الحمض نفسه لأن الحمض يتأين بالكامل في الماء، مما يجعل حساب pH بسيطاً ومباشراً.

في الأحماض الضعيفة لا يتأين الحمض بالكامل في الماء، مما يؤدي إلى أن تركيز H₃O⁺ يكون أقل بكثير من تركيز الحمض الكلي، حيث يتأين فقط جزء صغير من الحمض.

الجدول (8): قيم ثابت تأين بعض الحموض الضعيفة عند درجة حرارة 25 °C.

اسم الحمض	صيغته الكيميائية	ثابت تأين الحمض K _a
حمض الكبريت IV	H ₂ SO ₃	1.3 × 10 ⁻²
حمض الهيدروفلوريك	HF	6.8 × 10 ⁻⁴
حمض النيتروجين III	HNO ₂	4.5 × 10 ⁻⁴
حمض الميثانويك	HCOOH	1.7 × 10 ⁻⁴
حمض البنزويك	C ₆ H ₅ COOH	6.3 × 10 ⁻⁵
حمض الإيثانويك	CH ₃ COOH	1.7 × 10 ⁻⁵
حمض الكربونيك	H ₂ CO ₃	4.3 × 10 ⁻⁷
حمض كبريتيد الهيدروجين	H ₂ S	8.9 × 10 ⁻⁸
حمض أحادي الهيبوكلوريك	HClO	3.5 × 10 ⁻⁸
حمض الهيدروسيانيك	HCN	4.9 × 10 ⁻¹⁰

لهذا السبب، في حالة الحموض الضعيفة، نحتاج إلى قانون يساعدنا في حساب نسبة التأين أو نسبة الحمض التي تتحول إلى H₃O⁺. هذا القانون هو قانون ثابت التأين K_a. يمكننا استخدام هذا القانون لحساب نسبة تأين الحمض وبالتالي حساب تركيز H₃O⁺ بدقة. المعادلة المستخدمة هي:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{X}^-]}{[\text{HX}]}$$

تركيز

الجدول (9): قيم ثابت التأين لبعض القواعد الضعيفة عند درجة حرارة 25 °C.

اسم القاعدة	صيغة القاعدة	ثابت تأين القاعدة K _b
إيثيل أمين	C ₂ H ₅ NH ₂	4.7 × 10 ⁻⁴
ميثيل أمين	CH ₃ NH ₂	4.4 × 10 ⁻⁴
أمونيا	NH ₃	1.8 × 10 ⁻⁵
هيدرازين	N ₂ H ₄	1.7 × 10 ⁻⁶
بيريدين	C ₅ H ₅ N	1.4 × 10 ⁻⁹
أنيلين	C ₆ H ₅ NH ₂	2.4 × 10 ⁻¹⁰

وباستخدام هذه المعادلة يمكننا حساب تركيز H₃O⁺ لأي حمض ضعيف اعتماداً على تركيز الحمض الكلي وقيمة K_a. بالتالي، إذا كان لديك حمض ضعيف بمعرفة تركيزه وقيمة K_a، يمكنك استخدام هذه المعادلة لحساب H₃O⁺ ومنه حساب pH.

سؤال: احسب تركيز أيونات H₃O⁺ في محلول HCN تركيزه 0.1M حيث Ka تساوي 4.9 × 10⁻¹⁰



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

تركيز

ضرب تبادلي

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{HCN}]}$$

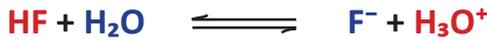
$$4.9 \times 10^{-10} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{0.1}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = 0.1 \times 4.9 \times 10^{-10}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = 4.9 \times 10^{-12}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 7 \times 10^{-6}$$

سؤال احسب تركيز أيونات H_3O^+ في محلول HF تركيزه 0.1M حيث K_a تساوي 6.4×10^{-4}



$$K_a = \frac{[H_3O^+][F^-]}{[HF]} \xrightarrow{\text{ضرب تبادلي}} K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{[HF]} \rightarrow 6.4 \times 10^{-4} = \frac{[H_3O^+]^2}{0.1}$$

$$[H_3O^+]^2 = 6.4 \times 10^{-4} \times 0.1 \rightarrow [H_3O^+]^2 = 64 \times 10^{-6} \rightarrow [H_3O^+] = 8 \times 10^{-3}$$

حساب pH لمحاليل الحموض الضعيفة

سؤال احسب قيمة pH لمحلول HCOOH تركيزه 0.4M، علمًا أن قيمة ثابت التآين له

$$\log 8 = 0.9$$

$$K_a = 1.6 \times 10^{-4}$$



$$K_a = \frac{[H_3O^+][HCOO^-]}{[HCOOH]} \rightarrow [H_3O^+]^2 = 1.6 \times 10^{-4} \times 0.4$$

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

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{[HCOOH]} \rightarrow [H_3O^+]^2 = 64 \times 10^{-6} \rightarrow [H_3O^+] = 8 \times 10^{-3}$$

$$pH = -\log(8 \times 10^{-3})$$

$$3 - \log(8) = 3 - 0.9$$

$$1.6 \times 10^{-4} = \frac{[H_3O^+]^2}{0.4} \rightarrow [H_3O^+] = 8 \times 10^{-3} \rightarrow \text{pH} = 2.1$$

جد قيمة الرقم الهيدروجيني الناتج من إذابة 6g من الحمض HF في الماء لإنتاج محلول حجمه 3L، علمًا أن الكتلة المولية ل HF هي 20g/mol، وقيمة $K_a = 6.4 \times 10^{-4}$ وقيمة $\log 8 = 0.9$

تحدي

الخطوة 4: حساب pH
لحساب pH:

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

$$pH = -\log(8 \times 10^{-3})$$

$$3 - \log(8) = 3 - 0.9$$

$$= 2.1$$

الخطوة 3: استخدام ثابت التآين
لحساب تركيز H_3O^+

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

ضرب تبادلي

$$6.4 \times 10^{-4} = \frac{[H_3O^+]^2}{0.1}$$

$$[H_3O^+]^2 = 64 \times 10^{-6}$$

$$[H_3O^+] = 8 \times 10^{-3}$$

الخطوة 1: حساب عدد مولات HF
لحساب عدد المولات من HF، نستخدم العلاقة:

$$n = m / M_r$$

$$n = 6g / 20g/mol = 0.3 \text{ mol}$$

الخطوة 2: حساب تركيز المحلول
التركيز هو عدد المولات مقسومًا على الحجم بالتر:

$$M = n / V$$

$$M = 0.3 \text{ mol} / 3 \text{ L} = 0.1M$$

1. كم غرام من HCl يلزم لتحضير محلول حجمه 100mL ورقمه الهيدروجيني pH = 2، علمًا أن الكتلة المولية لـ HCl تساوي 36g/mol.



الخطوة 1: حساب تركيز أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ نعلم أن:	الخطوة 3: حساب عدد المولات عدد المولات n يحسب باستخدام العلاقة: $n = M \times V$	الخطوة 4: حساب الكتلة $m = n \times Mr$
$pH = -\log[H_3O^+]$ $pH = 2:$ $[H_3O^+] = 10^{-2} = 0.01M$	$n = mol/L \times V = 0.01 \times 0.1L$ $= 0.001mol$	$m = 0.001mol \times 36g/mol$ $= 0.036g$ نحتاج إلى 0.036 غرام من HCl لتحضير المحلول.
الخطوة 2: تركيز HCl بما أن HCl حمض قوي، فإنه يتفكك كليًا		

2. كم غرام من CH_3COOH يلزم لتحضير محلول حجمه 100mL ورقمه الهيدروجيني pH = 2، علمًا أن الكتلة المولية لـ CH_3COOH تساوي 60g/mol و $K_a = 2 \times 10^{-5}$.



الخطوة 1: حساب تركيز أيونات H_3O^+ نعلم أن:	الخطوة 3: حساب تركيز CH_3COOH نقوم بالتعويض في المعادلة:	الخطوة 4: حساب عدد المولات $n = \text{تركيز} \times \text{الحجم}$ $n = 5mol/L \times 0.1L$ $0.5mol =$
$pH = -\log[H_3O^+]$ وبما أن $pH = 2$: $[H_3O^+] = 10^{-2} = 0.01M$	$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{[HCOOH]}$ $2 \times 10^{-5} = \frac{(0.01)^2}{[HCOOH]}$ $[HCOOH] = \frac{1 \times 10^{-4}}{2 \times 10^{-5}}$ $= 5M$	الخطوة 5: حساب الكتلة $m = n \times M_a$ $m = 0.5mol \times 60 g/mol$ $= 30g$
الخطوة 2: استخدام قانون ثابت التأيّن K_a $K_a = [H_3O^+][CH_3COO^-] / CH_3COOH$ $K_a = [H_3O^+][H_3O^+] / [CH_3COOH]$		

للمزيد من التمارين ، يرجى زيارة

موقعنا "النصيحة التعليمي" والنقر

ابدأ التمرن

على زر



سؤال احسب تركيز أيونات H_3O^+ في محلول حمض الايثانويك CH_3COOH حيث تركيزه $0.1M$ علما ان قيمة Ka تساوي 1.7×10^{-5}



$$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \quad K_a = \frac{[H_3O^+][H_3O^+]}{[CH_3COOH]} \quad 1.7 \times 10^{-5} = \frac{[H_3O^+]^2}{0.1}$$

$$[H_3O^+]^2 = 1.7 \times 10^{-5} \times 0.1 \longrightarrow [H_3O^+]^2 = 1.7 \times 10^{-6} \longrightarrow [H_3O^+] = 1.3 \times 10^{-3}$$

التركيز اللحظي مقابل تركيز الاتزان:

عند تحضير حمض ضعيف مثل حمض الإيثانويك (CH_3COOH)، التركيز الذي يُعطى في السؤال هو تركيز التحضير أو التركيز الابتدائي. هذا التركيز يمثل كمية المادة قبل أن يحدث أي تأين. أثناء التفاعل، الحمض يتأين بشكل جزئي، وعندما يصل إلى حالة الاتزان، يثبت تركيز الجزيئات المتأينة وغير المتأينة. هذا يعرف بتركيز الاتزان.

تقريب القيم:

في حالة الحمض الضعيف مثل الإيثانويك، فقط جزء صغير جداً من الجزيئات يتأين. مثلاً، من بين 100 جزيء، قد يتأين جزيء واحد فقط. لذلك يمكن تقريب تركيز الاتزان بأنه قريب جداً من التركيز الابتدائي لأن التغير يكون ضئيلاً.

العلاقة بين تركيز الابتدائي وتركيز الاتزان:

التركيز الابتدائي يُستخدم في بعض الأحيان للتسهيل عندما يكون التغير الناتج عن التأين ضئيلاً جداً، وهذا ما تم في الحل في المثال. تركيز الاتزان يجب أن يُستخدم إذا كان التأين كبيراً أو إذا كان الحل يتطلب دقة عالية، حيث يتم تعويضه في قانون الاتزان.

المثال المستخدم:

في المثال السابق، تم التركيز على حمض الإيثانويك، وتم شرح أن تركيز الابتدائي في بداية التفاعل (التحضير) يختلف عن التركيز بعد الوصول إلى حالة الاتزان بسبب التأين الجزئي. باستخدام قانون الاتزان (K_a)، يمكن حساب تركيز المواد عند الاتزان.

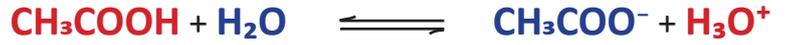
$$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

$$K_a = \frac{x \cdot x}{[CH_3COOH]}$$

$$1.7 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0.1}$$

$$x^2 = 1.7 \times 10^{-5} \times 0.1$$

$$x = 1.3 \times 10^{-3}$$



البداية	0.1	0	0
التغير	-x	+x	+x
الاتزان	0.1-x	+x	+x

في المرحلة الابتدائية:

تركيز حمض الإيثانويك (CH_3COOH) هو 0.1 مول/لتر. تركيز كل من الإيثانوات (CH_3COO^-) والهيدرونيوم (H_3O^+) هو صفر، حيث لم يحدث أي تأين بعد.

في مرحلة التغير:

يتم فقدان كمية مقدارها -x من تركيز حمض الإيثانويك بسبب التأين. في المقابل، يتم تكوين كمية مقدارها +x من الإيثانوات والهيدرونيوم.

في الاتزان:

تركيز حمض الإيثانويك يصبح 0.1-x تركيز كل من الإيثانوات والهيدرونيوم يصبح +x

تركيز التحضير مقابل تركيز الاتزان:

التركيز الذي يتم إعطاؤه في المسائل هو تركيز التحضير، سواء كان الحمض قويًا أو ضعيفًا. هذا التركيز يمثل المادة قبل حدوث التأين أو التفاعل.

بعد التحضير، يحدث تأين للحمض (أو القاعدة)، ويصل التفاعل إلى حالة الاتزان حيث يكون هناك جزء صغير جدًا من المادة قد تأين.

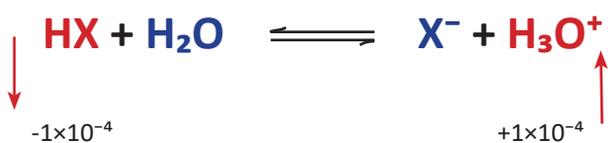
تقريب القيم الصغيرة:

عند حساب التفاعلات، إذا كان تركيز الحمض أو القاعدة كبيرًا وتم التأين بنسبة صغيرة جدًا، فيمكن تقريب قيمة التركيز بعد التأين لتكون قريبة جدًا من تركيز التحضير.

يتم تجاهل الفرق البسيط (المقدار "x" الذي فقد أثناء التأين) لأنه صغير جدًا بالنسبة للتركيز الأساسي، مثل حالة الشخص الغني الذي يتبرع بمبلغ صغير جدًا لا يؤثر على ثروته الكبيرة، بينما يكون له تأثير كبير على الشخص الذي يحصل عليه.



إذا أضفنا حمض ضعيف إلى الماء، فتنقص تركيزه عند الاتزان بمقدار 1×10^{-4} من قيمته الابتدائية، جد الرقم الهيدروجيني (pH) لهذا المحلول.



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-4}$$

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

$$= -\log(1 \times 10^{-4})$$



أحسب كتلة حمض الميثانويك HCOOH اللازمة لتحضير محلول حجمه 1L و قيمة $\text{pH} = 2.7$.

علمًا أن: $\text{Mr} = 46 \text{ g/mol}$, $K_a = 1.7 \times 10^{-4}$, $\log 2 = 0.3$

معادلة تأين الحمض:



نستخدم pH لحساب تركيز H_3O^+ كما يلي:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2.7} = 10^{-0.3 + 3} = 10^{0.3} \times 10^{-3} = 2 \times 10^{-3} \text{ M} = [\text{HCOO}^-]$$

حساب تركيز الحمض باستخدام ثابت التأيين كما يلي:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]}$$

$$[\text{HCOOH}] = \frac{(2 \times 10^{-3})^2}{1.7 \times 10^{-4}} \approx \frac{4 \times 10^{-6}}{1.7 \times 10^{-4}} \approx 2.35 \times 10^{-2} \text{ M}$$

لحساب كتلة الحمض المذاب في المحلول، نستخدم القانون التالي:

$$M = n / V$$

$$2.35 \times 10^{-2} = \frac{n}{1}$$

$$n = 2.35 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

استخدم عدد المولات لحساب كتلة الحمض كما يلي:

$$m = n \times \text{Mr}$$

$$= 2.35 \times 10^{-2} \text{ mol} \times 46 \text{ g/mol} = 1.08 \text{ g}$$

للمزيد من التمارين ، يرجى زيارة

موقعنا "النصيحة التعليمي" والنقر

ابدأ التمرن

على زر

حساب ثابت التآين

احسب ثابت التآين لمحلول الحمض HA تركيزه 0.6M وتركيز H_3O^+ فيه 3×10^{-2} M

اختصار لكلمة a : acid

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

قانون ثابت التآين الحمضي

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

حساب تركيز الحمض باستخدام ثابت التآين كما يلي:

$$K_a = \frac{9 \times 10^{-4}}{0.6}$$

$$K_a = \frac{3 \times 10^{-2} \times 3 \times 10^{-2}}{0.6} = 1.5 \times 10^{-4}$$

ايجاد قيمة ثابت التآين :



بناءً على ما سبق، يمكن استنتاج أن قانون ثابت التآين (K_a) يمكن استخدامه لحساب قيمة ثابت التآين للحمض بناءً على تراكيز أيونات الهيدرونيوم والحمض المتآين. ثابت التآين للحمض هو قيمة ثابتة لا تتغير طالما أن الظروف المحيطة، مثل درجة الحرارة، ثابتة، بغض النظر عن تركيز الحمض في المحلول.

محلول حمض ضعيف تركيزه 0.5M ورقمه الهيدروجيني 4 إذا قمنا بتحضير محلول آخر من نفس الحمض بحيث يكون تركيزه 2M، فما قيمة رقمه الهيدروجيني؟

تحدي

3.3 (د)

3.7 (ج)

2 (ب)

8 (أ)



$$1. [H_3O^+] = 10^{-4} = 1 \times 10^{-4} \text{ M}$$

حساب تركيز أيونات الهيدروجين $[H_3O^+]$ للمحلول الأول:

$$2. K_a = \frac{([H_3O^+])^2}{[HA]} = \frac{(1 \times 10^{-4})^2}{0.5} = 2 \times 10^{-8}$$

حساب ثابت تفكك الحمض K_a

$$3. K_a = \frac{([H_3O^+])^2}{[HA]} = \frac{([H_3O^+])^2}{2} = (2 \times 10^{-8})$$

إعداد المعادلة لحساب K_a للمحلول الجديد:

$$4. [H_3O^+]^2 = 4 \times 10^{-8}$$

حساب تركيز أيونات الهيدروجين $[H_3O^+]$:

$$5. [H_3O^+] = 2 \times 10^{-4} \text{ M}$$

حساب الرقم الهيدروجيني (pH) للمحلول الثاني:

$$6. \text{pH} = -\log(2 \times 10^{-4}) \approx 3.7$$

الجدول يبين 4 محاليل لبعض الحموض الضعيفة متساوية التركيز 0.1 M بالاعتماد على المعلومات الواردة في الجدول أجب عن الأسئلة التالية:

H ₂ D	HC	HB	HA	الحمض
K _a = 1x10 ⁻¹¹	[C ⁻] = 4x10 ⁻⁵	pH = 4	K _a = 1x10 ⁻⁴	المعلومات

1. الحمض الأقوى هو:

HA (أ) HB (ب) H₂D (ج) HC (د)

2. القاعدة المرافقة الأقوى:

A⁻ (أ) B⁻ (ب) HD⁻ (ج) C⁻ (د)

3. رتب المحاليل الضعيفة حسب pH.

4. ما اتجاه التفاعل إذا تواجدت الأنواع في التفاعل



تجهيز السؤال

$$K_a = \frac{[C^-][H_3O^+]}{[HA]} = \frac{[C^-]^2}{[HC]} = K_a = \frac{(4 \times 10^{-5})^2}{0.1} \quad \boxed{K_a \text{ HC} = 1.6 \times 10^{-8}}$$

$$[H_3O^+]_{HB} = 10^{-pH} = 1 \times 10^{-4}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][B^-]}{[HB]} = \frac{[H_3O^+]^2}{[HB]} = K_a = \frac{(1 \times 10^{-4})^2}{0.1} \quad \boxed{K_a \text{ HB} = 1 \times 10^{-7}}$$

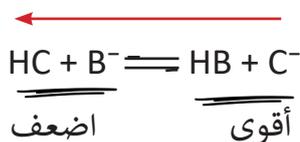
الجدول الجديد بعد التجهيز	
الحمض	K _a
HA	K _a = 1x10 ⁻⁴
HB	ka = 1x10 ⁻⁷
HC	ka=1.6x10 ⁻⁸
H ₂ D	K _a = 1x10 ⁻¹¹

1_ الحمض الأقوى هو: الحمض الأقوى هو الذي يمتلك أكبر K_a : HA

2_ القاعدة المرافقة الأقوى: القاعدة المرافقة الأقوى هي القاعدة التي تتشكل من الحمض الأضعف. HD⁻

3_ ترتيب المحاليل بزيادة pH: كلما كان الحمض أقوى (أكبر K_a)، كانت pH المحلول أقل. HA < HB < HC < H₂D

4_ اتجاه التفاعل سيكون نحو اليسار لأن HC هو الحمض الأضعف مقارنة ب HB.



سؤال ٢٢: محلولان متساوية في التركيز (2M)

$$[H_3O^+]_{HB} = 10^{-pH} = 1 \times 10^{-2}$$

$$\frac{[H_3O^+][B^-]}{[HB]} = K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{[HB]}$$

$$K_a = \frac{(1 \times 10^{-2})^2}{2}$$

$$K_a_{HB} = 5 \times 10^{-5}$$

HA : له ثابت تأين 3×10^{-5}
HB : له رقم هيدروجيني 2

ما القاعدة المرافقة التي لها أعلى قيمة pH ؟

$$K_a_{HB} > K_a_{HA}$$

$$HB > HA$$

$$B^- < A^-$$

بما أن A^- أقوى كقاعدة
فقيمة pH لها أعلى من قيمة pH لـ B^-

احذر التالي :

بناء على قيمة pH : $HB < HA$

إذا $pH : B^- > A^-$

" خطأ كبير "



الربط مع الصناعة وبطاقات الذاكرة

الربط مع الصناعة

العنصر الحمض الضعيف الذي تنتجه شركة الفوسفات الأردنية
بكميات كبيرة هو



تُعدُّ شركة مناجم الفوسفات الأردنية رائدةً في إنتاج حمض
الفوسفوريك H_3PO_4 وحمض الكبريتيك H_2SO_4 بتقنية عالية
في منطقة الشبيبة في جنوبي الأردن، حيث تبلغ كمية الإنتاج من
حمض الفوسفوريك نحو 224 ألف طن سنوياً، وقُرابة 660 ألف
طن متري من حمض الكبريتيك تُخزَّن في منشأة خاصة بمدينة
العقبة؛ وبهذا تُعدُّ الشركة لبنة أساسية في بناء الاقتصاد الوطني لِمَا
لها من إسهامات كبيرة في تطوير صناعة التعدين في الأردن.

النصيحة التعليمي

للوصول إلى بطاقات الذاكرة والمزيد من التمارين وحلول

الامتحانات، تفضل بزيارتنا على موقعنا

موقع النصيحة التعليمي



الحمض : الحمض هو المادة نفسها التي تميل إلى التبرع بروتون (H^+) عندما تكون في محلول مائي. هذا يعتمد على قوة الحمض، وهي مرتبطة بمدى قابليته للتأين وإطلاق البروتونات.

المحلول الحمضي: هو خليط الحمض مع الماء، حيث يتأين الحمض لإنتاج أيونات الهيدرونيوم (H_3O^+) في المحلول.

الفروقات:

الحمض يتميز بصفاته الجوهرية، مثل قوته وقدرته على التبرع بالبروتون. المحلول الحمضي يعتمد على تركيز أيونات H_3O^+ الناتجة عن الحمض في الماء، ويُقاس بالـ pH.



قوة المحلول الحمضي

[H₃O⁺], [OH⁻], pH, pOH

التوصيل الكهربائي
التفاعل مع المغنيسيوم



قوة الحمض

Ka

قابلية التأين
القدرة على استقبال بروتون
قوة القاعدة المرافقة

المقارنة بين حمضين بنفس التركيز:

عندما يكون لدينا حمضين بنفس التركيز (أي بنفس عدد المولات في نفس الحجم)، فإن قوة المحلول الحمضي تعتمد على **قوة الحمض الأصلي**.

إذا كان الحمض A أقوى من الحمض B، فإن المحلول الحمضي للحمض **A سيكون أكثر حمضية**، لأن تركيز H_3O^+ سيكون أعلى.

الخلاصة:

_ الحمض (مثل HCl أو CH_3COOH) يتميز بقوة مرتبطة بمدى قابليته لإطلاق البروتونات.

_ المحلول الحمضي هو خليط الحمض مع الماء، وصفته الأساسية هي الـ pH، والتي تعتمد على تركيز أيونات H_3O^+ .

إذا كانت الحمضيات بنفس التركيز، فإن الحمض الأقوى ينتج محلولاً حمضياً أكثر قوة، أي أن تركيز H_3O^+ في المحلول سيكون أعلى، مما يؤدي إلى pH أقل.

لدينا محلولان متساويان في التركيز من الحمض HA والحمض HB ، إذا علمت أن HA أعلى قدرة على منح بروتون من HB فأأي المحلولين أقل pH ؟

بما أن الحمض HA لديه قدرة أعلى على منح بروتون مقارنةً بالحمض HB ، **من حيث قوة الحمض HA > HB** ، فإن هذا يعني أن HA هو حمض أقوى من HB.

في المحاليل الحمضية، الحمض الأقوى يؤدي إلى تركيز أعلى لأيونات الهيدرونيوم $[H_3O^+]$ في المحلول، وهذا يؤدي إلى قيمة pH أقل. **من حيث تركيز لأيونات الهيدرونيوم HA > HB**

لذا، المحلول الذي يحتوي على الحمض HA سيكون له pH أقل مقارنةً بالمحلول الذي يحتوي على الحمض HB، لأن تركيز $[H_3O^+]$ في محلول HA سيكون أعلى. **من حيث قيمة الرقم الهيدروجيني HA < HB**

لدينا الجدول المجاور يمثل معلومات عن مجموعة من المحاليل الحامضية متساوية التركيز

pH	HA > HB
pOH	HB > HC
$[OH^-]$	HA > HC
Ka	HD > HB

- (1) الحمض الأقوى
- (2) القاعدة المرافقة الأضعف
- (3) المحلول الأعلى pH

وقت الدومينو : (

جدول الحل		
pH	HA > HB	HB HA
pOH	HB > HC	HB HC
$[OH^-]$	HA > HC	HC HA
Ka	HD > HB	HD HB

HD
HB

HB
HC
HA

HD
HB
HC
HA

قوة الحمض ↑

(1) الحمض الأقوى : الحمض الأقوى في الجدول هو HD

(2) القاعدة المرافقة الأضعف : القاعدة المرافقة الأضعف تكون للحمض الأقوى D^-

(3) المحلول الأعلى pH : الحمض الأضعف له أعلى رقم هيدروجيني : HA

يبين الجدول المجاور عدداً من محاليل الحموض الضعيفة، بتركيز متساوية 0.01 M . ادرس الجدول المجاور

ثم أجب عن الأسئلة التالية:

(1) ما القاعدة المرافقة الأقوى

(2) أي المحاليل أعلى pH

(3) ما اتجاه الموازنة



HOCN	$K_a = 1 \times 10^{-4}$
HCN	pH = 6
HF	$[\text{OH}^-] = 4 \times 10^{-11}$
HBrO	$[\text{OH}^-] = 2 \times 10^{-8}$

	جدول الحل	$[\text{OH}^-]$
HOCN	$K_a = 1 \times 10^{-4}$	1×10^{-11}
HCN	pH = 6	1×10^{-8}
HF	$[\text{OH}^-] = 4 \times 10^{-11}$	4×10^{-11}
HBrO	$[\text{OH}^-] = 2 \times 10^{-8}$	2×10^{-8}



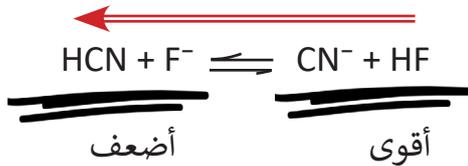
$$K_a_{\text{HOCN}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{HOCN}]} \rightarrow 1 \times 10^{-4} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{0.01} = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-3} \rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-3}} = 1 \times 10^{-11}$$

$$\text{pH}_{\text{HCN}} = 9, [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-6} \rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-6}} = 1 \times 10^{-8}$$

(1) ما القاعدة المرافقة الأقوى : القاعدة المرافقة الأقوى تكون للحمض الأضعف BrO^-

(2) أي المحاليل أعلى pH : الحمض الذي لديه أعلى pH هو الأضعف HBrO

(3) ما اتجاه الموازنة : يكون اتجاه الازاحة نحو الأضعف : نحو اليسار / المتفاعلات



للمزيد من التمارين ، يرجى زيارة

موقعنا "النصيحة التعليمي" والنقر

ابدأ التمرن

على زر

يبين الجدول المجاور عدداً من محاليل الحموض الضعيفة، بتركيز متساوية M 0.01 . ادرس الجدول المجاور ثم أجب عن الأسئلة التالية:

HOCN	$K_a = 1 \times 10^{-4}$
HCN	$K_a = 6 \times 10^{-10}$
HF	$[OH^-] = 4 \times 10^{-11}$
HBrO	$[OH^-] = 2 \times 10^{-8}$

(1) أيهما أقوى كقاعدة OCN^- أم CN^- ؟

(2) أيهما أعلى pH : الحمض HF أم HBrO ؟

(3) أيهما أقل تركيزاً في التفاعل CN^- أم F^- ؟



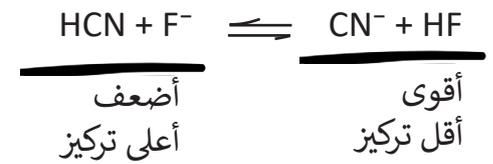
$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{[HCN]} \quad 6 \times 10^{-10} = \frac{[H_3O^+]^2}{0.01} \quad [H_3O^+]^2 = 6 \times 10^{-12} \quad \Rightarrow [H_3O^+] = 2.4 \times 10^{-6}$$

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{2.4 \times 10^{-6}} = 4.1 \times 10^{-9}$$

$$= 4.1 \times 10^{-9}$$

$$[OH^-]_{HCN} > [OH^-]_{HF}$$

كحمض HCN < HF



(1) أيهما أقوى كقاعدة OCN^- أم CN^- ؟ القاعدة المرافقة الاقوى تكون للحمض الاضعف و يظهر ان HCN اضعف من HOCN من

خلال قيم K_a المعطاة $K_a HOCN > K_a HCN$

(2) أيهما أعلى pH : الحمض HF أم HBrO ؟ الحمض الاعلى pH يكون له اقل $[H_3O^+]$, و اعلى $[OH^-]$ اذا HBrO

(3) أيهما أقل تركيزاً في التفاعل CN^- أم F^- ؟ الطرف الاقوى في التفاعل يكون الاقل تركيز اذا CN^-



1. المحاليل الحمضية متساوية التركيز:

هذه المحاليل تحتوي على نفس عدد مولات الحمض في حجم معين (مثل 1mol/L)، لكن يمكن أن تكون من أحماض مختلفة، مثل حمض الهيدروكلوريك HCl وحمض الكبريتيك H₂SO₄.

التأثير على pH: حتى لو كانت المحاليل متساوية التركيز، فإن قوة الحمض تختلف. حمض الهيدروكلوريك حمض قوي يتفكك بالكامل في الماء، مما يعني أن كل جزيء حمض يطلق أيون هيدروجين H₃O⁺.

النتيجة: حتى مع تركيز متساوٍ، يختلف الرقم الهيدروجيني (pH) لأن كمية H₃O⁺ الناتجة تختلف.

2. المحاليل الحمضية مختلفة التركيز:

في هذه الحالة، تختلف عدد مولات الحمض في المحاليل (على سبيل المثال: محلول 0.1mol/L من حمض الهيدروكلوريك مقابل محلول 2mol/L من نفس الحمض).

التأثير على pH: كلما زاد تركيز الحمض، زادت كمية أيونات الهيدروجين H₃O⁺ الموجودة في المحلول، مما يؤدي إلى انخفاض الرقم الهيدروجيني (زيادة الحموضة). وبالتالي، المحاليل التي تحتوي على حمض بتركيز أعلى تكون أكثر حمضية.

يحتوي الجدول المجاور على معلومات عن بعض الحموض الضعيفة ومحاليلها

الحمض	التركيز	Ka
HNO ₂	2M	4.5 x 10 ⁻⁴
HF	0.5M	8 x 10 ⁻⁴

بالاعتماد عليه جد محلول الحمض الأدنى في تركيز أيونات الهيدرونيوم ؟

بما أن تراكيز المحلولين مختلفة، يجب المقارنة بينهما باستخدام قيم مثل تركيز [H₃O⁺] أو pH للحصول على نتائج دقيقة حول قوة الحموضة.

$$K_a \text{ HNO}_2 = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{HNO}_2]} = [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{2 \times 10^{-4} \times 4.5} = 3 \times 10^{-2}$$

$$K_a \text{ HF} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{HF}]} = [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{8 \times 10^{-4} \times 0.5} = 2 \times 10^{-2}$$

جدول الحل			
الحمض	التركيز	Ka	[H ₃ O ⁺]
HNO ₂	2M	4.5 x 10 ⁻⁴	= 3 x 10 ⁻²
HF	0.5M	8 x 10 ⁻⁴	= 2 x 10 ⁻²

وبالتالي، الحمض الذي يحتوي على تركيز أقل لأيونات الهيدرونيوم [H₃O⁺] هو HF.

يحتوي الجدول المجاور على معلومات عن بعض الحموض الضعيفة ومحاليلها

الحمض	التركيز	Ka
HA	0.25M	1.6×10^{-5}
HB	8M	2×10^{-6}

(1) المحلول الذي يحتوي على أعلى $[H_3O^+]$

(2) المحلول الأعلى pOH

(3) القاعدة المرافقة الأقوى؟

بما أن تراكيز المحلولين مختلفة، يجب المقارنة بينهما باستخدام قيم مثل تركيز $[H_3O^+]$ أو pH للحصول على نتائج دقيقة حول قوة الحموضة.

$$K_{a \text{ HA}} = \frac{[H_3O^+]^2}{[HA]} : [H_3O^+] = \sqrt{1.6 \times 10^{-5} \times 0.25} = 2 \times 10^{-3}$$

$$K_{a \text{ HB}} = \frac{[H_3O^+]^2}{[HB]} : [H_3O^+] = \sqrt{2 \times 10^{-6} \times 8} = 4 \times 10^{-3}$$

جدول الحل			
الحمض	التركيز	Ka	$[H_3O^+]$
HA	0.25M	1.6×10^{-5}	$= 2 \times 10^{-3}$
HB	8M	2×10^{-6}	$= 4 \times 10^{-3}$

(1) المحلول الذي يحتوي على أعلى تركيز لأيونات الهيدرونيوم $[H_3O^+]$

هو HB، كما هو واضح من الجدول.

(2) المحلول الذي لديه أعلى قيمة pOH: كلما زاد تركيز $[H_3O^+]$ زادت قوة

الحمض، مما يؤدي إلى انخفاض قيمة pH وارتفاع قيمة pOH. لذا، المحلول صاحب أعلى قيمة pOH هو HB، الذي يحتوي على أعلى تركيز لأيونات

$[H_3O^+]$.

(3) القاعدة المرافقة الأقوى: هي صفة مرتبطة بالحمض الأضعف،

وليس المحلول الحمضي، يتضح من الجدول أن الحمض الأضعف هو

الذي يملك أقل قيمة Ka، وهو HB. وبالتالي، القاعدة المرافقة الأقوى

هي B^- .

في حال كانت التراكيز غير متساوية

احذر التالي: القاعدة المرافقة من خصائص الحمض نفسه و ليس المحلول الحمضي:

$HB > HA$: بناء على قيمة $[H_3O^+]$

$B^- < A^-$: اذا القاعدة المرافقة

" خطأ كبير "

تذكير مهم:



قوة المحلول الحمضي

$[H_3O^+]$, $[OH^-]$, pH, pOH

التوصيل الكهربائي
التفاعل مع المغنيسيوم



قوة الحمض

Ka

قابلية التأين

القدرة على استقبال بروتون

قوة القاعدة المرافقة

يبين الجدول مجموعة من المحاليل الحمضية

الحمض	التركيز	Ka
HA	0.1M	4×10^{-5}
HB	1M	9×10^{-6}
HC	0.8M	2×10^{-5}

$$K_{a \text{ HA}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{HA}]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HA}} = 0.1 \times 4 \times 10^{-5} = 2 \times 10^{-3}$$

$$K_{a \text{ HB}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{HB}]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HB}} = 1 \times 9 \times 10^{-6} = 3 \times 10^{-3}$$

$$K_{a \text{ HC}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{HC}]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HC}} = 0.8 \times 2 \times 10^{-5} = 4 \times 10^{-3}$$

- (١) الترتيب الصحيح لقوة الحموض هو ---
- (٢) الترتيب الصحيح حسب pH هو ---
- (٣) القاعدة المرافقة الأقوى هي ---
- (٤) اتجاه التفاعل المتوازن: $\text{HB} + \text{C}^- \rightleftharpoons \text{HC} + \text{B}^-$
- (٥) الأعلى في تركيز $[\text{OH}^-]$ هو ---

(١) الترتيب الصحيح لقوة الحموض هو ---
قوة الحمض تعتمد على ثابت التفكك الحمضي (Ka). كلما كانت قيمة Ka أكبر، كان الحمض أقوى. لذلك، بناءً على Ka:
 $\text{HA} > \text{HC} > \text{HB}$

(٢) الترتيب الصحيح حسب pH هو ---
pH هي من صفات المحلول الحمضي و بالتالي نحن بحاجة اما لقيم pH او احد صفات المحلول الحمضي مثل $[\text{H}_3\text{O}^+]$
بناءً على جدول الحل: $\text{HA} > \text{HB} > \text{HC}$

(٣) القاعدة المرافقة الأقوى هي ---
من خصائص / صفات الحمض نفسه و بالتالي فهي تعتمد على قوى الحمض، الحمض الاضعف له اقوى قاعدة مرافقة و بالتالي الحمض HA صاحب اقل Ka يملك اقوى قاعدة مرافقة A^-

(٤) اتجاه التفاعل المتوازن: $\text{HB} + \text{C}^- \rightleftharpoons \text{HC} + \text{B}^-$
يكون اتجاه التفاعل نحو الحمض الاضعف نحو HB / اليسار

(٥) الأعلى في تركيز $[\text{OH}^-]$ هو --- تركيز $[\text{OH}^-]$ مرتبط عكسيًا مع تركيز $[\text{H}_3\text{O}^+]$. الحمض الذي لديه أقل تركيز $[\text{H}_3\text{O}^+]$ سيحتوي على أعلى تركيز $[\text{OH}^-]$. بناءً على الحل، الحمض الذي لديه أعلى تركيز $[\text{OH}^-]$ هو: HA

جدول الحل

الحمض	التركيز	Ka	$[\text{H}_3\text{O}^+]$
HA	0.1M	4×10^{-5}	2×10^{-3}
HB	1M	9×10^{-6}	3×10^{-3}
HC	0.8M	2×10^{-5}	4×10^{-3}



قوة الحمض وقوة المحلول الحمضي:

البداية حتى نفهم الموضوع لازم نؤخذ سؤال وحاول تأمل فيه مليح

النص الموجود في الصورة هو:

**سؤال للتأمل:

لدينا محلولان حمضيين من الحمضين HA و HB كما في الجدول:

الحمض	Ka	[*H ₃ O]
HA	$10^{-4} \times 1$	0.01
HB	$10^{-4} \times 2$	0.004

الأسئلة:

1. أي الحمضين أقوى؟

2. أي المحلولين الحمضيين أقوى؟

3. احسب تركيز كل محلول وفسر سبب اختلاف الجوابين 1 و 2 .

البداية وبعد التأمل رح تلاحظ اختلاف بالاجابة سواءا رتبت بال KA او بالاعتماد على ال H₃O⁺ تمام تأمل معي

يفاس **قوة الحمض** باستخدام ثابت التأيين الحمضي (**Ka**) ، وهو مقياس لنشاط الحمض وقدرته على التأيين. كلما زادت قيمة **Ka** ، زادت قوة الحمض.

⇐ في السؤال ، يطلب تحديد أي الحمضين أقوى بناءً على قيمة **Ka**. الحمض الذي لديه **Ka** أعلى يكون هو الأقوى. في هذا المثال، الحمض **HB** هو الأقوى لأن قيمة **Ka** الخاصة به أعلى من **HA**

⇐ يعتمد قياس **قوة المحلول الحمضي** على تركيز أيونات الهيدرونيوم **H₃O⁺** في المحلول.

⇐ كلما زاد تركيز هذه الأيونات، زادت قوة المحلول.

⇐ قد يكون لديك حمض قوي ولكنه موجود بتركيز منخفض، مما يؤدي إلى أن يكون المحلول ضعيفًا، والعكس صحيح.

⇐ مثال توضيحي: إذا وضعت قطرة من حمض قوي مثل **HCl** في كمية كبيرة من الماء، فإن المحلول الناتج سيكون ضعيفًا، على الرغم من أن الحمض نفسه قوي. قوة المحلول تعتمد على كمية **H₃O⁺** المتاحة في المحلول وليس فقط على طبيعة الحمض.

الفرق بين قوة الحمض وقوة المحلول الحمضي

⇐ قوة الحمض

- ~ تعريف: تعبر عن قدرة الحمض على التفكك إلى أيونات H⁺ وبروتونات في الماء.
- ~ القياس: يتم قياس قوة الحمض باستخدام ثابت التأيين الحمضي (Ka)
- ~ العلاقة: كلما زادت قيمة Ka، زادت قوة الحمض.

⇐ قوة المحلول الحمضي:

- تعريف: تعتمد على تركيز أيونات الهيدرونيوم (H₃O⁺) في المحلول.
- العلاقة: كلما زاد تركيز H₃O⁺ في المحلول، زادت قوة المحلول الحمضي.
- التركيز: حتى إذا كان الحمض قويًا، يمكن أن يكون المحلول ضعيفًا إذا كان تركيز الحمض منخفضًا.
- مثال: يمكن أن يكون لديك حمض قوي مثل **HCl** بتركيز منخفض جدًا في كمية كبيرة من الماء، ما ينتج محلولًا ضعيف الحموضة.

• قوة المحلول الحمضي تعتمد على تركيز أيونات H_3O^+ في المحلول، وليس فقط على طبيعة الحمض.

• قوة الحمض ترتبط بقدرة الحمض على فقدان البروتونات ويتم قياسها بـ K_a .



قوة المحلول الحمضي

$[H_3O^+]$
[OH-], pH, pOH

التوصيل الكهربائي
التفاعل مع المغنيسيوم



قوة الحمض

K_a
قابلية التأين
القدرة على منح بروتون
قوة القاعدة المرافقة

الحل :

(1) HB أقوى حمض

(2) HA أقوى محلول

(3) $[HA]=1$

$[HB]=0.08$

إذا كان تركيز HA هو 0.1 وتركيز أيونه 2×10^{-2} وكان تركيز HB هو 0.2 وتركيز أيونه 1×10^{-2}

أي الحمضين أقوى؟

الإجابة:

احسب ال K_a و قارن بينهم

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

حساب K_a لحمض HA:

$$K_{a_{HA}} = \frac{(2 \times 10^{-2})^2}{0.1} = \frac{4 \times 10^{-4}}{0.1} = 4 \times 10^{-3}$$

حساب K_a لحمض HB:

$$K_{a_{HB}} = \frac{(1 \times 10^{-2})^2}{0.2} = \frac{1 \times 10^{-4}}{0.2} = 5 \times 10^{-4}$$

• K_a لحمض HA أكبر من K_a لحمض HB.

• HA هو الحمض الأقوى.

استعملنا محلولين مختلفين في التركيز من الحمض HA و HB ، فكان HA أكثر قدرة على التوصيل الكهربائي فأبي صحيح:

- أ. K_a للحمض HA أكبر من HB
 ب. عند وضع شريط مغنيسيوم ممتثل في كل منها يكون خروج الغاز من HB أسرع من HA
 ج. تركيز H_3O^+ في HA أعلى من HB
 د. HA أكثر قدرة على منح بروتونات من HB

الإجابة ج

إعادة تأكيد عند مقارنة مجموعة من الحموض

ديافنياً

قوة الحمض
 K_a
 قابلية التأين
 القدرة على منح بروتون
 قوة القاعدة المرافقة

قوة المحلول الحمضي
 $[H_3O^+]$
 [OH-], pH, pOH
 التوصيل الكهربائي
 التفاعل مع المغنيسيوم

(ال K_a مختلفة)
 في حال اختلاف التركيز لمحاليل مختلفة
 ما بقدر احكي انه الاعلى ka هو الاعلى تركيز
 لأيون الهيدرونيوم

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

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

$$[H_3O^+]^2 = K_a \times [\text{الحمض}]$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{K_a \times [\text{الحمض}]}$$

العلاقة طردية بس في متغيرين

تركيز الحموض غير متساوي ما بقدر احدد

تركيز الحموض متساوي العلاقة بين أيون الهيدرونيوم وثابت التأين طردية

1. محلولين مختلفين في التركيز للحمضين HA و HB قيمة الرقم الهيدروجيني pH لـ (HB) أقل من (HA) ❖ فأبي مما يلي صحيح:

- a. H_3O^+ تركيز : HB < HA
 b. OH^- تركيز : HB < HA
 c. pOH : HB < HA
 d. K_a : HB < HA

رح أهمل الخيار د السبب؟
 مختلفات التركيز
 الإجابة الصحيحة ب

2. محلولين متساويين في التركيز للحمضين HA و HB
قيمة الرقم الهيدروجيني pH لـ (HB) أقل من (HA)
❖ فأبي مما يلي صحيح:

متساويات التركيز
الإجابة الصحيحة d

- a. H_3O^+ تركيز : $HB < HA$
b. OH^- تركيز : $HB > HA$
c. pOH : $HB < HA$
d. K_a : $HB > HA$

خلونا نؤخذ كمان سؤالين ونؤخذ فكرة عن القاعدة المرافقة:

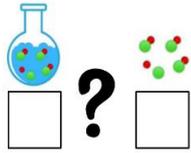
3. إذا كان لدينا محلولان مختلفان في التركيز من حمضين ضعيفين فإن المحلول الأعلى في قيمة الـ $[OH^-]$ يكون:

مختلفات في التركيز
الأعلى في $[OH^-]$ الأقل في $[H_3O^+]$
الأعلى في pH الأقل في pOH
الإجابة د

- أ. الأقل في قيمة PH.
ب. الأعلى في قيمة $[H_3O^+]$.
ج. الأقل في قيمة K_a .
د. الأقل في قيمة pOH .

سؤال 4 و 5 بدك تركيز

4. إذا علمت أن القاعدة المرافقة للحمض HA أقوى من القاعدة المرافقة للحمض HB, وقمنا بتحضير محلولين مختلفين في التركيز كل منهما فأبي مما يلي صحيح:



فكر
إذا حكينا تفاعل حمض ضعيف مع قاعدة مرافقة لحمض ضعيف اتجاه الأوزان رح تكون من خصائص المحلولين أم الحمضين؟

- أ. الرقم الهيدروجيني لـ HA أعلى من HB.
ب. الرقم الهيدروجيني لـ HA أعلى من HB.
ج. الحمض HA أعلى قابلية للتأين من HB.
د. التفاعل $HA + B^- \leftrightarrow HB + A^-$ مزاح لليسار.

الإجابة د

بتكون من خصائص الحمضين يعني
تعتمد على ثابت التأين K_a

5. محلول من الحمض HA تركيزه 10 M, وتركيز A^- هو 2×10^{-3} ومحلول من الحمض HB تركيزه 1 M, وتركيز B^- فيه هو 10^{-3}

العبرة الصحيحة في التفاعل التالي $HA + B^- \rightleftharpoons HB + A^-$

- أ. $[A^-] > [B^-]$
ب. $[A^-] < [B^-]$
ج. $[A^-] = [B^-]$
د. $[A^-] + [B^-] = 14$

مختلفات في التركيز
السؤال طلب في التفاعل الحمضين
احسب الـ K_a ثم قارن بالعادلة
 K_a الـ HA = 10^{-7}
 K_a الـ HB = 10^{-6}
الإجابة ب

ملاحظة عن تركيز القاعدة المرافقة



قوة المحلول الحمضي



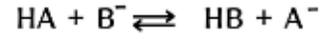
$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{[\text{الحمض}]}$$

تركيز القاعدة المرافقة يساوي

✓ تركيز الـ H_3O^+



قوة الحمض



اتجاه الاتزان نحو الاضعف

الجهة الاضعف تركيزها أعلى

✓ ثابت التأيين

تأثير قطرة
النسخة الثانية

نوخذ فاصل, وحاول حل الثلاثة تحديات لنفهم الفكرة.

التحدي الأول: محلول مكون من مادة مذابة في الماء. إذا علمت أن تركيز هذا المحلول 1% ورقم الهيدروجين 2، فإن هذه المادة هي:

- أ. حمض ضعيف
- ب. حمض قوي
- ج. قاعدة ضعيفة
- د. قاعدة قوية

التحدي الثاني: كم جرام من الحمض HNO_2 يجب إذابته في 1 لتر من الماء للحصول على نفس pH الناتجة من إذابة 0.63 جرام من HNO_3 في نفس كمية الماء؟
الكتلة المولية ل HNO_2 هي 47 g/mol والكتلة المولية لل HNO_3 هي 63g/mol،
و ثابت تأين HNO_2 هو 5×10^{-4}

التحدي الثالث: أي مما يلي يمكن أن تكون قيمة pH لحمض ضعيف تركيزه 0.01 مول/لتر؟

- أ. 2
- ب. 8
- ج. 7
- د. 4

الاجابات (حل الاسئلة وتأكد من حلك)

1. الرقم الهيدروجيني يبين ان المحلول حمض وايضاً الى ان تركيز ال H_3O^+ يساوي 10^{-2} , ويساوي تركيز المحلول بتالي الاجابة

(ب) حمض قوي.

2.

الإجابة 9.4: جرام من HNO_2

خطوة 1: حساب تركيز $[\text{H}_3\text{O}^+]$ للحمض HNO_3 القوي. بما أن HNO_3 يتأين كلياً؛ فإن تركيز $[\text{H}_3\text{O}^+]$ يساوي تركيز الحمض (0.01) مول/لتر.

خطوة 2: حساب pH ل HNO_3 وهو 2

خطوة 3: استخدام ثابت التأين K_a للحمض HNO_2 لحساب كمية الحمض اللازمة للحصول على نفس pH

[HA] = 0.2 مول/لتر

خطوة 4: حساب الكتلة اللازمة

3. الاجابة د) 4

القواعد الضعيفة وتأينها في الماء

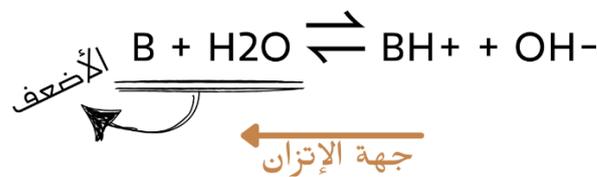
القواعد الضعيفة هي تلك التي لا تتأين بشكل كامل في الماء. ومن أمثلة هذه القواعد:
- NH₃:

عندما يتأين في الماء ينتج عن تفاعل NH₃ مع الماء أيون الأمونيوم NH₄⁺ وأيون الهيدروكسيد OH⁻.

القواعد بشكل عام:

عند كتابة معادلة عامة لأي قاعدة ضعيفة، يمكن أن نرمز للقاعدة بحرف B، وعند تفاعلها مع الماء، تنتج عن هذا التفاعل أيون موجب BH⁺ وأيون الهيدروكسيد OH⁻.

الصيغة العامة للقواعد الضعيفة:



الاتزان في محاليل القواعد الضعيفة

في المثال السابق

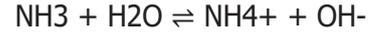
تكون جزيئات القاعدة غير المتأينة في حالة اتزان مع الأيونات الناتجة OH⁻ و BH⁺، ويكون وضع الاتزان في التفاعل مزاجاً جهة اليسار (جهة المواد المتفاعلة)؛ فيشير ذلك إلى أن الحمض المرافق BH⁺ أقوى من الحمض H₂O، ويمكنه منح البروتون للقاعدة المرافقة ويعيد تكوين القاعدة B في التفاعل **باستمرار**؛ فيبقى تركيزها عالياً مقارنةً بتركيز الأيونات الناتجة من تأينها، يمكن للتعبير عن ثابت الاتزان للتفاعل على النحو الآتي:

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

ثابت الاتزان لتأين القاعدة الضعيفة: ←
← ثابت تأين القاعدة

بعد ثابت التأين **مقياساً كميّاً** لقدرة القاعدة على التأين وإنتاج OH⁻ فكلما زادت قوة القاعدة زادت قدرتها على التأين وإنتاج OH⁻، وزاد ثابت تأينها K_b من ثم يقل تركيز أيونات H₃O⁺ ويزداد بذلك الرقم الهيدروجيني PH للمحلول. ويُستفاد من ثابت تأين القاعدة في مقارنة قوة القواعد الضعيفة بعضها ببعض، وفي حساب تركيز OH⁻، وفي حساب الرقم الهيدروجيني لمحاليل القاعدة الضعيفة.

مثال على معادلات القواعد الضعيفة في الماء:



الجدول (9): قيم ثابت التأيّن لبعض القواعد الضعيفة عند درجة حرارة 25 °C.

اسم القاعدة	صيغة القاعدة	ثابت تأيّن القاعدة K_b
إيثيل أمين	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$	4.7×10^{-4}
ميثيل أمين	CH_3NH_2	4.4×10^{-4}
أمونيا	NH_3	1.8×10^{-5}
هيدرازين	N_2H_4	1.7×10^{-6}
بيريدين	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	1.4×10^{-9}
أنيلين	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	2.4×10^{-10}

ملاحظات على جدول ثابت التأيّن القواعد الضعيفة:

الأنيلين يستخدم في صناعة الأصباغ.

ميث تعني 1 كربون إيث تعني 2 كربون (رح نحكي عنها بالوحدة الرابعة العضوية)

يمكن كتابة إيثيل أمين على الصورة: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$

* الجدول للاطلاع؛ ليس الحفظ.

بالاعتماد على الجدول المجاور،

1. حدد أيًا من القواعد الآتية هي الأضعف؟

- e) NH_3 d) $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ c) $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ b) $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$

2. أضعف حمض مرافق هو:

- d) $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+$ c) $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ b) $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+$ a) $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$

الأسئلة:

السؤال الأول:

أكمل المعادلات التالية لتأيّن القواعد الضعيفة في الماء:

- $\text{B} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$
- $\text{X} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$
- $\text{C}_5\text{H}_5\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$
- $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$

الحل:

- $\text{B} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{BH}^+ + \text{OH}^-$
- $\text{X} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{XH}^+ + \text{OH}^-$
- $\text{C}_5\text{H}_5\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+ + \text{OH}^-$
- $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

السؤال الثاني:

ما الحمض المرافق لـ C_5H_5N ؟

- a) C_5H_5NOH
- b) $C_5H_5NH^+$
- c) $C_5H_4N^-$
- d) $C_5H_4NH^+$

الإجابة) $C_5H_5NH^+$: الحمض المرافق هو الناتج من اكتساب القاعدة بروتون.

السؤال الثالث:

أحد التالية زوج مترافق في تفاعل القاعدة N_2H_4 مع الماء:

- a) $N_2H_4 / N_2H_3^+$
- b) $N_2H_4 / N_2H_5^-$
- c) $N_2H_4 / N_2H_5^+$
- d) $N_2H_4 / N_2H_3^-$

الإجابة) $N_2H_4 / N_2H_5^+$:

السؤال الرابع:

إذا علمت أن القاعدة الضعيفة D تأينت في الماء، فأَي مما يلي صحيح؟

- أ) القاعدة D أقوى من OH^-
- ب) الحمض DH^+ أقوى من H_2O
- ج) تركيز القاعدة D يساوي تركيز DH^+
- د) تركيز DH^+ أعلى من تركيز OH^-

الإجابة الصحيحة: ب) الحمض DH^+ أقوى من H_2O

بالاعتماد على الجدول المجاور ، حدد الترتيب الصحيح لقوة الحموض المرافقة.

- a) $BH^+ < DH^+ < CH^+ < AH^+$
- b) $BH^+ < DH^+ < AH^+ < CH^+$
- c) $CH^+ < DH^+ < AH^+ < BH^+$
- d) $CH^+ < AH^+ < DH^+ < BH^+$

Kb	القاعدة
1×10^{-3}	A قاعدة
4×10^{-5}	B قاعدة
2.1×10^{-3}	C قاعدة
2.2×10^{-4}	D قاعدة

الإجابة d

صيغ ثابت تأين القاعدة NH_3

- A. $K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3][H_2O]}$
- B. $K_b = \frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$
- C. $K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$
- D. $K_b = \frac{[NH_4^+][H_3O^+]}{[NH_3]}$

الإجابة c

تحدي:

إذا علمت أن Kb للقاعدة A يساوي 2×10^{-3} و Kb للقاعدة BH يساوي 5×10^{-4}

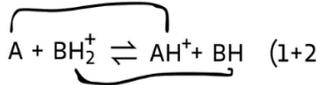
فإذا تفاعلت القاعدة A مع الحمض المرافق لـ BH:

1. اكتب المعادلة.

2. عدد أزواج المترافق.

3. حدد اتجاه زيادة موضع الاتزان.

الحل



(3) نحو اليمين

تحدي دومينو القواعد:

إذا علمت أن موضع الاتزان نحو اليمين في المعادلات التالية التي تبين التفاعل بين قواعد ضعيفة وحمضها المرافق:

- $N_2H_4 + C_5H_5NH^+ \rightleftharpoons N_2H_5^+ + C_5H_5N$
- $NH_3 + C_5H_5NH^+ \rightleftharpoons NH_4^+ + C_5H_5N$
- $NH_3 + N_2H_5^+ \rightleftharpoons NH_4^+ + N_2H_4$

1. رتب القواعد الثلاثة حسب قيمة Kb :
2. أي القواعد السابقة أعلى قابلية للتأين؟
3. في التفاعل الأول، ما الأيون ذو الأقل تركيز؟

الحل رتب حلك وتأكد من الاجابات:

1.
 - NH3 (قاعدة أقوى وبالتالي، Kb أعلى)
 - N2H4
 - C5H5N (Kb أقل قاعدة، أضعف)

2. أي القواعد السابقة أعلى قابلية للتأين؟

NH3 ~

3. في التفاعل الأول، ما الأيون ذو الأقل تركيز؟

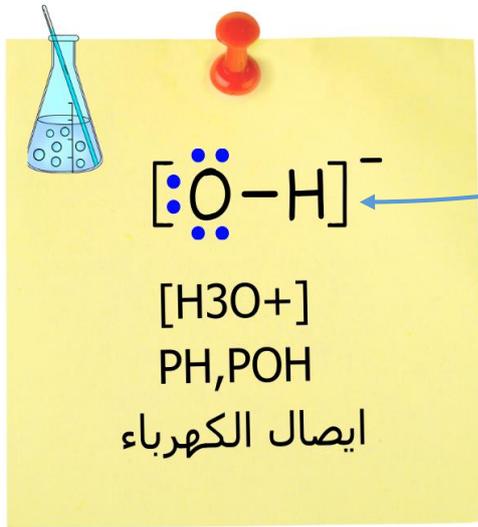
~ في التفاعل الأول، $C_5H_5NH^+$ هو الأيون ذو الأقل التركيز لأن الاتزان يزاح نحو اليمين، مما يقلل من تركيز أيون $C_5H_5NH^+$.

محاليل القاعدية متساوية التركيز

الآن بعد أن تعرفنا على القواعد وقوتها، لنفترض أننا ذوبنا قاعدة معينة في الماء. الناتج هو محلول قاعدي، تمامًا مثل المحلول الحمضي الذي تعلمناه سابقًا. للمحاليل القاعدية صفات مشابهة للمحاليل الحمضية، مثل PH، POH، الـ [H3O+]، الـ [OH-]، وكذلك التوصيل الكهربائي.

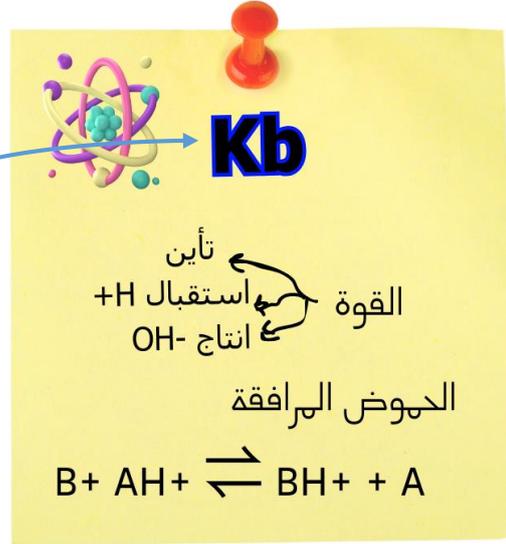
لنأخذ هذا المثال: لدينا قاعدتين NH3 و N2H4 القاعدتان متساويتان في التركيز، وعلينا أن نعرف المحلول الذي له أعلى رقم هيدروجيني (pH). الفكرة الأساسية هنا هي أن القاعدة الأقوى تعني إنتاج كمية أكبر من OH-. وبالتالي، كلما كانت القاعدة أقوى، كلما كانت قيمة الـ OH- أعلى وفي حالة تساوي التركيز التركيز بين محلولين الـ Kb هو أعلى [OH-].

صفات المحلول القاعدي



$[\text{OH}^-]$
[H3O+]
PH, POH
إيصال الكهرباء

صفات القاعدة



Kb
تأين
القوة
إنتاج OH-
الحوض المرافق
 $B + \text{AH}^+ \rightleftharpoons \text{BH}^+ + A$

Kb	القاعدة
1.8×10^{-5}	NH ₃
1.7×10^{-6}	N ₂ H ₄

السؤال الأول :

بالاعتماد على الجدول الذي يمثل محلولان من NH₃ و N₂H₄ ، كلاهما لهما نفس التركيز، أي منهما له أعلى pH ؟

الجواب NH₃ : لأنه قاعدة أقوى.

السؤال الثاني:

محلولة من الحمضين الضعيفين المتساويين في التركيز A و B

إذا كان الرقم الهيدروكسييلي لـ A أعلى منه لـ B، فأى مما يلي صحيح

Kb	القاعدة
1.4×10^{-5}	C_5H_5N
1.8×10^{-5}	NH_3

- (a) Kb لـ A أعلى من B
(b) الحمض AH^+ أقوى من BH^+
(c) تركيز AH^+ في محلوله أعلى من BH^+ في محلوله
(d) الرقم الهيدروجيني لـ AH^+ أعلى من BH^+

الحل: ب

~ إذا كان لدينا حمضان ضعيفان متساويان في التركيز، وأعطى رقم هيدروكسييلي لأحدهما أعلى من الآخر، فماذا يعني ذلك؟ ← (Kb) للأول أعلى من الثاني.

السؤال الثالث:

محلولين من القاعدتين الضعيفتين متساويتين بالتركيز، بالاعتماد على الجدول اجب عما يلي

1. أي حمض مرافق أقوى؟
2. أي حمض مرافق له أعلى pH؟
3. أي حمض مرافق تركيزه (في محلوله) أعلى؟
4. أي حمض مرافق في التفاعل له أعلى تركيز؟



الحل:

4. NH_4^+

3. NH_4^+

2. NH_4^+

1. $C_5H_5NH^+$

تعددي الكوكتيل

لدينا أربعة محاليل متساوية في التركيز من القواعد الضعيفة (A, B, C, D).

إذا علمت أن الرقم الهيدروجيني لـ D أعلى من A،
وأن تركيز OH^- في B أعلى من D،
وأن تركيز H_3O^+ في C أعلى من B،
وأن موضع الاتزان للتفاعل التالي نحو اليمين



ابعث طك
على كيمياء
التيلجرام



1. ما هو الترتيب الصحيح لقوة الحموض المرافقة؟
2. المحلول الذي له أعلى رقم هيدروجيني هو؟
3. الحمض المرافق الأقل تركيزاً في محلوله؟



تحدي

يمكنك اعتماد

pH او $[H_3O^+]$ او $[OH^-]$ او حسب

القوة لحل هذا السؤال

لدينا أربعة محاليل متساوية في التركيز من القواعد الضعيفة (A, B, C, D)

① اذا علمت أن الرقم الهيدروجيني ل D أعلى من A

② وان $[OH^-]$ ل B أعلى من D

③ وان $[H_3O^+]$ ل C أعلى من B

④ وان موضع الاتزان للتفاعل التالي مزاح نحو اليمين



① فان الترتيب الصحيح لقوة الحموض المرافقة :

② المحلول الأعلى رقم هيدروجيني هو : أقوى قاعدة B

③ الحمض المرافق الاقل تركيز هو : أقوى حمض مرافق AH^+

① $pH D > pH A$
كقوة قاعدة $D > A$

D
A

② $[OH^-] B > [OH^-] D$
كقوة قاعدة $B > D$

B
D

③ $[H_3O^+] C > [H_3O^+] B$
كقوة قاعدة $B > C$

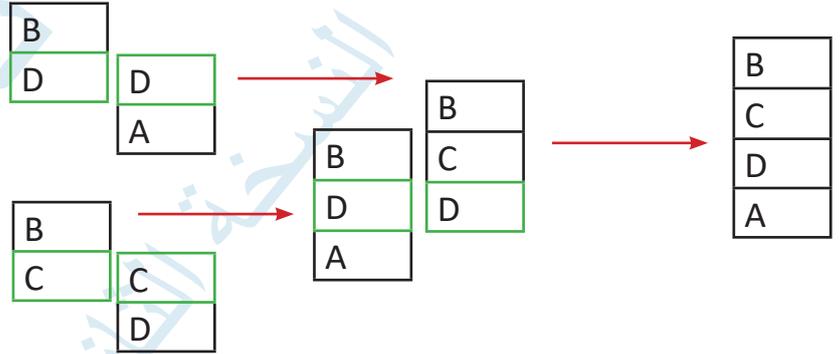
B
C

④ موضع الاتزان للتفاعل التالي مزاح

نحو اليمين : الاتزان يزاح نحو الاضعف

C
D

كقوة قاعدة $D < C$



$B > C > D > A$

قوة قاعدة

$BH^+ < CH^+ < DH^+ < AH^+$

قوة حمض مرافق



النصيحة

التعليمي

أتقن الرياضيات • أبداع في الكيمياء





حساب الرقم الهيدروجيني للقواعد الضعيفة



احسب تركيز OH^- في محلول الأمونيا تركيزه 0.5M وثابت تأين الأمونيا NH_3 هو $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$



$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{0.5} \quad [\text{OH}^-]^2 = 0.5 \times 1.8 \times 10^{-5}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{9 \times 10^{-6}} \quad [\text{OH}^-] = 3 \times 10^{-3}$$

احسب رقم الهيدروجيني لمحلول $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ تركيزه 0.1M علماً أن $K_b = 2.5 \times 10^{-4}$ و $\log 2 = 0.3$



$$2.5 \times 10^{-4} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{0.1} \quad [\text{OH}^-]^2 = 0.1 \times 2.5 \times 10^{-4}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{25 \times 10^{-6}} \quad [\text{OH}^-] = 5 \times 10^{-3}$$

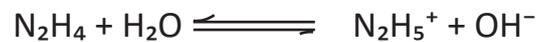
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{5 \times 10^{-3}} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \times 10^{-12}$$

$$\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]) \quad \text{pH} = -\log(2 \times 10^{-12})$$

$$12 - \log(2) \quad 12 - 0.3 = 11.7$$

احسب رقم الهيدروكسيلى لمحلول تم تحضيره بإذابة 64g من الهيدرازين N_2H_4 في 200ml من الماء ،

علماً أن $K_b = 1.6 \times 10^{-6}$ واعتبر الكتلة المولية للهيدرازين 32g/mol وان $\log 4 = 0.6$



$$[\text{N}_2\text{H}_4] = \frac{n}{V} = \frac{\frac{m}{M_r}}{V} = \frac{\frac{64}{32}}{0.2} = 10\text{M}$$



$$1.6 \times 10^{-6} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{10} \quad [\text{OH}^-]^2 = 10 \times 1.6 \times 10^{-6}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{6 \times 10^{-6}} \quad [\text{OH}^-] = 4 \times 10^{-3}$$



الاستدلال العكسي



الاستدلال العكسي هو أسلوب لحل المسائل المعقدة، يعتمد على البدء من المطلوب النهائي والتحرك خطوة بخطوة إلى الخلف لمعرفة ما تحتاجه لحل كل جزء من المسألة. بدلاً من البدء مباشرةً من القانون أو المعطيات ومحاولة التقدم إلى الحل النهائي، تقوم بتحديد النتيجة المطلوبة أولاً، ثم تفكر في المتغيرات والقوانين التي تحتاجها للوصول إلى هذه النتيجة.

النصيحة التعليمي

زر موقع النصيحة التعليمي لفهم طريقة الاستدلال العكسي بشكل أفضل، مع أمثلة تطبيقية تساعدك على استيعاب الطريقة بوضوح.

الخطوات العامة للاستدلال العكسي هي:

تحديد المطلوب النهائي: ما الذي تحتاج إلى حسابه؟

تحديد القانون أو الطريقة المناسبة لحساب هذا المطلوب. إذا كان هناك متغيرات غير معروفة، تحدد كيفية حساب هذه المتغيرات أولاً.

تحليل المتغيرات: إذا وجدت متغيراً غير معروف في القانون المستخدم، تقوم بالبحث عن القوانين أو المعطيات التي يمكنك من حسابه.

التدرج في الحل عكسياً: تستمر في العودة خطوة بخطوة حتى تصل إلى المعطيات المعروفة التي تستطيع البدء منها.

كم كتلة N_2H_4 اللازمة لتحضير محلول حجمه 3L والرقم الهيدروجيني $pH = 10.7$ و $K_b = 1.7 \times 10^{-6}$

والكتلة المولية 32g كما ان $\log 2 = 0.3$

5g (4

11g (3

20g (2

14g (1

$$pH = 10.7, [H_3O^+] = 10^{-pH}, [H_3O^+] = 10^{-10.7} = 10^{-(11-0.3)} = 2 \times 10^{-11}$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-11}} = [OH^-] = 5 \times 10^{-4}$$



$$K_b = \frac{[OH^-][N_2H_5^+]}{[N_2H_4]} \quad K_b = \frac{[OH^-][OH^-]}{[N_2H_4]}$$

$$1.7 \times 10^{-6} = \frac{(5 \times 10^{-4})^2}{[N_2H_4]} \quad [N_2H_4] = \frac{25 \times 10^{-8}}{1.7 \times 10^{-6}} = 1.47 \times 10^{-1} M$$

$$n = [] \times V = (1.47 \times 10^{-1}) \times 3 = 4.4 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

$$m = n \text{ Mr} = 4.4 \times 10^{-1} \times 32 = 14$$

س) احسب حجم الماء اللازم لإذابة 170g من NH_3 للحصول على محلول له $pH = 10$ ، $M_r = 17$ $K_b = 2 \times 10^{-5}$

$$n = \frac{m}{M_r} = \frac{170 \text{ g}}{17 \text{ g/mol}} = 10 \text{ mol}$$
$$pH = 10$$
$$= 10^{-10} \text{ M}$$



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

$$[H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{10^{-10}} = 10^{-4} \text{ M}$$

$$K_b = 2 \times 10^{-5}$$

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

$$2 \times 10^{-5} = \frac{(10^{-4})^2}{[NH_3]}$$

$$[NH_3] = \frac{(10^{-4})^2}{2 \times 10^{-5}} = \frac{10^{-8}}{2 \times 10^{-5}} = 5 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$V = \frac{n}{[NH_3]} = \frac{10 \text{ mol}}{5 \times 10^{-4} \text{ M}} = 20000 \text{ L}$$

النصيحة التعليمي

زرنا موقع النصيحة التعليمي لفهم طريقة الاستدلال العكسي بشكل أفضل، مع أمثلة تطبيقية تساعدك على استيعاب الطريقة بوضوح.

للمزيد من التمارين ، يرجى زيارة

موقعنا "النصيحة التعليمي" والنقر

ابدأ التمرن

على زر

الأنيلين قاعدة تُستخدم في صناعة الأصباغ صيغتها $C_6H_5NH_2$. تأينها في الماء، كما في المعادلة:



أحسب ثابت تأين الأنيلين لمحلول منها: تركيز 4M يحتوي على أيونات OH^- تركيزها $3.1 \times 10^{-5} M$.

$$K_b = \frac{[OH^-][C_6H_5NH_3^+]}{[C_6H_5NH_2]} \quad K_b = \frac{[OH^-][OH^-]}{[C_6H_5NH_2]}$$

$$K_b = \frac{(3.1 \times 10^{-5})^2}{4} \quad K_b = 2.4 \times 10^{-10}$$

لدينا قاعدة ضعيفة D إذا كان $pH=11$ عندما يكون التركيز 0.1 ، كم تكون pH عندما يتضاعف التركيز 100

$$pH = 11$$

$$[H_3O^+] = 10^{-11} M$$

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-11}} = 10^{-3} M$$

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

$$K_b = \frac{(10^{-3})^2}{0.1} = 10^{-5}$$

$$[OH^-]_{new} = \sqrt{K_b \times [D] \times 100}$$

$$[OH^-]_{new} = \sqrt{10^{-5} \times 0.1 \times 100} = 0.01$$

$$[H_3O^+]_{new} = \frac{10^{-14}}{[OH^-]_{new}} = \frac{10^{-14}}{0.01} = 10^{-12}$$

$$pH_{new} = -\log[H_3O^+]_{new} = -\log(10^{-12}) = 12$$

باستخدام pH ، قمنا بحساب تركيز أيونات OH^- في المحلول، ووجدنا أن تركيزها هو $10^{-3} mol/L$.

قمنا بحساب قيمة K_b للقاعدة باستخدام تركيز OH^- .

قمنا بحساب تركيز OH^- الجديد، عندما قمنا بزيادة تركيز القاعدة بمقدار 100 مرة.

باستخدام تركيز OH^- الجديد، قمنا بحساب pH الجديدة للمحلول، ووجدنا أنها ارتفعت لتصبح 12.

النتيجة النهائية أظهرت أن المحلول أصبح أكثر قاعدية مع زيادة التركيز، حيث ارتفعت قيمة pH من 11 إلى 12.



الأستاذ: تامر فتور
النسخة الثانية

الأستاذ: تامر فتورة
النسخة الثانية

الأستاذ: تامر فتور
النسخة الثانية