

النصيحة

التعليمي

أقن الرياضيات أبداع في الكيمياء

توجيهي
2024

الحموض
و القواعد

الدرس الثالث : الرقم الهيدروجيني

الأستاذ : ثامر قدورة
موقع النصيحة التعليمي

0797488070

<https://nasehamath.com/>

@nassihamathbot

الرقم الهيدروجيني و محاليل الحموض و القواعد القوية

الكتلة و عدد المولات

مفاهيم

1. **الكتلة (Mass):** الكتلة هي مقدار ما يحتويه الجسم من مادة تقاس عادة بوحدة الجرام (g) أو الكيلوجرام (kg).
2. **الكتلة المولية (Molar Mass):** الكتلة المولية هي الكتلة الجزيئية لمادة معينة، محسوبة بوحدة الجرام لكل مول (g/mol). تمثل الكتلة المولية مجموع الكتل الذرية لجميع الذرات في الجزيء.
3. **عدد المولات (Moles):** المول هو وحدة قياس كمية المادة، ويمثل عددًا محددًا من الجسيمات مثل الذرات أو الجزيئات، وهو يساوي تقريبًا 6.022×10^{23} (عدد أفوجادرو).

أمثلة

المثال الأول الكتلة (Mass): إذا كان لدينا 10g من الحمض HA و 20g من الحمض HB، فإن الكتلة ببساطة هي 10g و 20g على التوالي.

المثال الثاني الكتلة المولية (Molar Mass): لنفترض أن الكتلة المولية للحمض HA هي 50 g/mol، وللحمض HB هي 100g/mol .

الحمض HA: الكتلة المولية للحمض HA تساوي 50g/mol .
هذا يعني أنه إذا كان لديك 1mol من HA، فإن كتلة هذا المول ستكون 50g.
بعبارة أخرى، إذا كان لديك عدد أفوجادرو (6.022×10^{23}) من جزيئات HA، فإن الكتلة الكلية لهذه الجزيئات ستكون 50g.

الحمض HB: الكتلة المولية للحمض HB تساوي 100 g/mol.
هذا يعني أنه إذا كان لديك 1mol من HB، فإن كتلة هذا المول ستكون 100g.
بعبارة أخرى، إذا كان لديك نفس العدد من الجزيئات (6.022×10^{23}) من جزيئات HB، فإن كتلتها ستكون 100g .

المثال الثالث عدد المولات (Moles): إذا كان لدينا 10g من الحمض HA، يمكننا حساب عدد المولات كالتالي:

$$n = \frac{M}{V} \quad n = \frac{10}{50} \quad 0.2\text{mol}$$

$$n = \frac{M}{V} \quad n = \frac{20}{100} \quad 0.2\text{mol}$$

في هذا المثال، لدينا 0.2mol من كل من HA و HB، على الرغم من أن كتلتهما مختلفتان.

التركيز: إذا قمنا بإذابة 0.2mol من الحمض HA في لتر واحد من الماء، فإن التركيز سيكون 0.2M. وبالمثل، إذا قمنا بإذابة 0.2mol من الحمض HB في لتر واحد من الماء، فإن التركيز أيضًا سيكون 0.2M.

الفرق الأساسي بين الحمضين HA و HB في هذا المثال هو أن كتلة مول واحد من HA تساوي نصف كتلة مول واحد من HB. لكن إذا قمنا بإذابة نفس عدد المولات من كل حمض في نفس الحجم من المحلول، فإن التركيز سيكون متساويًا.

العلاقة بين الكميات:

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

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

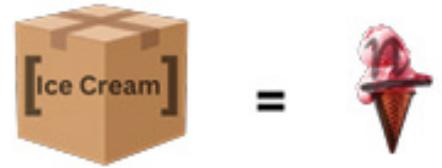
$$m = Mr \times n$$

- **m:** الكتلة (Mass) بوحدة الجرام (g).
- **M:** الكتلة المولية (Molar Mass) بوحدة الجرام لكل مول (g/mol).
- **n:** عدد المولات (Moles).

التركيز: عندما نذيب مادة صلبة مثل السكر أو الملح في مذيب (مثل الماء)، فإن التركيز يعبر عن كمية المادة المذابة (مثل عدد المولات من السكر في حجم معين من المحلول (مثل 1 لتر من الماء)).

إذا كان التركيز عاليًا، فهذا يعني أن كمية كبيرة من المذاب موجودة في كمية صغيرة من المذيب، وبالتالي المحلول يكون "مركزًا". إذا كان التركيز منخفضًا، فهذا يعني أن كمية قليلة من المذاب موجودة في كمية كبيرة من المذيب، وبالتالي المحلول يكون "مخففًا".

$$M = \frac{n}{V} \quad \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم}}$$



سؤال: جد تركيز محلول تم تحضيره بإذابة 1.8×10^{-2} g من حمض الهيدروكلوريك (HCl) في محلول حجمه 360ml، علمًا أن الكتلة المولية لحمض الهيدروكلوريك هي 36g/mol

$$n = \frac{M}{Mr} \quad n = \frac{1.8 \times 10^{-2}}{36} = 5 \times 10^{-4} \text{ mol}$$



$$V = 360 \text{ mL} = 0.360 \text{ L} \quad [] = \frac{n}{V} = \frac{5 \times 10^{-4}}{0.360} \approx 1.39 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$



النصيحة التعليمي
أفمن الرياضيات

ابدأ التمرن

للمزيد من التمارين والأسئلة زوروا موقعنا

موقع نصيحة التعليمية

انضم إلينا الآن وابدأ التمرن



التأين الذاتي للماء

التعريف هو سلوك بعض جزيئات الماء كحمض، وبعضها الآخر كقاعدة في الماء النقي نفسه.

يوصف الماء النقي بأنه غير موصل للتيار الكهربائي، إلا أن القياسات الدقيقة للموصلية الكهربائية تشير إلى أنه يمكن للماء أن يوصل التيار الكهربائي بدرجة ضئيلة جداً. هذا يشير إلى احتوائه على نسبة ضئيلة من الأيونات الناتجة من تفاعل جزيئات الماء فيما بينها. **يمكن لجزيء الماء أن يمنح بروتون ويتحول إلى أيون الهيدروكسيد OH^- ، وبهذا يسلك سلوك الحمض، في حين يمكن لجزيء ماء آخر أن يستقبل بروتون ويتحول إلى أيون الهيدرونيوم H_3O^+ ، وبهذا يسلك سلوك القاعدة. وعليه، فإن الماء يحتوي على تركيز متساوٍ من أيونات الهيدرونيوم وأيونات الهيدروكسيد OH^- . يُطلق على هذا السلوك التأين الذاتي للماء، حيث تسلك بعض جزيئات الماء كحمض وبعضها الآخر كقاعدة في الماء نفسه، والمعادلة الآتية توضح ذلك:**



ونظراً إلى أن تأين الماء قليل جداً، نفترض أن تركيز الماء يبقى ثابتاً؛ ويمكن دمجه مع ثابت الاتزان، ويُعبر عنه بثابت جديد يسمى ثابت تأين الماء، ويُرمز له (KW)، ويُعرف أنه ثابت الاتزان لتأين الماء، وقد وجد أنه يساوي عند درجة حرارة 25 سيليسيوس 1×10^{-14} ، ويُعبر عنه على النحو الآتي:

$$K_W = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

يرتبط أيون H_3O^+ بمفهوم الحمض، بينما يرتبط أيون OH^- بمفهوم القاعدة، ويمكن تصنيف المحاليل تبعاً لتركيز هذه الأيونات إلى محاليل حمضية أو قاعدية أو متعادلة، كما يُبين الجدول.

المحلول	$[\text{H}_3\text{O}^+]$	$[\text{OH}^-]$
المتعادل	1×10^{-7}	1×10^{-7}
الحمضي	أكبر من 1×10^{-7}	أقل من 1×10^{-7}
القاعدي	أقل من 1×10^{-7}	أكبر من 1×10^{-7}

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

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

✓ **أنحَقِّق:** يبيِّن الجدولُ الآتي تراكيز H_3O^+ و OH^- لثلاثة محاليل. أكمل الفراغات في الجدول بما يناسبها:

المحلول	$[\text{H}_3\text{O}^+]$	$[\text{OH}^-]$	تصنيف المحلول
المحلول الأول	$1 \times 10^{-2} \text{ M}$		
المحلول الثاني		$1 \times 10^{-7} \text{ M}$	
المحلول الثالث		$1 \times 10^{-4} \text{ M}$	

الحل

حمضي	1×10^{-12}	1×10^{-2}
متعادل	1×10^{-7}	1×10^{-7}
قاعدي	1×10^{-4}	1×10^{-10}

سؤال : صنف المحاليل الآتية إلى حمضي، قاعدي، أو متعادل:

$[OH^-] = 5 \times 10^{-2}$ ④

$[OH^-] = 10 \times 10^{-7}$ ③

$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-7}$ ②

$[H_3O^+] = 5 \times 10^{-3}$ ①

قاعدي: 4

قاعدي: 3

متعادل: 2

حمضي: 1

الإجابة:

سؤال : في عملية التآين الذاتي للماء، احسب تركيز $[H_3O^+]$ باستخدام العلاقة:

$$K_W = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[H_3O^+] = [OH^-] \quad [H_3O^+]^2 = 1 \times 10^{-14}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{1 \times 10^{-14}} \quad [H_3O^+] = 1 \times 10^{-7} M$$

الحل

سؤال : علل: يحتوي الماء النقي على نسبة ضئيلة من الأيونات.

الحل : بسبب ظاهرة التآين الذاتي للماء، حيث يمكن لجزيء ماء أن يمنح بروتون ويتحول إلى أيون الهيدروكسيد (OH^-)، وبهذا يسلك سلوك الحمض بينما يمكن لجزيء ماء آخر أن يستقبل بروتون ويتحول إلى أيون الهيدرونيوم (H_3O^+)، وبهذا يسلك سلوك القاعدة.



ترتبط قوة الحمض بقدرته على التآين ومنح البروتون في التفاعل. فعند إذابة الحمض في الماء، يتآين وينتج أيون الهيدرونيوم H_3O^+ وأيونًا آخر سالبًا، مما يؤدي إلى زيادة تركيز أيونات H_3O^+ . على سبيل المثال، عند إذابة 1mol من الحمض HCl في 1L من الماء، يتآين كليًا، كما في المعادلة الآتية:



ولما كان الماء يحتوي على أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ وأيونات الهيدروكسيد OH^- في حالة اتزان مع جزيئات الماء غير المتآينة، كما يتضح من معادلة التآين الذاتي للماء، فإن موضع الاتزان في الماء ينزاح - وفقًا لمبدأ لوتشاتاييه - نحو اليسار، وبذلك يقل تركيز أيونات OH^- .



ونظرًا إلى أن تركيز أيونات H_3O^+ الناتجة من التآين الذاتي للماء يكون صغيرًا جدًا مقارنة بتركيزها الناتج من تآين الحمض القوي، فإننا نهمل H_3O^+ الناتجة من التآين الذاتي للماء، ونعد الحمض المصدر الرئيس لهذه الأيونات. كما يبقى ثابت تآين الماء K_W ثابتًا.

مبدأ لوتشاتاييه

عند إضافة حمض قوي للماء، يزاح التوازن نحو اليسار في معادلة الماء، ويقلل من تركيز $[OH^-]$ للحفاظ على ثابت التآين الذاتي للماء (K_W).

1_ احسب عدد المولات في قطعة من النحاس كتلتها 128g ، علماً أن الكتلة المولية للنحاس هي 64g/mol.

ركز

أ) 2mol (ب) 0.5mol (ج) 20mol (د) 0.2mol

أفهم

2_ عدد المولات في عينة من HCl كتلتها 720g ، علماً أن الكتلة المولية لـ HCl هي 36g/mol.

حلل

أ) 2mol (ب) 0.5mol (ج) 20mol (د) 0.2mol

حل

3_ كم كتلة KOH التي تحتوي على 30mol ، علماً أن الكتلة المولية لـ KOH هي 56g/mol

أ) 168g (ب) 1.8g (ج) 1680g (د) 560g

4_ ما هو تركيز محلول من السكر تم تحضيره بإذابة 2mol من السكر في الماء لتحضير محلول حجمه 10L

أ) 2mol (ب) 0.5mol (ج) 20mol (د) 0.2mol

5_ ما هو التركيز المولاري من NaCl لمحلول حجمه 1.5L ويحتوي على 3mol

أ) 2mol (ب) 0.5mol (ج) 20mol (د) 0.2mol

6_ كتلة السكر اللازمة لتحضير محلول حجمه 100ml بتركيز 0.5mol/L ، علماً أن الكتلة المولية للسكر هي 340g/mol؟

أ) 68g (ب) 680g (ج) 17g (د) 170g

7_ عند إضافة HCl إلى الماء، فإن [OH⁻] يقل، وذلك حسب مبدأ:

أ) أرهينيوس (ب) برونستد-لوري (ج) لوتشاتلييه (د) لويس

8_ عند إضافة حمض HCl إلى الماء فإنه حسب مبدأ لوتشاتلييه؟

أ) يزداد [OH⁻] & [H₃O⁺] تزداد (ب) يزداد [OH⁻] & [H₃O⁺] يقل

ج) يقل [OH⁻] & [H₃O⁺] تزداد (د) يقل [OH⁻]

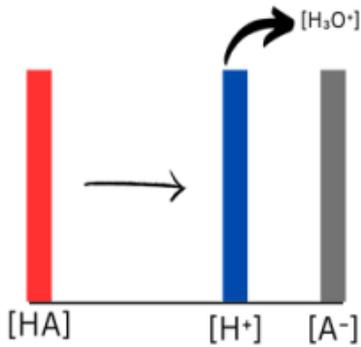
9_ في محلول حمض قوي، المصدر الرئيسي لأيونات H₃O⁺؟

أ) التأين الذاتي للماء (ب) التأين الجزئي للحمض (ج) التأين الكلي للحمض (د) التأين الذاتي للحمض

الحل								
9	8	7	6	5	4	3	2	1
ج	د	ج	ج	أ	د	ج	ج	أ

محاليل الحموض القوية والحسابات

تأين الحمض القوي



عند إذابة حمض قوي في الماء، يحدث التأين الكامل للحمض، مما يؤدي إلى تكوين أيونات الهيدروجين (H^+) وأيونات الحمض السالبة (A^-).

تتفاعل أيونات الهيدروجين فوراً مع جزيئات الماء لتكوين أيونات الهيدرونيوم (H_3O^+).

نتيجة لذلك، يكون تركيز (H_3O^+) في المحلول مساوياً لتركيز الحمض القوي (HA) المضاف.

نستنتج من ذلك

$$[HA] = [H_3O^+]$$

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

الوحدة	الكمية
g	الكتلة
(g/mol) جرام/مول	الكتلة المولية
mol	عدد المولات
M أو mol/L	التركيز
L	الحجم

ممممم نمر
 $m = n \cdot Mr$

$$m = n \cdot Mr$$

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

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



حسابات

$$[HA] = \frac{n}{V}$$

عدد المولات (n) فوق الخط، الحجم (V) تحت الخط.

سؤال: ما هو تركيز أيونات $[OH^-]$ الناتجة عن إذابة 1.26g من حمض النيتريك (HNO_3) في 100ml من الماء؟

علماً بأن الكتلة المولية لحمض النيتريك هي 63g/mol.



$$n(HNO_3) = \frac{m(HNO_3)}{M_r(HNO_3)}, \quad n(HNO_3) = \frac{1.26}{63} = 0.02 \text{ mol}$$

$$[H_3O^+] = \frac{n(HNO_3)}{V}, \quad V = 100 \text{ mL} = 0.1 \text{ L} \quad | \quad [H_3O^+] = \frac{0.02}{0.1} = 0.2 \text{ mol/L}$$

$$[H_3O^+] \cdot [OH^-] = K_w = 1 \times 10^{-14} \quad | \quad [OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{0.2}$$

$$[OH^-] = 5 \times 10^{-14} \text{ mol/L}$$

سؤال: إذا كان تركيز $[Br^-]$ في محلول حمض الهيدروبروميك (HBr) يساوي $2 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ ،

فما هو تركيز $[OH^-]$ في نفس المحلول؟



$$[H_3O^+] = [Br^-] = 2 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \quad | \quad [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{[H_3O^+]} \quad | \quad [OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-3}}$$

$$[OH^-] = 5 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$$

سؤال : احسب كتلة HClO_4 اللازمة لتحضير محلول يكون فيه تركيز OH^- يعادل ربع تركيز H_3O^+ ، علمًا بأن حجم المحلول 2L،

والكتلة المولية لحمض البيركلوريك (HClO_4) تساوي 100g/mol.

$$[\text{OH}^-] = \frac{1}{4}[\text{H}_3\text{O}^+] \quad | \quad [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w = 1 \times 10^{-14}$$

• تركيز أيونات OH^- يعادل ربع تركيز أيونات H_3O^+ .

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot \frac{1}{4}[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-14} \quad | \quad \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{4} = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = 4 \times 10^{-14}$$

• يتم حساب تركيز أيونات H_3O^+ باستخدام ثابت K_w .

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{4 \times 10^{-14}} = 2 \times 10^{-7} \text{ mol/L} \quad | \quad n = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot V$$

• حساب عدد مولات الحمض بناءً على التركيز والحجم.

$$n = (2 \times 10^{-7}) \cdot 2 = 4 \times 10^{-7} \text{ mol}$$

$$m = n \cdot M_r$$

• حساب كتلة الحمض باستخدام عدد المولات والكتلة المولية.

$$m = (4 \times 10^{-7}) \cdot 100 = 4 \times 10^{-5} \text{ g}$$

سؤال : كم جرامًا من HClO يجب أن نضيفه إلى المحلول لتقليل تركيز $[\text{OH}^-]$ إلى نصف قيمته الأصلية؟

علمًا بأن الكتلة المولية لـ HClO تساوي 100g/mol، وحجم المحلول 2L، وتركيز $[\text{OH}^-]$ فيه يساوي $1 \times 10^{-13} \text{ mol/L}$.

1. حساب تركيز $[\text{OH}^-]$ النهائي: يتم تقليل تركيز $[\text{OH}^-]$ إلى نصف قيمته الأصلية باستخدام العلاقة:

$$[\text{OH}^-]_{\text{final}} = \frac{[\text{OH}^-]_{\text{initial}}}{2}$$

2. حساب تركيز $[\text{H}_3\text{O}^+]$: باستخدام ثابت التأيّن الذاتي للماء ($K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$)، يتم حساب تركيز $[\text{H}_3\text{O}^+]$ النهائي والابتدائي.

3. حساب التغير في تركيز $[\text{H}_3\text{O}^+]$: الفرق بين تركيز $[\text{H}_3\text{O}^+]$ النهائي والابتدائي يعطي مقدار التغير المطلوب.

4. حساب كتلة HClO : باستخدام التغير في تركيز $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ، يتم حساب عدد مولات الحمض (n) ومن ثم حساب كتلته باستخدام العلاقة:

$$\text{الكتلة} = n \times \text{الكتلة المولية}$$

$$[\text{OH}^-]_{\text{initial}} = 1 \times 10^{-13} \text{ mol/L} \quad | \quad [\text{OH}^-]_{\text{final}} = \frac{[\text{OH}^-]_{\text{initial}}}{2} = \frac{1 \times 10^{-13}}{2} = 5 \times 10^{-14} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w = 1 \times 10^{-14} \quad | \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{initial}} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-13}} = 1 \times 10^{-1} \text{ mol/L} \quad | \quad [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{final}} = \frac{1 \times 10^{-14}}{5 \times 10^{-14}} = 2 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$$

$$\Delta[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{final}} - [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{initial}} = 2 \times 10^{-1} - 1 \times 10^{-1} = 1 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$$

$$n = \Delta[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot V \quad | \quad n = (1 \times 10^{-1}) \cdot 2 = 2 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

$$m = n \cdot M_r \quad | \quad m = (2 \times 10^{-1}) \cdot 100 = 20 \text{ g}$$



محاليل القواعد القوية – مفاهيم

القواعد القوية هي مواد كيميائية قادرة على التبرع بأيونات الهيدروكسيد (OH^-) عند إذابتها في الماء، وتتأين بشكل كامل في المحلول المائي. هذا يعني أن القاعدة القوية تذوب بالكامل إلى الأيونات المكونة لها في المحلول.

الصيغة الكيميائية	اسم القاعدة
KOH	هيدروكسيد البوتاسيوم
LiOH	هيدروكسيد الليثيوم
NaOH	هيدروكسيد الصوديوم

خصائص القواعد القوية:

- **التأين الكامل:** تتأين القواعد القوية بشكل كامل في الماء، مما يزيد من تركيز أيونات OH^- بشكل كبير في المحلول.
- **تركيز أيونات الهيدروكسيد:** بسبب التأين الكامل، يكون تركيز أيونات OH^- مساوياً لتركيز القاعدة التي تم إذابتها.
- **قيم pH العالية:** محاليل القواعد القوية تكون ذات قيم pH مرتفعة، مما يدل على أن المحلول قاعدي بقوة.

تذوب القواعد القوية كلياً في الماء، ويتحرر أيون الهيدروكسيد (OH^-) إلى درجة كبيرة. فعند إذابة 1mol من NaOH في 1L من الماء، تتأين القاعدة كلياً، مما يؤدي إلى زيادة تركيز OH^- ، كما في المعادلة الآتية:



ووفقاً لهذا التفاعل الكيميائي، يمكننا اعتبار تركيز أيونات OH^- في المحلول مساوياً لتركيز القاعدة القوية NaOH لأنها تتأين كلياً. وهذا بدوره يؤدي إلى زيادة تركيز OH^- في المحلول.

وبالتالي يمكننا كتابة العلاقة على الشكل التالي:

$$[\text{OH}^-] = [\text{القاعدة}]$$

ولأن تركيز NaOH يساوي 0.1mol/L، فإنه يصبح لدينا:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 0.1\text{mol/L}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$$

يمكن حساب تركيز أيونات H_3O^+ في المحلول باستخدام ثابت التأين للماء (K_w) كما يلي:

حيث أن: K_w هو ثابت التأين للماء.

$[\text{OH}^-]$ هو تركيز أيونات الهيدروكسيد.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w / [\text{OH}^-]$$

وبالتالي:

سؤال: احسب تركيز $[\text{OH}^-]$ و $[\text{H}_3\text{O}^+]$ الناتجين عن إذابة 0.1mol من KOH في 1L من

$$[\text{OH}^-] = \frac{0.1\text{mol}}{1\text{L}} = 0.1\text{mol/L} \quad | \quad [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} \quad | \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{0.1} = 1 \times 10^{-13}\text{mol/L}$$

سؤال : احسب تركيز $[OH^-]$ و $[H_3O^+]$ في محلول تم تحضيره بإذابة 8g من بلورات هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) في 200ml من

الماء. علمًا بأن الكتلة المولية لـ NaOH تساوي 40g/mol.

$$m = 8 \text{ g}, \quad M_r(\text{NaOH}) = 40 \text{ g/mol}, \quad V = 200 \text{ mL} = 0.2 \text{ L}$$

$$n = \frac{m}{M_r} = \frac{8}{40} = 0.2 \text{ mol} \quad | \quad [OH^-] = \frac{n}{V} = \frac{0.2}{0.2} = 1 \text{ mol/L}$$

$$[H_3O^+] \cdot [OH^-] = K_w = 1 \times 10^{-14}$$

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

سؤال : بالاستفادة من الجدول المجاور الذي يمثل الكتل المولية للعناصر، احسب كم جرامًا من NaOH يجب إضافته إلى 2L من الماء

لتكوين محلول يكون تركيز $[OH^-]$ فيه يساوي 1000 $\cdot K_w$.

الكتلة المولية	العنصر
23	Na
16	O
1	H

$$M_r(\text{NaOH}) = M_r(\text{Na}) + M_r(\text{O}) + M_r(\text{H}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g/mol}$$

$$K_w = 1 \times 10^{-14}, \quad \sqrt{K_w} = 1 \times 10^{-7}, \quad [OH^-] = 1000 \cdot \sqrt{K_w} = 1 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$n = [OH^-] \cdot V, \quad n = (1 \times 10^{-4}) \cdot 2 = 2 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$m = n \cdot M_r(\text{NaOH}), \quad m = (2 \times 10^{-4}) \cdot 40 = 8 \times 10^{-3} \text{ g} = 0.008 \text{ g}$$

الرقم الهيدروجيني - المفهوم

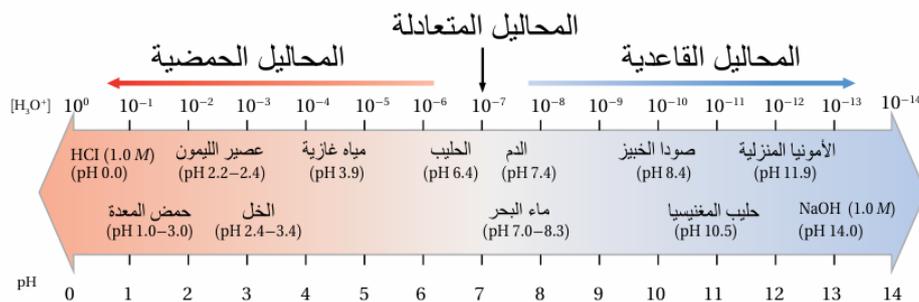
الرقم الهيدروجيني (pH) هو مقياس يحدد درجة حموضة أو قاعدية المحلول.

- الرقم الهيدروجيني المنخفض (أقل من 7) يشير إلى أن المحلول حمضي، حيث يزيد تركيز أيونات الهيدرونيوم (H_3O^+).
- الرقم الهيدروجيني المرتفع (أكثر من 7) يشير إلى أن المحلول قاعدي، حيث يزيد تركيز أيونات الهيدروكسيد (OH^-).
- الرقم الهيدروجيني الذي يساوي 7 يشير إلى أن المحلول متعادل، حيث يكون $[H_3O^+]$ مساوياً لتركيز أيونات $[OH^-]$ ، مثل الماء النقي.

◊ مقياس حموضة المحلول: كلما انخفض الرقم (مثلاً 1 أو 2 أو 3)، كان المحلول أكثر حمضية.

◊ مقياس قاعدية المحلول: كلما ارتفع الرقم (مثلاً 11 أو 12 أو 13)، كان المحلول أكثر قاعدية.

◊ منتصف المقياس (pH = 7): هو نقطة التوازن التي تشير إلى أن المحلول متعادل.



الشكل (5): العلاقة بين تركيز أيونات الهيدرونيوم في بعض المحاليل ورتبها الهيدروجيني.

1_ عند إضافة حمض HCl إلى محلول، فإن قيمة pH:

أ. تزداد ب. تتناقص ج. تبقى ثابتة د. لا يوجد علاقة

2_ عند إضافة قاعدة مثل NaOH إلى محلول، فإن قيمة pH:

أ. تزداد ب. تتناقص ج. تبقى ثابتة د. لا يوجد علاقة

3_ إذا أضفنا كمية من حمض إلى تربة زراعية، فإن الرقم الهيدروجيني (pH) للتربة:

أ. يصبح أكثر حموضة ب. يصبح أكثر قاعدية ج. لا يتأثر د. يصبح متعادلاً

4_ إذا أضفنا قاعدة إلى تربة زراعية، فإن الرقم الهيدروجيني (pH) للتربة:

أ. يصبح أكثر حموضة ب. يصبح أكثر قاعدية ج. لا يتأثر د. يصبح متعادلاً

5_ تأثير إضافة حمض HCl على تركيز $[OH^-]$ في المحلول:

أ. تزداد ب. تتناقص ج. تبقى ثابتة د. لا يوجد علاقة

6_ إذا كانت قيمة الـ pH للمحلول تساوي 12، فإن هذا المحلول:

أ) حمضي ب) قاعدي ج) متعادل د) مركز

7_ إذا كانت قيمة الـ pH للمحلول تساوي 1، فهذا يعني أن تركيز $[H^+]$ في المحلول:

أ) أعلى من $[OH^-]$ ب) يساوي $[OH^-]$ ج) أقل من $[OH^-]$ د) صفر

8_ عندما تقل قيمة تركيز أيون الهيدرونيوم في محلول، فإن قيمة pH

أ) نقل ب) تبقى ثابتة ج) تزداد د) تصبح 7

9_ محلولان من حمض HI، قيمة pH للمحلول الأول 3 وقيمة pH للمحلول الثاني 5. فأى مما يلي خاطئ:

أ) تركيز H_3O^+ للأول أعلى ب) إضافة ماء للثاني يزيد pH ج) تركيز OH^- للثاني أعلى د) إضافة ماء للأول يقلل pH

10_ عند إضافة HCl إلى محلول، ماذا يحدث لقيمة pH وتركيز $[OH^-]$:

أ. pH يزداد و $[OH^-]$ تتناقص ب. pH تتناقص و $[OH^-]$ تتناقص

ج. pH تتناقص و $[OH^-]$ تزداد د. لا يوجد علاقة

الحل									
10	9	8	7	6	5	4	3	2	1
ب	د	ج	ب	ب	ب	ب	أ	أ	ب

تكرار متباعد : هل الماء حمض لويس

حمض لويس هو أي مركب كيميائي قادر على قبول زوج من الإلكترونات لتكوين رابطة تناسقية.

قاعدة لويس: هي أي مركب كيميائي قادر على منح زوج من الإلكترونات غير الرابطة لتكوين رابطة تناسقية.

أشهر أمثلة أحماض لويس هي مركبات تحتوي على ذرات غير مكتملة الثماني (مثل BF_3) أو ذات شحنة موجبة (مثل H^+).
الماء (H_2O) يعد مثالاً على قاعدة لويس بسبب وجود زوجين من الإلكترونات الحرة على ذرة الأكسجين.

مقارنة الماء مع أحماض لويس:

1. ثلاثي فلوريد البورون (BF_3):

- حمض لويس: BF_3 هو حمض لويس لأنه يحتوي على ذرة بورون لديها ستة إلكترونات فقط في غلافها الخارجي بعد التفاعل مع الفلور. هذا يجعله قادرًا على قبول زوج من الإلكترونات لإكمال غلافه الخارجي.
- الماء: على العكس من BF_3 ، الماء لديه غلاف مكتمل ولا يحتاج إلى إلكترونات إضافية. بل يمتلك أزواجًا من الإلكترونات يمكنه التبرع بها، لذلك يعمل كقاعدة لويس.

2. أيون الهيدروجين (H^+):

- حمض لويس: أيون الهيدروجين (H^+) هو حمض لويس لأنه يفتقر إلى الإلكترونات ويبحث عن زوج إلكترونات ليصبح مستقرًا.
- الماء: يمكن للماء أن يتفاعل مع H^+ بتقديم زوج من الإلكترونات لتكوين H_3O^+ ، مما يعزز دور الماء كقاعدة لويس.

هل يمكن أن يكون الماء حمض لويس في ظروف معينة؟

عادةً، لا يُعتبر الماء حمض لويس. ومع ذلك، هناك بعض الحالات النادرة والمعقدة حيث يمكن أن يعمل الماء كحمض لويس.

النصيحة التعليمي
أتمن الرياضيات

ابدأ التمرن

للمزيد من التمارين والأسئلة زوروا موقعنا
موقع نصيحة التعليمية
انضم إلينا الآن وابدأ التمرن

حساب الرقم الهيدروجيني من التركيز

النصيحة التعليمية
أقنن الرياضيات

ابدأ التمرن

حاليًا، يتم تقديم شرح التأسيس اللوغاريتمي

على موقعنا موقع النصيحة التعليمي

لا تفوت الفرصة

سؤال : احسب الرقم الهيدروجيني (pH) لمحلول حمض HCl بتركيز 2.5×10^{-2} mol/L ، علمًا بأن:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2.5 \times 10^{-2} \text{ mol/L} \quad | \quad \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{.log}(2.5) = 0.4$$

$$\text{pH} = -\log (2.5 \times 10^{-2})$$

$$\text{pH} = -(\log (2.5) + \log (10^{-2})) \quad | \quad \text{pH} = -(0.4 - 2)$$

$$\text{pH} = -(0.4 - 2) = 1.6$$

سؤال : احسب الرقم الهيدروجيني (pH) لمحلول NaOH بتركيز 5×10^{-4} mol/L ، علمًا بأن:

$$[\text{OH}^-] = 5 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \quad | \quad [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w = 1 \times 10^{-14} \quad \text{.log}(2) = 0.3$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{5 \times 10^{-4}} \quad | \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad | \quad \text{pH} = -\log (2 \times 10^{-11})$$

$$\text{pH} = -(\log (2) + \log (10^{-11})) \quad | \quad \text{pH} = -(0.3 - 11)$$

$$\text{pH} = -(0.3 - 11) = 10.7$$

سؤال : محلول هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) مكتوب على علبته أن $\text{pH}=9$. إذا أردنا تحضير محلول جديد من NaOH بحيث

يكون تركيزه يساوي مثلي تركيز المحلول السابق، فما هي قيمة pH للمحلول الجديد؟ علمًا بأن: $\text{.log}(5) = 0.7$

$$\text{pH} = 9 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-9} \text{ mol/L} \quad | \quad [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{10^{-9}} = 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-]_{\text{new}} = 2 \cdot [\text{OH}^-]_{\text{initial}} = 2 \cdot 10^{-5} = 2 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{new}} = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]_{\text{new}}} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-5}} \quad | \quad [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{new}} = 5 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$$

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

$$\text{pH}_{\text{new}} = -\log (5 \times 10^{-10}) \quad | \quad \text{pH}_{\text{new}} = -(\log (5) + \log (10^{-10}))$$

$$\text{pH}_{\text{new}} = -(0.7 - 10) = 9.3$$

سؤال : احسب قيمة (pH) لمحلول تم تحضيره بإذابة 6×10^{-3} mol من NaOH في 300ml من الماء، علمًا بأن: $\log(5) = 0.7$.

$$n \text{ NaOH} = 6 \times 10^{-3} \text{ mol}, \quad V = 300 \text{ mL} = 0.3 \text{ L}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{n}{V} = \frac{6 \times 10^{-3}}{0.3} = 2 \times 10^{-2} \text{ mol/L} \quad | \quad [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_w = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-2}} \quad | \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 5 \times 10^{-13} \text{ mol/L} \quad | \quad \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = -\log (5 \times 10^{-13}) \quad | \quad \text{pH} = -(\log(5) + \log(10^{-13})) \quad | \quad \text{pH} = -(0.7 - 13)$$

$$\text{pH} = 13 - 0.7 = 12.3$$

سؤال : احسب كتلة KOH اللازمة لتحضير 500ml من المحلول، إذا كانت قيمة $\text{pH} = 13$. علمًا بأن:

$$\text{pH} = 13 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-13} \text{ mol/L} \quad . \text{K} = 39, \text{O} = 16, \text{H} = 1$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w = 1 \times 10^{-14} \quad | \quad [\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{10^{-13}}$$

$$[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-1} \text{ mol/L} \quad | \quad V = 500 \text{ mL} = 0.5 \text{ L}$$

$$n(\text{KOH}) = [\text{OH}^-] \cdot V \quad | \quad n(\text{KOH}) = (1 \times 10^{-1}) \cdot 0.5 = 5 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$M_r(\text{KOH}) = M_r(\text{K}) + M_r(\text{O}) + M_r(\text{H}) \quad | \quad M_r(\text{KOH}) = 39 + 16 + 1 = 56 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{KOH}) = n(\text{KOH}) \cdot M_r(\text{KOH}) \quad | \quad m(\text{KOH}) = (5 \times 10^{-2}) \cdot 56 = 2.8 \text{ g}$$

سؤال : محلول حجمه 2L يحتوي على 0.1mol من حمض HCl. أضيفت إليه كمية إضافية من الحمض HCl، فتناقصت قيمة pH بمقدار 0.3 درجة. احسب عدد مولات الحمض المضاف.

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{initial}} = \frac{n(\text{HCl})}{V} = \frac{0.1}{2} = 0.05 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH}_{\text{initial}} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{initial}}, \quad \text{pH}_{\text{initial}} = -\log(0.05) = 1.3 \quad (\log 5 = 0.7)$$

$$\text{pH}_{\text{new}} = \text{pH}_{\text{initial}} - 0.3 = 1.3 - 0.3 = 1.0$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{new}} = 10^{-\text{pH}_{\text{new}}} = 10^{-1} = 0.1 \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{new}} = \frac{n(\text{HCl}_{\text{initial}}) + n(\text{HCl}_{\text{added}})}{V}, \quad [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{new}} = \frac{0.1 + x}{2}$$

$$x = 2 \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{new}} - 0.1 \quad | \quad x = 2 \cdot 0.1 - 0.1 = 0.2 - 0.1 = 0.1 \text{ mol}$$

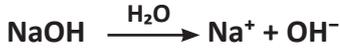


الرقم الهيدروكسيبي والقواعد القوية

القواعد القوية هي تلك المركبات التي تتأين بشكل كامل في الماء لتعطي أيونات الهيدروكسيد (OH^-).

عند إذابة قاعدة قوية في الماء مثل NaOH ، تحدث التفاعلات التالية:

NaOH في وجود الماء يتأين إلى أيونات الصوديوم (Na^+) وأيونات الهيدروكسيد (OH^-).



في هذه الحالة، يتم إنتاج كمية كبيرة من أيونات الهيدروكسيد (OH^-) لأن القاعدة تتأين بالكامل، مما يزيد من تركيز (OH^-) في المحلول.

بما أن القاعدة القوية تتأين بالكامل، يمكننا استخدام معادلة الرقم الهيدروكسيبي (pOH) لحساب درجة قاعدية المحلول:

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

كلما زاد تركيز أيونات الهيدروكسيد (OH^-)، أي زادت قاعدية المحلول، انخفضت قيمة pOH .
علاقة القواعد القوية بـ pH :

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

عندما تكون قيمة pOH منخفضة جدًا، ستكون قيمة pH عالية، مما يدل على أن المحلول شديد القاعدية.

سؤال: محلول HCl مكون من 7.2g من HCl مذاب في 4L من الماء. احسب الرقم الهيدروجيني (pH) للمحلول.

علمًا بأن:

$$n(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M_r(\text{HCl})}, \quad n(\text{HCl}) = \frac{7.2}{36} = 0.2 \text{ mol}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n(\text{HCl})}{V}, \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{0.2}{4} = 0.05 \text{ mol/L}$$

الكتلة المولية لـ $\text{HCl} = 36 \text{ g/mol}$.

$$\log(5) = 0.7$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \quad | \quad \text{pH} = -\log(0.05)$$

$$\log(2) = 0.3$$

$$\text{pH} = -(\log(5) + \log(10^{-2})) \quad | \quad \text{pH} = -(0.7 - 2)$$

$$\text{pH} = 2 - 0.7 = 1.3$$

سؤال: احسب الرقم الهيدروكسيبي (pOH) لمحلول حمض الهيدروكلوريك الناتج عن إذابة 7.2g من HCl في 4L من الماء، علمًا بأن:

$$n(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M_r(\text{HCl})}, \quad n(\text{HCl}) = \frac{7.2}{36} = 0.2 \text{ mol}$$

الكتلة المولية لـ $\text{HCl} = 36 \text{ g/mol}$.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n(\text{HCl})}{V}, \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{0.2}{4} = 0.05 \text{ mol/L}$$

$$\log(5) = 0.7$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \quad | \quad \text{pH} = -\log(0.05) \quad | \quad \text{pH} = -(\log(5) + \log(10^{-2}))$$

$$\text{pH} = -(0.7 - 2) \quad | \quad \text{pH} = 2 - 0.7 = 1.3 \quad | \quad \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 1.3 = 12.7$$

المحاليل الحمضية:

تكون قيمة pH أقل من 7. في هذه الحالة، يكون تركيز أيونات الهيدرونيوم $[H_3O^+]$ أعلى من تركيز أيونات الهيدروكسيد $[OH^-]$ ، وبالتالي يكون المحلول حمضيًا. مع زيادة حموضة المحلول (انخفاض pH)، تزداد قيمة pOH.

المحاليل المتعادلة:

عند $pH = 7$ تكون المحاليل متعادلة، أي أن تركيز الهيدرونيوم $[H_3O^+]$ يساوي تركيز $[OH^-]$. هذا يحدث عادة في الماء النقي.

المحاليل القاعدية:

تقع على الجهة اليمنى من الصورة حيث تكون قيمة pH أكبر من 7. في هذه الحالة، يكون تركيز $[OH^-]$ أعلى من $[H_3O^+]$ ، وبالتالي يكون المحلول قاعديًا. مع زيادة قاعدية المحلول (ارتفاع pH)، تنخفض قيمة pOH.

ملاحظة:

العلاقة بين pH و pOH هي علاقة عكسية؛ عندما تكون pH مرتفعة (قاعدية)، تكون pOH منخفضة، والعكس صحيح. يمكن حساب pH و pOH من خلال العلاقة:

$$pH + pOH = 14$$

1_ أي من المحاليل التالية له pOH أقل من 7؟

(د) NH_3

(ج) $NaCl$

(ب) CH_3COOH

(أ) HCl

2_ أي من العبارات التالية صحيحة بالنسبة لمحلول $LiOH$ ؟

(د) $pH < 7$

(ج) $pOH < pH$

(ب) $[H_3O^+] > [Li^+]$

(أ) $[OH^-] < 1 \times 10^{-7}$

3_ عند إضافة الماء لمحلول قاعدي، فإن الرقم الهيدروكسيلي (pOH):

(د) يصبح صفراً

(ج) يبقى ثابتاً

(ب) يتناقص

(أ) يزداد

4_ عند إضافة الماء لمحلول حمضي، فإن الرقم الهيدروكسيلي (pOH):

(د) يصبح صفراً

(ج) يبقى ثابتاً

(ب) يتناقص

(أ) يزداد

الحل			
4	3	2	1
ب	أ	ج	د

جدول الرقم الهيدروكسيدي

D	C	B	A	المحلول
10	7	4	0	pOH

سؤال : يبين الجدول الآتي رقم الهيدروكسيل (pOH) لعدة محاليل:

$$\log(5) = 0.7$$

1 أي من هذه المحاليل حمضي؟

2 أي من هذه المحاليل تركيز $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-10}$ ؟

3 إذا علمت أن المحلول A هو قاعدة NaOH، كم عدد مولات القاعدة في 100ml من المحلول؟

1 العلاقة عكسية بين pOH و pH. المحلول الذي له أعلى pOH يكون له أقل pH ويكون تركيز أيونات الهيدرونيوم

(H_3O^+) فيه مرتفعًا، وبالتالي يكون المحلول حمضيًا. الجواب D

2 يمكن حساب ذلك باستخدام العلاقة: $pH + pOH = 14$.

إذا كان تركيز $H_3O^+ = 1 \times 10^{-10}$ ، فإن قيمة $pH = 10$ ، وبالتالي $pOH = 14 - 10 = 4$. إذاً المحلول هو B.

3 إذا علمت أن المحلول A هو قاعدة NaOH، كم عدد مولات القاعدة في 100ml من المحلول؟

$$pOH = -\log [OH^-], \quad pOH = 0$$

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^0 = 1 \text{ mol/L}$$

• تركيز $[OH^-]$: بما أن $pOH = 0$ ، فإن $[OH^-] = 1 \text{ mol/L}$.

• عدد المولات: $n = [] \times V = 1 \times 0.1 = 0.1 \text{ mol}$.

$$n(\text{NaOH}) = [OH^-] \cdot V$$

$$V = 100 \text{ mL} = 0.1 \text{ L}, \quad n(\text{NaOH}) = 1 \cdot 0.1 = 0.1 \text{ mol}$$

خاط حمض مع قاعدة

عند خلط حمض مع قاعدة، يتفاعل كل منهما مع الآخر. درجة حموضة أو قاعدية المحلول الناتج تعتمد على كمية (أو عدد مولات) الحمض والقاعدة التي تم خلطها:

إذا كان الحمض أكثر من القاعدة، فإن المحلول سيكون حمضيًا (pH أقل من 7).

إذا كانت القاعدة أكثر من الحمض، فإن المحلول سيكون قاعديًا (pH أكبر من 7).

لذلك، التركيز أو عدد مولات كل من الحمض والقاعدة هو الذي يحدد هل سيكون المحلول النهائي حمضيًا أم قاعديًا.

1_ إذا كان المحلول يحتوي على 20mol من HCl و 30mol من KOH، فماذا يحدث للمحلول؟

شوية الأسئلة

(ب) pH أقل من 7.

(أ) يتحول لون ورقة تباع الشمس من الأزرق إلى الأحمر.

(د) pOH أقل من 7.

(ج) $[OH^-] < [H_3O^+]$.

2_ عند شرب حليب المغنيسيا، ماذا يحدث لعصارة المعدة؟

(د) تصبح pOH صفراً.

(ج) تصبح pH صفراً.

(ب) تقل pOH.

(أ) تقل pH.

المحلول	1	2
pOH	د	ب

خط حمض مع قاعدة

عند تفاعل حمض قوي مع قاعدة قوية، يحدث تفاعل يسمى التفاعل المتعادل. في هذا التفاعل، يتفاعل أيون الهيدروجين القادم من الحمض مع أيون الهيدروكسيد القادم من القاعدة لينتج الماء. يمكن التعبير عن هذا التفاعل بالمعادلة الكيميائية التالية:



عملية المعايرة:

المعايرة هي عملية كيميائية تستخدم لتحديد تركيز محلول غير معروف عن طريق تفاعل كميته المحددة مع محلول آخر معلوم التركيز يُضاف إليه تدريجيًا حتى الوصول إلى نقطة التكافؤ، حيث يتفاعل المحلولان تمامًا.

- معايرة حمض إلى قاعدة: يُضاف محلول حمض معلوم التركيز تدريجيًا إلى محلول قاعدة مجهول التركيز حتى يتم الوصول إلى نقطة التكافؤ.
- معايرة قاعدة إلى حمض: يُضاف محلول قاعدة معلوم التركيز تدريجيًا إلى محلول حمض مجهول التركيز حتى الوصول إلى نقطة التكافؤ.

نقطة التكافؤ:

نقطة التكافؤ هي النقطة في عملية المعايرة التي يكون عندها عدد مولات أيونات الهيدروكسيد (OH^-) المضافة من القاعدة مكافئًا تمامًا لعدد مولات أيونات الهيدرونيوم (H_3O^+) الموجودة في المحلول الحمضي، مما يعني أن التفاعل بين الحمض والقاعدة قد اكتمل بالكامل.

نقطة التعادل:

نقطة التعادل هي النقطة في عملية المعايرة التي تتعادل عندها تمامًا جميع أيونات الهيدرونيوم (H_3O^+) وأيونات الهيدروكسيد (OH^-) في المحلول. عند هذه النقطة، يكون pH للمحلول مساويًا لـ 7، مما يشير إلى أن المحلول أصبح متعادلًا وليس حمضيًا أو قاعديًا.

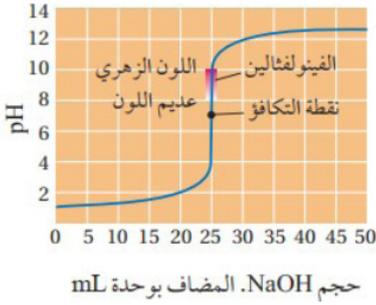
نقطة النهاية:

هي النقطة في عملية المعايرة التي يُضاف عندها المحلول القياسي إلى المحلول مجهول التركيز، حيث يتغير لون الكاشف المستخدم في المعايرة. يشير هذا التغير في اللون إلى انتهاء عملية المعايرة ويدل على الوصول تقريبًا إلى نقطة التكافؤ، ولكنها قد لا تكون بالضرورة متطابقة تمامًا مع نقطة التكافؤ.



منحنى المعايرة والفينولفثالين

الكواشف :



الكواشف هي أدوات أساسية في المعايرة، حيث تساعد في تحديد نقطة النهاية للتفاعل، وهي النقطة التي تتساوى فيها كمية الحمض مع القاعدة. بدون كاشف، سيكون من الصعب تحديد هذه النقطة بدقة في العديد من التفاعلات الكيميائية.

الكاشف المستخدم :

الفينولفثالين هو كاشف يُستخدم لتحديد نقطة النهاية في معايرة حمض قوي (مثل HCl) مع قاعدة قوية (مثل NaOH). في الوسط الحمضي، يكون الفينولفثالين عديم اللون، ولكن عند الوصول إلى الرقم الهيدروجيني المناسب (حوالي 8.2)، يتغير لونه إلى اللون الوردي، مما يشير إلى نقطة النهاية.

عملية المعايرة :

- 1. بداية المعايرة:** في البداية، يكون المحلول حمضيًا والرقم الهيدروجيني منخفضًا، ويكون الفينولفثالين عديم اللون في هذه المرحلة. إضافة القاعدة: يتم إضافة محلول NaOH (قاعدة قوية) تدريجيًا إلى محلول HCl (حمض قوي)، مما يؤدي إلى ارتفاع تدريجي في الرقم الهيدروجيني.
- 2. نقطة التكافؤ:** عند نقطة معينة، يتساوى عدد مولات HCl مع مولات NaOH المضافة، ويحدث تغيير سريع في الرقم الهيدروجيني. تُعرف هذه النقطة بنقطة التكافؤ، وتظهر في الرسم البياني كتغيير حاد في منحنى pH.
- 3. نقطة النهاية:** بعد نقطة التكافؤ، يكون المحلول قد وصل إلى نقطة النهاية، حيث يتغير لون الفينولفثالين إلى الوردي، مشيرًا إلى أن المحلول أصبح قاعديًا بشكل طفيف.

المنحنى الموضح :

الشكل يوضح منحنى المعايرة، حيث يتم رسم pH المحلول مقابل حجم القاعدة المضافة. يمكن ملاحظة أن pH يتغير بشكل طفيف في البداية، ثم يتغير بشكل حاد عند نقطة التكافؤ، وبعدها يثبت في نطاق قاعدي عند إضافة المزيد من القاعدة.

الخلاصة :

الكواشف هي أدوات أساسية في المعايرة، حيث تساعد في تحديد نقطة النهاية للتفاعل، وهي النقطة التي تتساوى فيها كمية الحمض مع القاعدة. بدون كاشف، سيكون من الصعب تحديد هذه النقطة بدقة في العديد من التفاعلات الكيميائية. توضح الصورة كيف يتم استخدام الفينولفثالين لتحديد نقطة النهاية في معايرة حمض قوي مع قاعدة قوية، وكيفية قراءة منحنى المعايرة لفهم عملية التعادل بين الحمض والقاعدة.

1_ استنتج عند إضافة مادة الفينولفثالين إلى محلول حمضي فإن لونه:

(أ) يتغير من الشفاف إلى الأزرق.
(ب) يتغير من الشفاف إلى زهري.
(ج) يتغير من الأزرق إلى الشفاف.
(د) لا يتغير.

2_ قيم pH التي يكون عندها محلول الفينولفثالين ملوناً باللون الزهري هي:

(أ) $pH > 10$ (ب) $pH < 8.2$ (ج) بين 8.2 و10 (د) بين 8 و10.2

3_ التفاعل بين حمض وقاعدة يسمى:

(أ) تفاعل الترسيب (ب) تفاعل الاستبدال (ج) تفاعل التعادل (د) تفاعل الإزاحة

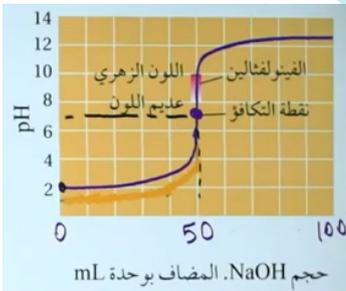
4_ النقطة التي يتساوى فيها عدد أيونات H_3O^+ مع عدد أيونات OH^- في تفاعلات الحموض والقواعد هي:

(أ) نقطة التعادل (ب) نقطة التكافؤ (ج) نقطة الإزاحة (د) نقطة النهاية

الحل			
4	3	2	1
ب	ج	ج	د

سؤال : الشكل المجاور يمثل تغير قيمة pH عند إضافة محلول NaOH بتركيز 0.1mol/L إلى محلول HCl.

احسب حجم محلول HCl.



• من الشكل المجاور، يتضح أن قيمة $pH = 2$ لمحلول HCl في بداية التفاعل. $[NaOH] = 0.1 \text{ mol/L}$, $V(NaOH) = 50 \times 10^{-3} \text{ L}$

HCl: $pH = 2$, $V(HCl) = ?$

• عند نقطة التكافؤ، يكون حجم NaOH المضاف هو $50 \text{ ml} = 0.05 \text{ L}$.

• نطبق علاقة التعادل: حجم NaOH \times تركيز NaOH = حجم HCl \times تركيز HCl. $V(NaOH) \cdot M(NaOH) = V(HCl) \cdot M(HCl)$

$$50 \times 10^{-3} \cdot 0.1 = V(HCl) \cdot 0.01$$

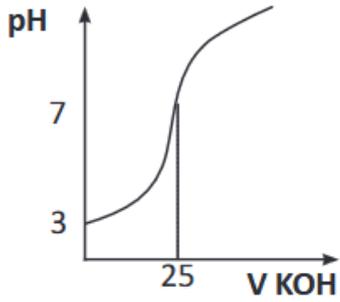
• بحساب حجم HCl نجد أن حجم $V(HCl) = 500 \text{ ml} = 0.5 \text{ L}$.

$$V(HCl) = \frac{50 \times 10^{-3} \cdot 0.1}{0.01}$$

$$V(HCl) = \frac{0.005}{0.01} = 0.5 \text{ L} = 500 \text{ mL}$$

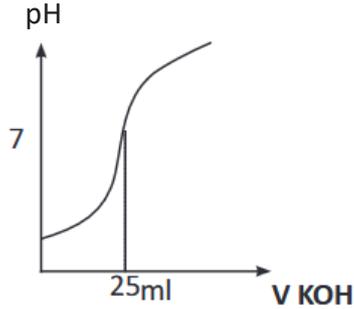
سؤال : الشكل المجاور يمثل منحنى معايرة الحمض HI بالقاعدة KOH.

احسب تركيز HI .



عند بداية المعايرة، كمية KOH المضافة تساوي صفر، وقيمة pH للمحلول تساوي 3. ومنه يتضح أن المحلول يتكون فقط من HI عند هذه النقطة من التفاعل، وبالتالي

يكون المحلول حمضيًا بالكامل. $[HI] = 1 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$



سؤال : الشكل المجاور يمثل منحنى معايرة 100ml من الحمض HI مع القاعدة KOH بتركيز معلوم مقداره 0.1M. احسب تركيز [HI].

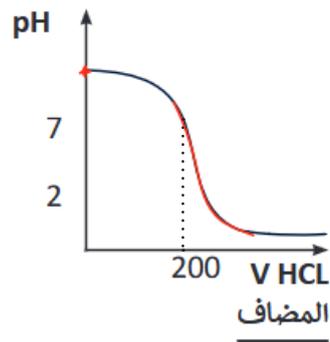
- حسب عدد مولات KOH باستخدام العلاقة: عدد المولات = التركيز × الحجم
- عند نقطة التكافؤ، عدد مولات HI يساوي عدد مولات
- نحسب تركيز HI

$$n(\text{KOH}) = M(\text{KOH}) \cdot V(\text{KOH}) \quad | \quad n(\text{KOH}) = 0.1 \cdot 25 \times 10^{-3}$$

$$n(\text{KOH}) = 0.0025 \text{ mol}$$

$$n(\text{HI}) = n(\text{KOH}) \quad | \quad [\text{HI}] = \frac{n(\text{HI})}{V(\text{HI})}$$

$$[\text{HI}] = \frac{0.0025}{100 \times 10^{-3}} \quad | \quad [\text{HI}] = 0.025 \text{ M}$$



سؤال : الشكل المجاور يمثل منحنى معايرة القاعدة NaOH بالحمض HCl. إذا علمت أن حجم NaOH المستخدم في التجربة هو 10ml وأن تركيز HCl هو 0.4mol/L، فما هو تركيز NaOH؟

- نحسب عدد مولات HCl باستخدام العلاقة: عدد المولات = التركيز × الحجم،
- عند نقطة التعادل، عدد مولات NaOH يساوي عدد مولات HCl
- نحسب تركيز NaOH

$$n(\text{HCl}) = M(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) \quad | \quad n(\text{HCl}) = 0.4 \cdot 200 \times 10^{-3}$$

$$n(\text{HCl}) = 0.08 \text{ mol} \quad | \quad n(\text{NaOH}) = n(\text{HCl})$$

$$M(\text{NaOH}) = \frac{n(\text{NaOH})}{V(\text{NaOH})} \quad | \quad M(\text{NaOH}) = \frac{0.08}{10 \times 10^{-3}}$$

$$M(\text{NaOH}) = 8 \text{ mol/L}$$

سؤال : احسب تركيز محلول الحمض HCl إذا تعادل 250ml منه تمامًا مع 200ml من محلول القاعدة NaOH، تركيزها 0.02mol/L

$$n(\text{NaOH}) = M(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) \quad | \quad n(\text{NaOH}) = 0.02 \cdot 200 \times 10^{-3}$$

$$n(\text{NaOH}) = 0.004 \text{ mol} \quad | \quad n(\text{HCl}) = n(\text{NaOH}) \quad | \quad M(\text{HCl}) = \frac{n(\text{HCl})}{V(\text{HCl})}$$

$$M(\text{HCl}) = \frac{0.004}{250 \times 10^{-3}} \quad | \quad M(\text{HCl}) = 0.016 \text{ mol/L}$$

سؤال : احسب حجم محلول الحمض HClO_4 بتركيز 0.8mol/L إذا تعادل تمامًا مع 20ml من محلول القاعدة LiOH بتركيز 0.2mol/L

$$n(\text{LiOH}) = M(\text{LiOH}) \cdot V(\text{LiOH}) \quad | \quad n(\text{LiOH}) = 0.2 \cdot 20 \times 10^{-3} \quad | \quad n(\text{LiOH}) = 0.004 \text{ mol}$$

$$n(\text{HClO}_4) = n(\text{LiOH}) \quad | \quad V(\text{HClO}_4) = \frac{n(\text{HClO}_4)}{M(\text{HClO}_4)} \quad | \quad V(\text{HClO}_4) = \frac{0.004}{0.8}$$

$$V(\text{HClO}_4) = 0.005 \text{ L} = 5 \text{ mL}$$

سؤال : لدينا عبوة من محلول HCl مكتوب عليها pH=3.2 وعبوة ثانية من محلول NaOH مجهول التركيز. قمنا بتحضير معايرة

لحساب pH المحلول القاعدي، فوجدنا أن 630ml منه تعادلت مع 200ml من المحلول الحمضي.

احسب قيمة pOH للمحلول القاعدي، علمًا بأن:

$$\text{pH}_{\text{HCl}} = 3.2 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \quad | \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3.2} = 10^{-3} \cdot 10^{-0.2}$$

$$\log(6.3) = 0.8 \quad \log(2) = 0.3$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \cdot \frac{1}{10^{0.2}}, \quad 10^{0.2} = 10^{\log(2)} = 1.58 \quad | \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-3}}{1.58} \approx 6.3 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$n(\text{HCl}) = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot V(\text{HCl}), \quad V(\text{HCl}) = 200 \text{ mL} = 0.2 \text{ L}$$

$$n(\text{HCl}) = (6.3 \times 10^{-4}) \cdot 0.2 = 1.26 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n(\text{NaOH}) = n(\text{HCl})$$

$$[\text{NaOH}] = \frac{n(\text{NaOH})}{V(\text{NaOH})}, \quad V(\text{NaOH}) = 630 \text{ mL} = 0.63 \text{ L}$$

$$[\text{NaOH}] = \frac{1.26 \times 10^{-4}}{0.63} = 2 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] \quad | \quad \text{pOH} = -\log(2 \times 10^{-4})$$

$$\text{pOH} = -(\log(2) + \log(10^{-4})) \quad | \quad \text{pOH} = -(0.3 - 4)$$

$$\text{pOH} = 4 - 0.3 = 3.7$$

سؤال : تم إذابة 1.12g من القاعدة KOH في كمية من الماء حتى يصبح حجم المحلول 1L. إذا لزم 14ml من هذا المحلول للتعاادل مع

20ml من محلول الحمض HCl، احسب تركيز محلول HCl.

علمًا بأن الكتلة المولية للقاعدة $KOH = 56 \text{ g/mol}$.

$$n(\text{KOH}) = \frac{m(\text{KOH})}{M_r(\text{KOH})} \quad | \quad n(\text{KOH}) = \frac{1.12}{56} = 0.02 \text{ mol} \quad | \quad [\text{KOH}] = \frac{n(\text{KOH})}{V}, \quad V = 1 \text{ L}$$

$$[\text{KOH}] = \frac{0.02}{1} = 0.02 \text{ mol/L}$$

$$n(\text{KOH}) = M(\text{KOH}) \cdot V(\text{KOH}) \quad | \quad n(\text{KOH}) = 0.02 \cdot 14 \times 10^{-3} = 2.8 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n(\text{HCl}) = n(\text{KOH})$$

$$[\text{HCl}] = \frac{n(\text{HCl})}{V(\text{HCl})}, \quad V(\text{HCl}) = 20 \times 10^{-3} \text{ L}$$

$$[\text{HCl}] = \frac{2.8 \times 10^{-4}}{20 \times 10^{-3}} \quad | \quad [\text{HCl}] = 0.014 \text{ mol/L}$$

سؤال : احسب تركيز محلول الحمض HCl إذا تعادل 250ml منه تمامًا مع كمية كافية من NaOH، وتنتج من هذا التفاعل 5.8g من

ملح NaCl. علمًا بأن الكتلة المولية لـ $\text{NaCl} = 58 \text{ g/mol}$.

$$n(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{M_r(\text{NaCl})} \quad | \quad n(\text{NaCl}) = \frac{5.8}{58} = 0.1 \text{ mol}$$

$$n(\text{HCl}) = n(\text{NaCl}) \quad | \quad [\text{HCl}] = \frac{n(\text{HCl})}{V(\text{HCl})}, \quad V(\text{HCl}) = 250 \text{ mL} = 0.25 \text{ L}$$

$$[\text{HCl}] = \frac{0.1}{0.25} \quad | \quad [\text{HCl}] = 0.4 \text{ mol/L}$$

سؤال : قمنا في المختبر بتحضير محلول HCl بإذابة 340g من HCl في 100L من الماء. إذا لزم 250ml من هذا المحلول

لمعادلة 200ml من محلول NaOH، فما تركيز محلول NaOH؟ علمًا بأن: الكتلة المولية لـ $\text{HCl} = 34 \text{ g/mol}$.

$$n(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M_r(\text{HCl})} \quad | \quad n(\text{HCl}) = \frac{340}{34} = 10 \text{ mol}$$

$$V = 100 \text{ L} \quad | \quad [\text{HCl}] = \frac{n(\text{HCl})}{V} \quad | \quad [\text{HCl}] = \frac{10}{100} = 0.1 \text{ mol/L}$$

$$n(\text{HCl}) = M(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) \quad | \quad n(\text{HCl}) = 0.1 \cdot 250 \times 10^{-3} = 0.025 \text{ mol}$$

$$M(\text{NaOH}) = \frac{n(\text{NaOH})}{V(\text{NaOH})} \quad | \quad M(\text{NaOH}) = \frac{0.025}{200 \times 10^{-3}} \quad | \quad M(\text{NaOH}) = 0.125 \text{ mol/L}$$

سؤال : نريد تحضير برميل من حمض HClO بحجم 150L بحيث يكون كل 100ml منه كافيًا للتعاقد مع 200ml من محلول LiOH

تركيزه 0.1mol/L. فما كتلة حمض HClO التي يجب أن نذيبها لتحضير المحلول؟

علمًا بأن الكتلة المولية لـ HClO = 100 g/mol.

• نحسب عدد مولات LiOH باستخدام العلاقة: عدد المولات = التركيز × الحجم.

• عند نقطة التعاقد، عدد مولات HClO يساوي عدد مولات LiOH.

• نحسب عدد مولات HClO الكلي في حجم المحلول الكلي .

• نحسب كتلة HClO .

$$n(\text{LiOH}) = M(\text{LiOH}) \cdot V(\text{LiOH}) \quad | \quad n(\text{LiOH}) = 0.1 \cdot 200 \times 10^{-3}$$

$$n(\text{LiOH}) = 0.02 \text{ mol} \quad | \quad n(\text{HClO}) = n(\text{LiOH}) = 0.02 \text{ mol} \quad \text{لكل } 100\text{ml}$$

$$V(\text{HClO}) = 150 \text{ L} \quad | \quad n(\text{HClO})_{\text{total}} = 0.02 \cdot 1500 = 30 \text{ mol}$$

$$m(\text{HClO}) = n(\text{HClO}) \cdot M_r(\text{HClO})$$

$$m(\text{HClO}) = 30 \cdot 100 = 3000 \text{ g} = 3 \text{ kg}$$

الكواشف

الكواشف هي مواد كيميائية تتغير ألوانها حسب الرقم الهيدروجيني (pH) للوسط الذي توجد فيه. تتكون الكواشف من أحماض عضوية ضعيفة أو قواعد عضوية ضعيفة يتغير لونها عند رقم هيدروجيني قريب جدًا من نقطة التكافؤ.

استخدامات الكواشف :

- يستخدم الكيميائيون الكواشف لتحديد نقطة التكافؤ أثناء عملية المعايرة ومن ثم معرفة انتهائها.
- تستخدم الكواشف لتحديد ما إذا كان المحلول حمضيًا أو قاعديًا.

الكواشف ودورها في المعايرة الكيميائية:

الكواشف هي مواد تُستخدم بشكل رئيسي في التفاعلات الكيميائية لتحديد نقطة التكافؤ. نقطة التكافؤ هي النقطة التي تكون فيها كمية الحمض معادلة لكمية القاعدة في التفاعل الكيميائي. استخدام الكواشف مهم في عمليات المعايرة المختلفة، حيث يمكن استخدامها مع الأحماض والقواعد القوية والضعيفة على حد سواء.

أهمية نقطة التكافؤ:

تحديد نقطة التكافؤ يساعد الكيميائيين في حساب تركيز المواد المجهولة، مثل الأحماض أو القواعد. على سبيل المثال، إذا كان لديك حمض مجهول التركيز، ستحتاج إلى معرفة نقطة التكافؤ حتى تتمكن من حساب تركيزه بدقة.

طريقة عمل الكواشف:

الكواشف تعمل على تحديد نقطة النهاية من خلال تغير لونها. يحدث هذا التغيير عند الوصول إلى قيمة معينة من الرقم الهيدروجيني (pH)، مما يشير إلى أن التفاعل قد وصل إلى نقطة التكافؤ. مثال على ذلك هو كاشف الفينولفثالين الذي يتغير لونه عند وصول التفاعل إلى نقطة النهاية.

مكونات الكواشف:

الكواشف تتكون من مواد حمضية أو قاعدية عضوية ضعيفة. هذه المواد تتغير ألوانها بناءً على الرقم الهيدروجيني (pH) للمحلول، مما يساعد في تحديد نقطة التكافؤ في التفاعل الكيميائي.

التركيب الكيميائي للكواشف:

- الكواشف هي عبارة عن أحماض أو قواعد عضوية ضعيفة.
- المركبات العضوية تحتوي على الكربون والهيدروجين وعناصر أخرى.
- تتغير ألوان الكواشف اعتمادًا على التغير في الرقم الهيدروجيني (pH).

ما الغرض من استخدام الكواشف في عملية المعايرة؟

الغرض هو تحديد نقطة التكافؤ.

متى يتوقف التفاعل أثناء المعايرة؟

يتوقف التفاعل عند تغير لون الكاشف، مما يشير إلى الوصول إلى نقطة التكافؤ.

ما هي مكونات الكواشف؟

الكواشف هي عبارة عن أحماض أو قواعد عضوية ضعيفة تتغير ألوانها بناءً على التغير في الرقم الهيدروجيني.

ما الغرض من استخدام الكواشف في عملية المعايرة؟

أ) زيادة سرعة التفاعل ب) تعديل درجة الحرارة ج) تحديد نقطة التكافؤ د) تحديد نقطة الانصهار

الإجابة الصحيحة: ج) تحديد نقطة التكافؤ.

في عملية المعايرة، يتوقف التفاعل عند:

أ) صعود الفقاعات ب) خروج غاز H_2 ج) بداية تكون الملح د) تغير لون الكاشف

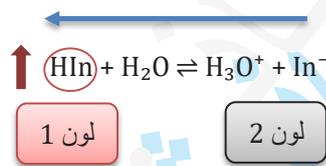
الإجابة الصحيحة: د) تغير لون الكاشف.

تأثير الكواشف على المحاليل الحمضية و القاعدية

الكواشف هي مواد كيميائية تتغير ألوانها اعتماداً على درجة حموضة أو قاعدية المحلول يُعد هذا التغير في اللون وسيلة فعالة لتحديد طبيعة المحلول (حمضي أو قاعدي) . عندما يتم إضافة الكاشف إلى محلول حمضي أو قاعدي، فإن التفاعل الكيميائي بين الكاشف والمحلول يؤدي إلى تغير اللون، والذي يعتمد على نوع المحلول وتركيز الأيونات الموجودة فيه.

1. إضافة الكاشف إلى محلول حمضي:

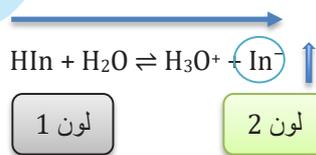
- في المحلول الحمضي، يكون تركيز أيونات الهيدرونيوم (H_3O^+) مرتفعاً
- وفقاً لمبدأ لوتشاتيليه، فإن زيادة تركيز H_3O^+ (H^+) في المحلول الحمضي تدفع التفاعل نحو تكوين المزيد من جزيئات الكاشف في شكله الحمضي (HIn).
- التفاعل الكيميائي :



عند إضافة محلول الكاشف HIn إلى محلول حمضي يحتوي على تركيز مرتفع من أيونات H_3O^+ مقارنةً بمحلول الكاشف، فإن التفاعل—وفقاً لمبدأ لوتشاتيليه—سوف يندفع بالاتجاه العكسي في محلول الكاشف لتقليل من تركيز H_3O^+ ، فيقلل بذلك من تركيز الأيون In^- ويختفي لونه (2) ويزيد تركيز HnI في محلول الكاشف غير المتأين ويظهر لونه (1) في المحلول.

2. إضافة الكاشف إلى محلول قاعدي:

- عند إضافة محلول الكاشف إلى محلول قاعدة يحتوي على تركيز عالٍ من أيونات OH^- ؛ مدى الرقم الهيدروجيني لتغير اللون تغير لون الكاشف فإن أيونات H_3O^+ **ستستهلك** في محلول الكاشف، ووفقاً لمبدأ لوتشاتيليه سوف يندفع التفاعل بالاتجاه الأمامي لتعويض النقص في تركيز H_3O^+ في معادلة الكاشف؛ مما يزيد من تركيز الأيون In^- ويظهر لونه (2) في المحلول، بينما يقل تركيز الكاشف HIn غير المتأين ويختفي لونه (1) من المحلول. يتغير لون الكاشف في مدى معين من الرقم الهيدروجيني يعتمد على النسبة بين تركيز ما يتأين منه إلى نسبته الأصلية
- التفاعل الكيميائي :



في هذه الحالة، يتفكك الكاشف الحمضي إلى الشكل القاعدي In^- ، مما يؤدي إلى ظهور اللون الخاص بالكاشف في شكله القاعدي.

تجربة تحديد طبيعة المحلول باستخدام الكاشف اللوني HIn

الكواشف اللونية مثل HIn تستخدم لتحديد ما إذا كان المحلول حمضيًا أو قاعديًا. يعتمد لون المحلول بعد إضافة الكاشف على التوازن الكيميائي بين الشكل الحمضي للكاشف HIn والشكل القاعدي In^- . التفاعل الكيميائي:



HIn: الشكل الحمضي للكاشف، ولونه أحمر.

In^- : الشكل القاعدي للكاشف، ولونه أصفر.

خطوات التجربة:

تحضير المحلول المجهول:

قم بتحضير محلول مجهول لا تعرف ما إذا كان حمضيًا أو قاعديًا.

إضافة الكاشف:

أضف بضع قطرات من الكاشف HIn إلى المحلول المجهول.

ملاحظة التغير في اللون:

1_ إذا تحول لون المحلول إلى الأحمر، فإن المحلول حمضي. في هذه الحالة، يبقى التوازن الكيميائي نحو اليسار، حيث يبقى الكاشف في شكله الحمضي HIn.

2_ إذا تحول لون المحلول إلى الأصفر، فإن المحلول قاعدي. في هذه الحالة، يتحول التوازن الكيميائي نحو اليمين، مما يؤدي إلى تكون In^- .

الاستنتاج:

إذا كان لون المحلول أحمر:

المحلول حمضي، مما يعني أن HIn (الشكل الحمضي للكاشف) هو المسيطر.

إذا كان لون المحلول أصفر:

المحلول قاعدي، مما يعني أن In^- (الشكل القاعدي للكاشف) هو المسيطر.

خلاصة:

المحلول الحمضي سيأخذ لون الكاشف الحمضي (الأحمر)، والمحلول القاعدي سيأخذ لون الكاشف القاعدي (الأصفر). بهذه الطريقة، يمكن استخدام لون المحلول الناتج بعد إضافة الكاشف لتحديد طبيعة المحلول المجهول.

المنطقة الحمضية ($pH < 6.0$):

- لون المحلول: شفاف أو بلون الكاشف الحمضي (مثل الأحمر).
- مثال: إذا كان pH أقل من 6.0، يكون لون المحلول عديم اللون أو أحمر، اعتمادًا على الكاشف المستخدم.

المنطقة الانتقالية ($6.0 \leq pH \leq 7.0$):

- لون المحلول: يبدأ اللون بالتحول تدريجيًا، مثل التحول من عديم اللون إلى زهري، أو من أحمر إلى أخضر، اعتمادًا على الكاشف المستخدم.
- مثال: عند نقطة المعايرة (pH بين 6.0 و7.0)، يبدأ المحلول في تغيير لونه تدريجيًا.

المنطقة القاعدية ($pH > 7.0$):

- لون المحلول: ملون بلون الكاشف القاعدي (مثل الأزرق أو الزهري).
- مثال: إذا كان pH أعلى من 9.0، يصبح لون المحلول أزرق أو زهري، اعتمادًا على الكاشف المستخدم.

مثال توضيحي باستخدام الفينولفثالين:

- إذا كان $pH < 8.2$: المحلول شفاف، ولون الفينولفثالين عديم اللون.
- إذا كان $8.2 \leq pH \leq 10.0$: يبدأ اللون بالتحول تدريجيًا من شفاف إلى زهري.
- إذا كان $pH > 10.0$: يصبح المحلول زهريًا بالكامل.

سؤال : يتغير لون كاشف ما من الأصفر إلى الأزرق في المدى من 6 إلى 7.6.

1 إذا أضفناه إلى محلول قاعدي، فما هو اللون الناتج؟

الإجابة: إذا كان المحلول قاعديًا ويملك قيمة pH أكبر من 7.6، فإن اللون الناتج سيكون أزرق.

2 إذا أضفناه إلى محلول حمضي، فما هو اللون الناتج؟

الإجابة: إذا كان المحلول حمضيًا ويملك قيمة pH أقل من 6.0، فإن اللون الناتج سيكون أصفر.

3 ما لون Hin ؟

الإجابة: اللون الأصفر.

4 إذا استخدمناه في معايرة حمض HCl ، فمتى نتوقف عند ظهور اللون؟

الإجابة: أثناء معايرة حمض HCl باستخدام قاعدة، يتغير اللون من الأصفر إلى الأزرق عندما يصل pH المحلول إلى حوالي 7.6. لذا، يجب التوقف عند ظهور اللون الأزرق، الذي يدل على الوصول إلى نقطة التعادل أو الانتهاء من المعايرة.

الجدول (7): مدى الرُّقم الهيدروجيني لتغيُّر ألوان بعض الكواشف.

مدى الرقم الهيدروجيني لتغير اللون	تغيُّر لون الكاشف		اسم الكاشف
	إلى	من	
3.1 - 4.4	أصفر	أحمر	الميثيل البرتقالي
4.2 - 6.3	أصفر	أحمر	الميثيل الأحمر
6.0 - 7.6	أزرق	أصفر	البروموثايمول الأزرق
6.8 - 8.4	أحمر	أصفر	الفينول الأحمر
8.2 - 10.0	زهري	عديم اللون	الفينولفثالين

* الجدول للاطلاع؛ ليس الحفظ.

الجدول يوضح تغير لون بعض الكواشف الكيميائية ضمن مدى محدد من قيم الـ pH. كل كاشف يمر بتغير لوني في نطاق معين من الـ pH، مما يتيح استخدامه لتحديد طبيعة المحلول، سواء كان حمضياً أو قاعدياً، بناءً على اللون الناتج عند إضافة الكاشف.

اختيار الكاشف المناسب في تجربة المعايرة ضروري لضمان دقة النتائج. يجب اختيار كاشف يتغير لونه عند قيمة pH قريبة جداً من نقطة التعادل. على سبيل المثال، عند معايرة حمض الهيدروكلوريك HCl مع القاعدة هيدروكسيد الصوديوم NaOH، يُفضل استخدام كاشف الفينولفثالين أو الميثيل الأحمر، لأن هذه الكواشف تغير لونها في نطاق pH قريب من نقطة التعادل، مما يساعد في تحديد اللحظة الدقيقة التي يحدث فيها التعادل بين الحمض والقاعدة.

اختر من الجدول المجاور كاشف مناسب لإجراء عملية معايرة

حمض HCl بالقاعدة KOH.

الكاشف	المدى (pH)
A	2 - 3
B	2.5 - 10
C	8 - 9
D	10 - 10.5

الجواب : C

الرّبط مع الحياة

يُعدُّ حمضُ الهيدروكلوريك (HCl) في المَعِدَّة من أهم الإفرازات المَعِدِيَّة التي تسهم في هضم البروتينات، وتنشيط إنزيمات الهضم، وقتل الجراثيم التي تدخل إلى المَعِدَّة، وقد تجلّت عظمة الخالق بتوفير الوسائل الكفيلة بحماية جدار المَعِدَّة من تأثير هذا الحمض ومنع تآكله؛ وذلك عن طريق الإفراز المستمر للغشاء المخاطي المُبطّن لجدار المَعِدَّة، كما في الشكل أدناه، حيث يمنع الحمض من الوصول إلى النسيج الطلائي المُكوّن له، إضافة إلى قدرة هذا النسيج على التجدّد بشكل مستمر.



الرّبط مع الصناعة

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



الرّبط مع الصناعة

السّحمة Grease

تُستخدَم القواعدُ، مثل هيدروكسيد كلّ من الصوديوم والليثيوم بسبب ملمسها الزلق، في صناعة ما يُسمّى بالسّحوم الصابونيّة (السّحمة) التي تُستخدَم في تشحيم الآلات والسيارات وغيرها للتقليل من الاحتكاك؛ حيث تُضاف هذه القواعد إلى الدهون النباتيّة أو الحيوانيّة لصناعة أنواع مختلفة من تلك السّحوم أو ما يُسمّى بالصابون السّحمي، مثل: الصّابون الليثيومي Lithium Grease، والصابون الصوديومي Sodium Grease.



الرّبط بالصّحة

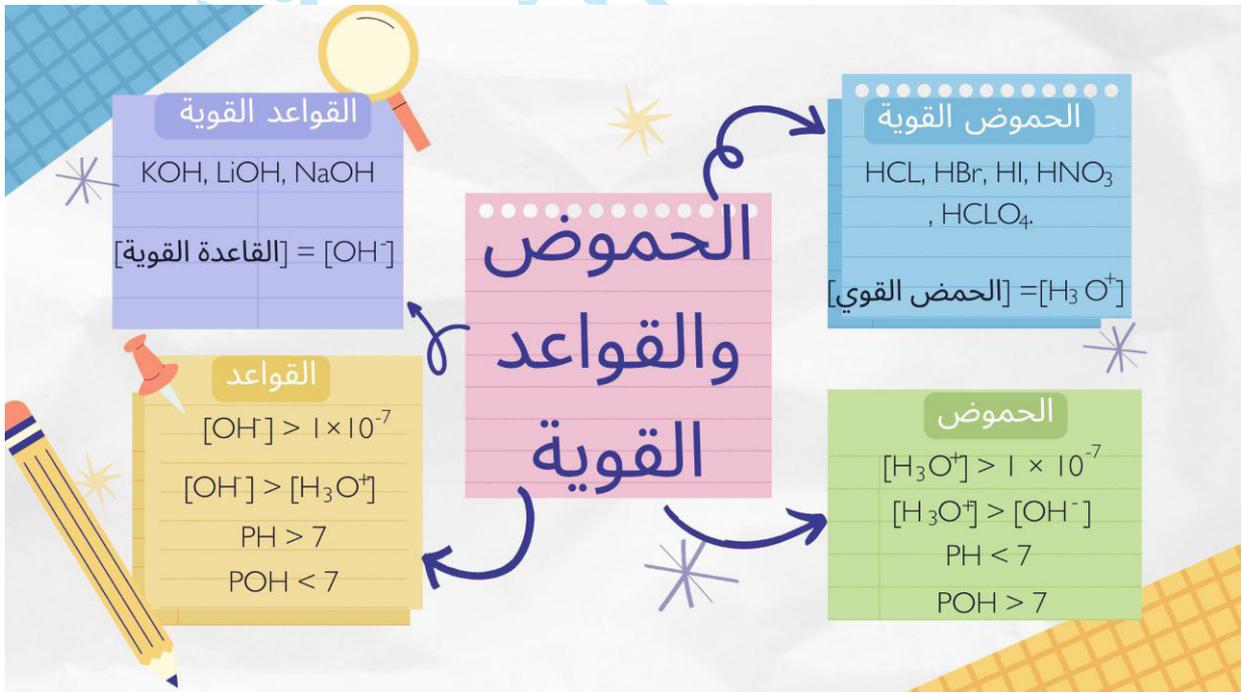
حليب المغنيسيا: محلّولٌ مملّح من هيدروكسيد المغنيسيوم بنسبة 8% بالكتلة، يُستخدَم في علاج الإمساك وعسر الهضم وحرقة المَعِدَّة، وهو متوفّر في الصيدليات على شكل حُبوب أو سائل.



أستخدَم - بالتعاون

مع بعض زملائي - الكاميرا الرّقويّة لتصوير فيلم يُبيّن مراحل تجربة معايرة حمض قوي مع قاعدة قويّة، وكيفيّة حساب التركيز المجهول في التجربة، ثمّ أشاركه زملائي/ زميلاتي في الصّفّ.

الخرائط الذهنية



تذكر

إذا كانت تركيز OH^- أو H_3O^+ معلوم، يمكننا معرفة الآخر عن طريق قانون:

$$K_w = 10^{-14} = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$$

لحساب تركيزهما يمكن من خلال القانون

$$[\text{ }] = \frac{n}{V}$$

عدد المولات (mol) ← n
التركيز mol ← []
الحجم (L) ← V

ثلر قدورة

يمكن حساب عدد المولات (n) عن طريق العلاقة:

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

عدد المولات ← n
الكتلة ← m
الكتلة المولية ← M_r

m = n × M_r

تذكر انه

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

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

وتذكر انه العكس

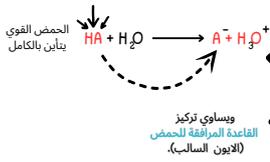
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

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

طيب

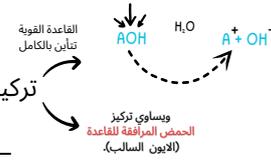
شو في علاقة تجمع بين pH و pOH؟

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$



تذكر لأن الحموض والقواعد القوية تتأين بالكامل.

تركيز $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{الحمض القوي}]$



المعايرة

بكل بساطة، لما تتعادل المادتين هذا يعني ان عدد المولاتهما متساوي

$$n_{\text{القاعدة}} = n_{\text{الحمض}}$$

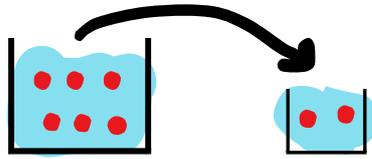
شو الفرق بين نقطة التعادل والتكافئ

تكافئ كلمة عامة في تفاعلات الحموض والقواعد
اما التعادل يخص الحموض القوية والقواعد القوية

ثلر قدورة

العينة وعدد المولات

اذا اخذنا جزء من محلول تركيز العينة يتساوى مع تركيز الحمض لكن عدد المولات يختلف



اذا صار في تغير في حجم المحلول دون اضافة للحمض والقاعدة فان عدد المولات يكون نفسه

