النصيحة التعليمي

أتقن الرياضيات أبدع في الكيمياء

توجيهي

2024

الحموض و القواعد

الدرس الثاني

الرقم الهيدروجيني و محاليل الحموض و القواعد القوية

الأستاذ : ثامر قدورة

موقع النصيحة التعليمي

0797488070 https://naseehamath.com/ @nassihamathbot

التعاريف

الكتلة: الكتلة هي مقدار ما يحتويه الجسم من مادة، وتقاس عادة بوحدة الجرام أو الكيلوجرام.

الكتلة المولية: الكتلة المولية هي كتلة جزيء واحد من مادة معينة، وتقاس بوحدة الجرام لكل مول. تمثل الكتلة المولية مجموع الكتل الذرية لجميع الذرات في الجزيء.

عدد المولات: المول هو وحدة لقياس كمية المادة، ويمثل عددًا محددًا من الجسيمات مثل الذرات أو الجزيئات، ويساوي تقريبًا 6.022×10^{23} من الجسيمات (عدد افوجادرو).

التركيز: التركيز هو مقياس يعبر عن كمية المادة المذابة في كمية معينة من المذيب أو المحلول.

نقطة التعادل: نقطة التعادل هي النقطة التي تتعادل فيها تمامًا جميع أيونات الهيدرونيوم وأيونات الهيدروكسيد خلال عملية المعايرة، وتكون قيمة الرقم الهيدروجيني للمحلول تساوي 7.

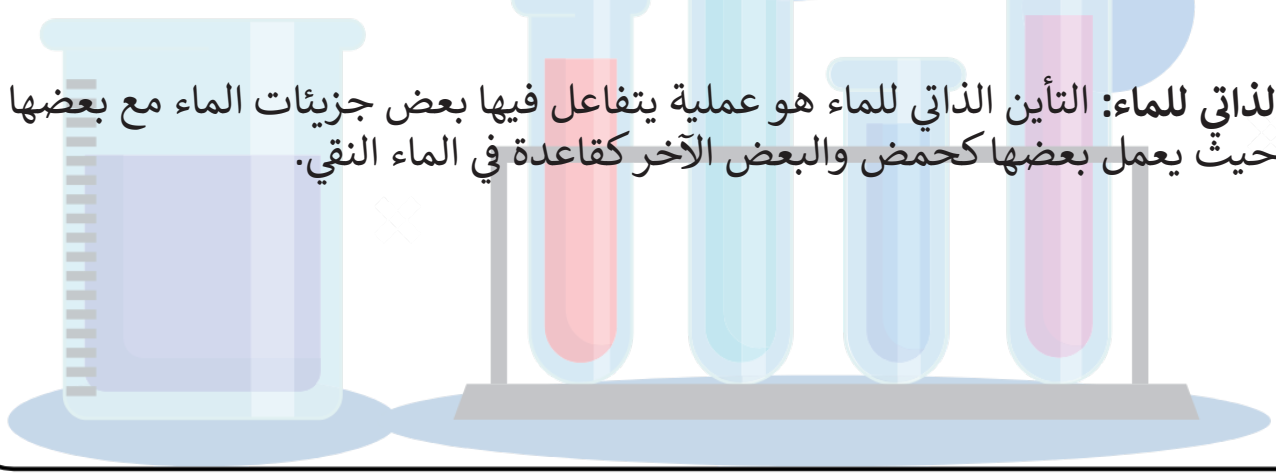
نقطة التكافؤ: نقطة التكافؤ هي النقطة التي يصبح عندها عدد مولات أيونات الهيدروكسيد مكافئًا لعدد مولات أيونات الهيدرونيوم في المحلول.

نقطة النهاية: نقطة النهاية هي النقطة التي يضاف عندها من المحلول القياسي إلى المحلول مجهول التركيز ويتغير عندها لون الكاشف، وتحدد انتهاء عملية المعايرة.

المعايرة: المعايرة هي الإضافة التدريجية لمحلول قاعدة معلوم التركيز إلى محلول حمض مجهول التركيز، أو العكس.

ثابت تأين الماء: ثابت تأين الماء هو ثابت الاتزان لتأين الماء.

التأين الذاتي للماء: التأين الذاتي للماء هو عملية يتفاعل فيها بعض جزيئات الماء مع بعضها البعض حيث يعمل بعضها كحمض والبعض الآخر كقاعدة في الماء النقي.



الرقم الهيدروجيني و محاليل الحموض و القواعد القوية

توجيهي 2007

الأستاذ : ثامر قدورة

الكتلة وعدد المولات

1. الكتلة (Mass): الكتلة هي مقدار ما يحتويه الجسم من مادة. تُقاس عادةً بوحدة الجرام (g) أو الكيلوجرام (kg).

2. الكتلة المولية (Molar Mass): الكتلة المولية هي الكتلة لجزيء واحد من مادة 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 لقياس كمية المادة، ويمثل عددًا محددًا من الجسيمات (مثل الذرات أو الجزيئات)، والذي يساوي تقريبًا 6.022×10^{23} من الجسيمات (وهو عدد أفوجادرو).

مثال :

1. الكتلة (Mass): إذا كان لدينا 10 جرامات من الحمض HA و 20 جرامًا من الحمض HB، فإن الكتلة ببساطة هي 10 جرامات و 20 جرامًا على التوالي.

2. الكتلة المولية (Molar Mass): لنفترض أن الكتلة المولية للحمض HA هي 50 جرام/مول، وللحمض HB هي 100 جرام/مول.

الحمض HA: الكتلة المولية للحمض HA تساوي 50 جرام/مول.

هذا يعني أن إذا كان لديك 1 مول من HA، فإن كتلة هذا المول ستكون 50 جرام.

بعبارة أخرى، إذا كان لديك **عدد أفوجادرو (6.022×10^{23}) من جزيئات HA**، فإن الكتلة الكلية لهذه الجزيئات ستكون 50 جرام.

الحمض HB : الكتلة المولية للحمض HB تساوي 100 جرام/مول.

هذا يعني أن إذا كان لديك 1 مول من HB، فإن كتلة هذا المول ستكون 100 جرام. بعبارة أخرى، إذا كان لديك نفس العدد من **الجزيئات (6.022×10^{23})** من جزيئات HB، فإن كتلتها ستكون 100 جرام.

3.عدد المولات (Moles):

إذا كان لدينا 10 جرامات من الحمض HA، يمكننا حساب عدد المولات كالتالي:

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{الكتلة m}}{\text{الكتلة المولية Mr}} = \frac{10\ g}{50\ g/mol} = 0.2 \text{ مول}$$

وللحمض HB، إذا كان لدينا 20 جرامًا:

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{الكتلة m}}{\text{الكتلة المولية Mr}} = \frac{20\ g}{100\ g/mol} = 0.2 \text{ مول}$$

في هذا المثال، لدينا 0.2 مول من كل من HA وHB، على الرغم من أن كتلتيهما مختلفتان.

4. التركيز (Concentration):

إذا قمنا بإذابة 0.2 مول من الحمض HA في لتر واحد من الماء، فإن التركيز سيكون 0.2 مولاري (M).
وبالمثل، إذا قمنا بإذابة 0.2 مول من الحمض HB في لتر واحد من الماء، فإن التركيز أيضًا سيكون 0.2 مولاري (M).

الفرق الأساسي بين الحمضين HA وHB 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.

$m = Mr*n$ n هو عدد المولات (Moles).

$n = \frac{m}{Mr}$ m هي الكتلة (Mass) بوحدة الجرام (g).

$Mr = \frac{m}{n}$ Mr هي الكتلة المولية (Molar Mass) بوحدة الجرام لكل مول (g/mol).

سؤال احسب عدد المولات في قطعة من النحاس كتلتها ١٢٨ جرامًا، علماً أن الكتلة المولية للنحاس هي ٦٤ جرام/مول.

الحل :

عدد المولات n = الكتلة m / الكتلة المولية Mr = 128 g / 64 g/mol = mol 2

سؤال احسب عدد المولات في عينة من كلوريد الهيدروجين HCl كتلتها 720 جرامًا، علمًا أن الكتلة المولية لـ HCl هي 36 جرام/مول.

الحل :

عدد المولات n = الكتلة m / الكتلة المولية Mr = 720 g / 36 g/mol = mol 20

سؤال كم كتلة KOH (هيدروكسيد البوتاسيوم) التي تحتوي على 30 مول، علمًا أن الكتلة المولية لـ KOH هي 56 جرام/مول

الحل :

عدد المولات n=30 مول.

الكتلة المولية لـ KOH=56 جرام/مول.

الكتلة m = عدد المولات n * الكتلة المولية Mr

1680 g = 30 × 56

إذن، الكتلة المطلوبة لـ 30 مول من هيدروكسيد البوتاسيوم KOH هي 1680 جرام.

للمزيد من التمارين ، يرجى زيارة

موقعنا "النصيحة التعليمي" والنقر

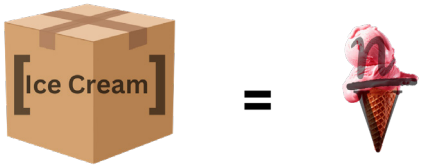
على زر ابدأ التمرن

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".



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

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

الحل :

$$\text{التركيز} = \frac{\text{عدد المولات } n}{\text{الحجم } V} = \frac{\text{2 مول}}{\text{10 لتر}} = 0.2\ M$$

سؤال ما هو تركيز HCl الناتج من إذابة 1mol مول منه في الماء لتحضير محلول حجمه 500ml؟

الحل :

$$\text{التركيز} = \frac{\text{عدد المولات } n}{\text{الحجم } V} = \frac{1\ mol}{500\ ml} = \frac{1\ mol}{0.5\ L} = 2\ M$$

سؤال ما هو التركيز المولاري لمحلول حجمه 1.5 لتر ويحتوي على 3 مول من NaCl

أ) 2M ب) 0.5M ج) 0.2M د) 3M

الحل :

$$\text{التركيز} = \frac{\text{عدد المولات } n}{\text{الحجم } V} = \frac{3\ mol}{1.5\ L} = 2\ M$$

النصيحة التعليمي
أتقن الرياضيات أبدع في الكيمياء

سؤال كم كتلة السكر اللازمة لتحضير محلول حجمه 100 مل بتركيز 0.5 مول/لتر، علمًا أن الكتلة المولية للسكر هي 340 جرام/مول؟

الحل :

الكتلة = عدد المولات * الكتلة المولية

$$\text{التركيز} = \frac{\text{عدد المولات n}}{\text{الحجم V}}$$ اذا التركيز × الحجم = عدد المولات

عدد المولات = 0.5 * 0.1 =0.05mol

$$m = 340 \times 0.05 \longrightarrow 17g$$

سؤال جد تركيز محلول تم تحضيره بإذابة 1.8×10^{-2} جرام من HCl في محلول حجمه 360ml علماً أن الكتلة المولية لـ HCl هي 36g/mol.

الحل :

١. حساب عدد المولات n:

$$n = \frac{\text{كتلة } HCl}{M_r} = \frac{1.8 \times 10^{-2} \text{جرام}}{36 \text{جرام/مول}} = 5 \times 10^{-4} \text{مول}$$

٢. تحويل حجم المحلول V من ملليتر إلى لتر:

$$V = 360 \text{ملليتر} = 0.360 \text{لتر}$$

٣. حساب تركيز المحلول C:

$$C = \frac{n}{V} = \frac{5 \times 10^{-4} \text{مول}}{0.360 \text{لتر}} \approx 1.39 \times 10^{-3} \text{مول/لتر}$$

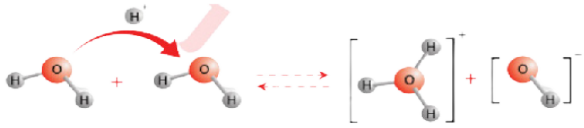
الإجابة

إذن، تركيز محلول HCl هو 1.39×10^{-3} مول/لتر.

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:



$$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

ونظراً إلى أن تأين الماء قليل جداً، نفترض أن تركيز الماء يبقى ثابتاً؛ ويمكن دمجه مع ثابت الاتزان، ويُعبَّر عنه بثابت جديد يسمى ثابت تأين الماء ، ويُرمَز له (Kw)، ويُعرف أنه ثابت الاتزان لتأين الماء، وقد وُجد أنه يساوي 1×10^{-14} عند درجة حرارة ٢٥° سيليسيوس ، ويُعبَّر عنه على النحو الآتي:

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

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

الجدول يوضح التركيز و نوع المحلول

المحلول	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$
المتعادل	1×10^{-7}	1×10^{-7}
الحمضي	أكبر من 1×10^{-7}	أقلُّ من 1×10^{-7}
القاعدي	أقلُّ من 1×10^{-7}	أكبر من 1×10^{-7}

$$K_C = \frac{[H_3O^+]\ [OH^-]}{[H_2O]\ [H_2O]}$$

$$K_C[H_2O]^2 = [H_3O^+][OH^-]$$

النصيحة التعليمي
أتقن الرياضيات أبدع في الكيمياء

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

المحلول	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	تصنيف المحلول
المحلول الأول	$1\times10^{-2}\,M$		
المحلول الثاني		$1\times10^{-7}\,M$	
المحلول الثالث		$1\times10^{-4}\,M$	

الحل		
حمضي	$1 * 10^{-12}$	$1 * 10^{-2}$
متعادل	$1 * 10^{-7}$	$1 * 10^{-7}$
قاعدي	$1 * 10^{-4}$	$1 * 10^{-10}$

٢) صنف المحاليل الآتية إلى حمضي وقاعدي

1. $[H_3O^+] = 5 \times 10^{-3}$
2. $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-7}$
3. $[OH^-] = 5 \times 10^{-8}$
4. $[OH^-] = 5 \times 10^{-2}$

الحل

1) حمضي 2) متعادل 3) حمضي 4) قاعدي

٣) في عملية التأين الذاتي للماء, احسب تركيز $[H_3O^+]$

1. $[OH^-] = [H_3O^+]$ في الماء النقي
2. $[H_3O^+][H_3O^+] = 1\times10^{-14}$
3. $[H_3O^+]^2 = 1\times10^{-14}$
4. $\sqrt{[H_3O^+]^2} = \sqrt{1\times10^{-14}}$
5. $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-7}\,M$
6. $[H_3O^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7}\,M$

٤) يحتوي الماء النقي على نسبة ضئيلة من الأيونات، علل

بسبب ظاهرة التأين الذاتي للماء، حيث 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.

النصيحة التعليمي
أتقن الرياضيات أبدع في الكيمياء

مبدأ لوشاتلييه

ترتبط قوة الحمض بقدرته على التأين ومنح البروتون في التفاعل، فعند إذابة الحمض في الماء، يتأين وينتج أيون الهيدرونيوم H_3O^+ وأيون آخر سالباً. فمثلاً، عند إذابة 1 mol من الحمض HCl في 1 L من الماء، يتأين كلياً، فيؤدي إلى زيادة تركيز أيونات H_3O^+، كما في المعادلة الآتية:

$$H_2O + HCL \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

ولما كان الماء يحتوي على أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ وأيونات الهيدروكسيد OH^- في حالة اتزان مع جزيئات الماء غير المتأينة، كما يتضح من معادلة التأين الذاتي للماء:

$$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

فإن موضع الاتزان في الماء ينزاح - **وفقاً لمبدأ لوتشاتلييه** - نحو اليسار، وبذلك يقل تركيز أيونات OH^-. ويبقى ثابت تأين الماء K_w ثابتاً، ونظراً إلى أن تركيز أيونات H_3O^+ الناتجة من التأين الذاتي للماء يكون صغيراً جداً مقارنة بتركيزها الناتج من تأين الحمض القوي، فنهمل H_3O^+ الناتجة من التأين الذاتي للماء، ويعد الحمض المصدر الرئيس لهذه الأيونات.

مبدأ لوتشاتلييه

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

الاسئلة

① **عند إضافة HCl إلى الماء، فان $[OH^-]$ يقل و ذلك حسب مبدأ :**

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

② **عند أضافة حمض HCL الى الماء فانه حسب مبدأ لوتشاتلييه**

أ) يزداد $[OH^-]$ & $[H_3O^+]$ تزداد　　ب) يزداد $[OH^-]$ & $[H_3O^+]$ يقل　　ج) تقل $[OH^-]$ & $[H_3O^+]$ تزداد　　د) $[OH^-]$ يقل

③ **في محلول حمض قوي، المصدر الرئيسي لأيونات H_3O^+**

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

الاجابات : ❶ ج) لوتشاتلييه　　❷ د) $[OH^-]$ يقل　　❸ ج) التأين الكلي للحمض.

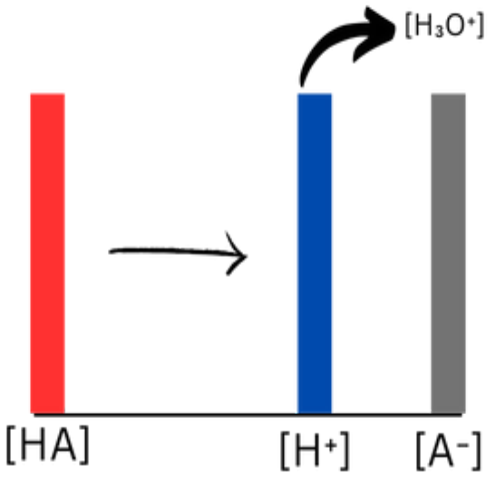
النصيحة التعليمي
أتقن الرياضيات أبدع في الكيمياء

تأين الحمض القوي

عند إذابة حمض قوي في الماء، يحدث التأين الكامل للحمض،

مما يؤدي إلى تكوين أيونات الهيدروجين (H^+) وأيونات الحمض السالبة (A^-).

أيونات الهيدروجين تتفاعل فورًا مع جزيئات الماء لتكوين أيونات الهيدرونيوم (H_3O^+). نتيجة لذلك، تركيز (H_3O^+) في المحلول يساوي تركيز الحمض القوي (HA) المضاف.



بناءا على ما سبق

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

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

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]}$$

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

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

n: عدد المولات — V: الحجم

$$m = n \cdot Mr$$

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

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

الكتلة = عدد المولات . الكتلة المولية

$$\text{الكتلة المولية} = \frac{\text{الكتلة}}{\text{عدد المولات}}$$

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{الكتلة}}{\text{الكتلة المولية}}$$

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

الكتلة المولية لحمض النيتريك هي 63 g/mol

خطوات الحل :

أولاً، لنقم بحساب عدد مولات HNO_3 المذابة:

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{الكتلة}}{\text{الكتلة المولية}}$$

$$\frac{1.26}{63} = \frac{126 \times 10^{-2}}{63}$$

$$\text{عدد مولات } HNO_3 = \frac{1.26 \text{ g}}{63 \text{ g/mol}} = 0.02 \text{ mol}$$

بعد ذلك، نحسب تركيز HNO_3 في المحلول. التركيز يُحسب كالتالي:

$$\text{التركيز} = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم باللتر}}$$

الحجم باللتر:

$$100 \text{ ml} = 0.1 \text{ L}$$

$$[HNO_3] = \frac{0.02 \text{ مول}}{0.1 \text{ لتر}} = 0.2 \text{ mol/L}$$

حمض النيتريك HNO_3 هو حمض قوي ويتأين تمامًا في الماء إلى أيونات $[H_3O^+]$ و $[NO_3^-]$:

$$HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + NO_3^-$$

إذًا تركيز $[H_3O^+]$ سيكون مساويًا لتركيز HNO_3:

$$[H_3O^+] = 0.2 \text{ mol/L}$$

الآن نستخدم ثابت تأين الماء Kw لحساب تركيز أيونات الهيدروكسيد $[OH^-]$:

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

$$[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{0.2} = 5 \times 10^{-14} \text{ mol/L}$$

إذن، تركيز أيونات الهيدروكسيد $[OH^-]$ في المحلول هو 5×10^{-14} مول/لتر.

للمزيد من التمارين ، يرجى زيارة
موقعنا "النصيحة التعليمي" والنقر
على زر ابدأ التمرن

سؤال إذا كان تركيز $[Br^-]$ في محلول حمض الهيدروبروميك (HBr) يساوي 2×10^{-3} مول/لتر، فان تركيز $[OH^-]$ في نفس المحلول هو ؟

أ) 5×10^{-11} ب) 5×10^{-12} ج) 5×10^{-13} د) 5×10^{-16}

خطوات الحل :

$$H_2O + HBr \longrightarrow H_3O^+ + Br^-$$

$$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

1. تحديد تركيز $[H_3O^+]$: حمض الهيدروبروميك HBr هو حمض قوي ويتأين تمامًا في الماء إلى $[H_3O^+]$ و $[Br^-]$:

$$HBr + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Br^-$$

لذلك، تركيز $[Br^-]$ هو نفسه تركيز $[H_3O^+]$:

$$[H_3O^+] = 2 \times 10^{-3} \text{ مول/لتر}$$

2. استخدام ثابت تأين الماء K_w لحساب تركيز $[OH^-]$:

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

بتعويض قيمة $[H_3O^+]$:

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-3}} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-3}} = 5 \times 10^{-12} \text{ مول/لتر}$$

الإجابة: الخيار الصحيح هو ب: 5×10^{-12}.

سؤال ؟؟؟ احسب كتلة $HClO_4$ اللازمة لتحضير محلول تركيز OH^- فيه يعادل ربع تركيز H_3O^+. علما بأن حجم المحلول 2 لتر، والكتلة المولية لحمض البيركلوريك $HClO_4$ تساوي 100 g/mol.

خطوات الحل:

1. تحديد العلاقة بين تركيز $[OH^-]$ وتركيز $[H_3O^+]$:
إذا كان تركيز $[OH^-]$ يعادل ربع تركيز $[H_3O^+]$، فإنه يمكننا القول:

$$[OH^-] = \frac{1}{4}[H_3O^+]$$

2. استخدام ثابت تأين الماء K_w:
نعلم أن:

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

بتعويض العلاقة بين $[OH^-]$ و $[H_3O^+]$:

$$1 \times 10^{-14} = [H_3O^+]\left(\frac{1}{4}[H_3O^+]\right)$$

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

3. حل المعادلة لإيجاد تركيز $[H_3O^+]$:

$$[H_3O^+]^2 = 4 \times 10^{-14}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{4 \times 10^{-14}} = 2 \times 10^{-7} \text{ مول/لتر}$$

4. حساب عدد مولات $HClO_4$ اللازمة:
بما أن $HClO_4$ حمض قوي يتأين تماماً في الماء إلى $[H_3O^+]$ و $[ClO_4^-]$:

$$HClO_4 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + ClO_4^-$$

تركيز $[H_3O^+]$ الناتج من تأين $HClO_4$ سيكون مساويًا لتركيز $HClO_4$ المذاب. إذاً:

$$[HClO_4] = 2 \times 10^{-7} \text{ مول/لتر}$$

حجم المحلول 2 لتر:

$$\text{عدد مولات } HClO_4 = [HClO_4] \times \text{حجم المحلول} = 2 \times 10^{-7} \times 2 = 4 \times 10^{-7} \text{ مول}$$

5. حساب الكتلة اللازمة من $HClO_4$:
باستخدام الكتلة المولية لحمض البيركلوريك $HClO_4$ والتي تساوي 100 جم/مول:

$$\text{الكتلة} = \text{عدد المولات} \times \text{الكتلة المولية} = 4 \times 10^{-7} \times 100 = 4 \times 10^{-5} \text{ جم}$$

الإجابة: الكتلة اللازمة من $HClO_4$ لتحضير المحلول هي 4×10^{-5} جرام.

سؤال ؟؟ محلول $HClO_4$ حجمه 2 لتر وتركيز $[OH^-]$ فيه يساوي 1×10^{-13} M.

كم جرام من $HClO_4$ يجب أن نضيفه للمحلول لتخفض قيمة $[OH^-]$ لنصف قيمتها الأصلية علمًا أن الكتلة المولية ل $HClO_4$ تساوي (g/mol) 100.

لحساب كمية $HClO_4$ التي يجب إضافتها لتخفيض تركيز $[OH^-]$ إلى نصف قيمته الأصلية، سنقوم بالخطوات التالية:

خطوات الحل :

1. حساب تركيز $[OH^-]$ في المحلول الأصلي:

نعلم أن:

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

وبما أن تركيز $[OH^-]$ في المحلول الأصلي هو M: 10^{-13}

$$[H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-13}} = 10^{-1}\,M$$

2. حساب تركيز $[OH^-]$ الجديد بعد الإضافة:

نريد تخفيض تركيز $[OH^-]$ إلى نصف قيمته الأصلية:

$$[OH^-]_{new} = \frac{10^{-13}}{2} = 0.5 \times 10^{-13}\,M$$

3. حساب تركيز $[H_3O^+]$ الجديد بعد الإضافة:

باستخدام قانون التوازن:

$$[H_3O^+]_{new} = \frac{10^{-14}}{[OH^-]_{new}} = \frac{10^{-14}}{0.5 \times 10^{-13}} = 2 \times 10^{-1}\,M$$

4. حساب زيادة تركيز $[H_3O^+]$:

الفرق في تركيز $[H_3O^+]$ الذي يجب إضافته:

$$\Delta[H_3O^+] = [H_3O^+]_{new} - [H_3O^+]_{old} = 2 \times 10^{-1} - 10^{-1} = 10^{-1}\,M$$

5. حساب كمية $HClO_4$ التي يجب إضافتها:

المولارية المطلوبة:

$$\Delta[HClO_4] = 10^{-1}\,M$$

حجم المحلول هو 2 لتر:

$$\text{عدد المولات} = \Delta[HClO_4] \times \text{حجم المحلول} = 10^{-1} \times 2 = 0.2 \text{ مول}$$

الكتلة المولية لحمض البيركلوريك $HClO_4$ هي 100 جرام/مول:

$$\text{الكتلة المطلوبة} = \text{عدد المولات} \times \text{الكتلة المولية} = 0.2 \times 100 = 20 \text{ جرام}$$

النتيجة:

إذن، يجب إضافة 20 جرام من $HClO_4$ للمحلول لتخفيض تركيز $[OH^-]$ إلى نصف قيمته الأصلية.

محاليل القواعد القوية - المفاهيم

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 أيونات مكونة لها في المحلول.

خصائص القواعد القوية:

1 التأين الكامل:

تتأين القواعد القوية بشكل كامل في الماء، مما يزيد من تركيز أيونات OH^- بشكل كبير في المحلول.

2 تركيز أيونات الهيدروكسيد:

بسبب التأين الكامل، يكون تركيز أيونات OH^- مساوياً لتركيز القاعدة التي تم إذابتها.

3 قيم pH العالية:

محاليل القواعد القوية تكون ذات قيم pH مرتفعة، مما يدل على أن المحلول قاعدي بقوة.

الجدول (6): أشهر القواعد القويّة.

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

تذوب القواعد القوية كلياً في الماء، ويتحرر أيون OH^- إلى درجة كبيرة. فعند إذابة1 مول من NaOH في 1 لتر من الماء تتأين كلياً ويزداد بذلك تركيز OH^- ، كما في المعادلة الآتية:

$$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$$

ووفقاً لهذا التفاعل الكيميائي يمكننا اعتبار تركيز أيونات OH^- في المحلول مساوٍ لتركيز القاعدة القوية NaOH لأنه تأين كليًا. وهذا بدوره يؤدي إلى زيادة تركيز OH^- في المحلول، وبالتالي يمكننا كتابة المعادلة على الشكل التالي:

$$[OH^-]=[\text{القاعدة}]$$

ولأن تركيز OH^- من NaOH يساوي 0.1 مول، فإنه يصبح لدينا:

$$[OH^-]=[NaOH]=1\times10^{-1}\ M$$

يمكن حساب تركيز أيونات H_3O^+ في المحلول باستخدام ثابت الحموضة للماء كما يلي:

حيث أن:

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]}$$

K_w هو ثابت الحموضة للماء.

$[OH^-]$ هو تركيز أيونات الهيدروكسيد.

النصيحة التعليمي
أتقن الرياضيات أبدع في الكيمياء

سؤال

احسب $[OH^-]$ و $[H_3O^+]$ الناتجة من إذابة 0.1 mol من KOH في 1 L من الماء.

خطوات الحل:

١. **حساب تركيز $[OH^-]$:**

عند إذابة 1.0 مول من KOH في 1 لتر من الماء، فإن KOH يتفكك تمامًا في الماء ليعطي أيون K^+ وأيون OH^-. لذا، تركيز $[OH^-]$ سيكون مساويًا لتركيز KOH المذاب:

$$[OH^-] = \frac{0.1\text{mol}}{1\text{L}} = 0.1\text{M}$$

٢. **حساب تركيز $[H_3O^+]$:**

باستخدام علاقة التوازن المائي:

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

وبالتالي:

$$[H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{0.1} = 10^{-13}\text{M}$$

توضيح: بما أن تركيز $[OH^-]$ أكبر من تركيز $[H_3O^+]$، فإن المحلول قاعدي.

النتيجة:

- تركيز $[OH^-]$ = 1.0 M
- تركيز $[H_3O^+]$ = 10^{-13} M

سؤال احسب $[OH^-]$ و $[H_3O^+]$ في محلول جرى تحضيره بإذابة 8 جرام من بلورات هيدروكسيد الصوديوم NaOH في 200 mL من الماء.

$Mr_{(NaOH)}=40\ g/mol$.

خطوات الحل :

١. حساب عدد مولات NaOH:

باستخدام الكتلة المولية:

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{الكتلة}}{\text{الكتلة المولية}} = \frac{8g}{40g/mol} = 0.2mol$$

٢. حساب تركيز $[OH^-]$:

بما أن المحلول حجمه 200 mL (أي 2.0 L):

$$[OH^-] = \frac{0.2mol}{0.2L} = 1M$$

٣. حساب تركيز $[H_3O^+]$:

باستخدام علاقة التوازن المائي:

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

وبالتالي:

$$[H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{1} = 10^{-14}M$$

توضيح: بما أن تركيز $[OH^-]$ كبير مقارنة بتركيز $[H_3O^+]$، فإن المحلول قاعدي بقوة.

النتيجة:

- تركيز $[OH^-] = 1\ M$
- تركيز $[H_3O^+] = 10^{-14}\ M$

سؤال ؟؟ بالاستفادة من الجدول المجاور الذي يمثل الكتل المولية للعناصر .

جد كم جرام من NaOH يجب إضافته لـ 2 لتر من الماء لتكوين محلول تركيز $[OH^-]$ فيه يساوي $1000\sqrt{k_w}$

العنصر	الكتلة المولية
Na	23
O	16
H	1

خطوات الحل :

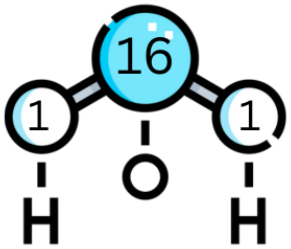
١. حساب الكتلة المولية لهيدروكسيد الصوديوم NaOH:

باستخدام القيم المعطاة في الجدول:

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

٢. حساب تركيز $[OH^-]$:

حسب المعطيات:



$$[\mathrm{OH^-}] = 1000 \times \sqrt{K_w}$$

نعلم أن:

$$K_w = 10^{-14}\ \mathrm{M^2}$$

لذا:

$$[\mathrm{OH^-}] = 1000 \times 10^{-7} = 1 \times 10^{-4}\ \mathrm{M}$$

٣. حساب عدد مولات NaOH المطلوبة:

باستخدام العلاقة:

$$\text{عدد المولات} = [\mathrm{OH^-}] \times \text{حجم المحلول} = 10^{-4} \times 2\mathrm{L} = 2 \times 10^{-4}\ \mathrm{mol}$$

٤. حساب كتلة NaOH المطلوبة:

باستخدام الكتلة المولية المحسوبة:

$$\text{الكتلة} = \text{عدد المولات} \times M_r(\mathrm{NaOH}) = 2 \times 10^{-4} \times 40\mathrm{g/mol}$$

$$\text{الكتلة} = 8 \times 10^{-3}\mathrm{g}$$

النتيجة: كتلة NaOH المطلوبة لتكوين المحلول هي $8 \times 10^{-3}\mathrm{g}$

الرقم الهيدروجيني - المفهوم

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

يمكننا القول أن:
الرقم الهيدروجيني المنخفض (أقل من 7) يشير إلى أن المحلول حمضي.
الرقم الهيدروجيني المرتفع (أكثر من 7) يشير إلى أن المحلول قاعدي.
الرقم الهيدروجيني الذي يساوي 7 يشير إلى أن المحلول متعادل (ليس حمضيًا ولا قاعديًا، مثل الماء النقي).

المحلول القاعدي

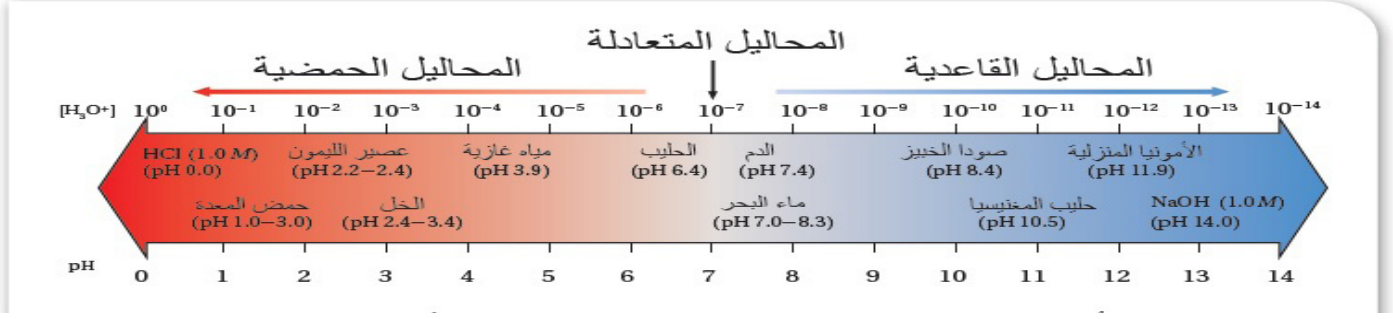
المحلول الحمضي هو محلول يحتوي على مواد تزيد من تركيز "أيون الهيدرونيوم" (أو المواد الحمضية). كلما زادت حموضة المحلول، كلما قل الرقم الهيدروجيني (pH) للمحلول.

المحلول الحمضي

المحلول القاعدي هو عكس المحلول الحمضي. يحتوي على مواد تقلل من تركيز أيون الهيدرونيوم أو تزيد من تركيز المواد القاعدية . كلما زادت قاعدية المحلول، كلما زاد الرقم الهيدروجيني (pH) للمحلول

تخيل الرقم الهيدروجيني (pH) كمقياس يشبه ميزان الحرارة:

مقياس حموضة المحلول: كلما انخفض الرقم (مثلاً 1 أو 2 أو 3)، كلما كان المحلول أكثر حمضية.
مقياس قاعدية المحلول: كلما ارتفع الرقم (مثلاً 11 أو 12 أو 13)، كلما كان المحلول أكثر قاعدية.
منتصف المقياس (pH = 7): هو نقطة التوازن التي تشير إلى أن المحلول متعادل.



النصيحة التعليمي
أتقن الرياضيات أبدع في الكيمياء

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. يزداد　　ب. يتناقص　　ج. يبقى ثابتًا　　د. لا يوجد علاقة

⑥ **تأثير إضافة قاعدة NaOH على تركيز $[H_3O^+]$ في المحلول:**

أ. يزداد　　ب. يتناقص　　ج. يبقى ثابتًا　　د. لا يوجد علاقة

⑦ **أضيف HCl في محلول، ماذا يحدث لقيمة pH وتراكيز $[OH^-]$ ؟:**

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

ج. pH تتناقص، $[OH^-]$ تزداد.　　د. pH تتناقص، $[OH^-]$ تزداد.

الأجابات :

1. تتناقص　　2. تزداد　　3. يصبح أكثر حموضة　　4. يصبح أكثر قاعدية

5. يتناقص　　6. يتناقص　　7. تتناقص، تتناقص

تكرار متباعد : هل الماء حمض لويس

تذكير بحمض لويس

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

تذكير بقاعدة لويس

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

لفهم ما إذا كان الماء يمكن اعتباره حمض لويس أم لا، يجب علينا مقارنة الماء مع أمثلة كلاسيكية لأحماض لويس.
دعنا نراجع بعض المفاهيم الأساسية ونوضح ذلك بمزيد من التفصيل:

تعريف حمض وقاعدة لويس:

- حمض لويس: هو أي مركب كيميائي قادر على قبول زوج من الإلكترونات لتكوين رابطة تناسقية. أشهر أمثلة أحماض لويس هي مركبات تحتوي على ذرات غير مكتملة الثماني (مثل BF_3) أو ذات شحنة موجبة (مثل H^+).
- قاعدة لويس: هي أي مركب كيميائي قادر على تقديم زوج من الإلكترونات لتكوين رابطة تناسقية. الماء (H_2O) يعد مثالًا 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 بورون الذي لديه ستة إلكترونات فقط في غلافه 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 التي 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، لكن ذلك يتطلب ظروفًا خاصة للغاية، مثل التفاعل مع قواعد قوية جدًا قادرة على انتزاع زوج من الإلكترونات من ذرة الأكسجين.

يمكنكم مشاهدة الفيديو الذي يشرح سلوك الماء في تفاعلات لويس على موقعنا.

ورقة عمل

تعريف الرقم الهيدروجيني (pH)

الرقم الهيدروجيني (pH) هو مقياس يعبر عن درجة حموضة أو قاعدية محلول مائي. يتم تحديده بناءً على تركيز أيونات الهيدروجين (H_3O^+) في المحلول.

الرقم الهيدروجيني يعبر عن قدرة المحلول على إطلاق أو امتصاص أيونات الهيدروجين. فالمحلول الحمضي يحتوي على تركيز أعلى من أيونات الهيدرونيوم (H_3O^+)، بينما يحتوي المحلول القاعدي على تركيز أعلى من أيونات الهيدروكسيد (OH^-). التغيير في قيمة الرقم الهيدروجيني يدل على تغير في حموضة أو قاعدية المحلول، ويعتبر الرقم الهيدروجيني 7 كقيمة مرجعية للمحاليل المتعادلة، مثل الماء النقي.

① إذا كانت قيمة الـ pH للمحلول تساوي 12، فإن هذا المحلول:

- أ) حمضي　　ب) قاعدي　　ج) متعادل　　د) مركز

② إذا كانت قيمة الـ pH للمحلول تساوي 1، فهذا يعني أن تركيز H_3O^+ في المحلول:

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

③ عندما تقل قيمة تركيز أيون الهيدرونيوم في محلول، فإن قيمة pH:

- أ) تقل　　ب) تبقى ثابتة　　ج) تزداد　　د) تصبح 7

④ محلولان من حمض HI، قيمة pH للمحلول الأول 3 وقيمة pH للمحلول الثاني 5. فأي مما يلي خاطئ:

أ) تركيز H_3O^+ للأول أعلى منه للثاني　　ب) تركيز OH^- للثاني أعلى منه للأول

ج) إضافة ماء للثاني يزيد pH　　د) إضافة ماء للأول يقلل pH

الإجابات الصحيحة:

1_ ب) قاعدي　　2_ أ) أعلى من $[OH^-]$　　3_ ج) تزداد

4_ د) إضافة ماء للأول يقلل pH

النصيحة التعليمي
أتقن الرياضيات أبدع في الكيمياء

تأسيس لوغاريتمي

1. قاعدة اللوغاريتم للأسس

$$\log(10^{a}) = a$$

هذه القاعدة تعني أن اللوغاريتم لأي عدد يكافئ قوة العدد 10 هو الأُس نفسه.

2. قاعدة اللوغاريتم للجمع

$$\log(a \cdot b) = \log(a) + \log(b)$$

هذه القاعدة تعني أن اللوغاريتم حاصل ضرب عددين يساوي مجموع لوغاريتمي العددين.

مثال 1 : احسب $\log 6$ إذا علمت أنّ : $\log 2 = 0.3$ و $\log 3 = 0.5$

$\log 6 = \log(2 \times 3) = \log 2 + \log 3 = 0.3 + 0.5 = 0.8$ #

مثال 2 : إذا علمت أنّ: $\log 2 = 0.3$ فجد قيمة كل مما يلي

1. $\log(2 \times 10^{5})$
2. $-\log(2 \times 10^{-5})$
3. $\log 200$
4. $\log(0.2)$

1. $\log(2 \times 10^{5}) = \log(2 \times 10^{5}) = \log 2 + \log 10^{5} = 0.3 + 5 = \underline{5.3}$

2. $-\log(2 \times 10^{-5}) = -\log(2 \times 10^{-5}) = -(\log 2 + \log 10^{-5}) = -(0.3 - 5) = -(-4.7) = \underline{4.7}$

3. $\log 200 = \log 200 = \log(2 \times 10^{2}) = \log 2 + \log 10^{2} = 0.3 + 2 = \underline{2.3}$

4. $\log(0.2) = \log(0.2) = \log(2 \times 10^{-1}) = \log 2 + \log 10^{-1} = 0.3 + (-1) = \underline{-0.7}$

① إذا علمت أنّ: $\log 2 = 0.3$ $\log 3 = 0.5$ $\log 1.5 = 0.176$

فان قيمة $\log 6$ يساوي:

أ. 0.2 ب. 1.5 ج. 0.8 د. 0.4

② قيمة $\log(1.5 \times 10^{-3})$

أ. 2.8 ب. -2.8 ج. 3.2 د. -3.2

الحل ① :

$\log 6 = \log (2 \times 3) = \log 2 + \log 3$: $\log 6 = 0.3 + 0.5 = 0.8$ ج

الحل ② :

$\log(1.5 \times 10^{-3}) = \log 1.5 + \log 10^{-3}$ = $\log 1.5 + -3$

$\log(1.5) = 0.17$

$\log(1.5 \times 10^{-3}) = 0.176 - 3$
$= -2.824 \approx -2.8$ ب

الأستاذ : تامر قورة
النسخة الأولى

حساب الرقم الهيدروجيني من التركيز

لحساب الرقم الهيدروجيني (pH) باستخدام التركيز المولاري لأيون الهيدرونيوم[H_3O^+]، نستخدم القانون التالي:

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

pH هو الرقم الهيدروجيني.
[H_3O^+] هو التركيز المولاري لأيون الهيدرونيوم.

مثال : لنفترض أن لديك تركيزًا معينًا من H_3O^+ (على سبيل المثال 1×10^{-3}).

إليك كيفية حساب الرقم الهيدروجيني:

=> $pH=-\log[H_3O^+]$
=> $pH=-\log(1\times10^{-3})$ $\quad -(-3)=3$
=> $pH=3$

إذن، في هذه الحالة، الرقم الهيدروجيني يساوي 3.

مثال : النفترض أن لديك محلولًا يحتوي على تركيز H_3O^+ يساوي 2×10^{-5} علما ان $\log 2 = 0.3$.

استخدم معادلة الرقم الهيدروجيني:

=> $pH=-\log[H_3O^+]$
=> $pH=-\log(2\times10^{-5})$ $\quad = \log(2)+\log(10^{-5})$
=> $\mathbf{pH=-(0.3}+(-5))$
=> $pH=-(-4.7)$
=> $pH=4.7$

إذن، في هذه الحالة، الرقم الهيدروجيني يساوي 2.6 .

سؤال ؟؟

احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول حمض HCl بتركيز 2.5×10^{-2} M ، علماً بأن

$\log(2.5)=0.4$

خطوات الحل :

١. حساب الرقم الهيدروجيني (pH) لمحلول حمض HCl بتركيز 2.5×10^{-2} M نستخدم المعادلة التالية:

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

٢. نظراً لأن HCl هو حمض قوي يتأين بالكامل في الماء، فإن تركيز $\left[H_3O^+\right]$

يساوي تركيز HCl، وهو 2.5×10^{-2} M.

٣. حساب اللوغاريتم:

$$\log\left(2.5 \times 10^{-2}\right) = \log(2.5) + \log(10^{-2})$$

٤. حساب $\log(10^{-2})$:

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

٥. استخدام القيمة المعطاة $\log(2.5) = 0.4$:

$$\log\left(2.5 \times 10^{-2}\right) = 0.4 - 2 = -1.6$$

٦. حساب الرقم الهيدروجيني (pH):

$$pH = -(-1.6) = 1.6$$

الإجابة

إذن، الرقم الهيدروجيني (pH) لهذا المحلول هو 1.6.

سؤال ؟؟ جد الرقم الهيدروجيني لمحلول NaOH بتركيز 5×10^{-4} M ، علمًا بأن (log 2 =0.3)

خطوات الحل :

١. حساب الرقم الهيدروجيني (pH) لمحلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH بتركيز 5×10^{-4} M.

٢. نظراً لأن NaOH هو قاعدة قوية، فإنه يتأين بالكامل في الماء، لذا تركيز OH^- يساوي تركيز NaOH، وهو 5×10^{-4} M.

٣. نستخدم ثابت تأين الماء K_w لحساب تركيز $[H_3O^+]$:

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

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

٤. حساب اللوغاريتم $\log(2)$ باستخدام القيمة المعطاة $\log(2) = 0.3$:

$$\mathrm{pH} = -\log(2 \times 10^{-11}) = -[\log(2) + \log(10^{-11})]$$

$$\mathrm{pH} = -[0.3 + (-11)] = 10.7$$

إذن، الرقم الهيدروجيني (pH) لهذا المحلول هو 10.7.

للمزيد من التمارين ، يرجى زيارة
موقعنا "النصيحة التعليمي" والنقر
على زر ابدأ التمرن

سؤال ؟؟ محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH، مكتوب على علبته أن 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 .

(log 5=0.7)

خطوات الحل :

١. حساب تركيز $[H_3O^+]$ في المحلول الأصلي:

من المعادلة $pH = -\log[H_3O^+]$، يمكننا حساب تركيز $[H_3O^+]$ للمحلول الأصلي عندما $pH = 9$:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-9}M$$

٢. حساب تركيز $[OH^-]$ في المحلول الجديد:

- باستخدام ثابت تأين الماء K_w، العلاقة بين $[H_3O^+]$ و $[OH^-]$ هي:

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

- تركيز $[OH^-]_{original}$ في المحلول الأصلي يمكن حسابه باستخدام:

$$[OH^-]_{original} = \frac{K_w}{[H_3O^+]_{original}} = \frac{10^{-14}}{10^{-9}} = 10^{-5}M$$

- تركيز $[OH^-]$ في المحلول الجديد سيكون مثلي تركيز المحلول الأصلي:

$$[OH^-]_{new} = 2 \times [OH^-]_{original} = 2 \times 10^{-5}M$$

٣. حساب تركيز $[H_3O^+]$ في المحلول الجديد:

باستخدام معادلة K_w مرة أخرى:

$$[H_3O^+]_{new} = \frac{K_w}{[OH^-]_{new}} = \frac{10^{-14}}{2 \times 10^{-5}} = 5 \times 10^{-10}M$$

٤. حساب pH للمحلول الجديد:

باستخدام التركيز الجديد لـ $[H_3O^+]$:

$$pH_{new} = -\log(5 \times 10^{-10})$$

نحسب اللوغاريتم:

$$pH_{new} = -[\log 5 + \log(10^{-10})]$$
$$pH_{new} = -[0.7 - 10] = 9.3$$

سؤال ؟؟ احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول تم تحضيره بإذابة 6×10^{-3} M مول من NaOH في 300mL من الماء، علمًا بأن log 5=0.7

خطوات الحل :

١. حساب تركيز المحلول M:

أولاً، نحتاج لحساب تركيز المحلول M باستخدام عدد المولات وحجم المحلول:

$$M = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{حجم المحلول باللتر}} = \frac{6\times10^{-3}\text{مول}}{0.300\text{لتر}} = 2 \times 10^{-2}\text{M}$$

٢. حساب تركيز $[OH^-]$ في المحلول:

بما أن NaOH هو قاعدة قوية، فإنه يتأين بالكامل في الماء:

$$[OH^-] = 2 \times 10^{-2}\text{M}$$

٣. حساب تركيز $[H_3O^+]$ باستخدام معادلة K_w:

نستخدم معادلة ثابت تأين الماء K_w لحساب تركيز $[H_3O^+]$:

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

$$[H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{2 \times 10^{-2}} = 5 \times 10^{-13}\text{M}$$

٤. حساب الرقم الهيدروجيني pH:

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log (5 \times 10^{-13})$$

نستخدم القيمة المعطاة $\log 5 = 0.7$ لحساب pH:

$$\text{pH} = -(\log 5 + \log 10^{-13}) = -(0.7 - 13) = 12.3$$

الإجابة

إذن، الرقم الهيدروجيني pH لهذا المحلول هو 12.3.

حسب كتلة KOH اللازمة لإذابة 500ml من المحلول، إذا كانت قيمة pH=13، علمًا أن الكتلة المولية لـ K = 39 و O = 16 و H = 1. $Kw=1\times10^{-14}$

خطوات الحل :

١. حساب تركيز $\left[H_3O^+\right]$:

باستخدام معادلة الرقم الهيدروجيني pH وعلاقة pH بـ $\left[H_3O^+\right]$:

$$\left[H_3O^+\right] = 10^{-pH} = 10^{-13}\ mol/L$$

٢. حساب تركيز $\left[OH^-\right]$ باستخدام معادلة K_w:

باستخدام معادلة ثابت تأين الماء K_w لحساب تركيز $\left[OH^-\right]$:

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

$$\left[OH^-\right] = \frac{K_w}{\left[H_3O^+\right]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{10^{-13}} = 1 \times 10^{-1}\ mol/L$$

٣. حساب عدد مولات KOH المطلوبة:

باستخدام تركيز $\left[OH^-\right]$ المحسوب وحجم المحلول، نحسب عدد مولات KOH:

$$\text{عدد المولات} = \left[OH^-\right] \times \text{حجم المحلول باللتر} = 1 \times 10^{-1} \times 0.5 = 5 \times 10^{-2}\ mol$$

٤. حساب الكتلة المولية لـ KOH:

الكتلة المولية لـ KOH هي مجموع الكتل المولية للعناصر المكونة له:

$$\text{الكتلة المولية لـ KOH} = 39 + 16 + 1 = 56\ g/mol$$

٥. حساب كتلة KOH المطلوبة:

باستخدام عدد المولات والكتلة المولية:

$$\text{الكتلة} = \text{عدد المولات} \times \text{الكتلة المولية} = 5 \times 10^{-2} \times 56 = 2.8\ g$$

الإجابة

إذن، كتلة KOH اللازمة لإذابة $500\ mL$ من الماء للوصول إلى $pH = 13$ هي $2.8\ g$.

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

log5 = 0.7

خطوات الحل :

١. حساب تركيز $[H_3O^+]$ في المحلول الأصلي:

باستخدام معادلة الرقم الهيدروجيني pH:

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

بما أن تركيز HCl في المحلول الأصلي هو $0.1\,mol/2L$:

$$[H_3O^+]_{original} = \frac{0.1}{2} = 0.05\,mol/L$$

$$pH_{original} = -\log(0.05)$$

٢. بعد إضافة كمية من HCl:

بعد إضافة كمية إضافية من الحمض، تناقصت قيمة pH بمقدار 0.3 درجة، أي:

$$pH_{new} = pH_{original} - 0.3$$

إذن:

$$pH_{new} = -\log[H_3O^+]_{new}$$

يمكننا القول:

$$[H_3O^+]_{new} = 10^{-(pH_{original}-0.3)}$$

٣. حساب عدد مولات HCl المضافة:

بعد إضافة الحمض، أصبح لدينا:

$$[H_3O^+]_{new} = \frac{\text{المولات المضافة} + \text{المولات الأصلية}}{2\,L}$$

النصيحة التعليمي
أتقن الرياضيات أبدع في الكيمياء

نعلم أن:

$$\left[H_3O^+\right]_{new} = 10^{-(\log(0.05)-0.3)}$$

حيث:

$$\text{المولات المضافة} = \left[H_3O^+\right]_{new} \times 2\,L - 0.1$$

باستخدام القيمة المعطاة $\log 5 = 0.7$:

$$\left[H_3O^+\right]_{new} = 10^{-(\log(0.05)-0.3)} = 10^{-(-1.3)}$$

$$\left[H_3O^+\right]_{new} \approx 0.1\,mol/L$$

إذن:

$$\text{المولات المضافة} \approx (0.1 \times 2) - 0.1 = 0.1\,mol$$

الإجابة

إذن، عدد مولات الحمض المضاف هو $0.1\,mol$.

الرقم الهيدروكسيلي

القواعد القوية و الرقم الهيدروكسيلي:

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

من أمثلة القواعد القوية: هيدروكسيد الصوديوم NaOH وهيدروكسيد البوتاسيوم KOH.

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

$$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$$

في هذه الحالة، يتم إنتاج كمية كبيرة من OH^- لأن القاعدة تتأين بالكامل. وهذا يزيد من تركيز OH^- في المحلول.

بما أن القاعدة القوية تتأين بالكامل، يمكننا استخدام معادلة pOH لحساب درجة قاعدية المحلول

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

كلما زاد تركيز OH^- (أي زادت قاعدية المحلول)، انخفضت قيمة pOH.

3. علاقة القواعد القوية بـ pH:

لأن:

$$pH+pOH=14$$

عندما تكون pOH منخفضة جدًا بسبب التركيز العالي لـ OH^- في قاعدة قوية، ستكون قيمة pH عالية، مما يدل على أن المحلول شديد القاعدية.

على سبيل المثال، إذا كان لديك محلول NaOH بتركيز 0.1mol:

تركيز OH^- سيكون 0.1mol.
نحسب pOH باستخدام المعادلة:

$pOH=-\log(0.1)=1$
$pOH=-\log(0.1)=1$
$pH=14-1=13$.

هذا يعني أن المحلول قاعدي للغاية.

سؤال ؟؟ محلول HCl مكون من 7.2g من HCl مذاب في 4L من الماء. احسب الرقم الهيدروجيني للمحلول. علمًا بأن الكتلة المولية لـ HCl = 36 و أن

log5=0.7 , log2=0.3.

خطوات الحل :

محلول HCl مكون من $7.2\,g$ من HCl مذاب في $4\,L$ من الماء. احسب الرقم الهيدروجيني للمحلول. علمًا بأن $M_r(HCl) = 36$، و $\log 5 = 0.7$ و $\log 2 = 0.3$.

١. حساب عدد مولات HCl في المحلول:

$$n = \frac{m}{M_r} = \frac{7.2\,g}{36\,g/mol} = 0.2\,mol$$

٢. حساب تركيز HCl في المحلول:

$$[HCl] = \frac{n}{V} = \frac{0.2\,mol}{4\,L} = 0.05\,mol/L$$

٣. حساب تركيز $[H_3O^+]$:

$$[H_3O^+] = 0.05\,mol/L$$

$$\mathbf{pH=-\log[H_3O^+]}$$

pH=-log(0.05) = pH=-log(5×10⁻²) = -(log(5)+log(10⁻²)

2-log(5) = 2-0.7 = 1.3

① أي من المحاليل التالية له pOH أقل من 7؟

أ) HCl　　ب) CH_3COOH　　ج) NaCl　　د) NH_3

② أي من العبارات التالية صحيحة بالنسبة لمحلول LiOH؟

أ) $[H_3O^+] > [Li^+]$　　ب) $[OH^-] < 1 \times 10^{-7}$　　ج) pOH < pH　　د) pH < 7

③ عند إضافة الماء لمحلول قاعدي، فإن رقم الهيدروكسيلي :

أ) يزداد　　ب) يتناقص　　ج) يبقى ثابت　　د) يصبح صفر

④ عند إضافة الماء لمحلول حمضي، فإن رقم الهيدروكسيلي :

أ) يزداد　　ب) يتناقص　　ج) يبقى ثابت　　د) يصبح صفر

الحل ① :

HCl: حمض قوي، لذلك سيكون له pOH أعلى من 7.

CH_3COOH: حمض ضعيف، لذلك سيكون له pOH أعلى من 7.

NaCl: ملح ناتج عن تفاعل حمض قوي مع قاعدة قوية، لذلك يكون له pH يساوي 7 وpOH يساوي 7.

NH_3: قاعدة ضعيفة، لذلك سيكون لها pOH أقل من 7.

إذن، الإجابة الصحيحة هي (د) NH_3.

الحل ② :

$[H_3O^+] > [Li^+]$: هذه العبارة غير صحيحة لأن LiOH هو قاعدة قوية، مما يعني أن تركيز $[OH^-]$ سيكون مرتفعًا جدًا وتركيز $[H_3O^+]$ سيكون منخفضًا.

$[OH^-] < 1 \times 10^{-7}$ هذه العبارة غير صحيحة لأن LiOH يزيد من تركيز $[OH^-]$ بشكل كبير.

pOH < pH: هذه العبارة صحيحة لأن LiOH هو محلول قاعدي، مما يعني أن pOH سيكون أقل من pH.

pH < 7: هذه العبارة غير صحيحة لأن LiOH قاعدي، مما يعني أن pH سيكون أكبر من 7.

إذن، الإجابة الصحيحة هي (ج) pOH < pH.

الحل ③ :

عند إضافة الماء لمحلول قاعدي، يتم تخفيف $[OH^-]$ في المحلول. وبالتالي يزداد الرقم الهيدروكسيلي بناءا على العلاقة

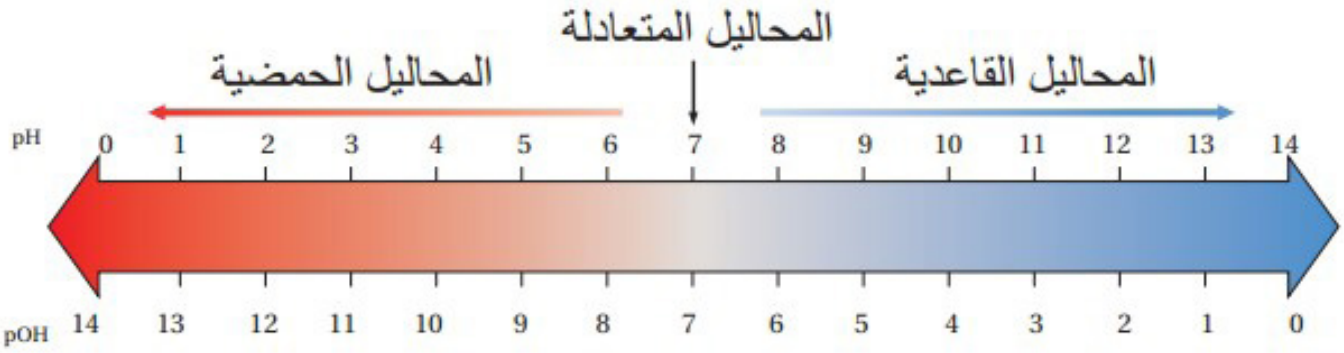
$$pOH=-\log([OH^-])$$

إذن، الإجابة الصحيحة هي (أ) يزداد.

الحل ④ :

عند إضافة الماء لمحلول حمضي، يتم تخفيف $[H^+]$ في المحلول و يزداد $[OH^-]$, بالتالي يقل الرقم الهيدروكسيلي

إذن، الإجابة الصحيحة هي (ب) يتناقص.



الصورة توضح العلاقة بين قيم pH و pOH في المحاليل المختلفة:

المحاليل الحمضية:

تقع على الجهة اليسرى من الصورة حيث تكون قيمة pH أقل من 7.
في هذه الحالة، يكون تركيز أيونات الهيدروجين $[H^+]$ أعلى من تركيز أيونات الهيدروكسيد $[OH^-]$، وبالتالي يكون المحلول حمضيًا. بزيادة حموضة المحلول (انخفاض pH)، تزداد قيمة pOH.

المحاليل المتعادلة:

عند pH = 7، تكون المحاليل متعادلة، أي أن تركيز $[H^+]$ 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 تركيز $[H^+]$، وبالتالي يكون المحلول قاعديًا.
بزيادة 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:

$$pH+pOH=14$$

لذا، إذا كانت لديك قيمة واحدة، يمكنك بسهولة حساب الأخرى.

سؤال احسب $[OH^-]$ لعبوة من حليب المغنيسيا، مكتوب عليها رقم الهيدروكسيلي pOH يساوي 4.

لحساب تركيز أيونات الهيدروكسيد $[OH^-]$ عندما يكون الرقم الهيدروكسيل pOH يساوي 4، نستخدم المعادلة التالية:

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

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

وبما أن pOH=4:

$$[OH^-]= \quad 10^{-4} \quad = \quad 1\times10^{-4} mol/L$$

إذن، تركيز أيونات الهيدروكسيد $[OH^-]$ في عبوة حليب المجنيسيا هو 1×10^{-4} mol/L .

سؤال **احسب pH لمحلول حمض الهيدروكلوريك الناتج من إذابة 7.2g من HCl في 4L من الماء، علماً أن الكتلة المولية لـ HCl هي 36mol/g** **log 5 =0.7**

خطوات الحل :

١. حساب عدد مولات HCL في المحلول:

$$n = \frac{m}{M_r} = \frac{7.2\,g}{36\,g/mol} = 0.2\,mol$$

٢. حساب تركيز HCL في المحلول:

$$[HCL] = \frac{n}{V} = \frac{0.2\,mol}{4\,L} = 0.05\,mol/L$$

٣. بما أن HCl هو حمض قوي، فإن $[H_3O^+] = [HCl]$:

$$[H_3O^+] = 0.05\,mol/L$$

٤. حساب الرقم الهيدروجيني ph:

$$ph = -\log[H_3o^+] = -\log(0.05) = -\log(5\times10^{-2})$$

$$ph = -(\log 5 + \log 10^{-2}) = -(0.7-2) = 1.3$$

٥. حساب الرقم الهيدروكسيلي pOH:

$$pOH = 14 - ph = 14 - 1.3 = 12.7$$

إذن، الرقم الهيدروجيني pH لهذا المحلول هو 1.3، والرقم الهيدروكسيلي pOH هو 12.7.

يبين الجدول الآتي رقم الهيدروكسيل (pOH) لعدة محاليل:

المحلول	A	B	C	D
pOH	0	4	7	10

① أي من هذه المحاليل حمضي؟

② أي من هذه المحاليل $[H_3O^+] = 1\times10^{-10}$

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

① أي من هذه المحاليل حمضي؟

العلاقة طردية بين pOH و بين حمضة المحلول حيث ان المحلول الذي يكون له أعلى pOH يكون له أقل pH و يكون تركيز أيونات الهيدروجين فيه مرتفعة ⟸ (D)

② أي من هذه المحاليل $[H_3O^+] = 1\times10^{-10}$ ؟

لحساب pH من تركيز أيونات الهيدرونيوم $[H_3O^+]$ ، نستخدم المعادلة:

$ph=-\log([H_3O^+]) \Longleftarrow ph=-\log(1\times10^{-10})$

$ph=-(-10-0)=10 \Longleftarrow pOH=14-ph \Longleftarrow pOH=14-10 \Longleftarrow pOH=4$ (B)

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

بما أن pOH يساوي 0 فإن تركيز أيونات الهيدروكسيد OH^- هو :

$$OH^- = 10^0 = 1mol/L$$

عدد المولات في 100 مل من المحلول (0.1L) هو:

$$n=M\times V=1mol/L \times 0.1L = 0.1mol$$

اذن، عدد مولات القاعدة في 100 مل من المحلول هو 0.1 مول

خلط حمض مع قاعدة

ببساطة، عند خلط حمض مع قاعدة، يتفاعل كل منهما مع الآخر. درجة حموضة أو قاعدية المحلول الناتج تعتمد على كمية (أو عدد المولات) 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 المولات لكل من الحمض والقاعدة هو الذي يحدد هل سيكون المحلول النهائي حمضيًا أو قاعديًا.

① إذا كانت المحلول يحتوي على 20 مول من HCl و 30 مول من KOH فماذا يحدث للمحلول؟

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

ب) $[H_3O^+] < [OH^-]$.

ج) pH أقل من 7.

د) pOH أقل من 7.

② عند شرب حليب المغنيسيا، ماذا يحصل لعصارة المعدة؟

أ) تقل pH.

ب) تقل pOH.

ج) تصبح pH صفر.

د) تصبح pOH صفر.

الحل ① :

يتفاعل 1 مول من HCl مع 1 مول من KOH. إذاً، بعد التفاعل، سيستهلك كل 20 مول من HCl مع 20 مول من KOH، وسيبقى 10 مول من KOH غير متفاعل.

النتيجة: المحلول سيكون قاعديًا بسبب وجود فائض من KOH.

إذن، الإجابة الصحيحة هي د) لأن المحلول قاعدي، pOH سيكون أقل من 7 .

الحل ② :

حليب المغنيسيا هو قاعدة تستخدم لمعادلة حمض المعدة. عندما يتم تناولها، تزداد قيمة pH لعصارة المعدة لأنها تتفاعل مع الحمض، ما يعني أن الحموضة تقل والقاعدية تزداد.

إجابة صحيحة ب) تقل pOH.

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

$$H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O$$

عملية المعايرة:

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

معايرة حمض إلى قاعدة: في هذه الحالة، يُضاف محلول حمض معلوم التركيز تدريجيًا إلى محلول قاعدة مجهول التركيز حتى يتم الوصول إلى نقطة التكافؤ.

معايرة قاعدة إلى حمض: هنا، 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:

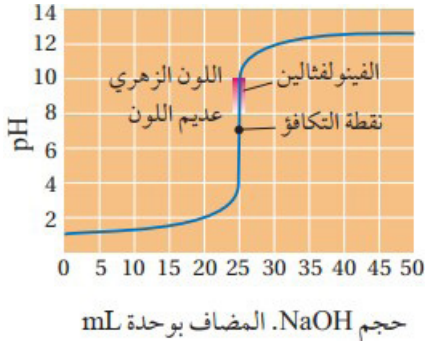
نقطة التعادل هي النقطة في عملية المعايرة التي تتعادل عندها تمامًا جميع أيونات الهيدرونيوم (H_3O^+) وأيونات الهيدروكسيد (OH^-) في المحلول. عند هذه النقطة، يكون pH للمحلول مساويًا لـ 7، مما يشير إلى أن المحلول أصبح متعادلًا وليس حمضيًا أو قاعديًا.

نقطة النهاية:

نقطة النهاية (End Point) هي النقطة في عملية المعايرة التي يُضاف عندها من المحلول القياسي إلى المحلول مجهول التركيز، حيث يتغير عندها 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 هي أدوات أساسية في المعايرة، حيث تساعد في تحديد نقطة النهاية للتفاعل، وهي النقطة التي يتساوى فيها كميّة الحمض مع القاعدة. بدون كاشف، سيكون من الصعب تحديد هذه النقطة بدقة في العديد من التفاعلات الكيميائية.



في هذه الصورة، يتم توضيح عملية المعايرة بين حمض قوي (HCl) وقاعدة قوية (NaOH) باستخدام كاشف الفينولفثالين. إليك شرح لما ورد في الصورة:

الكاشف المستخدم:

- **الفينولفثالين** هو كاشف يُستخدم لتحديد نقطة النهاية في معايرة حمض قوي مع قاعدة قوية. في الوسط الحمضي، يكون الكاشف عديم الون، ولكن عندما يتم الوصول إلى الرقم الهيدروجيني المناسب تقريبا 8.2 ، يتغير لون الكاشف إلى اللون الوردي. حيث تكون هذه النقطة في التفاعل هي نقطة النهاية

عملية المعايرة:

1. بداية المعايرة: في البداية، يكون المحلول حمضيًا، والرقم الهيدروجيني منخفض. الفينولفثالين يكون عديم اللون في هذه المرحلة.

2. إضافة القاعدة: يتم إضافة محلول NaOH (قاعدة قوية) تدريجيًا إلى محلول HCl (حمض قوي)، مما يؤدي إلى ارتفاع تدريجي في الرقم الهيدروجيني.

3. نقطة التكافؤ: عند نقطة معينة، يتساوى عدد مولات HCl مع NaOH المضافة، ويحدث تغيير سريع في الرقم الهيدروجيني. هذا يُعرف بنقطة التكافؤ، ويظهر في الشكل عند تغيير حاد في منحنى pH.

4. 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 7 يوضح منحنى المعايرة، حيث يتم رسم pH المحلول مقابل حجم القاعدة المضافة.
- يمكنك ملاحظة كيف يتغير pH 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 يتساوى فيها كميّة الحمض مع القاعدة. بدون كاشف، سيكون من الصعب تحديد هذه النقطة بدقة في العديد من التفاعلات الكيميائية. الصورة تشرح كيف يتم استخدام الفينولفثالين لتحديد نقطة النهاية في معايرة حمض قوي مع قاعدة قوية، وكيفية قراءة منحنى المعايرة لفهم عملية التعادل بين الحمض والقاعدة.

الاسئلة

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 الإضافة ملون بالفينولفثالين زهري اللون هي:

أ) $pH < 8.2$
ب) $pH > 10$
ج) 10 - 8.2
د) 10.2 - 8

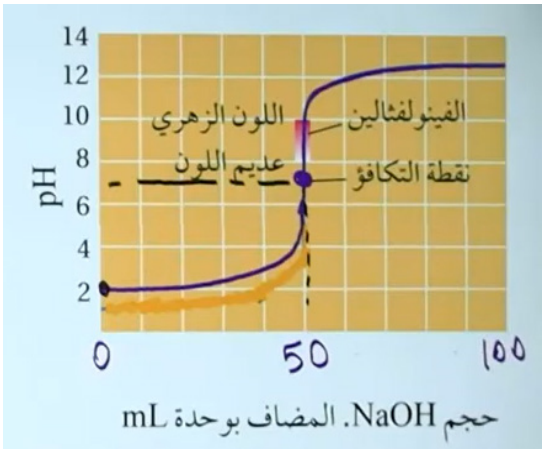
③ التفاعل بين حمض وقاعدة يسمى:

أ) تفاعل الترسيب
ب) تفاعل الاستبدال
ج) تفاعل التعادل
د) تفاعل الازاحة

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

أ) نقطة التعادل
ب) نقطة التكافؤ
ج) نقطة الازاحة
د) نقطة النهاية

سؤال ؟؟؟ الشكل المجاور يمثل تغير قيمة pH عند إضافة محلول NaOH تركيزه 0.1 M إلى محلول HCl. جد حجم محلول HCl.



خطوات الحل :

لدينا رسم بياني يمثل عملية معايرة محلول HCl باستخدام محلول NaOH. وفقًا للرسم البياني، يتم متابعة التغير في قيمة pH عند إضافة NaOH.

NaOH

$[NaOH]=0.1$

$V=50\times10^{-3}$

HCL

$V=?$

$pH=2$

ولحساب حجم HCl نستخدم المعادلة المتعلقة بالمعايرة الحمضية-القاعدية:

$$_{NaOH}V \times {}_{NaOH}M = {}_{HCL}V \times {}_{HCL}M$$

لكن قبل أن نتمكن من استخدام هذه المعادلة، نحتاج إلى تحديد تركيز محلول HCl من قيمة pH.

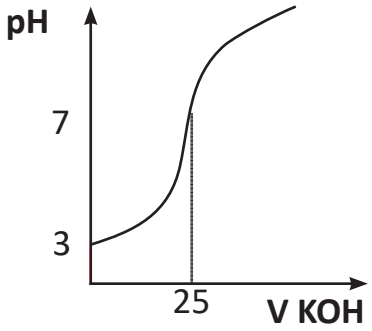
$$[HCL]=1\times10^{-pH} \Longrightarrow [HCL]=1\times10^{-2}\ M$$

إذن، تركيز HCl هو 0.01 M.

$$50\times10^{-3} \times 0.1 = 0.01 \times {}_{HCL}M$$

$$\frac{50\times10^{-3} \times 0.1}{0.01} = {}_{HCL}M$$

$$_{HCL}M = 500ml = 0.5L$$



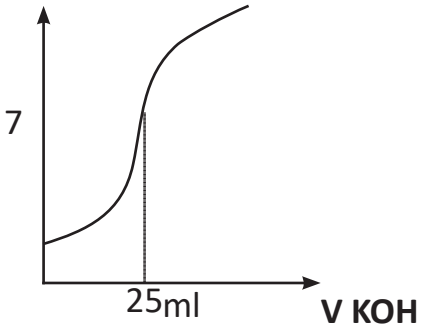
سؤال ؟؟ الشكل المجاول يمثل منحى معايرة

الحمض HI بالقاعدة KOH

الحل :

عند بداية المعايرة , كمية KOH المضافة تساوي صفر , pH للمحلول تساوي 3 و منه فان المحلول يتكون فقط من HI عند هذه النقطة من التفاعل و بالتالي

$$[HI]=1\times10^{-pH} \Longrightarrow [HI]=1\times10^{-3}\ M$$



سؤال ؟؟ الشكل المجاول يمثل منحى معايرة

100ml من الحمض HI مع القاعدة KOH التي تركيزها

احسب [HI]

KOH

[]=0.1

$V=25\times10^{-3}$

$n=[]\times V$

$n=0.1\times25\times10^{-3}$

$n=25\times10^{-4}$

HI

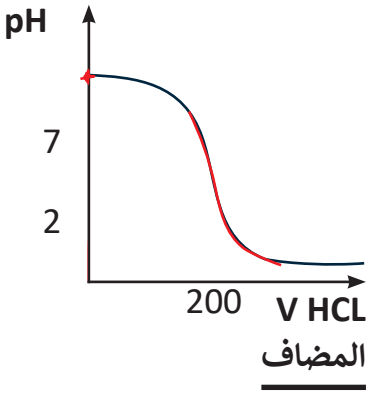
V=100

pH=2

$[HI]=n/V$

$[HI]=25\times10^{-4} / 100\times10^{-3}$

$\boxed{[HI]=2.5\times10^{-2}}$



سؤال ؟؟ الشكل المجاول يمثل منحى معايرة

القاعدة NaOH بالحمض HCL اذا علمت ان حجم NaOH

المستخدم في التجربة 10ml و ان تركيز HCL هو 0.4M فما

HCL

$[HCL]=0.4$

$V_{HCL}=200\times10^{-3}$

$n=0.4\times200\times10^{-3}$

$n=8\times10^{-2}$

NaOH

$V_{NaOH}=10\times10^{-3}$

$[NaOH]=?$

$[NaOH]=n/V$

$[NaOH]=8\times10^{-2}/\ 10\times10^{-3}$

$[NaOH]=8$

للمزيد من التمارين ، يرجى زيارة
موقعنا "النصيحة التعليمي" والنقر
على زر ابدأ التمرن

سؤال احسب تركيز محلول الحمض HCl إذا تعادل 250ml منه تماماً مع 200ml من محلول القاعدة NaOH، تركيزها 0.02M .

خطوات الحل :

الخطوة 1: حساب عدد مولات NaOH.

يمكن حساب عدد مولات NaOH باستخدام العلاقة التالية:

عدد مولات NaOH = التركيز × الحجم باللتر

عدد مولات NaOH = 0.02 مول/لتر × 0.2 لتر = 0.004 مول

الخطوة 2: حساب عدد مولات HCl.

بما أن التفاعل بين HCl و NaOH يكون بنسبة 1:1، فإن عدد مولات HCl سيكون مساوياً لعدد مولات NaOH.

عدد مولات HCl = 0.004 مول

الخطوة 3: حساب تركيز محلول HCl.

يتم حساب تركيز محلول HCl باستخدام العلاقة:

$$\text{تركيز HCl} = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{حجم المحلول باللتر}}$$

$$\text{تركيز HCl} = \frac{0.004 \text{ مول}}{0.25 \text{ لتر}} = 0.016 \text{ مول/لتر}$$

النتيجة:

تركيز محلول HCl يساوي 0.016 مول/لتر.

سؤال احسب حجم محلول الحامض $HClO_4$ الذي تركيزه 0.8M إذا تعادل تمامًا مع 20ml من محلول القاعدة LiOH تركيزه 0.2M.

خطوات الحل :

المعطيات:

- تركيز $HClO_4 = 0.8\,M$
- تركيز $LiOH = 0.2\,M$
- حجم $LiOH = 20\,mL = 0.02\,L$

الخطوات:

1. **حساب عدد مولات LiOH:**

$$\text{عدد مولات } LiOH = \text{التركيز} \times \text{الحجم}$$

$$\text{عدد مولات } LiOH = 0.2\,M \times 0.02\,L = 0.004\,mol$$

2. **بما أن التفاعل بين $HClO_4$ و LiOH هو 1:1:**

$$\text{عدد مولات } HClO_4 = \text{عدد مولات } LiOH = 0.004\,mol$$

3. **حساب حجم محلول $HClO_4$:** باستخدام العلاقة:

$$\text{الحجم} = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{التركيز}}$$

$$\text{حجم محلول } HClO_4 = \frac{0.004\,mol}{0.8\,M} = 0.005\,L = 5\,mL$$

سؤال ؟؟ لدينا عبوة من محلول HCl مكتوب عليها pH = 3.2 وعبوة ثانية من محلول NaOH مجهولة التركيز. قمنا بتحضير معايرة لحساب pH المحلول القاعدي فوجدنا أن 630ml منه تعادلت مع 200ml من المحلول الحمضي.

جد قيمة pOH المحلول القاعدي، علمًا أن log (2)=0.3 , log (6.3)=0.8.

خطوات الحل :

.. حساب تركيز HCl بناءً على قيمة pH:

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

إذا كانت قيمة $pH = 3.2$، فإن:

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-3.2} = 6.3 \times 10^{-4}\,M$$

2. حساب عدد مولات HCl:

$$\text{عدد مولات HCl} = \text{التركيز} \times \text{الحجم}$$

$$\text{عدد مولات HCl} = 6.3 \times 10^{-4}\,M \times 0.2\,L = 1.26 \times 10^{-4}\,mol$$

3. بما أن التفاعل بين HCl و NaOH هو 1:1:

$$\text{عدد مولات NaOH} = \text{عدد مولات HCl} = 1.26 \times 10^{-4}\,mol$$

4. حساب تركيز NaOH:

$$\text{تركيز NaOH} = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم}}$$

$$\text{تركيز NaOH} = \frac{1.26 \times 10^{-4}\,mol}{0.63\,L} = 2 \times 10^{-4}\,M$$

5. حساب قيمة pOH:

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

$$pOH = -(0.3 - 4) = 3.7$$

سؤال ؟؟؟ أذيب 1.12g من القاعدة KOH في كمية من الماء حتى يصبح حجم المحلول 1L . فاذا لزم 14mL من هذا المحلول للتعادل مع 20mL من محلول الحمض HCl ، احسب تركيز محلول HCl (الكتلة المولية للقاعدة KOH = 56g/mol).

الخطوة 1: حساب عدد مولات KOH في المحلول.

يمكن حساب عدد مولات KOH باستخدام المعادلة التالية:

$$\text{عدد مولات KOH} = \frac{\text{كتلة KOH}}{\text{الكتلة المولية لـ KOH}}$$

$$\text{عدد مولات KOH} = \frac{1.12 \text{ غرام}}{56 \text{ غرام/مول}} = 0.02 \text{ مول}$$

الخطوة 2: حساب تركيز محلول KOH.

يتم حساب تركيز محلول KOH باستخدام العلاقة:

$$\text{تركيز KOH} = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{حجم المحلول باللتر}}$$

$$\text{تركيز KOH} = \frac{0.02 \text{ مول}}{1 \text{ لتر}} = 0.02 \text{ مول/لتر}$$

الخطوة 3: حساب عدد مولات KOH في 14 مل من المحلول.

بما أن تركيز المحلول معلوم، يمكننا حساب عدد المولات في 14 مل من المحلول باستخدام العلاقة التالية:

$$\text{عدد مولات KOH} = \text{التركيز} \times \text{الحجم باللتر}$$

$$\text{عدد مولات KOH} = 0.02 \text{ مول/لتر} \times 0.014 \text{ لتر} = 2.8 \times 10^{-4} \text{ مول}$$

الخطوة 4: حساب عدد مولات HCl.

بما أن التفاعل بين KOH و HCl يكون بنسبة 1:1، فإن عدد مولات HCl سيكون مساوياً لعدد مولات KOH.

$$\text{عدد مولات HCl} = 2.8 \times 10^{-4} \text{ مول}$$

الخطوة 5: حساب تركيز محلول HCl.

يتم حساب تركيز محلول HCl باستخدام العلاقة:

$$\text{تركيز HCl} = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم باللتر}}$$

$$\text{تركيز HCl} = \frac{2.8 \times 10^{-4} \text{ مول}}{0.02 \text{ لتر}} = 0.014 \text{ مول/لتر}$$

النتيجة:

تركيز محلول HCl يساوي 0.014 مول/لتر.

سؤال ؟؟؟ احسب تركيز محلول الحمض HCl إذا تعادل 250ml منه تماماً مع كمية كافية من NaOH وتنتج من هذا التفاعل 5.8 g من ملح NaCL

(Mr(NaCl) = 58 g/mol)

خطوات الحل :

المعطيات:

- حجم محلول HCl = 0.25L = 250ml
- كتلة NaCl الناتجة = 5.8g
- الكتلة المولية لـ NaCl = 58 غرام/مول

الخطوة 1: حساب عدد مولات NaCl الناتجة.

يمكن حساب عدد مولات NaCl باستخدام العلاقة التالية:

$$\text{عدد مولات NaCl} = \frac{\text{كتلة NaCl}}{\text{الكتلة المولية لـ NaCl}}$$

$$\text{عدد مولات NaCl} = \frac{5.8 \text{ غرام}}{58 \text{ غرام/مول}} = 0.1 \text{ مول}$$

الخطوة 2: حساب عدد مولات HCl.

بما أن التفاعل بين HCl و NaOH يكون بنسبة 1:1، فإن عدد مولات HCl سيكون مساوياً لعدد مولات NaCl.

$$\text{عدد مولات HCl} = 0.1 \text{ مول}$$

الخطوة 3: حساب تركيز محلول HCl.

يتم حساب تركيز محلول HCl باستخدام العلاقة:

$$\text{تركيز HCl} = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{حجم المحلول باللتر}}$$

$$\text{تركيز HCl} = \frac{0.1 \text{ مول}}{0.25 \text{ لتر}} = 0.4 \text{ مول/لتر}$$

النتيجة:

تركيز محلول HCl يساوي 0.4 مول/لتر.

سؤال ؟؟ قمنا في المختبر بتحضير محلول HCl بإذابة 340g من HCl في 100g من الماء. إذا لزمنا 250ml من هذا المحلول لمعادلة 200ml من محلول NaOH. فما تركيز محلول NaOH؟ (Mr(HCl) = 34 g/mol).

خطوات الحل :

1_ حساب عدد مولات HCl في المحلول حسبت عدد مولات HCl باستخدام الكتلة المعطاة والكتلة المولية

$$\text{عدد المولات } n = \frac{\text{الكتلة } m}{\text{الكتلة المولية } Mr} = \frac{340\ g}{34\ g/mol} = 10mol$$

2. حساب التركيز المولاري لمحلول HCl: لحساب التركيز المولاري [HCl] لمحلول HCl، استخدمت عدد المولات التي حسبتها في الخطوة السابقة وقسمتها على حجم المحلول (100 جرام من الماء):

$$[HCL] = \frac{\text{عدد المولات } n}{\text{الحجم } V} = \frac{10mol}{100g} = 0.1$$

3. حساب عدد مولات HCl في 250 مل من المحلول: بعد ذلك، حسبت عدد مولات HCl في 250 مل (0.25 لتر) من المحلول. باستخدام التركيز الذي حسبته:

$$\text{عدد المولات } n = [HCL] \times \text{الحجم } V \qquad n = 0.1 \times 250 \times 10^{-10} \qquad = 2.5 \times 10^{-2}\ mol$$

4. حساب عدد مولات NaOH: بما أن التفاعل بين HCl و NaOH هو تفاعل 1:1، فإن عدد مولات NaOH سيساوي عدد مولات HCl المستخدمة في التفاعل:

$$n_{NaOH} = n_{HCL} \qquad n_{NaOH} = 2.5 \times 10^{-2}\ mol$$

5. حساب تركيز محلول NaOH: في الخطوة الأخيرة، قمت بحساب تركيز محلول NaOH باستخدام عدد المولات التي حسبتها وحجم المحلول:

$$[NaOH] = \frac{2.5 \times 10^{-2}\ mol}{200 \times 10^{-3}\ mol} \qquad 1.25 \times 10^{-2}\ mol/L$$

نريد تحضير برميل $HClO_4$ حجمه 150L بحيث يكون كل 100ml منه كافيًا للتعادل مع 200ml من محلول LiOH تركيزه 0.1M. فما كتلة حمض $HClO_4$ التي يجب أن نذيبها لتحضير المحلول؟ علمًا أن $Mr(HClO_4) = 100$.

خطوات الحل :

- أولاً نحسب عدد مولات LiOH:

$$\text{التركيز} \times \text{الحجم باللتر} = 0.1\,mol/L \times 0.2\,L = 0.02\,mol$$

عدد مولات حمض HClO4 اللازمة للتفاعل:

$$0.02\,mol$$

حساب تركيز حمض HClO4:

$$\frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم باللتر}} = \frac{0.02\,mol}{0.1\,L} = 0.2\,mol/L$$

حساب عدد اتmol حمض HClO4 المطلوبة لتحضير المحلول:

$$0.2\,mol/L \times 150\,L = 30\,mol$$

حساب الكتلة المطلوبة من حمض HClO4:

$$30\,mol \times 100\,g/mol = 3000\,g = 3\,Kg$$

النتيجة: يجب إذابة 3 كيلوجرامات من حمض HClO4 لتحضير 150 لتر من المحلول المطلوب.

الكواشف

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

استخدامات الكواشف:

1_ يستخدم الكيميائيون الكواشف لتحديد نقطة التكافؤ أثناء عملية المعايرة ومن ثم معرفة انتهائها.

2_ تستخدم الكواشف لتحديد فيما إذا كان المحلول حمضيًا أو قاعديًا.

شرح الفيديو بالتفصيل:

الكواشف ودورها في المعايرة الكيميائية:

مقدمة عن الكواشف:

الكواشف هي مواد تستخدم بشكل رئيسي في التفاعلات الكيميائية لتحديد نقطة التكافؤ. هذه النقطة هي اللحظة 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، فإنك ستحتاج إلى معرفة نقطة التكافؤ حتى تتمكن من حساب التركيز بدقة.

طريقة عمل الكواشف:

الكواشف تعمل على تحديد نقطة النهاية من خلال تغير لونها. يحدث هذا التغيير عند الوصول إلى قيمة معينة من الأس 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.

سؤال: ما هو الغرض من استخدام الكواشف؟

الغرض الرئيسي من استخدام الكواشف هو تحديد نقطة النهاية أثناء عملية المعايرة.

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:

هي عبارة عن حمض أو قاعدة عضوية ضعيفة. المركبات العضوية تحتوي على الكربون والهيدروجين وعناصر أخرى. تتغير ألوان الكواشف اعتمادًا على التغير في الرقم الهيدروجيني.

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 حمض أو قاعدة 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

في عملية المعايرة، تتوقف عند:

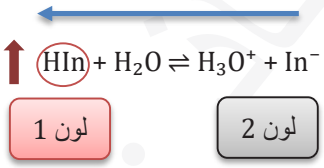
أ) صعود الفقاعات ب) خروج غاز H_2 ج) بداية تكون الملح د) تغير لون الكاشف

تأثير الكواشف على المحاليل الحمضية و القاعدية

الكواشف هي مواد كيميائية تتغير ألوانها اعتمادًا 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:

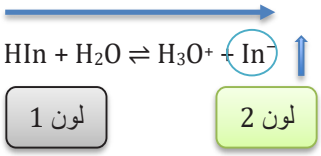
- في المحلول الحمضي، يكون تركيز أيونات الهيدرونيوم (H_3O^+) مرتفعًا
- وفقًا لمبدأ لوتشاتلييه، فإن زيادة تركيز H_3O^+ (H^+) في المحلول الحمضي تدفع التفاعل نحو تكوين المزيد من جزيئات الكاشف في شكله الحمضي (HIn).
- التفاعل الكيميائي :



عند إضافة محلول الكاشف HIn إلى محلول حمضي يحتوي على تركيز مرتفع من أيونات H_3O^+ مقارنة بمحلول الكاشف، فإن التفاعل—وفقاً لمبدأ لوتشاتيليه—سوف يندفع بالاتجاه العكسي في محلول الكاشف لتقليل من تركيز H_3O^+ ، فيقلّ 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 عال من أيونات OH^-؛ مدى الرقم الهيدروجيني لتغير اللون تغير لون الكاشف فإن أيونات H_3O^+ **سَتُستَهلَكُ** في محلول الكاشف، ووفقًا لمبدأ لوتشاتلييه سوف
- يندفع التفاعل بالاتجاه الأمامي لتعويض النقص في تركيزH_3O^+ في معادلة الكاشف؛ مما يزيد من تركيز الأيون Iñ ويظهر لونه (2) في المحلول، بينما يقل تركيز الكاشف HIn غير المتأين ويختفي لونه (1) من المحلول. يتغير لون الكاشف في مدى معين منَ 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:

المعادلة التي تمثل التفاعل الكيميائي للكاشف في الماء هي:

$$HIn + H_2O \rightleftharpoons In^- + H_3O^+$$

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 مثال - (pH < 7):

لون المحلول: شفاف أو بلون الكاشف الحمضي (مثل الأحمر).

مثال: إذا كان الـ pH أقل من 6.0، يكون لون المحلول عديم اللون أو أحمر، اعتمادًا على الكاشف المستخدم.

المنطقة الانتقالية مثال - (6 ≤ pH ≤ 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):

لون المحلول: ملون بلون الكاشف القاعدي (مثل الأزرق أو الزهري).

مثال: إذا كان الـ pH أعلى من 9.0، يصبح لون المحلول أزرق أو زهري، اعتمادًا على الكاشف المستخدم.

مثال توضيحي باستخدام الفينولفثالين:

pH < 8.2: المحلول شفاف (لون الفينولفثالين عديم اللون).

8.2 ≤ pH ≤ 10.0 : يبدأ اللون بالتحول تدريجيًا من شفاف إلى زهري.

pH > 10.0: المحلول يصبح زهريًا بالكامل.

يتغير لون كاشف ما من أصفر إلى أزرق في المدى من 6 إلى 7.6.

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

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

③ ما لون *HIn*؟

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

إذا أضفناه إلى محلول قاعدي، فما هو اللون الناتج؟

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

إذا أضفناه إلى محلول حمضي، فما هو اللون الناتج؟

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

ما لون HIn؟

الإجابة: اللون الأصفر.

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 الرَّقْم الهيدروجيني لتغيُّر ألوان بعض الكواشف.

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

* الجدول للاطّلاع؛ 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 حمضيًا أو قاعديًا، 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 جدًا 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

النصيحة التعليمي
أتقن الرياضيات أبدع في الكيمياء

الرَّبطُ مع الصناعة

تُعَدُّ شركةُ مناجم الفوسفات الأردنيّة رائدةً في إنتاج حِمض الفوسفوريك H_3PO_4 وحِمض الكبريتيك H_2SO_4 بتقنيّة عالية في منطقة الشيدية في جنوبي الأردن، حيث تبلغ كميّة الإنتاج من حِمض الفوسفوريك نحوَ 224 ألف طن سنويًّا، وَقُرابة 660 ألف طن متري من حِمض الكبريتيك تُخَزَّنُ في منشأة خاصَّة بمدينة العقبة؛ وبهذا تُعَدُّ الشركة لبنة أساسيّة في بناء الاقتصاد الوطني لِما لها من إسهامات كبيرة في تطوير صناعة التعدين في الأردن.

الرَّبطُ مع الصناعة

الشَّحمة Grease

تُستخدَمُ القواعدُ، مثل هيدروكسيد كلٍّ منَ الصوديوم والليثيوم بسبب ملمسها الزلق، في صناعة ما يُسَمّى بالشُّحوم الصابونيّة (الشَّحمة) التي تُستخدَمُ في تشحيم الآلات والسيارات وغيرها للتقليل منَ الاحتكاك؛ حيث تُضاف هذه القواعدُ إلى الدهون النباتيّة أو الحيوانيّة لصناعة أنواع مختلفة من تلك الشُّحوم أو ما يُسَمّى بالصابون الشَّحمي، مثل: الصّابون الليثيومي Lithium Grease، والصّابون الصوديومي Sodium Grease.

الرَّبطُ مع الحياة

يُعَدُّ حِمضُ الهيدروكلوريك (HCl) في المَعِدَة من أهم الإفرازات المَعِديّة التي تسهم في هضم البروتينات، وتنشيط إنزيمات الهضم، وقتل الجراثيم التي تدخل إلى المَعِدَة، وقد تجلت عظمة الخالق بتوفير الوسائل الكفيلة بحماية جدار المَعِدَة من تأثير هذا الحِمض ومنع تآكله؛ وذلك عن طريق الإفراز المستمرّ للغشاء المخاطي المُبَطِّن لجدار المَعِدَة، كما في الشكل أدناه، حيث يمنع الحِمض منَ الوصول إلى النسيج الطلائي المُكَوِّن له، إضافة إلى قدرة هذا النسيج على التجدُّد بشكل مستمر.

أستخدمُ -بالتعاون مع بعض زملائي- الكاميرا الرَّقميَّةَ لتصوير فيلم يُبَيِّنُ مراحلَ تجربةِ معايرةِ حِمض قوي مع قاعدة قويَّة، وكيفيَّة حساب التركيز المجهول في التجربة، ثمَّ أُشاركُهُ زملائي/ زميلاتي في الصفّ.

الربطُ بالصحةِ

حليب المغنيسيا: محلولٌ معلَّقٌ من هيدروكسيد المغنيسيوم بنسبة 8% بالكتلة، يُستخدَمُ في علاج الإمساك وعسر الهضم وحرقة المَعِدة، وهو متوفِّرٌ في الصيدليات على شكل حُبوب أو سائل.

النصيحة التعليمي
أتقن الرياضيات أبدع في الكيمياء

الخرائط الذهنية

تذكر انه

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

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

وتذكر انه العكس

$[H_3O^+] = 10^{-pH}$

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

طيب

شو في علاقة تجمع بين pH و pOH؟

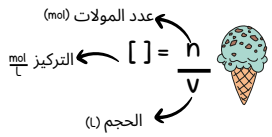
$pH + pOH = 14$

تذكر

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

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

لحساب تركيزهما يمكن من خلال القانون

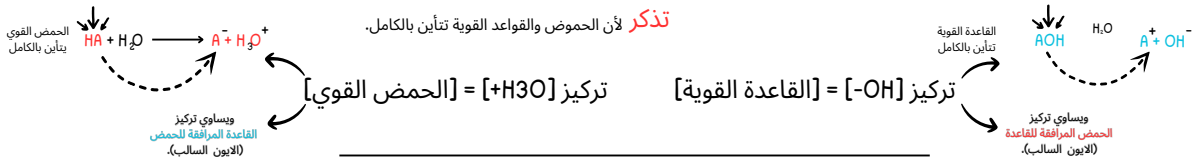


ثلم قدورة

يمكن حساب عدد المولات (n) عن طريق العلاقة:

تذكر لأن الحموض والقواعد القوية تتأين بالكامل.

تركيز [القاعدة القوية] = [-OH] تركيز [الحمض القوي] = [+H3O]



المعايرة

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

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

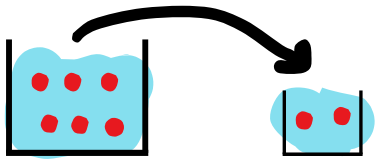
شو الفرق بين نقطة التعادل والتكافئ

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

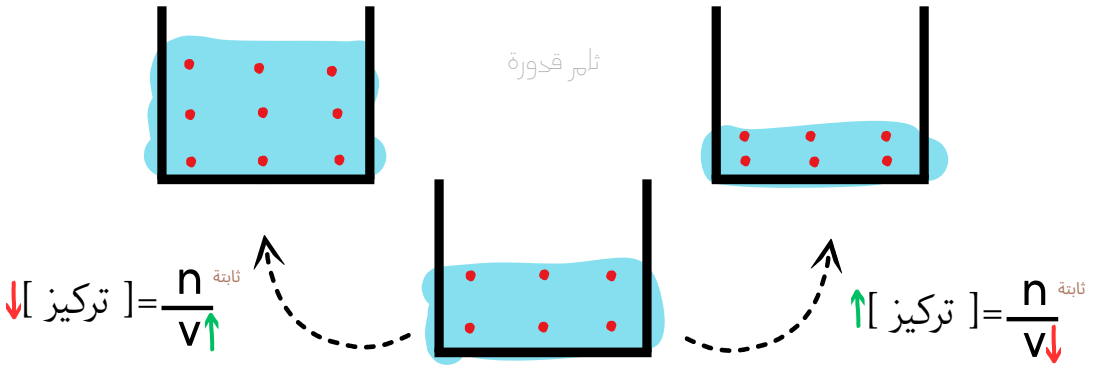
ثلم قدورة

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



بعض جزيئات الماء تسلك
كحموض وبعضها الآخر يسلك
كقواعد في الماء نفسه
التأين
الذاتي للماء
$K_W = [H_3O^+] \times [OH^-]$
ثابت تأين الماء
$K_W = 1 \times 10^{-14}$
$[H_3O^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7}$