



الحموض والقواعد

الوحدة الأولى

أولاً: مفاهيم الحموض والقواعد

3 مفهوم لويس

2 مفهوم برونستد-لوري

1 مفهوم أرهينيوس

سؤال: - أين تتواجد الحموض والقواعد؟



← تتواجد الحموض والقواعد في كثير من المواد الغذائية مثل:

◀ حمض السيتريك: - يتواجد في الليمون والبرتقال والطماطم

◀ حمض الكربونيك: - يتواجد في المشروبات الغازية.

1 مفهوم أرهينيوس للحموض والقواعد:

← أعتمد في مفهومه على: (دراسة التوصيل الكهربائي لمحاليل المواد الأيونية)

◀ حمض أرهينيوس: هي مادة تتأين في الماء منتجة أيون الهيدروجين (H^+).

◀ قاعدة أرهينيوس: هي مادة تتأين في الماء منتجة أيون الهيدروكسيد (OH^-).

أمثلة على حموض أرهينيوس:



(H_2CO_3 / CH_3COOH / H_3PO_4 / H_2SO_4 / HNO_3 / HB_r / HCl)

← تختلف حموض أرهينيوس بعدد ذرات H التي تتأين، وبناءً على ذلك تصنف إلى: -

1 أحادي البروتون: يحتوي على ذرة H قابلة للتأين، مثل ($HCOOH$ / H_3COOH / HNO_3 / HI / HB_r / HCl)

2 ثنائي البروتون: يحتوي على ذرتي H قابلة للتأين، مثل (H_2S / H_2CO_3 / H_2CO_3)

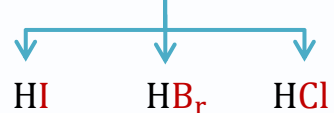
3 ثلاثي البروتون: يحتوي على 3 ذرات H قابلة للتأين، مثل (H_3PO_4)

← ترتبط ذرة H في الحموض برابطة تساهمية قطبية ب: -

[ب] مجموعة أيونية مما يسمح لها بالتأين في المحلول المائي



[أ] ذرة ذرات سالبة كهربائية عالية





أهم ما ينطبق على حموض أرهينيوس:

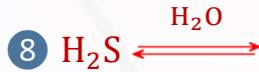
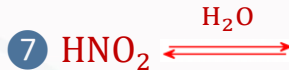
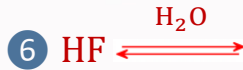
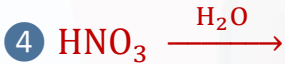
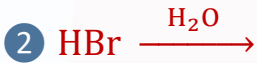
1 تحتوي على ذرة H أو أكثر.

2 ترتبط ذرة H برابطة تساهمية قطبية مع [ذرة كهروسلبتها عالية – مجموعة أيونية]

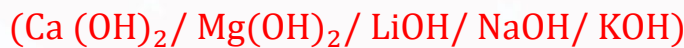
مهم جداً:

حمض الايثانويك (CH_3COOH) أحادي البروتون وليس ثنائي البروتون أو ثلاثي البروتون يحتوي على 3 ذرات C مرتبطة بذرة الكربون، وهي ليس لها القدرة على التأين، وذلك لأن الروابط بينها غير قطبية، وهذا ما يمنع تأينها، ويحتوي على ذرة H مرتبطة برابطة قطبية مع ذرة الأكسجين عالية الكهروسلبية وهي الوحيدة التي تتأين.

أمثلة على تأين بعض الحموض:



أمثلة على قواعد أرهينيوس:



أهم ما ينطبق على قواعد أرهينيوس:

1 تحتوي على أيون الهيدروكسيد (OH^-)

2 تختلف قواعد أرهينيوس بعدد أيونات (OH^-) التي تمتلكها

◀ أيون هيدروكسيد واحد: $\text{LiOH} / \text{NaOH} / \text{KOH}$

◀ أيون هيدروكسيد عدد 2: $\text{Ca}(\text{OH})_2 / \text{Mg}(\text{OH})_2$





أمثلة على تأين قواعد أرهينيوس:

- 1 $\text{KOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$
- 2 $\text{NaOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$
- 3 $\text{LiOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$

نقاط ضعف مفهوم أرهينيوس:



- 1 تناول مفهوم الحموض والقواعد في المحاليل المائية فقط.
- 2 فسر السلوك الحمضي للحموض التي تحتوي أيون (H^+) فقط، والقواعد التي تحتوي أيون (OH^-) فقط.
- 3 لم يستطيع تفسير سلوك القواعد التي لا تمتلك (OH^-) مثل القاعدة NH_3
- 4 لم يستطيع تفسير سلوك التأثير القاعدي أو الحمضي لكثير من الأملاح مثل:

NH_4Cl كلوريد الألومنيوم
 NaHCO_3 كربونات الصوديوم الهيدروجينية.
- 5 لم يستطيع تفسير كثير من تفاعلات الحموض والقواعد مثل تفاعل $(\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl})$ في حالتي المحلول والغاز.

قوة الحموض والقواعد:



- تتفاوت الحموض والقواعد في قوتها، بالاعتماد على درجة تأينها في الماء، وبناءً على ذلك فإن:

◀ الحموض القوية: $(\text{H}_2\text{SO}_4 / \text{HClO}_4 / \text{HNO}_3 / \text{HI} / \text{HBr} / \text{HCl})$

◀ القواعد القوية: $(\text{LiOH} / \text{NaOH} / \text{KOH})$

◀ الحموض الضعيفة: $(\text{CH}_3\text{COOH} / \text{HCOOH} / \text{H}_2\text{SO}_3 / \text{H}_2\text{CO}_3 / \text{H}_2\text{S} / \text{HNO}_2 / \text{HCN} / \text{HF})$

- معادلة تأين الحموض والقواعد القوية تكتب بسهم واحد (\rightarrow) والضعيفة تكتب بسهمين متعاكسين (\rightleftharpoons)

صفات أيون H^+ :



أيون الهيدرونيوم:



1 يتكون من بروتون واحد.

2 جسيم صغير جداً.

3 يحمل شحنة كهربائية عالية مقارنة بكتلته الصغيرة.

* رمزه (H_3O^+)

* كيف ينشأ أيون الهيدرونيوم؟؟؟





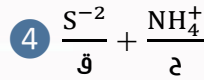
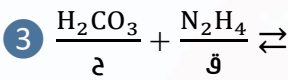
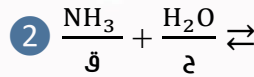
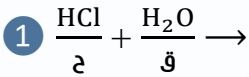
② مفهوم برونستد- لوري للحموض والقواعد:

← اعتمد في مفهومه على: (انتقال H^+) من الحمض للقاعدة أثناء التفاعل)

◀ حمض برونستد- لوري: هو مادة يمكنها منح بروتون أثناء التفاعل. (مانح بروتون).

◀ قاعدة برونستد- لوري: هو مادة يمكنها استقبال بروتون أثناء التفاعل. (مستقبل بروتون)

أمثلة على تأين حموض وقواعد برونستد- لوري:



الأزواج المترافقة:

تتواجد في تفاعلات الحموض والقواعد، حيث تفاعل يوجد زوجين مترافقين.

* زوج مترافق ثاني (القاعدة / حمض مرافق)

* زوج مترافق أول (الحمض / قاعدة مرافقة)

◀ القاعدة المترافقة: هي المادة الناتجة من منح الحمض للبروتون. القاعدة المترافقة = الحمض - H^+

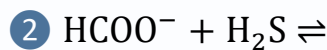
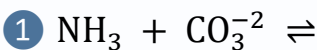
◀ الحمض المترافق: هي المادة الناتجة من استقبال القاعدة للبروتون. القاعدة المترافقة = الحمض + H^+

أمثلة على تحديد الأزواج المترافقة:

الحمض المترافق	القاعدة
	Cl^-
	F^-
	CO_3^{2-}
	CH_3COO^-
	N_2H_4

الحمض	القاعدة المترافقة
HCl	
HNO_3	
H_2CO_3	
HCOOH	
NH_4^+	

مثال توضيحي: على الأزواج المترافقة:





شروط للأزواج المترافقة:

أ. متشابهة.

ب. (زيادة/ نقصان) حبة H فقط.

ج. (زيادة/ نقصان) شحنة.

سؤال: حدد الأزواج المترافقة في كل من الحالات الآتية:

أ. تفاعل الحمض NH_4^+ مع القاعدة N_2H_4 ب. تفاعل الحمض HF مع القاعدة المرافقة للحمض HNO_2

تصنيف المواد حسب سلوكها الحمضي أو القاعدي:

أ. مواد حمضية السلوك:

1 الأيونات الموجبة التي تمتلك (H) مثل: $BH^+ / AH^+ / CH_3OH_2^+ / CH_3NH_3^+ / N_2H_5^+ / NH_4^+ / H_3O^+$

2 للحموض الكربوكسيلية مثل: $CH_3COOH / HCOOH$

3 هاليدات الهيدروجين مثل: $HI / HBr / HCl$

ب. مواد قاعدية السلوك:

1 أيون الهيدروكسيد OH^-

2 الأيونات السالبة التي لا تمتلك (H^+) مثل: $S^{2-} / PO_4^{3-} / CO_3^{2-} / I^- / Br^- / NO_2^- / CN^- / F^-$...

3 الأيونات السالبة للحمض الكربوكسيلي، مثل: $CH_3COO^- / HCOO^-$

4 الأمينات ومشتقاتها و NH_3 و N_2H_4 ، مثل: $CH_3CH_2NH_2 / CH_3NH_2$

ج. المواد الأمفوتيرية (متعددة السلوك):

1 H_2O

2 الأيونات السالبة التي تبدأ بـ H، مثل: $HB^- / HC^- / HPO_4^{2-} / H_2PO_4^- / HCO_3^- / HSO_3^- / HS^-$

باستثناء (الأيون السالب للحمض الكربوكسيلي)

سؤال (1): اختر من الآتي: ($H_2S / NaHCO_3 / H_3O^+ / HCl / KOH / NH_3$)

أ. حمض أرهينيوس. () ب. قاعدة أرهينيوس. ()

ج. ملح عجز أرهينيوس عن تغير سلوكه. ()

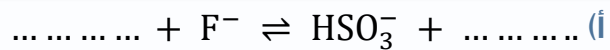
د. حمض فسر سلوكه برونستد- لوري ولم يفسر سلوكه الحمض أرهينيوس. ()

هـ. قاعدة برونستد- لوري. () و. حمض برونستد- لوري ثنائي البروتون ()





سؤال (2): أكمل المعادلات الآتية في كل من الآتي:

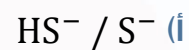


(ج) تفاعل الحمض المرافق بـ NH_3 مع القاعدة المرافقة لـ $HCOOH$

(د) تفاعل CN^- مع المرافق لـ CH_3NH_2

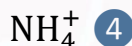
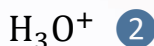
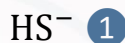


سؤال (3): حسب مفهوم برونستد- لوري، حدد الحمض والقاعدة الذي ينتج من تفاعلهم الأزواج المترافقة الآتية:

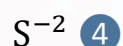
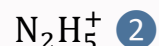
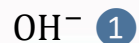


سؤال (4): في التفاعلات الآتية، أجب عن الأسئلة:

(ب) يسلك HCO_3^- في تفاعله مع الحمض المرافق لـ N_2H_4 سلوكاً مماثلاً لإحدى الآتية:



أ. يسلك HS^- في تفاعله مع NH_3 سلوكاً مماثلاً لإحدى الآتية:

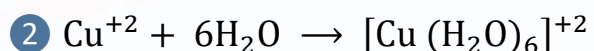
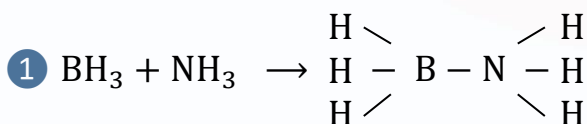


③ مفهوم لويس للحموض والقواعد:

← درس لويس تفاعلات الحموض والقواعد التي لا تشمل على انتقال البروتون (H^+)

← اعتمد على (انتقال أزواج الإلكترونات من القاعدة إلى الحمض)

← من الأمثلة:



◀ حمض لويس: هي مادة يمكنها استقبال زوج أو أكثر من الإلكترونات أثناء التفاعل.

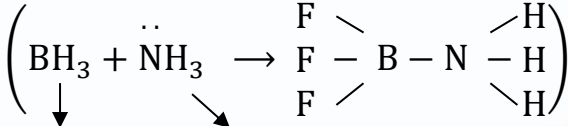
◀ قاعدة لويس: هي مادة يمكنها منح زوج أو أكثر من الإلكترونات أثناء التفاعل.





أهم ما قام به لويس في تفسيره للحموض والقواعد:

1 فسر آلية ارتباط البروتون H^+ مع الطرف المستقبل له في مفهوم برونستد- لوري.



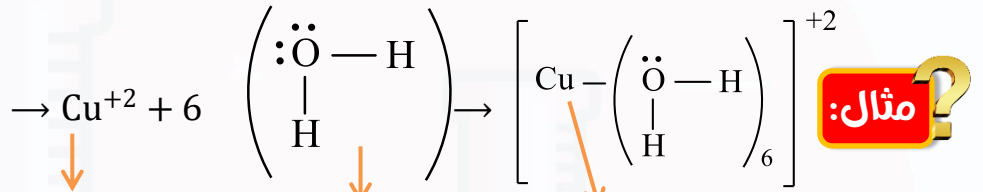
حمض لويس
وذلك لأنها تمتلك
فلك فارغ

قاعدة لويس وذلك
لأنها تمتلك زوج غير
رابط

2 فسر تفاعلات لم ينطبق عليها مفهوم برونستد- لوري مثل

3 فسر لويس تكوين الأيونات المعقدة الناتجة من تفاعل أيونات

الفلزات ($Cu^{+2} / Fe^{+2} / Ni^{+2} / Zn^{+2} / Ag^{+}$) مع جزيئات مثل (NH_3 / H_2O) أو أيونات سالبة (CN^-)



مثال؟

تمتلك فلك فارغ ← حمض لويس

تمتلك زوج غير رابط
ويمثل قاعدة لويس

رابطة تناسقية

✧ الرابطة التناسقية: هي رابطة تنشأ بين ذرتين إحداها تمتلك زوج من \bar{C} غير الرابطة والأخرى تمتلك فلك فارغ.

مهم جداً

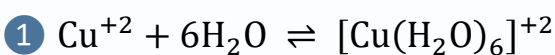
(أ) حموض لويس، تشمل:

- 1 حموض أرهينيوس وحموض برونستد - لوري ($NH_4^+ / HNO_3 / HF / HBr / HCl$)
- 2 الأيونات الموجبة للعناصر الانتقالية ($Zn^{+2} / Cu^{+2} / Ni^{+2} / Mn^{+2} / Cr^{+3} / Fe^{+3}$)
- 3 الجزيئات المتعادلة التي ذرتها المركزية (B) و (Be) وتعتبر حموض لويس فقط.

(ب) قواعد لويس، وتشمل:

- 1 الجزيئات المتعادلة التي ذرتها المركزية هي (N / O) NX_3, X_2O, OX_2
- 2 الأيونات السالبة مثل: ($OH^-, CN^-, I^-, Br^-, Cl^-$)

سؤال: حدد حمض وقاعدة لويس في التفاعلات الآتية:





ثانياً: قوة الحموض والقواعد:

← قوة الحمض مرتبطة بقدرته على التأين، وقدرته على منح البروتون.

← قوة القاعدة مرتبطة بقدرتها على التأين وقدرتها على استقبال البروتون.

ملاحظة مهمة:

التفاعل ينزاح دائماً نحو جهة المواد الأضعف

◀ حمض قوي ←

◀ حمض ضعيف ←

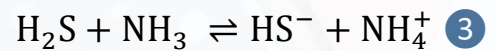
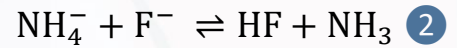
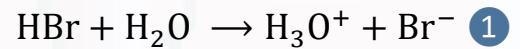
◀ قاعدة قوية ←

◀ قاعدة ضعيفة ←

باعتدال على الجدول المجاور والذي يمثل العلاقة بين قوة الحموض وقوة قواعدهما المرافقة.

مثال: ?

حدد الجهة التي يرجحها الاتزان في التفاعل:



	الحمض	القاعدة المرافقة	
تزداد قوة الحمض ↑	HBr	Br ⁻	
	HNO ₃	NO ₃ ⁻	
	H ₃ O ⁺	H ₂ O	
	HF	F ⁻	
	H ₂ S	HS ⁻	
	NH ₄ ⁺	NH ₃	تزداد قوة القاعدة ↓

ملاحظة مهمة:



بداية التأين

الإتزان

مقدار التغير

بداية التأين

بعد التأين

مقدار التغير



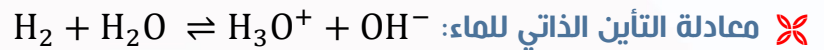


الرقم الهيدروجيني ومحاليله الحموض والقواعد القوية

الدرس الثاني

التأين الذاتي للماء:

مفهومه: هو سلوك بعض جزيئات الماء كحموض وبعضها الآخر كقواعد في الماء نفسه



✂ أهم ما يتعلق بمعادلة التأين الذاتي للماء:

① عدد مولات H_3O^+ يساوي عدد مولات OH^-

② $[H_3O^+] = [OH^-] = 1 * 10^{-7}$

③ $[H_3O^+] * [OH^-] = 1 * 10^{-14}$

④ $[H_3O^+]^2 = [OH^-]^2 = 1 * 10^{-14}$

⑤ أيونات H_3O^+ و OH^- في حالة اتزان مع جزيئات الماء غير المتأينة

تصنف المحاليل بالاعتماد على $[H_3O^+]$ و $[OH^-]$ في المحاليل الى:

① محاليل متعادلة

$[H_3O^+] = [OH^-] = 1 * 10^{-7}$

② محاليل حمضية

$[H_3O^+] > 1 * 10^{-7}$

③ محاليل قاعدية

$[OH^-] > 1 * 10^{-7}$

$[OH^-] < 1 * 10^{-7}$

$[H_3O^+] < 1 * 10^{-7}$

مثال (1):

احسب $[H_3O^+]$ في محلول يحتوي على أيونات OH^- وتركيزها $(1 * 10^{-3} M)$.

مثال (2):

احسب $[OH^-]$ في محلول يحتوي على أيونات H_3O^+ وتركيزها $(2 * 10^{-5} M)$.





محاليل الحموض القوية:

← أشهر الحموض القوية ($HNO_3 / HClO_4 / HI / HBr / HCl$)

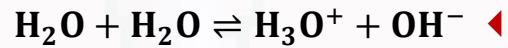
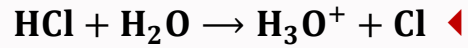
لإيجاد تركيز الحمض

$$M = \frac{\text{moles}}{\text{volume}} \quad (1) \quad \begin{array}{l} \text{عدد المولات} \\ \text{التركيز بوحدة (M)} \end{array}$$

$$(2) M = \frac{\text{mass}}{\text{MolarMass} * V} \quad \begin{array}{l} \text{وحدة (g)} \\ \text{الكتلة المولية} \\ \text{g/mole} \end{array}$$

الحجم (بوحدة اللتر) حجم (بوحدة اللتر)

سؤال: ماذا يحدث عند إضافة الحمض في الماء؟



← أدت إضافة HCl إلى:

- 1 حدوث خلل في اتزان التفاعل بسبب زيادة $[H_3O^+]$
- 2 اندفاع التفاعل بالاتجاه المنعكس
- 3 نقصان تركيز $[OH^-]$ ، نقصان PH
- 4 المحلول الناتج حمضي.

✧ حدث خلل في اتزان التفاعل

✧ يقوم التفاعل بوضع نقطة اتزان جديدة وذلك من خلال دفع التفاعل من الجهة الأعلى تركيز للجهة الأقل تركيز

(دفع التفاعل من جهة المواد الناتجة (الأعلى تركيز) إلى جهة المواد المتفاعلة (الأقل تركيز))

الدفاع التفاعل بالاتجاه المنعكس

أمثلة حسابية متعلق بالحموض القوية:

سؤال (3):

تم تحضير محلول من حمض HNO_3 بإذابة كتلة مجهولة من الحمض إلى 200 ml من الماء، فإذا علمت أن $Mr(HNO_3) = 63$ وأن $[OH^-] = 1 \times 10^{-12} M$ أوجد كتلة HNO_3 المضافة

سؤال (2):

محلول من حمض $HClO_4$ تم تحضيره بإذابة 0.02 mol في 200ml من الماء.

سؤال (1):

محلول حمضي HBr تركيزه (0.05M) أوجد $[H_3O^+]$ و $[OH^-]$ في المحلول





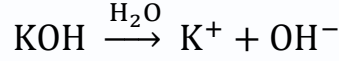
محاليل القواعد القوية:

للإيجاد [القاعدة القوية]

$$M = \frac{\text{moles}}{v}$$

$$M = \frac{m}{Mr \times V}$$

← أشهر القواعد القوية (LiOH/NaOH/ KOH)



ملحوظة مهمة



$$[OH^-] = [\text{القواعد القوية}]$$

أمثلة حسابية متعلقة بالقواعد القوية:



مثال (1):

احسب $[OH^-]$ و $[H_3O^+]$ في محلول NaOH تركيزه (0.005 M)

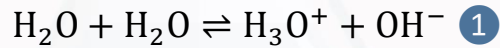
مثال (2):

احسب $[OH^-]$ في محلول تم تحضيره بإذابة 8 g من NaOH في 200 ml من الماء، علماً أن $Mr(NaOH) = 40 \text{ g/mole}$

مثال (3):

أُذيت كتلة مجهولة من KOH إلى 100ml من الماء، لعمل محلول فيه $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-12} M$ ، فإذا علمت أن $Mr(KOH) = 56$ ، أوجد الكتلة المذابة.

سؤال: ماذا يحدث عند إضافة قاعدة قوية (NaOH) إلى الماء؟



← أدت إضافة NaOH إلى:

← يحدث خلل في اتزان التفاعل

- 1 حدوث خلل في اتزان التفاعل بسبب زيادة $[OH^-]$
- 2 اندفاع التفاعل بالاتجاه المعاكس
- 3 نقصان $[H_3O^+]$ ، وزيادة PH
- 4 المحلول الناتج قاعدي.

← يقوم التفاعل بوضع نقطة اتزان جديدة وذلك من خلال دفع التفاعل من الجهة الأعلى تركيزاً للأقل تركيزاً (دفع التفاعل من جهة المواد الناتجة (الأعلى تركيزاً) إلى جهة المواد المتفاعلة (الأقل تركيزاً))

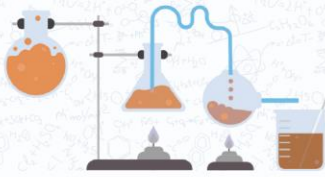
الرقم الهيدروجيني:

← رمزه (PH)

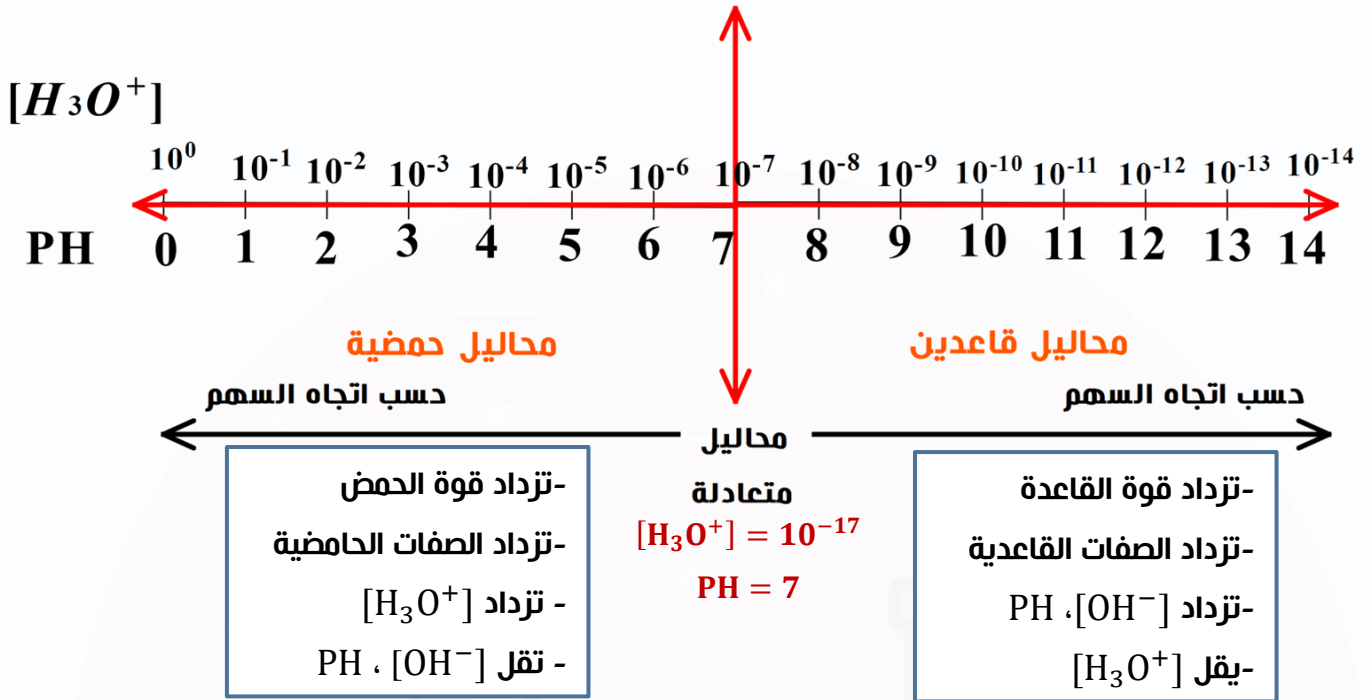
مفهومه: هو عبارة عن سالب لوغاريتم الأساس العاشر لتركيز أيون الهيدرونيوم (H_3O^+) في المحلول

- يتم تحديد قيمة PH من خلال العلاقة $PH = -\log [H_3O^+]$





مقياس الرقم الهيدروجيني:



- ← من أهم الأمثلة على المحاليل الحمضية: الحليب (6.4)، مياه غازية (3.9)، الخل (2.4 – 3.4)، عصير الليمون (2.2 – 2.4)، حمض المعدة (1 – 3).
- ← من أهم الأمثلة على المحاليل القاعدية: الدم (7.4)، ماء البحر (7 – 8.3)، صودا الخبز (8.4)، حليب المغنيسيا (10.5)، الأمونيا المنزلية (11.9).

أمثلة حسابية على إيجاد PH:

سؤال (4):

احسب قيمة PH لمحلول KOH تركيزه 0.02M علماً بأن $\log 2 = 0.3$

سؤال (3):

احسب قيمة PH لمحلول HBr تم تحضيره بإذابة 0.025 mole منه إلى 500 ml من الماء.

سؤال (1):

ما هي قيمة PH لمحلول تركيزه $(1 \times 10^{-3} M)$ ؟

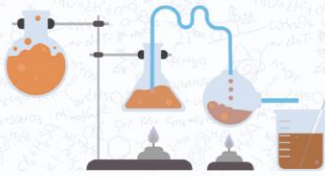
سؤال (5):

أضيف (0.560 g) من KOH إلى كمية من الماء لعمل محلول حجمه 500 ml، أوجد قيمة PH لهذا المحلول إذا علمت أن $\log 5 = 0.7$ / $Mr(KOH) = 56 \text{ g/mole}$

سؤال (2):

ما هي قيمة PH لمحلول HNO_3 تركيزه 0.05M علماً أن $(\log 5 = 0.7)$





عمليات حسابية بوجود قيمة PH:

سؤال (1):

احسب قيمة [HBr] في المحلول، إذا علمت أن قيمة PH لمحلول HBr تساوي 0.4 ($\log 4 = 0.6$)

سؤال (3):

أذيت كتلة مجهولة من حمض HBr إلى كمية من الماء لعمل محلول حجمه (200ml) فكانت قيمة PH تساوي (2).

احسب كتلة HBr المذابة؟
Mr(HBr) = 80g/mole

سؤال (4):

أحسب عدد مولات KOH اللازم إذابتها في الماء لعمل محلول حجمه (200 ml) قيمة

$$\log 4 = 0.6 \quad \log 2.5 = 0.4 \quad 12.4 = \text{PH}$$

سؤال (2):

احسب [LiOH] في المحلول، إذا علمت أن قيمة PH لمحلول LiOH يساوي 12.7 ($\log 2 = 0.3$)

الرقم الهيدروكسييلي:

رمزه POH

مفهومه: عبارة عن سالب لوغاريتم الأساس العاشر لتركيز أيون الهيدروكسيل (OH) في المحلول.

يتم تحديد قيمة POH من خلال العلاقة: $\text{POH} = -\log_{10}[\text{OH}^-]$

تصنف المحاليل بالنسبة لـ POH:

بنقصان POH	بزيادة POH
-تزداد PH	-تقل PH
-تقل $[\text{H}_3\text{O}^+]$	-يزداد $[\text{H}_3\text{O}^+]$
-يزداد $[\text{OH}^-]$	-يقل $[\text{OH}^-]$
-تقل الصفات الحمضية وتزداد الصفات القاعدية	- تزداد الصفات الحمضية - تقل الصفات القاعدية

1 $\text{PH} = 7 \Rightarrow \text{POH} = 7$ (المحلول متعادل)

2 $\text{PH} > 7 \Rightarrow \text{POH} < 7$ (المحلول قاعدي)

3 $\text{PH} < 7 \Rightarrow \text{POH} > 7$ (المحلول حمضي)



ملحوظة مهمة:





سؤال (3):



احسب قيمة POH لمحلول HNO_3 تم تحضيره بإذابة (0.504g) من حمض HNO_3 إلى 500ml من الماء
علماً أن $\text{Mr}(\text{HNO}_3) = 63 \text{ g/mole}$

سؤال (1):



احسب PH لمحلول NaOH تركيزه (0.2M)، $\log 2 = 0.3$

سؤال (2):



احسب POH و PH لمحلول KOH تم تحضيره بإذابة (0.5mole) من KOH في 500 ml من ماء.

معايرة حمض وقاعدة:

← سميت التفاعلات التي تحدث بين حمض وقاعدة قويان تفاعلات التعادل وذلك لأن في هذه التفاعلات تصل $[\text{H}_3\text{O}^+]$ و $[\text{OH}^-]$ إلى حالة التعادل.

← ماذا يستفاد من تفاعلات التعادل، أو عملية المعايرة بين حمض وقاعدة؟



1 تحديد تركيز مجهول لمحلول حمض 2 تحديد تركيز مجهول لمحلول قاعدة.

← كيف يتم تحديد تركيز مجهول لمحلول (حمض / قاعدة)؟



1 تحضير محلول معلوم التركيز ويسمى (المحلول القياسي)

← محلول قياسي من الحمض، يستخدم لإيجاد تركيز محلول قاعدة قوية.

← محلول قياسي من القاعدة، يستخدم لإيجاد تركيز محلول حمض قوي.

2 إضافة المحلول القياسي (معلوم التركيز) إلى المحلول مجهول التركيز. (مجهول التركيز) وتسمى هذه العملية بـ (المعايرة)

سؤال: في عملية المعايرة، ماذا يحدث عن إضافة محلول حمض معلوم التركيز لمحلول قاعدة مجهول التركيز؟



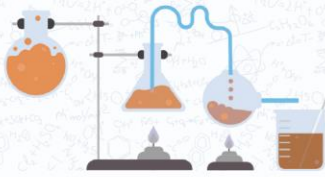
1 إضافة تدريجية من المحلول القياسي (نقطة وراء النقطة) إلى محلول القاعدة المجهول التركيز.

2 مع بدء إضافة المحلول القياسي إلى محلول القاعدة مجهول التركيز، فإنه يحدث اختلاف في تركيز المحولين:

← تبدأ زيادة في تركيز المحلول الحمضي (المحلول القياسي / معلوم التركيز)

← تبدأ نقصان في تركيز المحلول القاعدي (محلول المعايرة / مجهول التركيز)





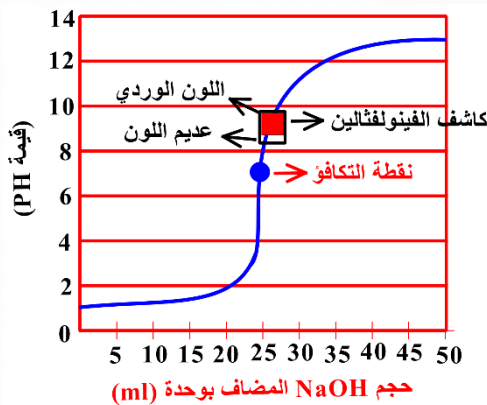
ملاحظات مهمة عند المعايرة:



- 1 تستمر إضافة المحلول القياسي لمحلول المعايرة مجهول التركيز إلى حين الوصول لنقطة تتساوى فيها عدد مولات H_3O^+ مع عدد مولات HO^- وتسمى هذه النقطة بـ (نقطة التكافؤ).
- 2 عندما تكون المعايرة بين محلول حمض قوي ومحلول قاعدة قوية تسمى نقطة التكافؤ بـ (نقطة التعادل).
- 3 عند نقطة التكافؤ: ① تكون قيمة PH تساوي 7
- ② محلول المعايرة ليس حمضياً أو قاعدياً وإنما متعادلاً.
- ③ يحدث (زيادة حادة أو نقصان حاد) في الرقم الهيدروجيني
- ④ عدد مولات الحمض = عدد مولات القاعدة
- 4 بسبب تغير التراكيز لمحلول الحمض والقاعدة، فإن ذلك يؤدي لتغير في قيمة PH المحلول (محلول المعايرة)
- 5 تتوقف عملية المعايرة عند الوصول لنقطة النهاية، ويتم تحديد انتهاء عملية المعايرة والوصول إلى نقطة النهاية من خلال إضافة مادة تسمى بـ (الكواشف)، حيث يرافق الوصول لنقطة النهاية تغير لون الكاشف حيث تغير لون الكاشف باستمرار وبشكل دائم يعني توقف عملية المعايرة والوصول لنقطة النهاية.
- 6 نقطة التكافؤ تسمى تقريباً نقطة النهاية.
- 7 نقطة النهاية: - ① هي النقطة التي يتغير عنها لون الكاشف بشكل دائم.
- ② هي النقطة التي يقاس عندها حجم المحلول المضاف المستخدم في المعايرة.
- ③ تختلف قيمتها قليلاً عن نقطة التكافؤ فهي يمكن أن تكون ($PH > 7$, $PH < 7$, $PH = 7$)

أولاً: إضافة محلول قاعدة معلومة التركيز لمحلول حمض مجهول التركيز:

ملاحظات مهمة على الشكل:



- 1 عند بداية المعايرة نلاحظ تزايد تدريجي لقيمة PH
- 2 عند الاقتراب من نقطة التكافؤ نلاحظ تزايد حاد في قيمة PH لتصل إلى ($PH = 7$)
- 3 يستخدم عادة كاشف الفينولفثالين عند معايرة حمض قوي لمحلول قاعدة قوية، إذ يتغير لونه من عديم اللون إلى الأحمر الوردي عندما تكون $PH = (8.2 - 10)$





ثانياً: إضافة محلول حمض معلوم التركيز لمحلول قاعدة مجهول التركيز

← مع بداية المعايرة فإن تركيز المحلول القاعدي يتناقص وتركيز المحلول الحمضي يزداد

ملاحظات هامة:

- 1 نلاحظ تناقص تدريجي على قيمة PH.
- 2 عند الاقتراب من نقطة التكافؤ نلاحظ تناقص حاد في قيمة PH حتى تصل لـ (PH = 7)

عدد الكواشف:

- ◀ تستخدم الكواشف لتحديد نقطة انتهاء المعايرة.
- ◀ تضاف هذه الكواشف لمحلول المعايرة حيث يتغير لونها عند الوصول لنقطة التكافؤ.
- ◀ يتغير لون الكاشف بالاعتماد على قيمة PH للوسط الذي يوجد فيه الكاشف.
- ◀ تغير لون الكاشف دلالة على حدوث تفاعل بين الكواشف ومحلول الحمض أو محلول القاعدة.
- ◀ **مكونات الكواشف:** تتكون من حموض وقواعد ضعيفة يتغير لونها عند مدى معين من PH

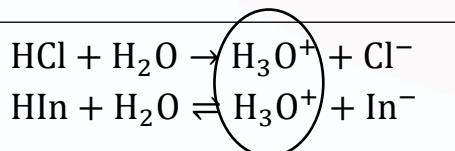
سؤال: ماذا يحدث عند إضافة الكاشف لمحلول المعايرة؟

- 1 محلول المعايرة يحتوي على ماء، وبالتالي عند إضافة الكاشف لمحلول المعايرة يؤدي ذلك إلى تأين الكاشف وهذا يعني تفككه إلى الأيونات المكونة له.
- 2 يؤدي تفاعل الكاشف مع الماء إلى تغير لون الكاشف حسب تركيز محلول المعايرة.

مفهوم الكاشف: هي حموض أو قواعد ضعيفة يختلف لونها في الحالة الجزيئية عنه في الحالة المتأينة.

الكاشف الحمضي (HIn) / معادلة تأينه في المحلول ($\text{HIn} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{In}^- + \text{H}_3\text{O}^+$)

الحالة الجزيئية للكاشف الحالة الأيونية للكاشف



يزداد تركيز
 H_3O^+

مبدأ عمل الكاشف:

(أ) آلية عمل الكاشف الحمضي في المحلول الحمضي

◀ أهم ما يرافق تأين الكاشف:

- 1 يزداد تركيز المواد الناتجة
- 2 [المواد الناتجة] < [المواد المتفاعلة]





③ يندفع التفاعل من الجهة الأعلى تركيز (نواتج) إلى الجهة الأقل تركيز (متفاعلات)

④ استهلاك H_3O^+ ← نقصان $[H_3O^+]$ ← نقصان $[In^-]$ ← زيادة $[HIn]$ ← ظهور لون الكاشف (I) في الحالة الجزيئية

(ب) آلية عمل الكاشف الحمضي في المحلول القاعدي:

◀ أهم ما يرافق تأين الكاشف:

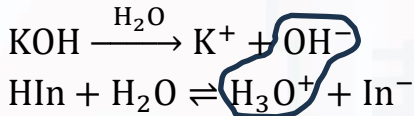
① تأين الكاشف ينتج H_3O^+ ، مما يؤدي لتفاعله مع OH^-

② يقل [المواد الناتجة] ← [المتفاعلات] ← [النواتج]

③ يندفع التفاعل بالاتجاه الأمامي

④ استهلاك HIn ← نقصان $[HIn]$ ← زيادة $[In^-]$

⑤ اختفاء لون الكاشف (1)، وظهور لون الكاشف (2)



ملاحظات مهمة على الكاشف:



① يتغير لون الكاشف في مدى معين من PH

② يعتمد تغير لون الكاشف على النسبة ما بين تركيز ما يتأين من الحمض إلى نسبته الأصلية

③ تعتمد دقة نتائج المعايرة على اختيار الكاشف المناسب

④ عند اختيار الكاشف يجب مراعاة أن يتغير لونه عند قيمة PH قريبة من نقطة التعادل أو التكافؤ

◀ من الأمثلة على كواشف تستخدم عند معايرة حمض HCl وقاعدة $NaOH$:

① كاشف الفينولفثالين: (عديم اللون في المحلول الحمضي ووردي اللون في المحلول القاعدي)

② كاشف الميثيل الأحمر.



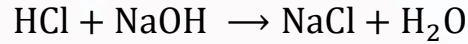


عدد مولات H_3O^+ = عدد مولات OH^-

عدد مولات الحمض = عدد مولات القاعدة

مثال (1):

احسب تركيز الحمض HCl إذا تعادل 250 ml منه تماماً مع 200 ml من القاعدة NaOH تركيزها 0.02 M وفق المعادلة الآتية:



الحل:

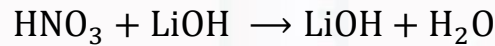
مثال (2):

يلزم 40 ml من محلول HI الذي تركيزه 0.4M، ليتعادل تماماً مع 60 ML من محلول KOH مجهول التركيز احسب [KOH]

الحل:

مثال (3):

احسب حجم الحمض HNO_3 الذي تركيزه 0.4 m إذا تعادل تماماً مع 20 ml من محلول القاعدة LiOH تركيزه 0.2 m وفق المعادلة:



الحل:

مثال (4):

أضيف 60 ml من محلول NaOH تركيزه (0.2 M) إلى 40 ml من محلول HNO_3 تركيزه (0.4 M) فإن قيمة pH للمحلول الناتج تساوي: ($\log 4 = 0.6$)

- (أ) 3.2 (ب) 4.4
(ج) 2.4 (د) 1.4

مثال (5):

إذا تعادل تماماً 200 ml من الحمض القوي HX تركيزه (0.1M) من حجم معين من محلول قاعدة قوية MOH تم تحضيره بإذابة (0.8g) من MOH، فإن الكتلة المولية لهذه القاعدة:

الحل:

- (أ) 28
(ب) 42
(ج) 36
(د) 40

مثال (6):

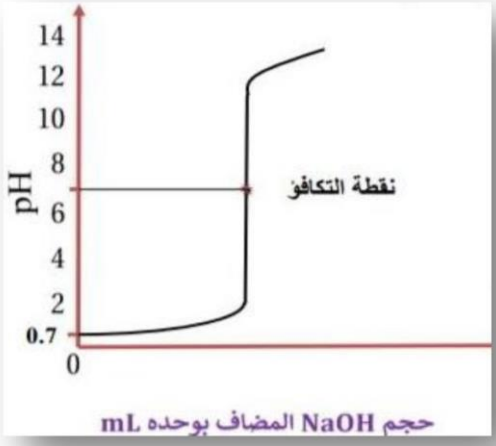
تم معايرة (30 ml) من محلول NaOH تركيزه (0.2M) من محلول HI تركيزه (0.1M) بعد دراسة ذلك، أجب عن الآتي:

- ما هي قيمة pH للمحلول الناتج عند نقطة التكافؤ؟
(أ) 4 (ب) 6 (ج) 2 (د) 7
- ما هي قيمة pH قبل إضافة الحمض؟
(أ) 13.7 (ب) 5.7 (ج) 13.3 (د) 3.2
- ما هي قيمة pH في الدورق الحجمي (محلول المعايرة) بعد إضافة 70 ml من الحمض (HI)؟
(أ) 3 (ب) 10 (ج) 2 (د) 9
- حجم محلول الحمض اللازم إضافته من محلول حمض HI ليتعادل تماماً مع محلول القاعدة:
(أ) 30 ml (ب) 60 ml (ج) 0.4L (د) 0.5L

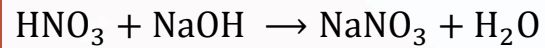




مثال (7):



من خلال دراستك للشكل المجاور، الذي يمثل منحنى المعايرة أثناء إضافة القاعدة NaOH ذات التركيز 0.3M إلى 60 ml من الحمض HNO_3 المضاف له ثلاث قطرات من الكاشف الفينولفثالين والوصول إلى التعادل التام حسب المعادلة الآتية:



أجب عن الأسئلة:

① تركيز الحمض HNO_3 قبل البدء بعملية المعايرة هو:

- (أ) 0.1M (ب) 0.2M (ج) 0.3M (د) 1M

② حجم القاعدة NaOH اللازم للوصول إلى نقطة التكافؤ:

- (أ) 30 ml (ب) 40 ml (ج) 15 ml (د) 10 ml

③ لون المحلول الناتج عند إضافة 30 ml من القاعدة NaOH :

- (أ) عديم اللون (ب) أزرق
(ج) أحمر وردي (د) أصفر

④ تركيز H_3O^+ في المحلول الناتج عند إضافة 30 ml من NaOH إلى الحمض HNO_3 :

- (أ) $33 \times 10^{-2}\text{M}$ (ب) $33 \times 10^{-3}\text{M}$
(ج) $0.33 \times 10^{-2}\text{M}$ (د) $3.3 \times 10^{-4}\text{M}$





أسئلة

سؤال (1):

الجدول الآتي يمثل حموض افتراضية وقيم PH لها، ادرسه ثم اجب عن الآتي:

الحمض	HD	HC	HB	HA
PH	2.3	1.6	4.9	3.1

(أ) ما هي صيغة:

- 1 الحمض الأقوى. ()
- 2 الحمض الذي قاعدته المرافقة الأقوى. ()
- 3 القاعدة المرافقة الأضعف. ()
- 4 الحمض الأقل $[OH^-]$. ()

سؤال (2):

الجدول الآتي يمثل حموض افتراضية وقيم PH و POH لها، ادرسه ثم اجب عن الآتي:

الحمض	HE	HB	HD	HA
معلومات	PH = 3	POH = 12	POH = 12.7	PH = 1.5

(أ) ما هي صيغة:

- 1 الحمض الأعلى PH. ()
- 2 الحمض الأعلى POH. ()
- 3 الحمض الأعلى $[H_3O^+]$. ()
- 4 الحمض الأقل $[OH^-]$. ()

سؤال (3):

الجدول الآتي يمثل محاليل حموض وقواعد افتراضية متساوية التركيز ومعلومات لكل محلول، ادرسه ثم اجب عن الآتي:

المحلول الافتراضي	C	E	F	D
معلومات	PH = 2	POH = 2	PH = 13	POH = 13

(أ) ما هي صيغة:

- 1 القاعدة الأقوى. ()
- 2 الحمض الأضعف. ()
- 3 القاعدة التي حمضها المرافق الأضعف. ()
- 4 القاعدة التي لمحلولها حمضها المرافق أعلى PH. ()
- 5 الحمض الذي قاعدته المرافقة الأقوى. ()
- 6 القاعدة الأكثر $[H_3O^+]$. ()





مسائل حسابية على الحموض و القواعد الضعيفة



مثال (1):

احسب $[H_3O^+]$ في محلول حمض الايثانويك CH_3COOH تركيزه $(0.2M)$ ($K_a = 2 \times 10^{-5}$)

الحل:

مثال (2):

محلول حمض HCl مجهول التركيز، وقيمة PH له = 5، إذا علمت أن $K_a = 1 \times 10^{-10}$

أوجد $[HCN]$ ؟

الحل:

مثال (3):

ما هو عدد مولات حمض CH_3COOH اللازم إضافتها إلى كمية من الماء لعمل محلول حجمه $(2L)$ ، إذا علمت أن قيمة PH

لمحلوله $= 2.7$ ، علماً أن قيمة $K_a = 5 \times 10^{-5}$

$\log 2 = 0.3$

الحل:

مثال (4):

احسب كتلة الحمض $HCOOH$ اللازمة لتحضير محلول حجمه $1M$ ورقمه الهيدروجيني $PH = 2.7$ ، إذا علمت أن $(K_a = 2 \times 10^{-4})$

$(\log 2 = 0.3) / Mr_{(HCOOH)} = 44 \text{ g/mole}$

الحل:

مثال (5):

محلول حمض HA يتكون من إضافة $(0.5g)$ منه إلى كمية مجهولة من الماء، فكانت قيمة PH له $= 2.3$ ، إذا علمت أن $K_a = 5 \times 10^{-4}$

أوجد حجم المحلول؟ $Mr_{(HA)} = \frac{20g}{mole}$

مثال (6):

احسب تركيز OH^- في محلول الأمونيا (NH_3) تركيزها $(0.2M)$ علماً أن ثابت تأين الأمونيا $(K_b = 2 \times 10^{-5})$





? مثال (8):

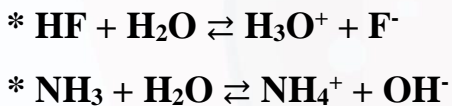
احسب ثابت تأين القاعدة $C_6H_5NH_2$ ، لمحولها الذي تركيزه $0.4M$ ، و $[OH^-]$ لمحلوله $= 4 \times 10^{-5}$.
الحل:

? مثال (7):

كم غراماً من الهيدراين (N_2H_4) يلزم إضافتها إلى كمية من الماء لعمل محلول حجمه $2L$ ، وقيمة POH له $= 3.7$ علماً أن $Mr_{(N_2H_4)} = 32 \text{ g/mole}$ ($K_b = 2 \times 10^{-6}$)
الحل:

? مثال (10):

اكتب قانون ثابت الاتزان K_a لما يأتي:



? مثال (9):

ما هي عدد مولات القاعدة A اللازم إضافتها لتحضير محلول حجمه $(200ml)$ ، وقيم $(PH=11.3)$ إذا علمت أن $(K_b = 2 \times 10^{-6})$ ، $(\log 5 = 0.7)$
الحل:





مسائل الجداول على الحموض و القواعد الضعيفة

مثال (1):

يبين الجدول الآتي محاليل حموض ضعيفة متساوية التركيز وقيم K_a ، ادرسه جيداً ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

الحمض الضعيف	K_a
HA	2×10^{-5}
HB	1×10^{-3}
HC	4×10^{-3}

1 ما هي صيغة الحمض الأقوى. ()

2 ما هي صيغة القاعدة المرافقة الأقوى. ()

3 أيهما (HC/HA) في محلوله أعلى $[H_3O^+]$. ()

4 أيهما (HA/HB) لمحلوله أعلى PH؟ ()

5 أيهما (HB/HC) لمحلوله على POH ؟ ()

مثال (2):

يبين الجدول الآتي قيم K_a لبعض الحموض الضعيفة المتساوية في تركيزها، ادرس الجدول جيداً وأجب عن الأسئلة التي تليه:

الحمض	K_a
HCOOH	1.7×10^{-4}
HF	6.8×10^{-4}
HCN	4.9×10^{-10}

1 ما صيغة:

(أ) الحمض الضعيف. ()

(ب) أضعف قاعدة مرافقة. ()

(ج) الحمض الذي محلوله أقل PH. ()

(هـ) القاعدة المرافقة للحمض الذي لمحلوله أعلى PH.

()

2 أيهما له أقل صفات قاعدية $(F^-/HCOO^-)$ ؟ ()

مثال (3):

يبين الجدول الآتي محاليل بعض الحموض الضعيفة تركيزها (0.1M) لكل منها، وقيمة PH لكل محلول، ادرسه جيداً وأجب عن الأسئلة التي تليه:

الحمض	PH
HX	2.5
HY	4
HZ	1.4

1 ما هي صيغة القاعدة المرافقة الأضعف؟ ()

2 ما هي صيغة الحمض الذي لمحلوله أعلى $[H_3O^+]$. ()

3 ما هي صيغة الحمض الذي له أقل K_a . ()

4 أوجد قيمة K_a لحمض HX إذا علمت أن $(\log 4 = 0.6)$ ؟ ()

5 أي محاليل الحموض يمثل محلول حمض HNO_3 تركيزه 0.04M ()

مثال (4):

يبين الجدول محاليل بعض الحموض ضعيفة وتركيزها (0.1M)، و $[H_3O^+]$ لكل محلول، ادرس الجدول ثم اجب عما يليه:

الحمض	$[H_3O^+]$
HB	2×10^{-3}
HA	4×10^{-4}
HC	3×10^{-5}

1 ما هي صيغة القاعدة المرافقة الأضعف؟ ()

2 ما هي صيغة القاعدة المرافقة لمحلول الحمض الأقل $[OH^-]$ ؟ ()

3 أي الحمضين (HA/ HC) أعلى $[OH^-]$ ؟ ()

4 أوجد قيمة K_a لحمض HB؟ ()

5 ما هي صيغة الحمض الذي قيمة K_a له تساوي (9×10^{-10}) ؟ ()





مثال (6):

يبين الجدول المجاور معلومات عن بعض الحموض الضعيفة والتي تركيزها (0.01M)، أدرسه وأجب عما يليه:

معلومات	القاعدة (0.01M)
PH=2.3	HNO ₂
[H ₃ O ⁺]= 2 × 10 ⁻⁵	HClO
Ka= 9 × 10 ⁻⁵	H ₂ S

1 ما هي صيغة:

أ) الحمض الأعلى [OH⁻]

ب) القاعدة المرافقة للحمض الذي له أعلى PH

2 أي الحمضين (HClO/ HNO₂) أعلى Ka

3 ما هي قيمة POH لمحلل H₂S

4 أي هذه الحموض قيمة PH له = 4.7

مثال (5):

يبين الجدول محاليل بعض الحموض ضعيفة وتركيزها (0.01M)، و [OH⁻] لكل محلل، ادرس الجدول ثم اجب عما يليه:

الحمض	[OH ⁻]
HG	4 × 10 ⁻⁹
HX	5 × 10 ⁻³
HM	1 × 10 ⁻¹⁰

1 ما هي صيغة الحمض الأقوى؟ ()

2 ما هي صيغة القاعدة المرافقة لمحلل الحمض الأعلى [OH⁻]؟ ()

3 ما هي صيغة الحمض الأعلى PH؟ ()

4 أي الحمضين (HG/HM) أعلى درجة حموضة؟ ()

5 أوجد قيمة Ka لحمض HM؟ ()

مثال (8):

يبين الجدول المجاور معلومات عن بعض محاليل الحموض الضعيفة، ادرسه ثم أجب عما يليه من الأسئلة:

المحلل	معلومات	تركيز المحلول
HF	Ka=7 × 10 ⁻⁴	0.1M
H ₂ SO ₃	PH=2	0.01M
HNO ₂	[H ₃ O ⁺]=4 × 10 ⁻³ M	0.04M

1 ما هي صيغة الحمض الأضعف؟ ()

2 ما هي صيغة الحمض الأعلى [H₃O⁺]؟ ()

3 أي الحمضين () أعلى Ka؟ ()

4 أي القاعدتين المرافقتين () أقوى؟ ()

5 في محاليلهم متساوية التركيز، أي القاعدتين المرافقتين () أعلى [OH⁻]؟ ()

مثال (7):

يبين الجدول الآتي محاليل قواعد ضعيفة متساوية التركيز وقيم Kb لها ادرسه ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

القاعدة	Kb
NH ₃	2 × 10 ⁻⁵
N ₂ H ₄	2 × 10 ⁻⁶
CH ₃ NH ₂	4 × 10 ⁻⁴

1 ما هي صيغة القاعدة الضعيفة؟ ()

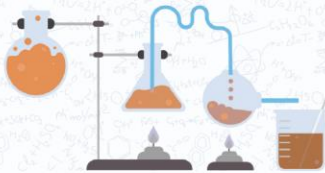
2 ما هي صيغة الحمض المرافق الأضعف؟

3 ما هي صيغة الحمض المرافق الأقل PH؟

4 ما هي صيغة الحمض المرافق للقاعدة الأعلى [H₃O⁺]؟ ()

5 أيها (N₂H₄/ CH₃NH₂) أعلى [OH⁻] لمحلله؟ ()





مثال (10):

ادرس الجدول الآتي الذي يتضمن عدد من محاليل الحموض والقواعد المتساوية في التركيز (0.01M) وتركيز $[H_3O^+]$ لكل منها، ادرسه ثم أجب عما يليه

المحلول	$[H_3O^+]$
HA	$4 \times 10^{-5}M$
HB	$1 \times 10^{-3}M$
X	$1 \times 10^{-11}M$
Y	$1 \times 10^{-10}M$

- 1 ما هي صيغة الحمض الأضعف.
- 2 ما هي صيغة القاعدة الأعلى $[H_3O^+]$.
- 3 ما هي صيغة الحمض المرافق الأقوى؟
- 4 ما هي صيغة القاعدة المرافقة الأضعف؟
- 5 ما هي قيمة K_a للحمض HA؟
- 6 ما هي صيغة المحلول الأعلى PH؟
- 7 ما هي صيغة المحلول الأعلى POH؟

مثال (9):

يبين الجدول المجاور أربعة محاليل لقواعد ضعيفة متساوية التركيز (1M) ومعلومات عنها، ادرسه ثم أجب عما يليه:

القاعدة	معلومات
N_2H_4	$[N_2H_5^+] = 0.001M$
CH_3NH_2	$[H_3O^+] = 5 \times 10^{-13}$
C_5H_5N	$K_b = 2 \times 10^{-9}$

- 1 ما هي صيغة القاعد الأكثر $[H_3O^+]$ ؟
- 2 ما هي صيغة الحمض المرافق الأقوى؟
- 3 ما هي صيغة القاعدة التي قيمة PH لمحلولاها = 11؟
- 4 أي القاعدتين (C_5H_5N/N_2H_4) الأعلى K_a ؟

مثال (11):

ادرس الجدول الآتي الذي يحتوي عدد من محاليل الحموض والقواعد ومعلومات عنها، ادرس الجدول وأجب عما يليه

المحلول	معلومات	تركيز المحلول
HCN	$K_a = 5 \times 10^{-10}$	0.2M
HNO_2	$[NO_2^-] = 4 \times 10^{-3}$	0.04M
NH_3	$POH = 2.7$	0.2M
CH_3NH_2	$K_b = 4 \times 10^{-4}$	0.2M

- 1 ما هي صيغة المحلول الأقل PH؟
- 2 ما هي صيغة المحلول الأقل POH؟
- 3 ما هي صيغة الحمض المرافق الأضعف.
- 4 ما هي صيغة القاعدة المرافقة الأقوى
- 5 ما هي صيغة الحمض الأعلى K_a .
- 6 ما هي صيغة القاعدة الأقل K_b ؟





الخصائص الحمضية والقاعدية للأملاح

- ◀ اعتمد مفهوم برونستد- لوري في تفسيره للحموض والقواعد على (قدرتهم على منح البروتون واستقباله).
- ◀ اعتمد مفهوم برونستد-لوري في تفسيره للخصائص الحمضية والقاعدية للأملاح (على قدرة أيونات الملح على منح البروتون واستقباله في التفاعل).

مفهوم الملح: مركبات أيونية تنتج من تفاعل محلول حمض مع محلول قاعدة



- ◀ عند إذابة الأملاح في الماء تتأين منتجة أيونات موجبة وأيونات سالبة، حيث تختلف الأملاح في قدرتها على التأين، فبعضها يتأين كلياً وبعضها جزئياً.

طبيعة محاليل الأملاح المائية:

(أ) تختلف طبيعة الملح وسلوكه اعتماداً على:

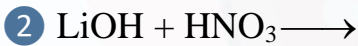
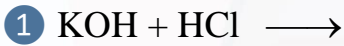
- 1 مصدر الأيونات المكونة للملح (مصدرها الحمض والقاعدة) 1 قدرة هذه الأيونات على التفاعل مع الماء.
- (ب) بناءً على ذلك تقسم الأملاح إلى:
- 1 أملاح متعادلة
- 2 أملاح قاعدية
- 3 أملاح حمضية

- تنتج من تفاعل حمض قوي وقاعدة قوية.

1 الأملاح المتعادلة:



أمثلة:



تنبيه: قاعدة قوية + حمض قوي \longrightarrow ملح متعادل + ماء

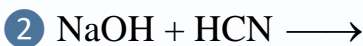
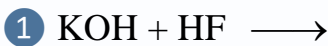
- قيمة PH لمحاليل الأملاح المتعادلة = (7)

- تنتج من تفاعل قاعدة قوية + حمض ضعيف.

2 الأملاح القاعدية:



أمثلة:



تنبيه: قاعدة قوية + حمض ضعيف \longrightarrow ملح قاعدي + ماء

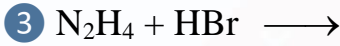
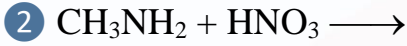
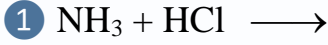
- قيمة PH لمحاليل الأملاح القاعدية أكبر من (7)





③ الأملاح الحمضية:

-تنتج من تفاعل حمض قوي وقاعدة ضعيفة.



تنبيه: حمض قوي + قاعدة ضعيفة \longrightarrow ملح حمضي

- قيمة PH لمحاليل الأملاح الحمضية أقل من (7)

تذكير مهم!

① الحموض القوية: ($\text{HClO}_4 / \text{HNO}_3 / \text{HI} / \text{HBr} / \text{HCl}$)

② القواعد القوية: ($\text{LiOH} / \text{NaOH} / \text{KOH}$)

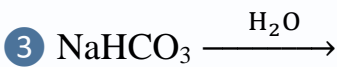
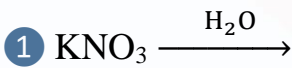
③ أيونات موجبة بسيطة: ($\text{Li}^+ / \text{Na}^+ / \text{K}^+$)

④ أيونات موجبة مركبة: ($\text{N}_2\text{H}_5^+ / \text{NH}_4^+ / \text{CH}_3\text{NH}_3^+ / \text{CH}_3\text{OH}_2^+ / \text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$)

⑤ أيونات سالبة بسيطة ومركبة: ($\text{ClO}_4^- / \text{NO}_3^- / \text{I}^- / \text{Br}^- / \text{Cl}^-$)

وهو عبارة عن تفكك الملح عند إذابته في الماء إلى أيونات موجبة وسالبة.

تأين الأملاح:





تميه الأملاح:

مفهومه: قدرة الأيونات الناتجة من إذابة الملح في الماء على التفاعل مع الماء وإنتاج أيونات H_3O^+ أو أيونات OH^- أو كليهما

تقسم الأملاح اعتماداً على تميهها إلى:

أ) أملاح لا تتميه:

- أيونات الملح ليس لها القدرة على التفاعل مع الماء.
- لا يحدث إنتاج الأيونات H_3O^+ أو OH^- .
- الأملاح التي لا تتميه هي أملاح محاليلها متعادلة (ملح متعادل)

ب) أملاح تتميه:

- أيونات الملح لها القدرة على التفاعل مع الماء.
- يحدث إنتاج الأيونات OH^- أو H_3O^+

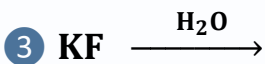
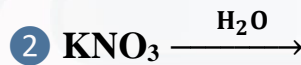
- الملح الذي أيوناته تتفاعل مع الماء منتجة أيون H_3O^+ هي أملاح محاليلها حمضية (ملح حمضي)
- الملح الذي أيوناته تتفاعل مع الماء منتجة أيون OH^- هي أملاح محاليلها قاعدية (ملح قاعدي)

الفرق بين عملية التمييه والذوبان:

التمييه: قدرة أيونات الملح على التفاعل مع الماء لإنتاج أيون H_3O^+ أو OH^- أو كليهما.

الذوبان: تفكك الملح إلى أيونات موجبة وسالبة ليس لها القدرة على التفاعل مع الماء، ولا تتغير من تركيز H_3O^+ أو OH^- (ملح متعادل).

أمثلة على تحديد تميه الملح:





ملخص مهم عن الأملاح



الملح القاعدي	الملح الحمضي	الملح المتعادل
من أصل (قاعدة قوية + حمض ضعيف)	من أصل (حمض قوي + قاعدة ضعيفة)	من أصل (حمض قوي + قاعدة قوية)
الأيون السالب دائماً هو الذي يتميه	الأيون الموجب دائماً هو الذي يتميه	أيوناته لا تتميه
يعمل على زيادة $[OH^-]$ و PH . يعمل على نقصان $[H_3O^+]$ و POH	يعمل على زيادة $[H_3O^+]$ و POH . يعمل على نقصان $[OH^-]$ و PH .	لا يؤثر على قيمة: ($POH / OH^- / [H_3O^+] / [OH^-]$)
$7 > POH$, $7 < PH$	$7 > PH$, $7 < POH$	$7 = POH$ $7 = PH$ للمحلول



زبدة الأملاح

① الأيون الموجب البسيط (Li^+ , Na^+ , K^+)

② الأيون الموجب المركب دائماً يتميه وهو حمضي السلوك ($NH_4^+ / N_2H_5^+ / CH_3NH_3^+$)

③ أي أيون سالب غير هذه الأيونات (NO_3^- / I^- , Br^- , Cl^-)
 $(ClO_4^- /$ يتميه و هو قاعدي السلوك.

✧ إذا تم تحديد الأيون الذي يتميه، لا تبحث في تميه الأيون الآخر

تأثير محلول الملح	مصدر الأيون الموجب	مصدر الأيون السالب
الملح المتعادل	قاعدة قوية	حمض قوي
الملح الحمضي	قاعدة ضعيفة	حمض قوي
الملح القاعدي	قاعدة قوية	حمض ضعيف

سؤال (1): حدد الأيون الذي يتميه، محدداً تأثير الأملاح على (OH^- , H_3O^+ , POH , PH) وسلوك الملح:

الملح	الأيون الذي يتميه	سلوك الملح	تأثير PH	تأثير POH	تأثير على $[H_3O^+]$	تأثير على $[OH^-]$
$NaHSO_3$						
NH_4Cl						
$HCOOK$						
$NaCl$						

سؤال (2): حدد الحمض والقاعدة المكونة لكل من الأملاح الآتية:

الملح	الحمض المكون له	القاعدة المكونة له
CH_3NH_3Cl		
$NaHSO_3$		
KNO_3		





سؤال 3: حدد الملح الذي يتميه والذي لا يتميه من بين الأملاح الآتية:

NaClO ₄	C ₅ H ₅ NHBr	LiF	NaCN



سؤال 4: رتب المحاليل الآتية المتساوية التركيز (NaCN, NaOH, HNO₃, KNO₃, NH₄Br) حسب:

أ- PH :

ب- H₃O⁺ :

ج- OH⁻ :

تحديد الملح الأكثر تميه:

أ) من خلال قيم PH لمحلول الملح:

◀ دائماً الملح القاعدي الأعلى PH هو الملح الأكثر تميه.

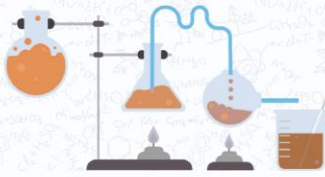
◀ دائماً الملح الحمضي الأقل PH هو الملح الأكثر تميه.

ب) من خلال الحمض أو القاعدة المكونة للملح:

◀ دائماً الملح القاعدي الذي يتكون من (حمض أضعف) هو الأكثر تميه.

◀ دائماً الملح الحمضي الذي يتكون من (قاعدة أضعف) هو الأكثر تميه.





مثال توضيحي:

من خلال قيم PH لمحاليل الأملاح المتساوية التركيز في الجدول الآتي، أجب عن الأسئلة الآتية:

PH	الملح
10	KF
11	KNO ₂
6	NH ₄ Cl
5.5	N ₂ H ₅ Cl

- 1 ما هو الملح الأكثر تمييه (KNO₂/ KF)؟
- 2 ما هو الملح الأكثر تمييه (N₂H₅Cl/ NH₄Cl)؟
- 3 ما هو الحمض الأعلى K_a (HF/ HNO₂)؟
- 4 ما هو القاعدة الأقل K_b (N₂H₄/ NH₃)؟
- 5 ما هو الحمض المرافق الأقوى (N₂H₅⁺/ NH₄⁺)؟
- 6 ما هو القاعدة المرافقة الأقوى (F⁻/ NO₂⁻)؟

مثال توضيحي:

من خلال قيم PH لمحاليل الأملاح المتساوية التركيز في الجدول الآتي، أجب عن الأسئلة الآتية:

K _b أو K _a	الحمض والقاعدة
K _a = 7×10 ⁻⁷	HF
K _a = 5×10 ⁻⁴	HNO ₃
K _b = 2×10 ⁻⁵	NH ₃
K _b = 2×10 ⁻⁶	N ₂ H ₄

- 1 ما هو الملح الأكثر تمييه (KNO₂/ KF)؟
- 2 ما هو الملح الأكثر تمييه (N₂H₅Cl/ NH₄Cl)؟
- 3 ما هو الحمض الأعلى K_a (HF/ HNO₂)؟
- 4 ما هو القاعدة الأقل K_b (N₂H₄/ NH₃)؟
- 5 ما هو الحمض المرافق الأقوى (N₂H₅⁺/ NH₄⁺)؟



سؤال 1: ادرس الجدول الآتي لبعض الأملاح متساوية التركيز وقيم PH لها، ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

الملح	PH
AHBr	2
BHBr	3.5
CHBr	5

- 1 حدد الملح الأكثر تمييه؟
- 2 أي القواعد (B, A) أكثر [H₃O⁺]؟
- 3 أي الحموض المرافقة هي الأكثر [CH⁺, AH⁺] [H₃O⁺]؟



سؤال 2: ادرس الجدول الآتي الذي يمثل محاليل بعض الأملاح متساوية التركيز ومعلومات عنها:

(log=0.3/ log5=0.7)

المعلومات	الملح
POH= 2	NaA
PH=11	NaB
[OH ⁻]= 2×10 ⁻¹²	NaC

- 1 ما هي صيغة الملح الأقل قدرة على التمييه؟
- 2 أي الحموض (HB/ HA) أكثر [H₃O⁺]؟
- 3 أي القواعد المرافقة (C⁻/ B⁻) هي الأقوى؟
- 4 ما هي صيغة الملح الأقل صفات قاعدية؟





سؤال 3: ادرس الجدول المجاور لبعض المحاليل تركيزها (0.1M)، ثم اجب عن الأسئلة الآتية

المحلول	معلومات
الحمض HX	$K_a = 2 \times 10^{-5}$
الحمض HZ	$PH = 2.7 / \log 2 = 0.3$
القاعدة E	$K_b = 4 \times 10^{-7}$
القاعدة Y	$[H_3O^+] = 2 \times 10^{-10}$
الملح NaA	$PH = 10$
الملح NaB	$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-12}$

- 1 أيهما أقوى كحمض (HZ/ HX)؟
- 2 أيهما (Y/ E) أعلى K_b ؟
- 3 أيهما أقوى كقاعدة مرافقة (Z^- / X^-)؟
- 4 أيهما أضعف كحمض مرافق (EH^+ / YH^+)؟
- 5 أيهما أقوى كحمض (HB/ HA)؟
- 6 أي الملح (NaZ/ NAX) أكثر قدرة على التمييه؟
- 7 أي الملح (YHCl/ ENCl) أكثر صفات حمضية؟

تأثير الأيون المشترك:

- توجد محاليل الحموض والقواعد الضعيفة في حالة اتزان ديناميكي.

الاتزان الديناميكي: هو النظام التي تثبت فيه تراكيز المواد المتفاعلة والمواد الناتجة، وتكون فيه سرعة التفاعل الأمامي مساوية لسرعة التفاعل العكسي بشرط عدم تأثر التفاعل بأي مؤثر خارجي

مفهوم الأيون المشترك: هو أيون يدخل في تركيب مادتين مختلفتين (حمض ضعيف وملحه القاعدي) أو (قاعدة ضعيفة وملحها الضعيف).

تأثير الأيون المشترك: هو التغير في تراكيز المواد والأيونات وموضع اتزان التفاعل الناتج من إضافة الملح إلى المحلول.

الأثر القاعدي للأيون المشترك (تأين حمض ضعيف و ملحه):

أهم الملاحظات على تأين لحمض ضعيف وملحه:

- 1 الأيون المشترك هو القاعدة المرافقة للحمض.
- 2 الأيون المشترك هو أيون سالب.
- 3 الملح المضاف لمحلول حمض ضعيف تأثيره قاعدي حيث يزيد PH و $[OH^-]$ ويقلل $[H_3O^+]$ و POH
- 4 عند إضافة الملح إلى محلول الحمض الضعيف يحدث تغير في قيمة PH، وذلك من خلال ازدياد PH للمحلول وبالتالي:

$$\Delta PH = PH \text{ (قبل اضافة)} - PH \text{ (بعد اضافة الملح)}$$

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





أمثلة حسابية على تأثير الأيون المشترك لحمض ضعيف وملحه



مثال (2):

محلول الحمض HA، تركيزه (0.03M) والملح NaA تركيزه (0.5M)، قيمة PH للمحلول = 5.5، احسب K_a للحمض علماً أن $(\log 3 = 0.5)$

مثال (1):

احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول مكون من الحمض HNO_2 تركيزه (0.08M) والملح KNO_2 تركيزه (0.1M) علماً أن K_a للحمض HNO_2 يساوي $K_a = 5 \times 10^{-4}$ ، $(\log 4 = 0.6)$

مثال (4):

محلول حمض HCN تركيزه (0.5M) وحجمه 2L أضيفت إليه كتلة مجهولة من ملح NaCN وأصبحت قيمة PH للمحلول = 9، إذا علمت أن $K_a = 5 \times 10^{-10}$ وأن $M_r(KCN) = 50g/m$

1 حدد صيغة الأيون المشترك.

2 احسب كتلة الملح المضاف.

الحل:

مثال (3):

محلول حمض HCN، تركيزه (0.2 M) وملح KCN مجهول التركيز، قيمة PH للمحلول = 8.7، أوجد $K_a = 5 \times 10^{-10}$ للحمض [KCN] $(\log 2 = 0.3)$





مثال (6):

محلول حمض HR تركيزه (0.3M)، وقيمة $\text{PH}=7$:

1 احسب قيمة K_a للحمض.

2 ما هي قيمة PH للمحلول إذا أضيف إلى 200ml من المحلول (0.5 mole) من ملح NaR (مهملاً) التغير في الحجم).

$$\log 2 = 0.3 \quad / \quad \log 3 = 0.5$$

مثال (5):

احسب التغير في الرقم الهيدروجيني لمحلول الحمض CH_3COOH ورقمه الهيدروجيني ($\text{PH}=3$)، إذا أضيف إلى لتر منه (0.2mole) من ملح CH_3COONa .

مثال (8):

محلول حمض HCOOH حجمه (500ml) وتركيزه (0.5M)، أضيفت إليه بلورات من ملح HCOONa كتلته المولية = 68g/mole. فتغيرت قيمة PH بمقدار 2، $K_a = 2 \times 10^{-4}$ أوجد كتلة الملح المضاف؟

مثال (7):

محلول حمض H_2X والملح NaHX بالتركيز نفسه وقيمة PH للمحلول = 5.3، أجب عن الآتي:

1 ما هي صيغة الأيون المشترك

2 احسب قيمة K_a للحمض $\log =$

ما هي نسبة $\frac{[\text{X}]}{[\text{المحلول}]}$ في محلول لنفس الحمض والملح.

قيمة PH لمحلولهم = 6.3





مثال (10):

محلول يتكون من الحمض HNO_2 وملحه KNO_2 إذا علمت أن تركيز الملح 4 أضعاف تركيز الحمض. وأن قيمة PH للمحلول = 4.

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

احسب قيمة النسبة ما بين $\frac{[\text{HNO}_2]}{[\text{KNO}_2]}$ ؟

مثال (9):

محلول يتكون من الحمض HCOOH وملحه HCOONa إذا علمت أن تركيز الملح يساوي ضعف تركيز الحمض.

$$K_a = 2 \times 10^{-4} / 1 \times 10^{-11} \text{ M} = [\text{OH}^-] \text{ للمحلول}$$

أوجد احسب قيمة النسبة ما بين $\frac{[\text{HCOONa}]}{[\text{HCOOH}]}$ ؟

الأثر الحمضي للأيون المشترك (تأين قاعدة ضعيفة وملحها):

أهم الملاحظات على تأين لقاعدة ضعيفة وملحها:

- 1 الأيون المشترك هو الحمض المرافق للقاعدة.
- 2 الأيون المشترك هو أيون موجب مركب.
- 3 الملح المضاف لمحلول قاعدة ضعيفة تأثيره حمضي حيث يقلل PH و $[\text{OH}^-]$ يزيد $[\text{H}_3\text{O}^+]$ و POH
- 4 عند إضافة الملح إلى محلول القاعدة الضعيفة يحدث تغير في قيمة PH ، وذلك من خلال نقصان PH للمحلول وبالتالي:

$$\Delta \text{PH} = \text{PH} (\text{بعد اضافة}) - \text{PH} (\text{قبل اضافة الملح})$$

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{الملح}]}{[\text{القاعدة الضعيفة}]}$$





أمثلة حسابية على تأثير الأيون المشترك لقاعدة ضعيفة وملحها



مثال (2):

احسب قيمة PH لمحلول القاعدة C_5H_5N تركيزها $(0.2M)$ عند إضافة $0.3mole$ من الملح C_5H_5NHCl إلى $200ml$ من المحلول علماً أن $K_b=1.5 \times 10^{-9}$ ، $(\log 5=0.7)$

مثال (1):

احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول مكون من القاعدة N_2H_4 وتركيزها $(1M)$ والملح N_2H_5Cl تركيزه $(0.2M)$ علماً أن $K_b=1 \times 10^{-6}$ ، $(\log 2=0.3)$

مثال (4):

محلول من القاعدة A وتركيزها $(0.01M)$ وملح $AHCl$ تركيزه $(0.02M)$ ، إذا علمت أن K_b ل القاعدة A يساوي (4×10^{-6}) ، $(\log 5=0.7)$ ، أوجد PH للمحلول؟

مثال (3):

محلول مكون من القاعدة N_2H_4 وتركيزها $(0.2M)$ والملح N_2H_5Cl تركيزه مجهول، إذا علمت أن PH للمحلول $=9.3$ ، $K_b=1 \times 10^{-6}$ ، $(\log 5=0.7)$ ، أوجد $[N_2H_5Cl]$ ؟





مثال (6):

مثال القاعدة D، والملح $DHBr$ بالتركيز نفسه وقيمة PH للمحلول = 8.7، $\log 2 = 0.3$ ، ادرس ما سبق وأجب عن الآتي:

1 اكتب معادلة تحضير الملح.

2 أوجد قيمة PH

3 ما نسبة [قاعدة] إلى [الملح] في محلول قيمة PH له = 9.7

مثال (5):

كم غراماً يلزم إضافتها من الملح NH_4Cl إلى محلول NH_3 تركيزها (0.2M) ليصبح حجم المحلول (500ml) وقيمة PH للمحلول = 10، علماً أن $K_b = 2 \times 10^{-5}$ ، $Mr_{(NH_4Cl)} = 54 \text{ g/m}$

مثال (8):

محلول NH_3 تركيزه (0.2M) حجمه (200ml) أضيفت إليه كمية مجهولة من الملح NH_4Cl ، فتغيرت قيمة PH بمقدار (2.3) أهمل التغير في الحجم.

احسب عدد مولات الملح المضاف، إذا علمت أن:

$$K_b = 2 \times 10^{-5}, (\log 5 = 0.7)$$

مثال (7):

احسب التغير في الرقم الهيدروجيني لمحلول NH_3 حجمه (1L) وتركيزه (0.1M)، ورقمه الهيدروجيني = 11 إذا أضيف إليه (0.2mole) من ملح NH_4Cl ، علماً أن $K_b = 2 \times 10^{-5}$



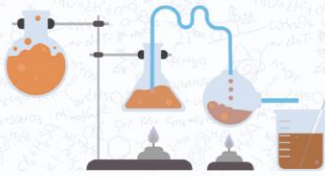


مثال (9):

محلول القاعدة N_2H_4 ، حجمه (2L) تركيزها (1M)
أضيف إلى كتلة مجهولة من ملح N_2H_5Cl
(أهمل التغير في الحجم) فكان التغير في الرقم
الهيدروجيني = 1، احسب كتلة الملح المضاف علماً أن:

$$K_b = 2 \times 10^{-5} / Mr_{(N_2H_4)} = 70 \text{ g/m}$$





مفهوم المحاليل المنظمة:-

- هي محاليل تقاوم التغير في PH، عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي او قاعدة قوية إليها.

مكونات المحلول المنظم:

(أ) **محلول منظم حمضي:** يتكون من حمض ضعيف وقاعدته المرافقة (ملح الحمض)

- من الأمثلة على المحلول المنظم الحمضي: (HF/NaF), (HCN/KCN), (HCOOH/HCOONa)

(H₂SO₃/NaHSO₃), (H₂SO₃/KHSO₃)

(ب) **محلول منظم قاعدي:** يكون من قاعدة ضعيفة وحمضها المرافق (ملح القاعدة)

- من الأمثلة على المحلول المنظم القاعدي: (NH₃/NH₄Cl), (N₂H₄/N₂H₅Cl), (C₅H₅N/C₅H₅NHCl)

(CH₃NH₂/CH₃NH₃Cl)

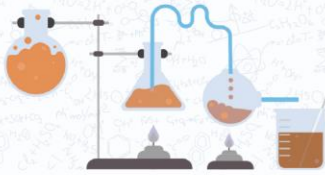
العمليات الحسابية على المحاليل المنظمة:

(أ) إضافة قاعدة قوية لمحلول منظم حمضي (ب) إضافة حمض قوي لمحلول منظم حمضي

(ج) إضافة قاعدة قوية لمحلول منظم قاعدي (د) إضافة حمض قوي لمحلول منظم قاعدي.

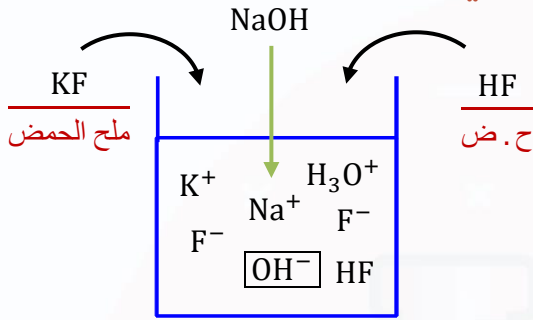
المحلول المنظم القاعدي	المحلول المنظم الحمضي
<p> NH_4Cl (2) NH_3 (1) </p> <p> NH_4^+ NH_4^+ Cl^- OH^- </p> <p>الأيون المشترك</p>	<p> KF (2) HF (1) </p> <p> K^+ H_3O^+ F^- F^- </p> <p>الأيون المشترك</p>
<p> $(\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-) \dots\dots\dots (1)$ $(\text{NH}_4\text{Cl} \xrightarrow{\text{ماء}} \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-) \dots\dots\dots (2)$ </p> <p>يحتوي هذا المحلول على:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1 نسبة عالية من جزيئات القاعدة (NH₃) غير المتأينة. 2 نسبة عالية من أيونات ح.م (NH₄⁺) الناتجة من تأين الملح 3 نسبة قليلة من أيونات OH⁻ 	<p> $(\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-) \dots\dots\dots (1)$ $(\text{KF} \xrightarrow{\text{ماء}} \text{K}^+ + \text{F}^-) \dots\dots\dots (2)$ </p> <p>يحتوي هذا المحلول على:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1 نسبة عالية من جزيئات الحمض (HF) غير المتأينة. 2 نسبة عالية من أيونات ق.م (F⁻) الناتجة من تأين الملح 3 نسبة قليلة من أيونات H₃O⁺



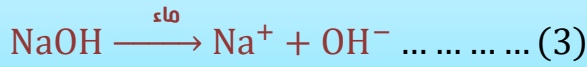
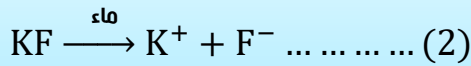
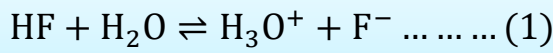


المحلول المنظم الحمضي

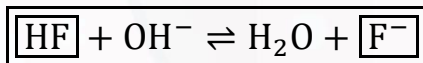
(أ) ماذا يحدث عند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية (NaOH) إلى المحلول المنظم الحمضي (HF/KF)



محلول منظم حمضي



* تتفاعل OH^- القادمة من تأين (NaOH) مع الكمية العالية من جزيئات الحمض غير المتأينة (HF) حسب المعادلة:



* نلاحظ ما يلي:

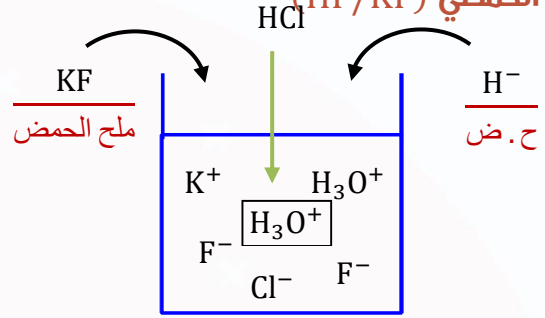
- 1 يقل [HF] بمقدار $[\text{OH}^-]$
- 2 يزداد $[\text{F}^-]$ بمقدار $[\text{OH}^-]$
- 3 تتغير النسبة ما بين [HF] و $[\text{F}^-]$ بدرجة قليلة.
- 4 يبقى $[\text{H}_3\text{O}^+]$ في المحلول ثابت تقريباً \Rightarrow تغير PH بسيط (زيادة)

استنتاج

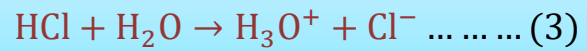
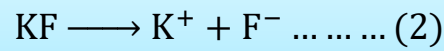
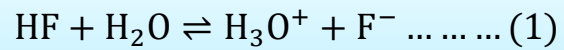
$$[\text{الحمض الضعيف}] = [\text{ح. ض.}] - [\text{ق. ق.}]$$

$$[\text{الملح}] = [\text{الملح}] - [\text{ق. ق.}]$$

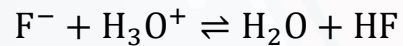
(ب) ماذا يحدث عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي (HCl) إلى المحلول المنظم الحمضي (HF/KF)



محلول منظم حمضي



* تتفاعل H_3O^+ القادمة من تأين (HCl) مع الكمية العالية من ايونات القاعدة المرفقة (F^-) القادمة من تأين الملح KF حسب المعادلة:



نلاحظ ما يلي:

- 1 يقل $[\text{F}^-]$ بمقدار $[\text{H}_3\text{O}^+]$
- 2 يزداد [HF] بمقدار $[\text{H}_3\text{O}^+]$
- 3 تتغير النسبة ما بين [HF] و $[\text{F}^-]$ بدرجة.
- 4 يبقى $[\text{H}_3\text{O}^+]$ في المحلول ثابت تقريباً \Rightarrow تغير PH بسيط (نقصان)

استنتاج

$$[\text{الحمض الضعيف}] = [\text{ح. ض.}] - [\text{ق. ق.}]$$

$$[\text{الملح}] = [\text{الملح}] - [\text{ق. ق.}]$$





مثال (1):

محلول يتكون من الحمض $(0.2M)CH_3COOH$ والملح $(0.1M)CH_3COONa$ ، $Ka = 2 * 10^{-5}$

1 ما هي قيمة PH للمحلول؟

2 ما هي قيمة pH للمحلول بعد إضافة 0.1 mole من القاعدة القوية NaOH إلى لتر من المحلول.

$$\log 5 = 0.7$$

مثال (3):

محلول منظم من الحمض $(0.1M)HA$ والملح $(0.2M)KA$ ، $Ka(HA) = 4 * 10^{-4}$

أوجد كتلة الحمض HBr اللازم إضافتها إلى من المحلول المنظم لتصبح قيمة pH تساوي 4.

$$Mr(HBr) = 80g/mole$$

مثال (4):

محلول منظم من الحمض $(0.4M)HNO_2$ وملح $(0.1M)KNO_2$ ، كم غراماً من NaOH يلزم إضافتها إلى 200 ml من المحلول المنظم لتصبح قيمة pH النهائية للمحلول = 4

$$Mr(NaOH) = 40, /mole /Ka(HNO_2) = 4 * 10^{-4}$$

مثال (2):

محلول منظم من حمض $(0.4M)HCOOH$ والملح $(0.2M)HCOOK$

أوجد $[OH^-]$ في المحلول بعد إضافة كمية من NaOH تركيزها $0.1M / Ka = 2 * 10^{-5}$





مثال (7):

محلول منظم حجمه (200 ml) يتكون من الحمض HX والملح NaX لهما نفس التركيز فإذا كانت قيمة pH للمحلول = 5.

وعند إضافة 0.1 mole من حمض HCl إلى محلول المنظم أصبحت قيمة pH للمحلول $\log 3 = 4.5 / 0.5$

أوجد التركيز الابتدائي للحمض والملح؟

وزاري تكميلي جيل 2005

مثال (8):

محلول يتكون من الحمض الضعيف HA (0.3M) والملح KA (0.2M) ، وعند إضافة كمية من القاعدة NaOH إلى لتر من المحلول أصبحت قيمة pH للمحلول $= 3.52$ ، أوجد $[NaOH]$ ؟

$$K_a(HA) = 4.5 \times 10^{-4} / \log 3 = 0.48$$

مثال (5):

محلول منظم من الحمض HCN (0.4 M) وملح KCN تركيزه (0.5 M). $K_a = 5 \times 10^{-10}$

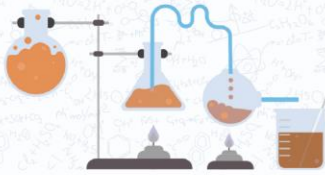
ما هي $[HCl]$ اللازم إضافته لتصبح قيم التغير في pH تساوي 0.4.

مثال (6):

محلول منظم حجمه (1 L) ، يتكون من الحمض HA (0.2 M) وملح KA مجهول التركيز، عند إضافة NaOH (0.1 M) تغيرت قيمة pH ، أصبحت تساوي 5.6

أوجد $[KA]$ الابتدائي؟ $K_a(HA) = 5 \times 10^{-6}$

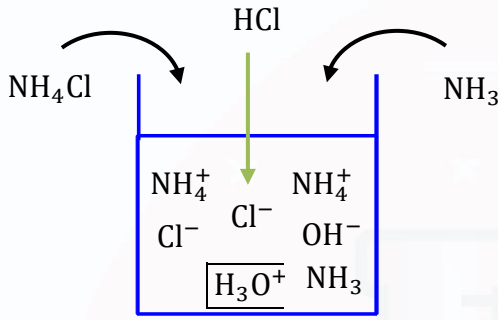




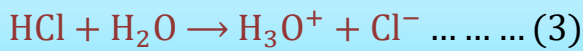
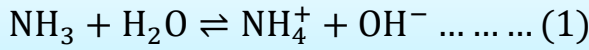
المحلول المنظم القاعدي



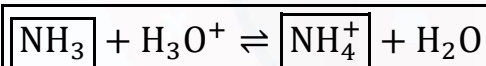
(د) ماذا يحدث عند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية (HCl) إلى المحلول المنظم الحمضي (NH₃/NH₄Cl)



محلول منظم قاعدي



* تتفاعل (H₃O⁺) القادمة من تأين (HCl) مع الكمية العالية من جزيئات القاعدة غير المتأينة (NH₃) حسب المعادلة:-



نلاحظ ما يلي:

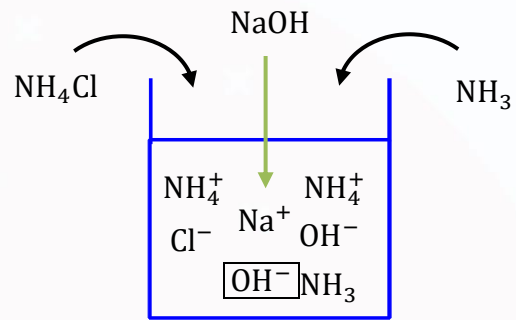
- 1 يقل [NH₄⁺] بمقدار [H₃O⁺]
- 2 يزداد [NH₄⁺] بمقدار [H₃O⁺]
- 3 تتغير النسبة ما بين [NH₃] و [NH₄⁺] بدرجة قليلة.
- 4 يبقى [OH⁻] في المحلول ثابت تقريباً ← تغير بسيط على PH (تقل)

استنتاج

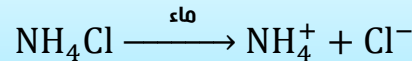
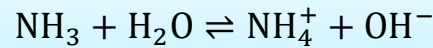
$$[\text{القاعدة الضعيفة}] = [\text{ق. ق.}] - [\text{ق. ض.}]$$

$$[\text{الملح}] = [\text{ق. ق.}] - [\text{ق. ض.}]$$

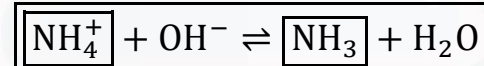
(ج) ماذا يحدث عند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية (NaOH) إلى المحلول المنظم القاعدي (NH₃/NH₄Cl)



محلول منظم قاعدي



* تتفاعل (OH⁻) القادمة من تأين (NaOH) مع الكمية العالية من الحمض المرفق (NH₄⁺) القادمة من تأين الملح (NH₄Cl) حسب المعادلة:-



نلاحظ ما يلي:

- 1 يقل [NH₄⁺] بمقدار []
- 2 يزداد [NH₃] بمقدار []
- 3 تتغير النسبة ما بين [NH₃] و [NH₄⁺] بدرجة قليلة.
- 4 يبقى [OH⁻] في المحلول ثابت تقريباً ← تغير بسيط على PH (تزداد)

استنتاج

$$[\text{ق. ق.}] - [\text{ق. ض.}] = [\text{القاعدة الضعيفة}]$$

$$[\text{ق. ق.}] - [\text{ق. ض.}] = [\text{الملح}]$$





مثال (3):

محلول منظم من القاعدة $(0.3 \text{ M})\text{NH}_3$ والملح $(0.6 \text{ M})\text{NH}_3\text{Br}$.

أوجد $[\text{H}_3\text{O}^+]$ للمحلول بعد إضافة كمية من H_2O تركيزها 0.2 M $K_b = 2 \times 10^{-5}$

مثال (1):

محلول منظم من القاعدة $(0.2 \text{ M})\text{CH}_3\text{NH}_2$ وملحها $(0.4 \text{ M})\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Br}$

ما هو التغير في pH عند إضافة 0.02 mole من KOH إلى 200 ml من المحلول $K_b = 4 \times 10^{-4}$

$$\log 2 = 0.3 / \log 4 = 0.6 / \log 5 = 0.7$$

مثال (4):

محلول منظم من $(0.2 \text{ M})\text{N}_2\text{H}_4$ وملح $\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl}$ مجهول التركيز. قيمة pH للمحلول 7.7

أوجد قيمة pH للمحلول بعد إضافة 0.02 mole من حمض HCl إلى 200 ml من المحلول

$$K_b = 1 \times 10^{-6} / \log 2 = 0.3 / \log 5 = 0.7$$

مثال (2):

محلول منظم من $(0.4 \text{ M})\text{CH}_3\text{NH}_2$ والملح $(0.2 \text{ M})\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$

ما هي عدد مولات HCl اللازم إضافتها إلى 200 ml من المحلول لتتغير قيمة بمقدار 0.3

$$K_b = 4 \times 10^{-4} \log 8 = 0.9$$





وزاري جيل 2005 دورة نظامية

مثال (5):

مثال (7):

محلول منظم من القاعدة B تركيزها $BHCl$ مجهول التركيز، وعند إضافة 0.01 mole من حمض HCl إلى (0.5 L) من المحلول أصبحت قيمة pH للمحلول تساوي 10.42 أوجد $[BHCl]$ ؟؟

$$K_b = 4 \times 10^{-4} \quad \log 3.8 = 0.58$$

محلول منظم من $(0.2 \text{ M}) N_2H_4$ وملح N_2H_5Cl تركيزه (0.3 M) حجمه 1 L .

أوجد قيمة pH بعد إضافة 28 g من KOH إلى المحلول المنظم ($K_b = 1 \times 10^{-6}$)

مثال (6):

محلول منظم من القاعدة C (0.2 m) وملح $CHCl$ (0.4 M) حجمه 1 L قيمة $pH = 4$.

أوجد التغير في قيمة pH للمحلول بعد إضافة 0.1 mole من $NaOH$ إلى المحلول.

$$\log 5 = 0.7$$





الكيمياء الحركية

الوحدة الثالثة

- توصف التفاعلات الكيميائية انها سريعة او بطيئة تبعاً لـ: ① خصائص المواد لمفاعلة.
- ② ظروف التفاعل.

- تختلف سرعة التفاعل الكيميائي بالنسبة للتفاعلات الكيميائية، فمنها يحدث بسرعة كبيرة مثل (تفاعلات الاحتراق، تفاعل محاليل الحموض والقواعد) وتحتاج فترة زمنية قصيرة ومنها يحدث خلال فترة زمنية طويلة مثل (صف الحديد) ومنها يحتاج إلى ملايين السنين ليحدث مثل (تكون الفحم الحجري والنفط).

الدرس الأول: سرعة التفاعلات الكيميائية

مثال توضيحي



← يمكن التعبير عن كمية المواد المتفاعلة أو الناتجة بدلالة التغير في:

- ① الكتلة
- ② الحجم
- ③ التركيز المولاري.

مفهوم سرعة التفاعل الكيميائي:

هي عبارة عن التغير في كمية مادة متفاعلة أو مادة ناتجة خلال فترة زمنية محددة.

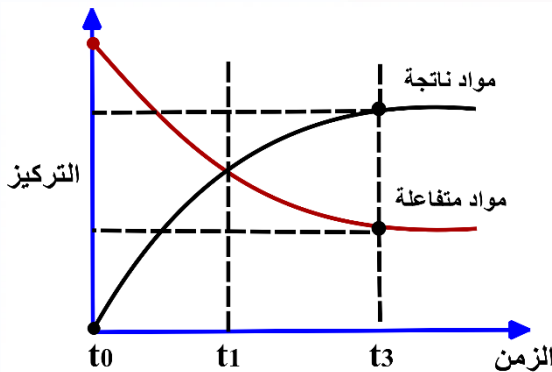
- يرمز لها بالرمز (R)

- يعبر عن سرعة التفاعل بالعلاقة الآتية: -

$$R = \frac{\Delta[\text{مادة متفاعلة/ناتجة}]}{\Delta t} \quad \leftarrow \text{سرعة التفاعل الكيميائي وحدتها: (M)}$$

(m/s, m. s⁻¹)

الزمن وحدته (s)



بداية التفاعل، حيث يكون تركيز المواد: t_0

المتفاعلة أكبر ما يمكن، والمواد الناتجة غير موجودة.

الزمن الذي يتساوى عنده تراكيز: t_1

المواد المتفاعلة والناتجة

زمن الذي تثبت فيه تراكيز المواد: t_2

المتفاعلة والناتجة





مثال: - الجدول الآتي يمثل معلومات للتفاعل $(A \rightarrow B)$

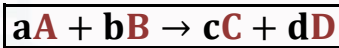
ادرس الجدول وأجب عما يليه من الأسئلة:

Time	[A]	[B]
0 s	1.8 M	0 M
3 s	1.5 M	0.3 M
6 s	1.2 M	0.6 M
9 s	0.9 M	0.9 M

(أ) سرعة التفاعل بدلالة A خلال الفترة الزمنية (3 – 6 s)

سرعة التفاعل بدلالة B خلال الفترة الزمنية (3 – 9 s)

ملاحظة مهمة



سرعة التفاعل

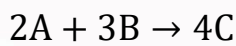
إذا اختلفت اعداد المولات لجميع
المواد المتفاعلة والنتيجة

تختلف سرعة التفاعل بدلالة كل
مادة عن المادة الأخرى

إذا تساوت أعداد المولات لجميع
المواد المتفاعلة والنتيجة

تتساوى سرعة التفاعل
بدلالة جميع المواد

مثال توضيحي



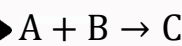
أعداد المولات
غير متساوية

سرعة انتاج \neq سرعة استهلاك \neq سرعة اختفاء

A B C

$$\frac{-\Delta[A]}{\Delta t} \neq \frac{-\Delta[B]}{\Delta t} \neq \frac{\Delta[C]}{t\Delta}$$

مثال توضيحي



أعداد المولات
متساوية

سرعة انتاج = سرعة استهلاك = سرعة اختفاء

A B C

$$\frac{-\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{-\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{\Delta[C]}{t\Delta}$$





سرعة إنتاج \neq سرعة استهلاك \neq سرعة اختفاء

A B C

$$\text{سرعة تكوين} = \frac{1}{4} * \text{سرعة استهلاك} = \frac{1}{3} * \text{سرعة اختفاء}$$

A B C

$$\frac{1}{2} \cdot \frac{-\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{1}{3} \cdot \frac{-\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{4} \cdot \frac{\Delta[C]}{\Delta t}$$

سرعة التفاعل في التفاعل المجاور بدلالة المواد (C, B, A) غير متساوية.

ولكي تتساوي تضرب كل سرعة تفاعل بمقلوب معامل كل مادة.

ملخص:

لإيجاد سرعة تفاعل بدلالة مادة بالاعتماد على معلومات مادة أخرى: -



$$\text{سرعة استهلاك B} = \frac{\text{عدد مولات A}}{\text{عدد مولات B}} * \text{سرعة اختفاء A}$$

$$\text{سرعة إنتاج C} = \frac{\text{عدد مولات B}}{\text{عدد مولات C}} * \text{سرعة استهلاك B}$$

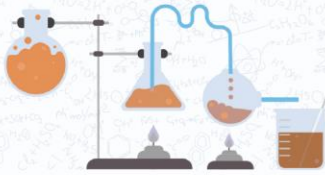
$$\text{سرعة استهلاك B} = \frac{2}{3} * \text{سرعة اختفاء A}$$

$$\text{سرعة إنتاج C} = \frac{3}{4} * \text{سرعة استهلاك B}$$

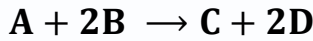
مثال: في التفاعل الموزون الآتي: $(4NH_3 + 5O_2 \rightarrow 6H_2O) + 4NO$

عبر عن العلاقة بين سرعة استهلاك المواد المتفاعلة وسرعة تكوين المواد الناتجة بدلالة تغير كل منها في فترة زمنية محددة.





مثال (3): في التفاعل الآتي:



إذا علمت أن $[A]$ في بداية التفاعل $= 3 \times 10^{-3} M$ ، وبعد مرور 20 s أصبح $[A] = 1 \times 10^{-3}$ ، أوجد التغير في $[D]$ خلال نفس الفترة الزمنية

مثال (4):

في التفاعل الافتراضي الآتي عند درجة حرارة معينة:



أدرس الجدول المجاور، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

time(s)	$[A] \times 10^{-2} M$
0	6.2
300	5.0
600	4.1
900	3.6

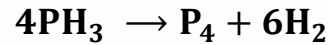
1 أوجد سرعة إنتاج D خلال الفترة الزمنية (300 – 600)s.

2 إذا علمت أن سرعة اختفاء A خلال الفترة الزمنية

(900 – 1200)s تساوي $1 \times 10^{-5} M.s^{-1}$ ، أوجد التغير في $[A]$ ؟

3 إذا علمت أن سرعة التفاعل خلال الفترة الزمنية (900 – 1200)s تساوي $1 \times 10^{-5} M.s^{-1}$ ، أوجد التغير في $[A]$ ؟

مثال (1): في التفاعل الآتي:



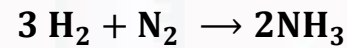
إذا علمت أن سرعة تكوين غاز H_2 تساوي $0.06 m/s$

أوجد: 1 سرعة استهلاك PH_3

2 سرعة إنتاج P_4 .

الحل:

مثال (2): في التفاعل الآتي:



أدرس الجدول المجاور، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

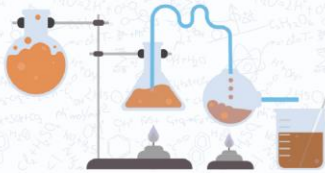
time	$[N_2] M$
0 s	1.2 M
2 s	1.0 M
4 s	0.8 M
6 s	0.6 M

1 أوجد سرعة استهلاك H_2 خلال الفترة الزمنية (2 – 6)s.

2 أوجد سرعة إنتاج NH_3 خلال الفترة الزمنية (4 – 6)s.

الحل:





مثال (5):

الجدول المجاور يبين بيانات لتفاعل افتراضي ما.

Time	[B]M	السرعة الابتدائية
4 s	0.25M	14×10^{-2}
6 s	0.50M	7×10^{-2}

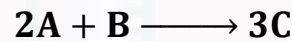
ادرسه ثم أجب عن الآتي :-

1 هل المادة B متفاعلة او ناتجة؟

2 يكون $[B] = 0.1M$ عندما يكون الزمن (s):

(أ) صفر (ب) 2 (ج) 5 (د) 8

مثال (6): في التفاعل الافتراضي الآتي:



فإن إحدى الآتية يعبر عن سرعة استهلاك A بدلالة المادة C:

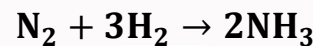
(أ) سرعة تكوين C = $\frac{2}{3}$ * سرعة استهلاك A

(ب) سرعة تكوين C = سرعة استهلاك A

(ج) سرعة تكوين C = $\frac{3}{2}$ * سرعة استهلاك A

(د) سرعة تكوين A = $\frac{2}{3}$ * سرعة استهلاك

مثال (7): في التفاعل الآتي:



إحدى الأنية تعبر عن تساوي سرعة استهلاك المواد المتفاعلة وسرعة تكوين المواد الناتجة خلال فترة زمنية محددة :-

$$\frac{\Delta[N_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \cdot \frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t} \quad (أ)$$

$$\frac{-1}{3} \cdot \frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \cdot \frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t} \quad (ب)$$

$$\frac{-\Delta[N_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \cdot \frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t} \quad (ج)$$

$$\frac{1}{3} \cdot \frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = \frac{-1}{2} \cdot \frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t} \quad (د)$$

مثال (8): في التفاعل الافتراضي العام

$3A \rightarrow B + 2C$ ادرس الجدول المجاور، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

Time (s)	[A]M	R(M.s ⁻¹)
10	0.5	y
X	0.7	8×10^{-3}
32	0.2	2×10^{-3}

1 قيمة الزمن المشار إليه بالرمز (X) المتوقعة هي:

(أ) أكبر من 10 s (ب) أقل من 10 s

(ج) أكبر من 30 s (د) تساوي 30 s

2 قيمة R المشار إليها بالرمز (y) المتوقعة هي:

(أ) أقل من 8×10^{-3}

(ب) أقل من 2×10^{-3}

(ج) أكبر من 8×10^{-3} فأقل من 2×10^{-3}

(د) أقل من 8×10^{-3} وأكبر من 2×10^{-3}

مثال (9):

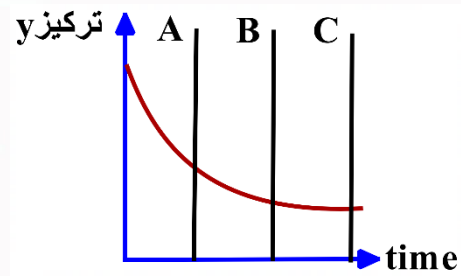
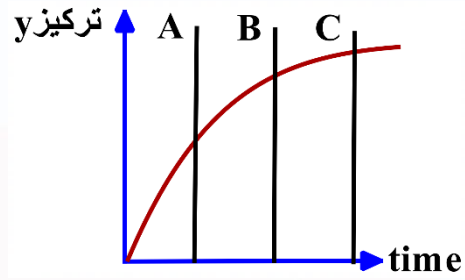
في التفاعل الآتي $(2N_2O_5 \rightarrow 4NO_2 + O_2)$

ادرس البيانات الموجودة بالجدول المجاور للتفاعل، وأجب عما يليه:

Time (s)	[NO ₂]
0	0
4	0.4
8	1.0
10	1.4
14	1.4

* اوجد سرعة اختفاء N_2O_5 خلال الفترة الزمنية (4 - 8)S ؟





مثال (10): في التفاعل افترض ما.

ادرس الجدول المجاور الخاصة لبيانات التفاعل ثم أوجد معادلة التفاعل.

time	[A]	[B]
0 s	1.8 M	0 M
2 s	0.7 M	0.2 M
4 s	0.6 M	0.4 M

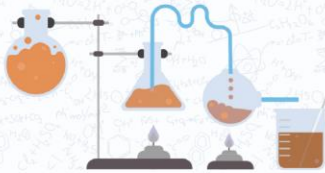
مثال (11):

في التفاعل افترض ما.

ادرس الجدول المجاور لبيانات خاصة بالتفاعل ثم اوجد معادلة التفاعل.

time(s)	[A]M	[B]M	[C]M
0	0.9	0	0
2	0.6	0.1	0.2
4	0.3	0.2	0.4





حساب سرعة التفاعل الكيميائي من الرسم البياني:

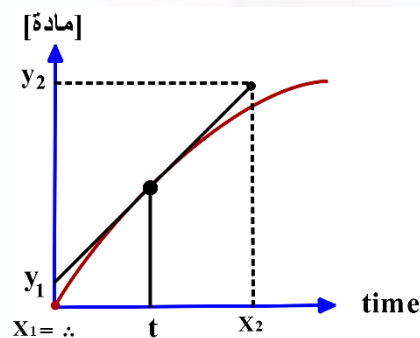
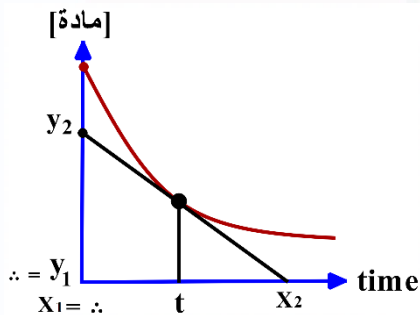
منحنى التفاعل: هو رسم بياني يبين التغير في كمية (مادة متفاعلة أو ناتجة) خلال فترة زمنية معينة.

السرعات التي يتم قياسها من الرسم البياني

السرعة اللحظية

هي سرعة التفاعل عند أي لحظة زمنية معينة.

- وهي تساوي ميل المماس المرسوم من نقطة التماس المقابلة للزمن المراد أيجاد السرعة عنده.

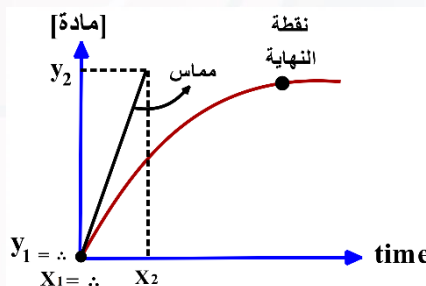
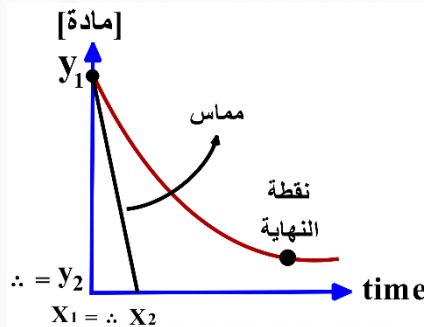


$$R = \frac{\Delta Y}{\Delta X}$$

السرعة الابتدائية (G)

هي السرعة التفاعل لحظة خلط المواد المتفاعلة عند الزمن صفر.

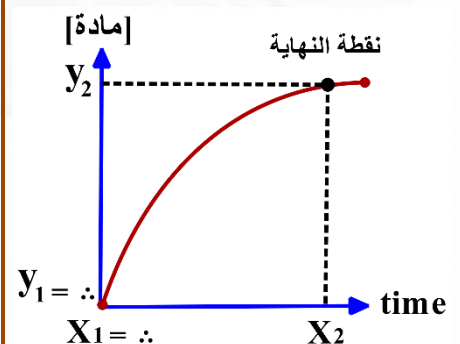
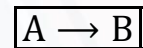
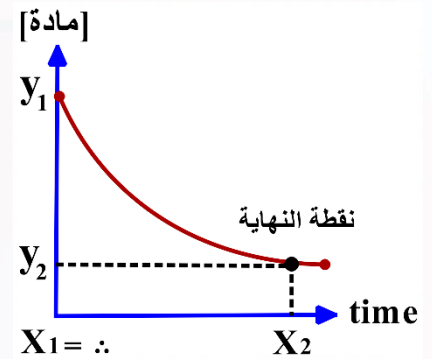
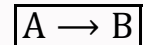
- وهي تساوي ميل المماس المرسوم من النقطة التي تمثل كمية المادة المتفاعلة أو الناتجة عند الزمن صفر.



$$R = G = \frac{\Delta [\text{مادة}]}{\Delta t}$$

السرعة المتوسطة (S)

* هي التغير الكلي لكمية المادة المتفاعلة أو الناتجة على الزمن المستغرق في ذلك.



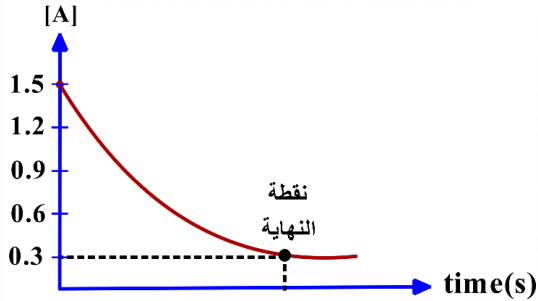
$$S = \frac{\Delta [\text{مادة}]}{\Delta t}$$





مثال (2):

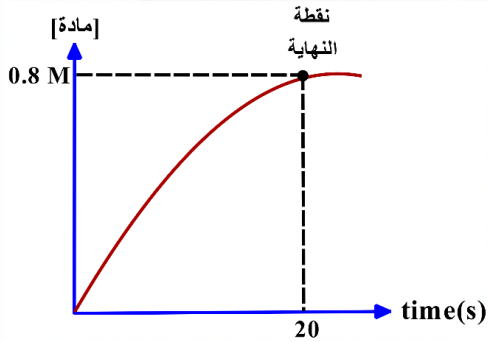
يمثل المنحنى الآتي منحنى سرعة التفاعل لتغير تركيز مادة متفاعلة مقابل الزمن:



1 أوجد السرعة المتوسطة؟

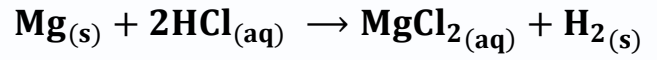
مثال (3):

يمثل الشكل الآتي منحنى سرعة التفاعل لتغير تركيز مادة ناتجة مقابل الزمن

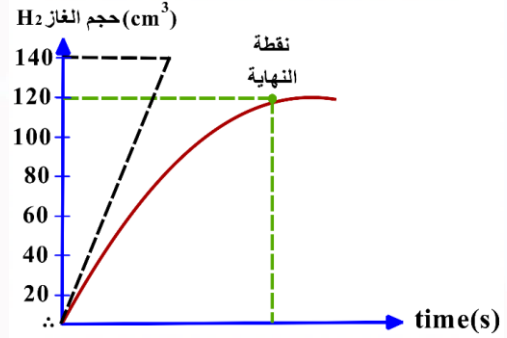


مثال توضيحي (1):

في التفاعل الآتي:



الشكل الآتي يمثل تغير حجم غاز H_2 مقابل الزمن.



1 أوجد السرعة المتوسطة (S)؟

2 أوجد السرعة الابتدائية (G)؟





سؤال:



الجدول الآتي يمثل بيانات لتفاعل ما، أدرسه ث أوجد السرعة المتوسطة:

time	[A]
0 s	2.4 M
2 s	2.1 M
4 s	1.8 M
6 s	1.5 M
8 s	1.5 M

في التفاعل ($A \rightarrow B$)

سؤال:



إذا علمت أن سرعة التفاعل خلال الفترة الزمنية (0 – 2) s تساوي ($0.2 \text{ M} \cdot \text{s}^{-1}$)

بناءً على المعلومات الواردة في الجدول الآتي أوجد السرعة المتوسطة؟

time	[A]
2 s	0.9 M
4 s	0.7 M
6 s	0.4 M
8 s	0.1 M
10 s	0.1 M

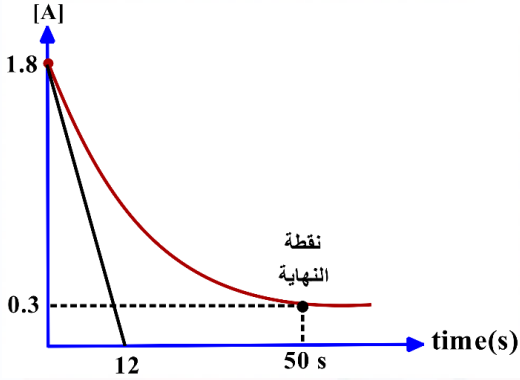




مثال (6):

يمثل الشكل الآتي منحنى سرعة التفاعل لتغير تركيز مادة متفاعلة مقابل الزمن:

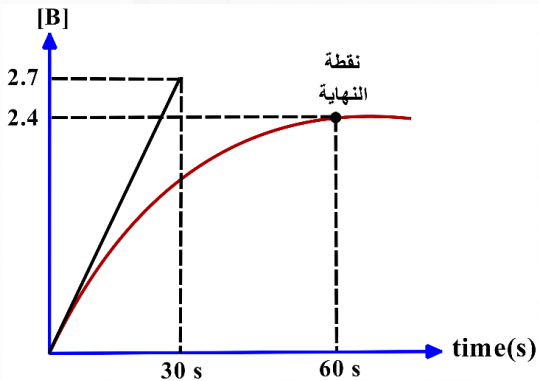
- 1 أوجد السرعة المتوسطة (S)؟
- 2 أوجد السرعة الابتدائية (G)؟



مثال (7):

يمثل الشكل الآتي منحنى سرعة التفاعل لتغير تركيز مادة ناتجة مقابل الزمن:

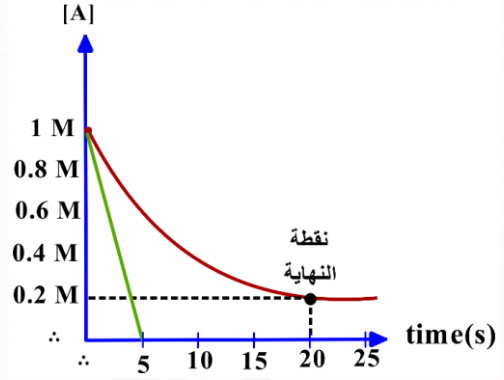
- 1 أوجد السرعة المتوسطة (S)؟
- 2 أوجد السرعة الابتدائية (G)؟



مثال (4):

يمثل الشكل الآتي منحنى سرعة التفاعل لتغير مادة متفاعلة مقابل الزمن:

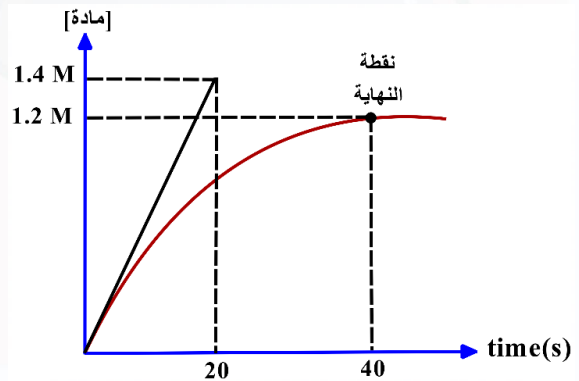
- 1 أوجد السرعة المتوسطة (S)؟
- 2 أوجد السرعة الابتدائية (G)؟



مثال (5):

يمثل الشكل الآتي منحنى سرعة التفاعل لتغير مادة ناتجة مقابل الزمن:

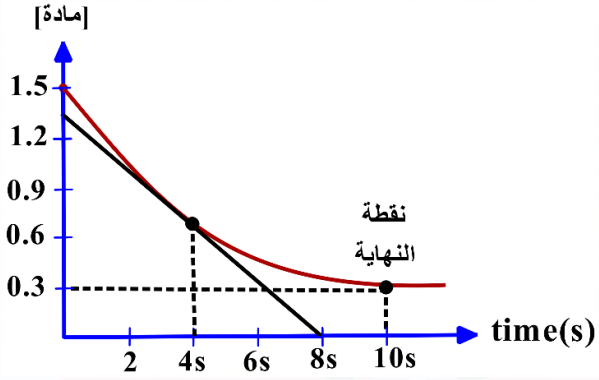
- 1 أوجد السرعة المتوسطة؟
- 2 أوجد السرعة الابتدائية؟





مثال (9):

الشكل المجاور يمثل منحنى سرعة التفاعل لتغير تركيز مادة متفاعلة، ادرسه ثم أوجد السرعة اللحظية عند (4 s).



- 1 أوجد السرعة اللحظية (4s)؟
- 2 أوجد السرعة المتوسطة؟

مثال (8):

الشكل المجاور يمثل منحنى سرعة التفاعل لتغير تركيز مادة ناتجة، ادرسه ثم أوجد السرعة اللحظية عند (10s).

