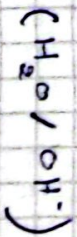
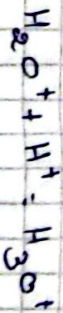
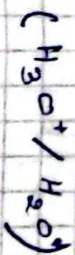


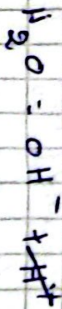
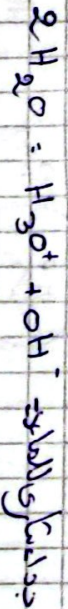
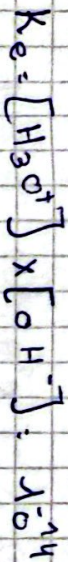
الماء حمضي



الماء انشائي



تخفف الماء ذاتي



ملاحظة

الماء المتعادل صفة مستقلة

تخفيف ال pH



تعريف الحمض الضعيف هو المصنف

الذي يتدخل جزئيا في الماء وفق تفاعل غير

تام

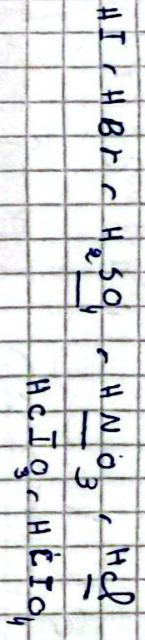
تعريف الانشائي القوي هو الانشائي الذي

يتدخل كلياً في الماء وفق تفاعل تام

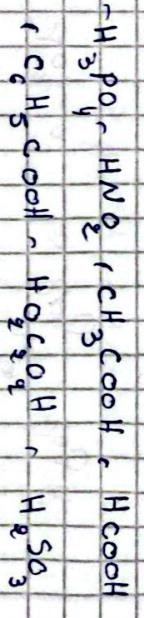
تعريف الانشائي الضعيف هو الانشائي الذي

يتدخل جزئياً في الماء وفق تفاعل غير تام

أمثلة عن بعض الأحماض القوية



أمثلة عن بعض الأحماض الضعيفة:



الخاصية المميزة للأحماض

يلعب الماء دور حمض وانشائي في نفس الوقت فنقول عنه له خاصية متذبذبة

الانحلال والاندماج

تعريف الحمض والانشائي

الحمض H^+ هو كل زوج فديني

قادر على فقدان بروتون (H^+) أو اكتساب

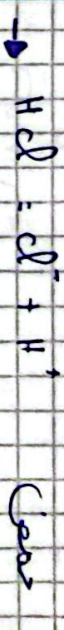
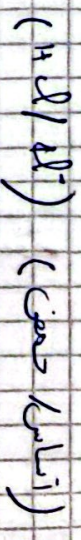
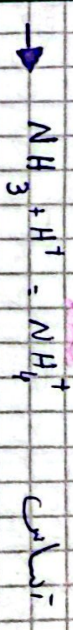
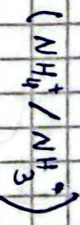
كلل تفاعل فديني

تعريف الانشائي H^+ هو كل زوج فديني

قادر على الانحلال بروتون (H^+) أو اكتساب

كلل تفاعل فديني

أمثلة



تعريف الحمض القوي: هو الحمض

الذي يتدخل كلياً في الماء وفق تفاعل

تام

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}, K_e = 10^{-14} \text{ لدينا}$$

$$\Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-pH}}$$

$$\Rightarrow [OH^-] = 10^{pH-14}$$

$$pK_e = 14$$

$$pH = -\log [H_3O^+] \quad ③$$

$$pH = -\log \left(\frac{K_e}{[OH^-]} \right)$$

$$pH = \log \left(\frac{[OH^-]}{K_e} \right)$$

$$pH = \log [OH^-] - \log [K_e]$$

$$pH = \log [OH^-] - \log 10^{-14}$$

$$pH = pK_e + \log [OH^-]$$

النتيجة:

كلما زادت قيمة $[H_3O^+]$ تناقصت

قيمة $pH \leftarrow$ علاقة عكسية

$$\log \left(\frac{1}{A} \right) = -\log A$$

$$\begin{aligned} \log x = a &\Rightarrow 10^{\log x} = 10^a \\ &\Rightarrow x = 10^a \end{aligned}$$

$$10^x = a \Rightarrow \log 10^x = \log a$$

$$\Rightarrow x = \log a$$

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

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

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

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

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

$$[OH^-] = 10^{pH-14} \quad ④$$

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

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

طرق تحديد pH:

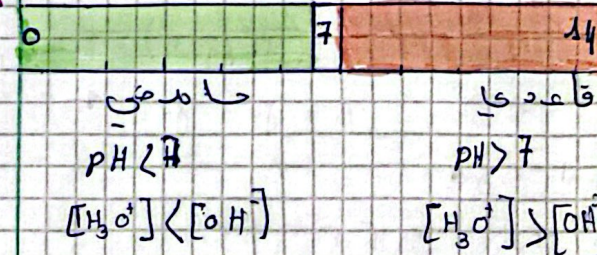
← الخواص الفيزيائية

← ورق ال pH

← جهاز ال pH متر

نظام ال pH:

تزداد قوة المكون وسط معتدل وتزداد قوة المكون قاعدي



علاقات المبرهنات:

← خواص ال pH:

$$\log (A \times B) = \log A + \log B$$

$$\log \left(\frac{A}{B} \right) = \log A - \log B$$

$$-\log \left(\frac{A}{B} \right) = \log \left(\frac{B}{A} \right)$$

إيجاد التراكيب المتعادلة لأنواع الحمضيات

$$[AH]_f = \frac{c \cdot V - z_p}{V} = \frac{c \cdot V}{V} - \frac{z_p}{V}$$

$$[AH]_f = c - [H_3O^+]_f$$

$$[A^-]_f = \frac{z_p}{V} = [H_3O^+]_f$$

$$[H_3O^+]_f = \frac{\theta_f}{(\lambda_{H_3O^+} + \lambda_{A^-})}$$

$$\theta_f = \lambda_{H_3O^+} [H_3O^+]_f + \lambda_{A^-} [A^-]_f$$

$$\alpha = [H_3O^+]_f (\lambda_{H_3O^+} + \lambda_{A^-})$$

$$[H_3O^+]_f = [A^-]_f$$

$$[H_3O^+]_f = \frac{\theta_f}{(\lambda_{H_3O^+} + \lambda_{A^-})}$$

$$\text{mol/m}^3 \times 10^{-3} \rightarrow \text{mol/l}$$

$\Rightarrow z_{max} \rightarrow \text{mol}$
 $\Rightarrow z_p \rightarrow \text{mol}$
 $\Rightarrow c \rightarrow \text{mol/l}$
 $\Rightarrow V \rightarrow \text{l}$
 $\Rightarrow [H_3O^+]_f \rightarrow \text{mol/l}$
 $\Rightarrow z_p \rightarrow \text{بدون وحدة}$
 $\Rightarrow \theta_f \rightarrow \text{S/m}$
 $\Rightarrow \lambda \rightarrow \text{S/mol.mol}$
 $\Rightarrow \lambda_{H_3O^+} \rightarrow \text{mol/mol}$

وهي قيمة نظرية

$$z_{max} = c \cdot V = n \cdot (AH)$$

إيجاد قيمة z_p

$$h(H_3O^+) = z_p$$

$$[H_3O^+]_f \cdot V = z_p$$

نسبة التقدم النهائي

$$z_p = \frac{z_p}{z_{max}} = \frac{[H_3O^+]_f \cdot V}{c \cdot V}$$

$$z_p = \frac{[H_3O^+]_f}{c}$$

في حالة حمض قوي / تفاعل تام

$$\Rightarrow z_p = z_{max}$$

$$\Rightarrow [H_3O^+]_f = c$$

$$\Rightarrow z_p = 1 = 100\%$$

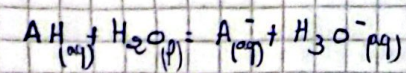
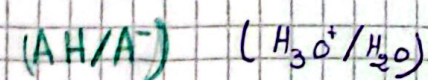
في حالة حمض ضعيف / تفاعل غير تام

$$\Rightarrow z_p < z_{max}$$

$$\Rightarrow [H_3O^+]_f < c$$

$$\Rightarrow z_p < 1 < 100\%$$

معادلة انحلال الحمض في الماء



لماذا يسمى هذا التفاعل تفاعل حمض أساسي؟

التفاعل الحادث حمض - أساسي لأنه حدث انتقال للبروتون H^+ من الحمض إلى الأساس

جدول التقدم

م. التفاعل	$AH + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$				
ح. الابتدائية	0	$n = c \cdot V$	ب. فوق	0	0
ح. انتقالية	z	$n - z$	ب. فوق	z	z
ح. النهائية	z_p	$n - z_p$	ب. فوق	z_p	z_p

لاستطيع كتابة z_{max} لأنه يوجد بعض التفاعلات غير تامة

إيجاد قيمة z_{max}

لدينا AH هو المتفاعل الوحيد

$$c \cdot V - z_{max} = 0$$

! إيجاد نسبة التقدم النهائي

$$x_p = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{[OH^-] \cdot v}{c \cdot V}$$

$$x_p = \frac{[OH^-]}{c}$$

في حالة أساس قوي وتفاعل تام

$$\Rightarrow x_p = x_{max}$$

$$\Rightarrow [OH^-]_p = c$$

$$\Rightarrow x_p = 1$$

في حالة أساس ضعيف وتفاعل غير تام

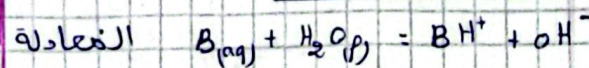
$$\Rightarrow x_p < x_{max}$$

$$\Rightarrow [OH^-]_p < c$$

$$\Rightarrow x_p < 1$$

3. الدراسة النظرية والتجريبية

جدول التقدم



ح. ابتدائية	$n_0 = c \cdot V$	0	0
ح. انتقالية	$n_0 - x$	x	x
ح. نهائية	$n_0 - x_p$	x_p	x_p

! إيجاد قيمة x_{max} (قيمة نظرية)

لدينا B هو المتفاعل المحدود ومنه

$$c \cdot V - x_{max} = 0$$

$$x_{max} = c \cdot V$$

! إيجاد قيمة x_p (قيمة تجريبية)

تعتمد على سارعة الميضية للأساس

من جدول التقدم

$$n_p(OH^-) = x_p$$

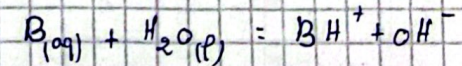
$$x_p = [OH^-] \cdot v$$

$$G_f = k \cdot \theta_p$$

$$G_f = k \left[[H_3O^+] (\lambda_{H_3O^+} + \lambda_{A^-}) \right]$$

$$[H_3O^+]_p = \frac{G_f}{k (\lambda_{H_3O^+} + \lambda_{A^-})}$$

(معادلة انحلال أساس في الماء)



مشتقات

$$(BH^+/B) \quad (H_2O/OH^-)$$

إذا سمي التفاعل ضعيف أساس؟

لتفاعل العكس

تفاعل معك

ليس لأنه حدث

تفاعل البروتون

من معي إلى

أساس

$$G \rightarrow S$$

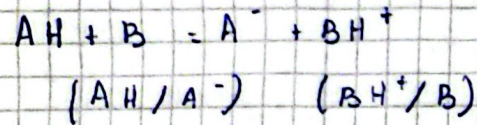
$$k \rightarrow m$$

$$\lambda \rightarrow S \cdot m^2/mol$$

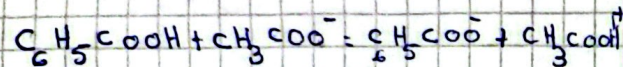
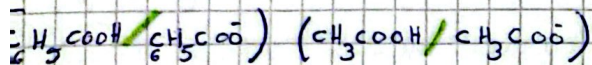
$$[H_3O^+] \rightarrow mol/m^3$$

تفاعل حمض AH مع أساس B

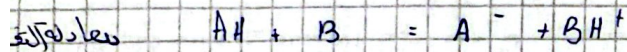
1. معادلة تفاعل بين الحمض والاساس



مثال:



2. الدراسة النظرية والتجريبية



ح. ابتداء

$n_0 = c_0 \cdot V_0$	$c_1 \cdot V_1$	0	0
-----------------------	-----------------	---	---

ح. انتهاء

$n_0 - x$	$n_1 - x$	x	x
-----------	-----------	---	---

ح. نقطة

$n_0 - x_p$	$n_1 - x_p$	x_p	x_p
-------------	-------------	-------	-------

إيجاد قيمة x_{max} :

$$C_0 \cdot V_0 - x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = C_0 \cdot V_0$$

$$C_1 \cdot V_1 - x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = C_1 \cdot V_1$$

أخذ القيمة الأقل لـ x_{max}

$$[OH^-]_f [BH^+]_f$$

$$\theta_f = [OH^-] (\lambda_{OH^-} + \lambda_{BH^+})$$

$$[OH^-] = \frac{\theta_f}{\lambda_{OH^-} + \lambda_{BH^+}}$$

$$G_p = K \cdot \theta_f$$

$$G = K \cdot [OH^-] (\lambda_{OH^-} + \lambda_{BH^+})$$

$$[OH^-] (\lambda_{OH^-} + \lambda_{BH^+}) = \frac{G}{K}$$

$$[OH^-] = \frac{G}{K (\lambda_{OH^-} + \lambda_{BH^+})}$$

إيجاد تركيز الأنواع الكيميائية

$$*[B]_f = \frac{n(B)}{V} = \frac{c \cdot V - x_p}{V}$$

$$[B]_f = \frac{c \cdot V}{V} - \frac{x_p}{V}$$

$$③ [B]_f = c - [OH^-]$$

$$*[BH^+]_f = [OH^-] \cdot \frac{x_p}{V}$$

$$*[H_3O^+]_f = \frac{k_e}{[OH^-]_f}$$

نعمل هذه القيمة في حالة طلب
إهمالها في نفس التمرين

علاقات التدرج

$$① [OH^-]_f = \frac{\theta_f}{(\lambda_{BH^+} + \lambda_{OH^-})}$$

$$\theta_f = [OH^-] \lambda_{OH^-} + \lambda_{BH^+} [B]$$

لدينا من جدول التدرج

طريقة المقارنة بين الاتزان الضعيفة

• تزداد قوة الحمض كلما كانت : قيمة K_a و pK_a

طريق : إذا كان C متساويين بين الحمضين حيث تزداد قوة الحمض كلما كان pH و لا pH

المقارنة بين الأسس الضعيفة
طريق : تزداد قوة الأسس كلما كان K_a و pK_a

طريق : إذا كان للأسس نفس C فنزداد قيمة الأسس كلما كان pH و pH

$$K_a = 10^{-pK_a}$$

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

$$[A^-]_f = \frac{n_a}{V_1 + V_2}$$

علاقات هامة :

1. عبارة عن التفاعل في الحالة الابتدائية

$$O_{ri} = 0$$

$$O_{re} = \frac{[C]_e \cdot [D]}{[A] \cdot [B]} = \frac{\text{النواتج}}{\text{المتفاعلات}}$$

2. ثابت التوازن K

$$K = O_{rf}$$

ملاحظات هامة

← ثابت التوازن K لا يتعلق بالتوازن المولية الابتدائية
← ثابت التوازن K يتعلق بدرجة الحرارة

ثابت الحموضة K_a و الثابت pK_a

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

$$pK_a = -\log(K_a)$$

إيجاد التقدم النهائي α_f

$$\alpha_f = \frac{n_f(A^-)}{n_f(A^-) + n_f(HA^+)}$$

+ أو قيمة α
+ أو قيمة pH

إيجاد التقدم النهائي

$$\alpha_f = \frac{\alpha_f}{\alpha_{max}}$$

متبين أن التفاعل تام

+ $\alpha_f = 100\%$
+ $\alpha_f = \alpha_{max}$

بين أن التفاعل غير تام

+ $\alpha_f < 100\%$
+ $\alpha_f < \alpha_{max}$

إيجاد نواتج التفاعل

$$[A^-]_f = \frac{C_1 V_1 - \alpha_f}{V_1 + V_2}$$

$$[B]_f = \frac{C_2 V_2 - \alpha_f}{V_1 + V_2}$$

$$[A^-]_f = [B H^+]_f = \frac{\alpha_f}{V_1 + V_2}$$

لتحديد الصفة الغالبة. النوع الحمضي القوي البروتون المتبرع للمعايرة pH متري 4. يمثل الخط المتناطيسي وبدأ في عملية

+ الحمض مفعلة غالبة

$$[A^-]_p > [AH]_p$$

$$pK_a > pH$$

الحمض مفعلة غالبة

$$[AH]_p < [A^-]_p$$

$$pK_a < pH$$

لا توجد مفعلة غالبة

$$[AH]_p = [A^-]_p$$

$$pK_a = pH$$

الهدف: تحديد تركيز المولي للمحلول المعاكس

الوسائل المستخدمة

الزجاجات: الساحة، الماصة والإبرة البيرة

الأدوية: العامل، المخلوط المتناطيسي

جهاز ال pH متر

المحاليل: الماء المقطر، الحمض، الأيون

العاثف الملون

خطوات العمل:

المعايرة: قطرة بقطرة وبدون النتائج

ملاحظات هامة

نستعمل المخلوط المتناطيسي للمحلول

على محلول متجانس

الهدف من المعايرة: تحديد التركيز المولي

المحلول المعاكس

نقطة التعاقب: هي نقطة التمييز اللوني

حيث يكون السبج ستوفيوستري

مميزات: تقابل المعايرة سريع وتام ورديد

الهدف من: طاقة الماء المقطر هو

نملاء الساحة بالمحلول المعاكس إلى خط العيار

من معاير ال pH متر باستعمل محلولين مختلفين

على الأقل لها pH معلوم

3. بالماسة: نضع حجم معين من المحلول المراد

معايرته ونخلطه في البيرة ونعرف قمتا

من العاثف الملون ثم نفتح فوق الخط

المتناطيسي ونقاس مسبار ال pH - متر

بعد غسله وتجفيفه

$$K = \frac{K_a}{K_e} = \frac{10^{-pK_a}}{10^{-14}} = 10^{14-pK_a}$$

أسئلة نظرية:

ماهي الإختلافات المتخذة في القياسات و pH

- يجب تنظيف مسبار بالماء المقطر

- أن يوضع شاقولي داخل المحلول

- بعد أن يكون المحلول خالي من الفقاعات

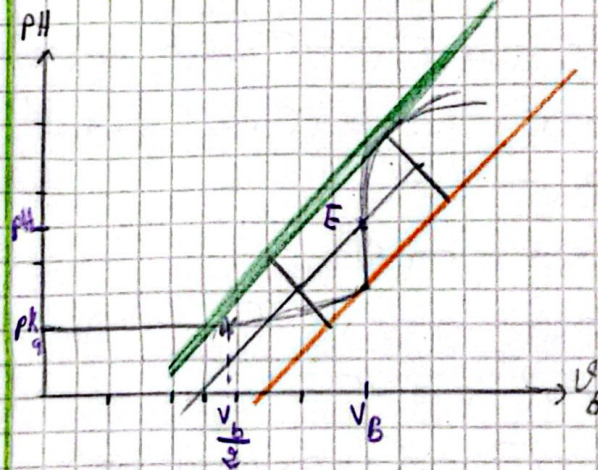
الغازية / يجب الانتظار حتى تستقر

قيمة pH

$$K = \frac{1}{[H_3O^+]_p [OH^-]_p} = \frac{1}{K_e}$$

$$K = \frac{1}{10^{-14}} = \frac{1}{10^{-pK_e}} = 10^{14} = 10^{pK_e}$$

II / تفاعل حمض ضعيف مع أساس قوي



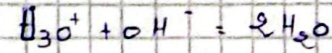
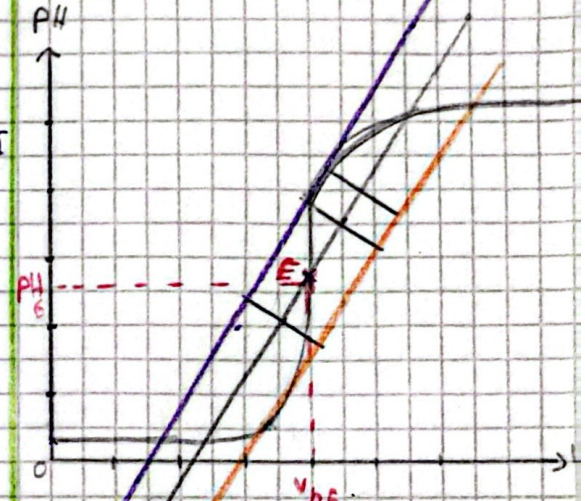
$$E_b (V_{BE}, pH) \quad \{ pH_E > 7 \}$$

أحداثيات نقطة نصف التناقص

$$E' \left(\frac{V_{BE}}{2} : pK_a \right)$$

$$K_a = \frac{[A^-]_p}{[AH]_p [OH^-]_p} \times \frac{[H_3O^+]_p}{[H_3O^+]_p}$$

I / تفاعل حمض قوي مع أساس قوي



أحداثيات نقطة التناقص

$$E_b (V_{BE} : pH) \quad \{ pH_E = 7 \}$$

ملحظة

عند معايرة حمض قوي مع أساس قوي

قوى قيمة $pH_E = 7$

عند معايرة حمض قوي مع أساس قوي

لا توجد نقطة نصف التناقص