



جامعة الجزيرة الخاصة
ALJAZEERA PRIVATE UNIVERSITY

المحائيل الموقية

Initial

Add 1 mL
of 1 M HCl

Add 1 mL
of 1 M
NaOH

Solution A:
Dilute HCl



Solution B:
Mixture of
 CH_3COOH
 CH_3COONa



هو المحلول الذي يقاوم تغيرات pH الوسط نتيجةً لإضافة كميات صغيرة من حمض أو أساس إلى هذا المحلول. تقسم المحاليل الموقية لقسمين رئيسيين:

المحلول الموقى الحمضي

يتألف من حمض ضعيف مع أحد أملاحه مثل حمض الخل مع أحد أملاحه وليكن خلات الصوديوم بما أن حمض الخل ضعيف فإنه يتشرد جزئياً في الماء وفقاً للمعادلة:

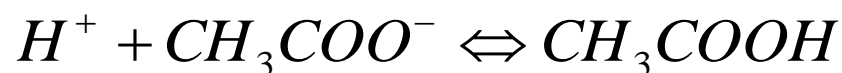


ويتشرد ملح خلات الصوديوم كلياً في الماء (معظم الأملاح الخلات تتشرد كلياً في الماء):



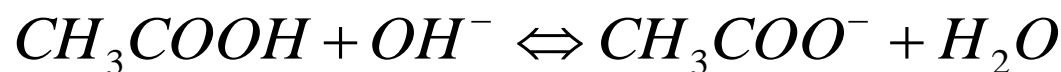
بما أن تشرد الملح كلي فإن تركيز شاردة الخلات في المحلول الموقى ينتج من تشرد خلات الصوديوم وأن تركيز شاردة الخلات الناتجة عن تشرد الحمض ضعيفة جداً بالتالي يمكن إهمال تركيزها بمقارنتها مع شاردة الخلات الناتجة من تشرد الملح.

إذا أضفنا للمحلول كمية صغيرة من حمض كلور الماء فسوف يتشرد إلى H^+ و Cl^- إذا ستتعاذل شاردة H^+ مع شاردة الخلات في المحلول ليتشكل من جديد حمض الخل الضعيف التشرذ حسب التفاعل:



وبذلك نكون قد استهلكنا كافة شوارد H^+ المضافة بدون تغيير يذكر على قيمة pH.

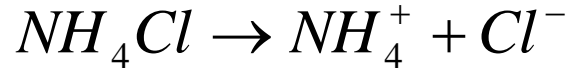
أما في حالة إضافة أساس مثل ماءات الصوديوم فإن شوارد الهدركسيل ستتفاعل مع جزيئات حمض الخل لتعطي ماء وشوارد خلات حسب التفاعل:



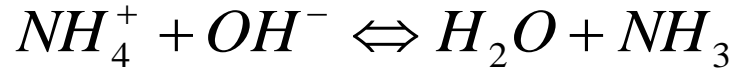
وبذلك نكون قد استهلكنا كافة شوارد OH^- دون تغيير يذكر على قيمة pH.

المحلول الموقى القلوى

مثل محلول النشادر فى الماء (ماءات الأمونىوم) مع كلور الأمونىوم:



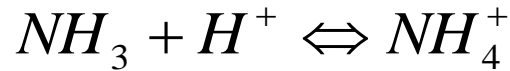
حالة إضافة أساس مثل ماءات الصوديوم فإن شوارد الهدر كسيل ستتفاعل مع شوارد الأمونىوم:



وبذلك نكون قد استهلكنا كافة شوارد الهدر كسيل بالتالى فإن قيمة pH ثابتة تقريباً.

إذا أضفنا للمحلول كمية صغيرة من حمض كلور الماء فسوف تتفاعل شوارد H^+ مع النشادر

حسب التفاعل:



بالتالى فإن قيمة pH ثابتة تقريباً.

التعبير واشتقاق العلاقة الرياضية للمحلول الموقى الحمضى والقوى

المحلول الموقى الحمضى: حمض الخل + ملح خلات الصوديوم:



بما أن الملح يتشرد كاملاً في الماء فإن تركيز شوارد الخلات في المحلول الموقى تساوى تركيز الملح ويعتبر تركيزها مهملًا أمام تشرد حمض الخل لأنه كهليليت ضعيف التشرد كما ذكرنا سابقاً.

$$[CH_3COOH] = C_a$$

$$[CH_3COO^-] \approx C_s$$

يصبح بالتالى قانون فعل الكتلة على الشكل:

$$K_a = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{[H^+] C_s}{C_a}$$

$$\Rightarrow [H^+] = K_a \frac{C_a}{C_s}$$

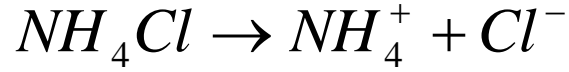
نأخذ سالب لغارتم الطرفين ونستنتج العلاقة المطلوبة

$$-\log[H^+] = -\log[K_a] - \log \frac{C_a}{C_s}$$

$$pH = pK_a + \log \frac{C_s}{C_a}$$

$$pH = pK_a + pC_a - pC_s$$

المحلول الموقى القلوى: مثل كلورىء الأمونىوم + ماءء الأمونىوم



بما أن الملح ىتشرء كاملاً فى الماء فإن تركىز شوارء الأمونىوم فى المحلول الموقى تساوى تركىز الملح وىعتبر تركىزها مهملأ أمام تشرء النشارء لأنه كهولىء ضعىف التشرء كما ذكرنا سابقأ.

$$[NH_3] = C_b$$

$$[NH_4^+] = C_s$$

ىصء بالتالى قانون فعل الكءلة على الشكل:

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

$$\Rightarrow [OH^-] = K_b \frac{C_b}{C_s}$$

نأخذ سالب لغارتم الطرفين ونستنتج العلاقة المطلوبة

$$-\log[OH^-] = -\log K_b - \log \frac{C_b}{C_s}$$

$$\Rightarrow pOH = pK_b - \log \frac{C_b}{C_s}$$

$$\Rightarrow pH = 14 - pK_b + \log \frac{C_b}{C_s}$$

$$pH = 14 - pK_b + pC_s - pC_b$$

مسائل عامة حول المحلول الموقى

مسألة

المطلوب حساب pH الوسط عند التوازن، في محلول حُضِرَ بإذابة 0.1 مول من خلاات الصوديوم و0.2 مول من حمض الخل في كمية كافية من الماء بلغت لتر واحد مع العلم أن ثابت تشرّد حمض الخل يساوي 1.8×10^{-5} .

يحدث التوازن الكيميائي للمحلول المحضّر كما يلي:



وبالتالي قانون فعل الكتلة لهذا التوازن هو:

$$K_c = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]} = 1.8 \times 10^{-5}$$

بما أن ملح خلاات الصوديوم يتفكك كلياً في الماء حسب المعادلة:



عند التوازن 0.1 mol/liter 0.1 mol/liter 0.1 mol/liter

يتضح من المعادلة أن كل 0.1 مول من خلات الصوديوم تتفكك كلياً في لتعطي 0.1 مول من شاردة الخلات و 0.1 مول من شاردة الصوديوم، بالتالي تصبح معادلة تشارد حمض الخل عند التوازن:



قبل التفكك 0.2 0.1 0

عند التوازن 0.2 - x 0.1 + x x

يمكن إهمال قيمة x لصغرها بالمقارنة مع 0.1 و 0.2 ولهذا نكتب

0.1 + X ≈ 0.1 , 0.2 - X ≈ 0.2 بتبديل هذه القيم ف علاقة ثابت توازن حمض الخل نجد:

$$\frac{(0.1)(X)}{(0.2)} = 1.8 \times 10^{-5} \Rightarrow (X) = [H^+] = 3.6 \times 10^{-5}$$

$$\Rightarrow pH = -\log [H^+] = -\log 3.6 \times 10^{-5} = 4.44$$

مسألة:

حضرنا محلولاً موقياً بخلط 200 سم³ من محلول نشادري ذي تركيز قدره 0.6 مول/ لتر، مع 300 سم³ من محلول كلور الأمونيوم ذي تركيز قدره 0.3 مول/ لتر. المطلوب:

1. حساب قيمة pH المحلول الموقى وذلك بفرض أن حجم المحلول الناتج يساوي 500 سم³
2. ما هي قيمة pH المحلول عند إضافة 0.02 مول من شوارد الهدرجين، مع العلم بأن K_b

للنشادر تساوي 1.8×10^{-5} .

بالاعتماد على قانون التمديد لنجد التركيز النهائي لكل من النشادر وشوارد الأمونيوم في الحجم الجديد 0.5 لتر.

$$N \cdot V = N' \cdot V'$$

$$0.6 \times 200 = N' \times 500$$

$$\Rightarrow N' = [NH_3] = \frac{0.6 \times 200}{500} = \frac{1.2}{5} = 0.24 \text{ M}$$

للنشادر

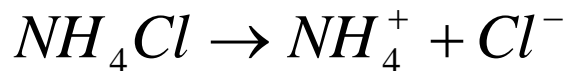
$$N \cdot V = N'' \cdot V''$$

$$0.6 \times 200 = N'' \times 500$$

$$\Rightarrow N'' = [HCl] = \frac{0.3 \times 300}{500} = \frac{0.9}{5} = 0.18 \text{ M}$$

لأيونات الأمونيوم

لنكتب معادلات تشرذ الأساس والملح:



لنكتب قانون فعل الكتلة على معادلة توازن الأساس:

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} \Rightarrow [OH^-] = \frac{K_b \times [NH_3]}{[NH_4^+]} = \frac{1.8 \times 10^{-5} \times 0.24}{0.18} = 2.4 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\Rightarrow pOH = -\log[OH^-] = -\log 2.4 \times 10^{-5} = 4.62$$

$$\Rightarrow pH = 14 - 4.62 = 9.38$$

طريقة ثانية لحساب كل من النشادر والأمونيوم

لنجد عدد مولات المحلول النشادري في 200 سم³:

كل 1000 سم³ تحتوي 0.6 مول من النشادر

كل 200 سم³ تحتوي X مول من النشادر

$$\text{عدد مولات النشادر في 200 سم}^3 = X = \frac{200 \times 0.6}{1000} = 0.12 \text{ مول.}$$

لنجد عدد مولات الأمونيوم في 300 سم³:

كل 1000 سم³ تحتوي 0.3 مول من الحمض

كل 300 سم³ تحتوي X ، مول من الحمض

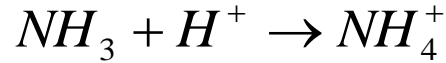
$$\text{عدد مولات شوارد الأمونيوم في 300 سم}^3 = X^* = \frac{300 \times 0.3}{1000} = 0.09 \text{ مول.}$$

لنجد الآن التركيز النهائي لكل من النشادر والأمونيوم في 0.5 لتر من المحلول الموقى:

$$[NH_3] = \frac{0.12 \text{ mol}}{0.5 \text{ liter}} = 0.24 \text{ M}$$

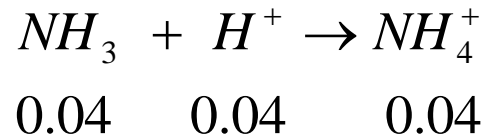
$$[H^+] = \frac{0.09 \text{ mol}}{0.5 \text{ liter}} = 0.18 \text{ M}$$

2- إن إضافة شوارد الهيدرجين تؤدي لتعديل هذه الشوارد مع جزيئات النشادر حسب المعادلة:



يتضح من المعادلة أنه يتفاعل X من شوارد الهيدرجين مع X من النشادر ليعطي X من شوارد

الأمونيوم. لنجد عدد شوارد الهيدرجين في الحجم 0.5 لتر = $\frac{mlo \ 0.02}{litter \ 0.5} = 0.04$ مول / لتر.



من معادلة التشرّد:



قبل الإضافة

0.24

0.18

0

بعد الإضافة

0.24 - 0.04

0.18 + 0.04

X

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} \Rightarrow [OH^-] = 1.8 \times 10^{-5} \times \frac{0.2}{0.22} = 1.6 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$pOH = 4.8$$

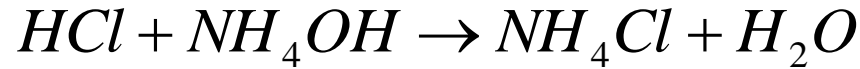
$$pH = 9.2$$

أي أن مقدار تغير pH هو 0.18 .

مسألة:

ما هو pH المحلول الناتج من إضافة 10 مل من حمض كلور الماء 0.1 مول إلى 20 مل من محلول ماءات الأمونيوم ذي تركيز 0.1 مول إذا علمت أن ثابت تشرّد الأساس 1.8×10^{-5} .

يتفاعل الحمض مع الأساس حسب المعادلة:



يتضح من المعادلة أنه يتفاعل X مول من حمض كلور الماء مع X مول من ماءات الأمونيوم ليعطي X مول من كلور الأمونيوم.

إذاً حجم الأساس الباقي بدون تفاعل = $10 - 20 = 10$ مل

لنحسب تركيز كل من ماءات الأمونيوم الباقية بدون تفاعل وكذلك تركيز كلور الأمونيوم في الحجم الجديد 30 مل.

حجم الملح الناتج 10 مل تركيزه 0.1 مول / لتر وبالتالي تركيزه في الحجم الجديد 30 مل

يساوي:

$$N \cdot V = N' \cdot V'$$

$$0.1 \times 10 = N' \times 30$$

$$\Rightarrow N' = \frac{0.1 \times 10}{30} = 33 \times 10^{-3} \text{ M}$$

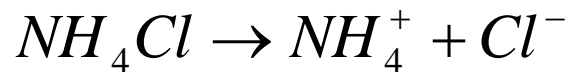
تركيز ماءات الأمونيوم الباقية في حجم 30 مل:

$$N \cdot V = N'' \cdot V''$$

$$0.1 \times 10 = N'' \times 30$$

$$\Rightarrow N'' = \frac{0.1 \times 10}{30} = 33 \times 10^{-3} \text{ M}$$

يتشرد كل من الأساس والملح كالتالي:





قبل الإضافة

	33×10^{-3}	33×10^{-3}	0
--	---------------------	---------------------	-----

بعد الإضافة

	$33 \times 10^{-3} - x$	$33 \times 10^{-3} + x$	x
--	-------------------------	-------------------------	-----

يمكن إهمال قيمة X أمام 33×10^{-3} :

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

$$\Rightarrow [OH^-] = 1.8 \times 10^{-5} \times \frac{33 \times 10^{-3}}{33 \times 10^{-3}} = 1.8 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\Rightarrow pOH = 4.7$$

$$\Rightarrow pH = 14 - 4.7 = 9.25$$