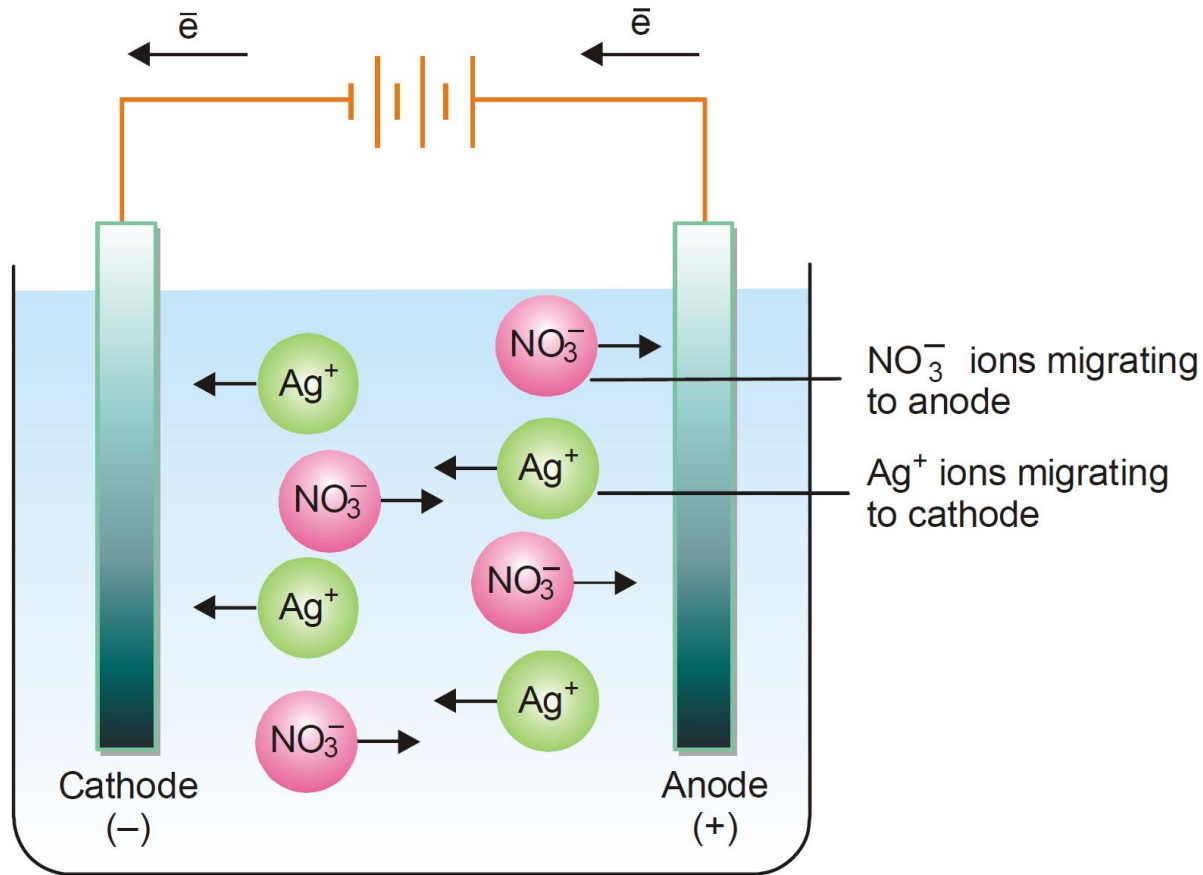


الإلكتروليتات Electrolytes

الباب الثالث

الإلكتروليتات Electrolytes

الإلكتروليتات هي مواد تستطيع توصيل التيار الكهربائي في المحاليل أو عند صهرها وتتغير كيميائياً تبعاً لذلك



Electrolytic Conductance التوصيل الكهربى

التوصيل الكهربى هو مقياس لتوصيل محلول الإلكتروليتات، ومنه يمكن التعرف على تركيز الإلكتروليت (ملح مثلا)

التوصيلة K conductivity لمحلول 'إلكتروليتى بوحدة $S\text{ cm}^{-1}$ هي عبارة عن التوصيل الكهربى (مقلوب المقاومة) لمكعب من المحلول المحصور بين قطبين مساحة كل واحد 1cm^2 ويبعدا عن بعضيهما 1cm

$$R = \rho/lA$$

R المقاومة الكهربائية بوحدة الأوم Ω

ρ المقاومة النوعية بوحدة $\Omega\text{ cm}$

l الطول بوحدة cm

A مساحة المقطع بوحدة cm^2

$$K = 1/\rho$$

التوصيل المكافئ Λ Equivalent conductance

ويعرف بأنه التوصيل الكهربى لمحلول حجمه مكعب ويحتوي على مكافئ جرامى من الإلكتروليت

$$\Lambda = K \times 1000/C$$

حيث C العيارية بوحدة equivalent/L
التوصيل المكافئ يقاس بوحدة $S \text{ cm}^2 \text{ equi}^{-1}$

وقد لوحظ عمليا أن Λ تعتمد على C.

ويمكن تقسيم اعتماد Λ على C (أو التخفيف) إلى نوعين:

1- إلكتروليت قوي

2- إلكتروليت ضعيف

1- إلكتروليت قوى

التوصيل المكافئ يظهر قيمة ثابتة عند تخفيف لا نهائي، ويعطى الرمز Λ_{∞} ويمكن حساب Λ_{∞} من علاقة كلوراوش:

$$\Lambda_{\infty} = \lambda_{\infty}^{+} + \lambda_{\infty}^{-}$$

حيث λ_{∞}^{+} ، λ_{∞}^{-} هما التوصيل الأيوني عند تخفيف لانهايي للكاتيون والانيون مثال:

$$\Lambda_{\infty}(\text{KCl}) = \lambda_{\infty}^{+} (\text{K}^{+}) + \lambda_{\infty}^{-} \text{Cl}^{-}$$

$$\Lambda_{\infty}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \lambda_{\infty}^{+} (\text{Na}^{+}) + \lambda_{\infty}^{-} (\text{SO}_4^{2-})$$

ملحوظة: الوزن المكافئ للالكتروليت هنا يساوي الوزن الجزيئي مقسوم على عدد الشحنات الموجودة في الشقين (الكيتون أو الانيون).

2- إلكتروليت ضعيف

لا يمكن الوصول إلى قيمة نهائية للتوصيل المكافئ مهما حاولنا تخفيف المحلول ويظهر هذا للإلكتروليت الضعيف مثل حمض الخليك. ولكن هنا أيضا يمكن حساب Λ_{∞} من الجداول.

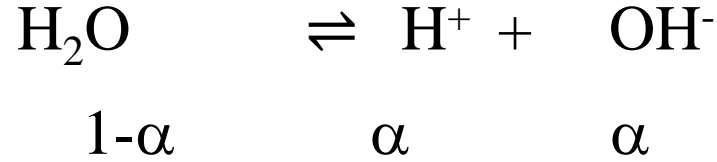
وبقياس التوصيل المكافئ Λ_{∞} للإلكتروليت ضعيف؛ يمكن حساب درجة تأين أو تفكك الإلكتروليت α .

الكتروليت قوي: $\alpha \rightarrow 1$

الكتروليت ضعيف: $\alpha \rightarrow 0$

تفكك إلكتروليت يعتمد على طبيعته، و على المذيب المستخدم
حمض الخليك : حمض ضعيف في الماء ولكنه إلكتروليت قوي في الأمونيا NH_3

ثابت تفكك الماء Ionic product of water



وقد دلت توصيلية الماء على أن نسبة ضئيلة من الماء α تتفكك و يمكن كتابة ثابت الاتزان في الصورة:

$$K = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}] = \alpha^2 / (1-\alpha)$$

$$1-\alpha \approx 1$$

$$K [\text{H}_2\text{O}] = K_w = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] = \alpha^2$$

ويسمى K_w بثابت تفكك الماء وتسمى α بدرجة التفكك (التأين) ويمكن حسابها من التوصيل المكافئ، حيث لأي إلكتروليت:

$$\alpha = \Lambda / \Lambda_\infty$$

التوصيل المكافئ للماء البالغ النقاء عند درجة حرارة 18°C

$$\Lambda = 97.2 \times 10^{-7} \text{ S cm}^2 \text{ equi}^{-1}$$

والتوصيل المكافئ عند تخفيف لا نهائي للماء

$$\Lambda_{\infty} = 540 \text{ S cm}^2 \text{ equi}^{-1}$$

$$\therefore \alpha = \Lambda / \Lambda_{\infty} = 10^{-7}$$

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

التعبير المناسب لتركيز أيون الهيدروجين في الوسط هو ما يعرف بالرقم (أو الأس)
الهيدروجيني pH

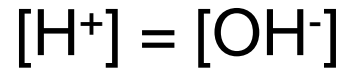
$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

مقياس للحموضة – pH

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

المحلول

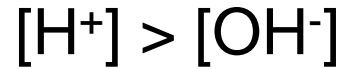
متعادل



$$[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-7}$$

$$\text{pH} = 7$$

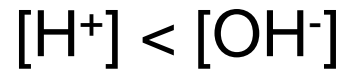
حمضي



$$[\text{H}^+] > 1 \times 10^{-7}$$

$$\text{pH} < 7$$

قاعدي



$$[\text{H}^+] < 1 \times 10^{-7}$$

$$\text{pH} > 7$$

pH ↑

[H⁺] ↓

TABLE 15.1**The pHs of Some Common Fluids**

<u>Sample</u>	<u>pH Value</u>
Gastric juice in the stomach	1.0–2.0
Lemon juice	2.4
Vinegar	3.0
Grapefruit juice	3.2
Orange juice	3.5
Urine	4.8–7.5
Water exposed to air*	5.5
Saliva	6.4–6.9
Milk	6.5
Pure water	7.0
Blood	7.35–7.45
Tears	7.4
Milk of magnesia	10.6
Household ammonia	11.5

*Water exposed to air for a long period of time absorbs atmospheric CO_2 to form carbonic acid, H_2CO_3 .

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

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_w = 1.0 \times 10^{-14}$$

$$-\log [\text{H}^+] - \log [\text{OH}^-] = 14.00$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.00$$





أحسب تركيز أيون الهيدروجين لمحلول رقمه الهيدروجيني 4.82؟

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

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4.82} = 1.5 \times 10^{-5} \text{ M}$$



إذا كان تركيز ايونات الهيدروكسيل لعينة من الدم يساوي $2.5 \times 10^{-7} \text{ M}$ فما هو الرقم الهيدروجيني لهذه العينة؟

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.00$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (2.5 \times 10^{-7}) = 6.60$$

$$\text{pH} = 14.00 - \text{pOH} = 14.00 - 6.60 = 7.40$$

الحموضة والقاعدية

حمض acid : يعطي أيون الهيدروجين في المذيب "معطي للبروتون" proton donor

قاعدة base: تستقبل وتتحد مع أيون الهيدروجين في المذيب "مستقبل للبروتون" proton acceptor ، وتكون النتيجة الظاهرية إطلاق أيون الهيدروكسيل في الوسط

والقلوية alkalinity: حالة خاصة من القاعدية في وجود مادة قلوية مثل هيدروكسيد الصوديوم أو هيدروكسيد البوتاسيوم.
ومن القواعد (وهي لا تسمى قلويات) الأمونيا والبريدين.

ويمكن قياس قوة الحمض أو القلوي من خلال تعيين درجة التفكك (α)

من الطرق العملية لقياس α الخواص الجامعة للمحاليل، وسرعة التفاعلات المحتوية على الحمض أو القاعدة، والقوة الدافعة الكهربائية. أمثلة على الأحماض وقوتها عند تركيز 0.01 N :

التوصيف	درجة التفكك α	الحمض
قوى	0.93	HCl حمض الهيدروكلوريك
قوى	0.96	H ₂ SO ₄ حمص الكبريتيك
ضعيف	0.126	CH ₃ COOH حمض الخليك
ضعيف	0.001	HCN حمض سيانيد الهيدروجين

قانون استوالد للتخفيف Ostwald's dilution law

أ- للأحماض الضعيفة أحادية البروتون Mono protic acids

في محلول مائي حجمه (V) يحتوي على الوزن المكافئ الجرامي من حمض ضعيف HA



$$K_a = [\text{H}^+] [\text{A}^-]/[\text{HA}]$$

$$K_a = (\alpha/V) (\alpha/V)/((1-\alpha)/V)$$

$$K_a = \alpha^2/((1-\alpha)V)$$

$$K_a = \alpha^2 C/(1-\alpha)$$

قانون استوالد للتخفيف

حيث K_a هو ثابت تفكك الحمض

C تركيز الحمض بوحدة مكافئ/لتر. وعندما يكون الحمض ضعيف جدا ($\alpha \ll 1$) فإن

$$K_a = \alpha^2/V = \alpha^2 C$$

$$\alpha = (K_a/C)^{1/2}$$

وعند مقارنة حمضين A, B، لهما α_A, α_B فإن:

$$\alpha_A/\alpha_B = [(K_a)_A/(K_a)_B]^{1/2}$$

ب- للقواعد الضعيفة أحادية الهيدروكسيل Mono hydroxyl bases

للقاعدة الضعيفة BOH الموجودة في V لتر وعدد أوزانها المكافئة الوحدة



$$K_b = [\text{B}^+] [\text{OH}^-] / [\text{BOH}]$$

$$= (\alpha/V) (\alpha/V) / ((1-\alpha)/V)$$

$$K_b = \alpha^2 / ((1-\alpha)V)$$

قانون استوالد للتخفيف

$$K_b = \alpha^2 C / (1-\alpha)$$

ج- الأحماض عديدة البروتون Poly-protic acids

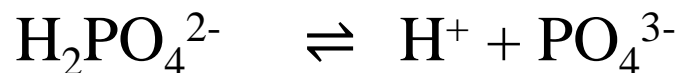
تتفكك الأحماض عديدة البروتون بعدد من الخطوات يساوي عدد أيونات الهيدروجين البدوله في الحمض. ولكل خطوة معادلة وثابت تفكك. وعموما تقل قيمة ثابت التفكك كلما زاد رقم الخطوة.



$$K_1 = [\text{H}^+] [\text{H}_2\text{PO}_4^-] / [\text{H}_3\text{PO}_4]$$



$$K_2 = [\text{H}^+] [\text{HPO}_4^{2-}] / [\text{H}_2\text{PO}_4^-]$$



$$K_3 = [\text{H}^+] [\text{PO}_4^{3-}] / [\text{HPO}_4^{2-}]$$

$$K_1 = 7.6 \times 10^{-3} \quad , \quad K_2 = 6.2 \times 10^{-8} \quad , \quad K_3 = 10^{-12}$$

$$K_1 \gg K_2 > K_3$$

$$[\text{H}^+] \approx \alpha C = (K_a C)^{1/2}$$

تفكك القواعد عديدة الهيدروكسيل

- تخضع القواعد عديدة الهيدروكسيل لنفس قاعدة الحمض عديدة البروتون
- تقل قيمة ثابت التفكك كلما زاد رقم الخطوة
- مثل: هيدروكسيد الألومنيوم $Al(OH)_3$
- لكل خطوة ثابت تفكك معين
- عموماً يمكن إهمال الخطوات التالية للخطوة الأولى عند حساب تركيز أيون الهيدروكسيل

تميوؤ الأملأ :Hydrolysis of Salts

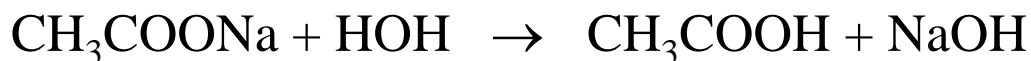
التميوؤ هو تفاعل الملح مع الماء لإعادة إنتاج الحمض والقاعدة المكونين للملح.

وعندما يكون الشقان الحمضي والقاعدي قويين (مثل شق الكلوريد وشق البوتاسيوم) فإن التميؤ يحدث بصورة يمكن إهمالها.

أما إذا كان احد الشقين ضعيف فإن تفاعل هذا الشق مع الماء يؤدي إلى تكوين الحمض أو القاعدة المكونة للملح، ويصبح التميؤ هو العامل المحدد لتركيز أيون الهيدروجين في الوسط.

مثال: تميؤ خلات الصوديوم

الشق القاعدي للملح قوي بينما الشق الحمضي ضعيف وهكذا:



والنتيجة تكون



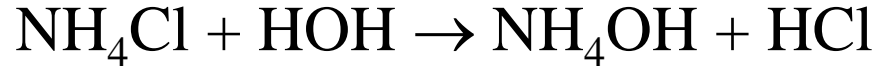
K ثابت التميؤ Hydrolysis Constant

$$K_h = [\text{CH}_3\text{COOH}] [\text{OH}^-] / [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

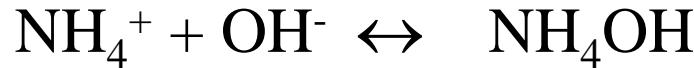
تركيز OH^- في الوسط يكون أعلى H^+ من ويصبح محلول هذا الملح محكوم بالشق القوي (القاعدي). وعليه فإن هذا المحلول يكون قلوي أي أن $\text{pH} > 7$

مثال 2: تميؤ كلوريد الأمونيوم

الشق الحمضي للملح قوي والشق القاعدي ضعيف وهكذا



والنتيجة تكون



$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] [\text{HCl}]}{[\text{NH}_4\text{Cl}] [\text{H}_2\text{O}]}$$

أو

$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4\text{Cl}]}$$

نلاحظ أن الحمض القوي يطلق H^+ بكثرة، بينما القاعدة الضعيفة تطلق قليل من OH^- والمحصلة تكون في صالح الحمض القوي ويصبح المحلول حمضي أي أن $\text{pH} < 7$

وبفرض أن α هي درجة التميؤ ولجزيء جرامي من الملح في حجم مقداره V فإنه يمكن كتابة معادلة للثابت K_h كما يلي مع إهمال تركيز الماء (مثال: خلاص الصوديوم).

$$K_h = (\alpha/V) (\alpha/V) / ((1-\alpha)/V)$$

$$= \alpha^2 / (1-\alpha)V$$

$$K_h = \alpha^2 C / (1-\alpha)$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_h}{C}}$$

درجة التميؤ تزيد مع تخفيف محلول الملح أو بتعبير آخر كلما قل تركيزه وذلك ليظل K_h ثابت كما أن $(1-\alpha \approx 1)$

حساب pH للأملاح المتميئة:

طريقة لحساب pH التقريبي لمحلول الملح بمعلومية ثابت التميؤ وتركيز الملح.

1- مثال خلات الصوديوم: يمكن كتابة معادلة التميؤ لهذا الملح كما يلي

$$K_h = [\text{CH}_3\text{COOH}] [\text{OH}^-] / [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

$$K_h = [\text{CH}_3\text{COOH}] K_w / [\text{CH}_3\text{COO}^-] [\text{H}^+]$$

$$K_h = K_w / K_a$$

وذلك باستخدام حقيقة أن: $K_w = [\text{H}^+] [\text{OH}^-]$

$$[\text{OH}^-] = \alpha/V = \alpha C$$

$$[\text{H}^+] = K_w/[\text{OH}^-] = K_w/\alpha C$$

ولكن

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_h}{C}} = \sqrt{\frac{K_w}{K_a C}}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{C} \sqrt{\frac{K_a C}{K_w}} = \sqrt{\frac{K_a K_w}{C}} = \sqrt{\frac{K_a K_w}{[\text{salt}]}}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (K_w K_a / [\text{salt}])^{1/2}$$

- مثال كلوريد الأمونيوم: يمكن كتابة المعادلة في الصورة المناسبة كما في المثال السابق والوصول في النهاية إلى المعادلة:

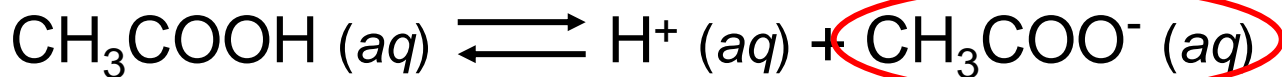
$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (\text{K}_w[\text{salt}] / \text{K}_b)^{1/2}$$

تأثير الأيون المشترك هو إزاحة الاتزان الكيميائي الناتج عن إضافة مركب له أيون مشترك مع المادة المذابة.



وجود الأيون المشترك يقلل من تأين الحمض الضعيف أو القاعدة الضعيفة.

نفرض مخلوط من حمض ضعيف (CH_3COOH) و الكتروليت قوي (CH_3COONa)



أيون
مشترك



نفرض مخلوط من الملح NaA والحمض الضعيف HA



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

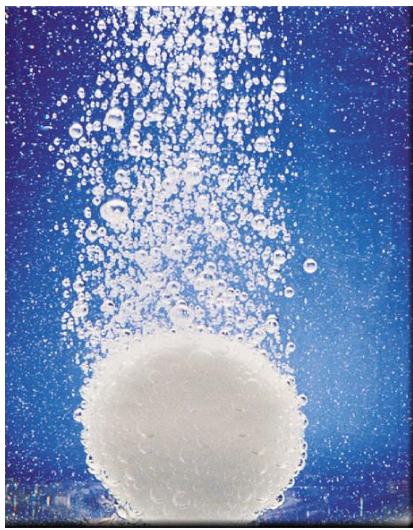
$$[\text{H}^+] = \frac{K_a [\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$$

معادلة هندرسون للمحاليل
المنظمة

$$-\log [\text{H}^+] = -\log K_a - \log \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{[\text{acid}]}{[\text{Salt}]}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]} \quad \text{p}K_a = -\log K_a$$



المحلول المنظم (Buffer Solution) يتكون من:

1. حمض ضعيف أو قاعدة ضعيفة مع

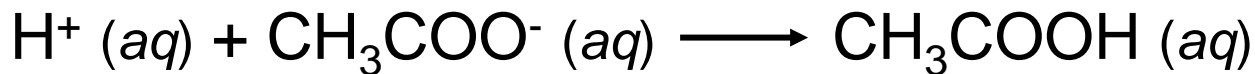
2. ملح الحمض الضعيف أو القاعدة الضعيفة

يجب أن يكون كلاهما موجودًا!

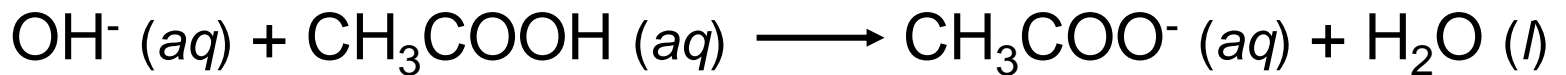
المحاليل المنظمة هي محاليل تقاوم التغير في تركيز أيون الهيدروجين في الوسط إذا أضيف حمض أو قاعدة بكمية صغيرة إلى الوسط

نفترض مخلوط من حمض الخليك CH_3COOH وخلات الرصاص CH_3COONa

إضافة حمض قوي



إضافة قاعدة قوية





أي مما يلي يستخدم كمحلول منظم؟

(a) KF/HF (b) KBr/HBr, (c) Na₂CO₃/NaHCO₃

(a) HF حمض ضعيف و KF أحد املاحه

محلول منظم

(b) HBr حمض قوي

ليس محلول منظم

(c) CO₃²⁻ قاعدة ضعيفة و NaHCO₃ أحد املاحه

محلول منظم

أمثلة أخرى للمحاليل المنظمة:

1- محلول هيدروكسيد الأمونيا وكلوريد الأمونيا NH₄OH/NH₄Cl

2- محلول حمض البوريك وبورات الصوديوم Na₂B₄O₇/H₃BO₃

3- محلول حمض كبريتيد الهيدروجين وكبريتيد الصوديوم Na₂S/H₂S

Solubility of Electrolytes ذوبانية الإلكتروليتات



$$K_{sp} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] \quad \text{حاصل الإذابة } K_{sp}$$



$$K_{sp} = [\text{Mg}^{2+}][\text{F}^-]^2$$



$$K_{sp} = [\text{Ag}^+]^2[\text{CO}_3^{2-}]$$



$$K_{sp} = [\text{Ca}^{2+}]^3[\text{PO}_4^{3-}]^2$$

ذوبانية الاملاح الايونية في المحاليل

لا يحدث ترسيب

محلول غير مشبع

$$Q < K_{sp}$$

محلول مشبع

$$Q = K_{sp}$$

يحدث الترسيب

محلول فوق مشبع

$$Q > K_{sp}$$

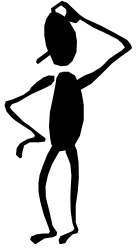
TABLE 16.3 Relationship Between K_{sp} and Molar Solubility (s)

Compound	K_{sp} Expression	Cation	Anion	Relation Between K_{sp} and s
AgCl	$[Ag^+][Cl^-]$	s	s	$K_{sp} = s^2; s = (K_{sp})^{\frac{1}{2}}$
BaSO ₄	$[Ba^{2+}][SO_4^{2-}]$	s	s	$K_{sp} = s^2; s = (K_{sp})^{\frac{1}{2}}$
Ag ₂ CO ₃	$[Ag^+]^2[CO_3^{2-}]$	$2s$	s	$K_{sp} = 4s^3; s = a \frac{K_{sp}^{\frac{1}{3}}}{4} b$
PbF ₂	$[Pb^{2+}][F^-]^2$	s	$2s$	$K_{sp} = 4s^3; s = a \frac{K_{sp}^{\frac{1}{3}}}{4} b$
Al(OH) ₃	$[Al^{3+}][OH^-]^3$	s	$3s$	$K_{sp} = 27s^4; s = a \frac{K_{sp}^{\frac{1}{4}}}{27} b$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$[Ca^{2+}]^3[PO_4^{3-}]^2$	$3s$	$2s$	$K_{sp} = 108s^5; s = a \frac{K_{sp}^{\frac{1}{5}}}{108} b$

الأيون المشترك والذوبانية



وجود الأيون المشترك يقلل من ذوبانية الملح (عملية الطرد الملحي)



أحسب الذوبانية المولارية AgBr (a) في الماء النقي (b) بإضافة 0.0010 M من NaBr ؟



$$K_{sp} = 7.7 \times 10^{-13}$$

$$s^2 = K_{sp}$$

$$s = 8.8 \times 10^{-7}$$



$$[\text{Br}^-] = 0.0010 \text{ M}$$



$$[\text{Ag}^+] = s$$

$$[\text{Br}^-] = 0.0010 + s \approx 0.0010$$

$$K_{sp} = 0.0010 \times s$$

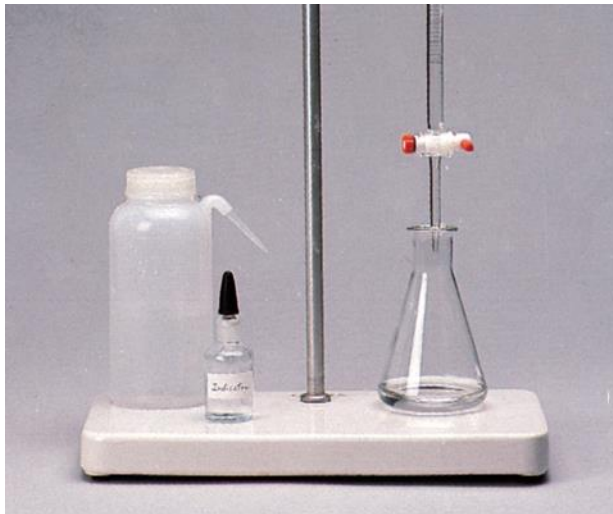
$$s = 7.7 \times 10^{-10}$$

معايرة الأحماض والقلويات (القواعد) Acid-base (alkali) titration

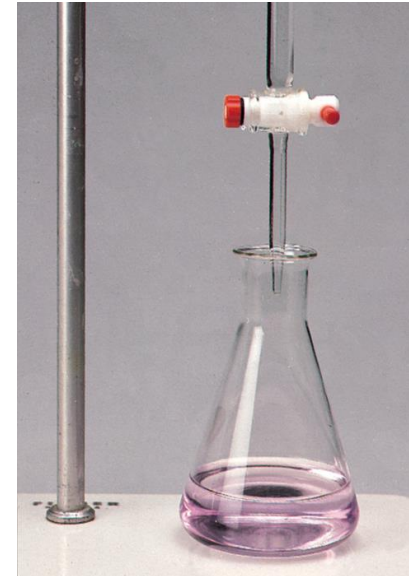
تسمى عملية إضافة حجم معين من حمض (أو قاعدة) معلوم التركيز إلى حجم معين من قاعدة (أو حمض) مجهولة التركيز حتى الوصول إلى تمام التعادل وتكوين ملح وماء بعملية المعايرة titration

نقطة التكافؤ أو التعادل - النقطة التي يكتمل عندها التفاعل

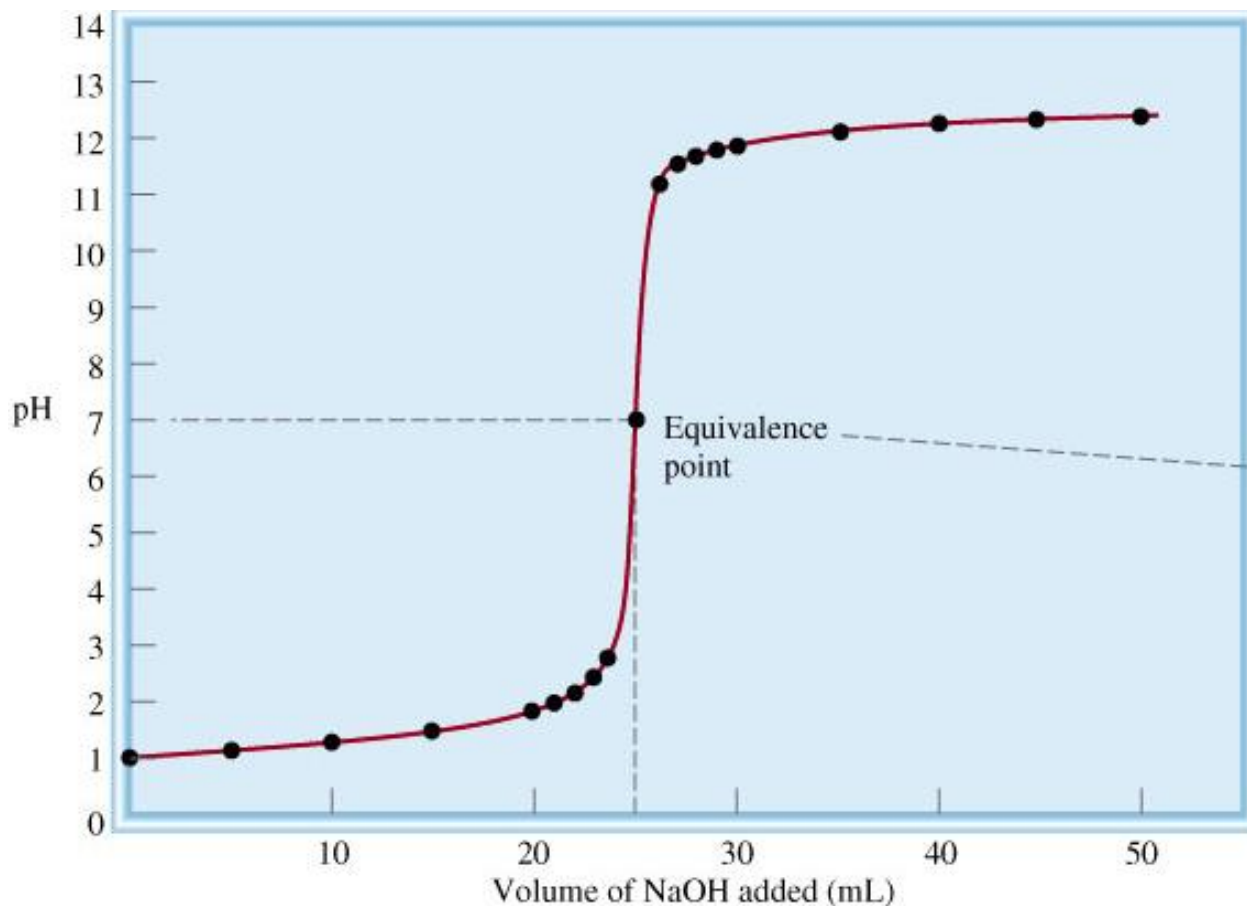
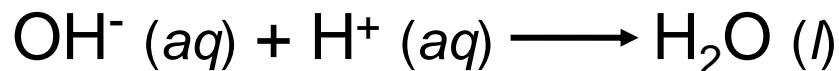
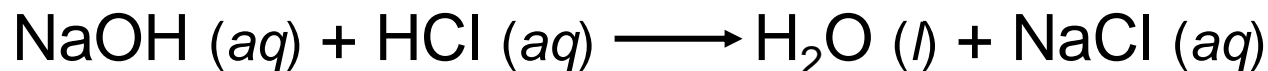
الدليل - مادة تتغير لونها عند (أو بالقرب) نقطة التعادل



أضف القاعدة ببطء
إلى الحمض مجهول التركيز
حتى
يتغير
لون الدليل
(وردي)



معايرة حمض قوي - قاعدة قوية

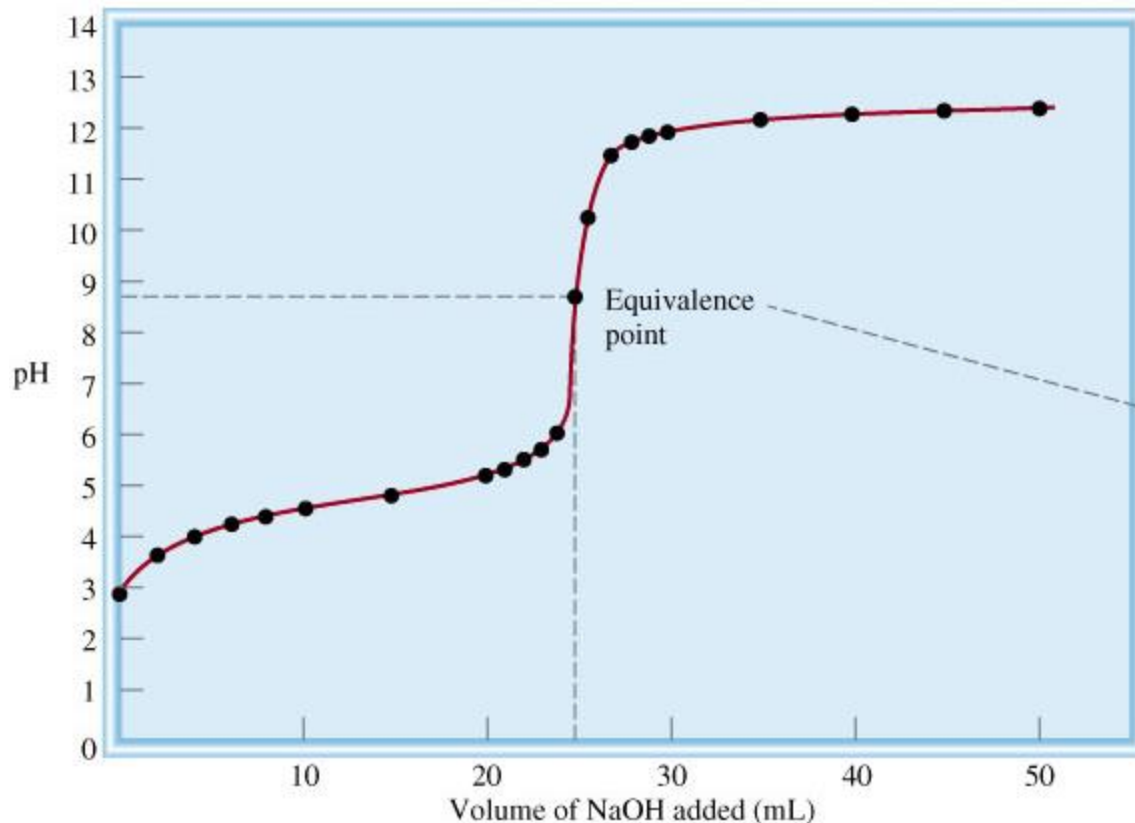
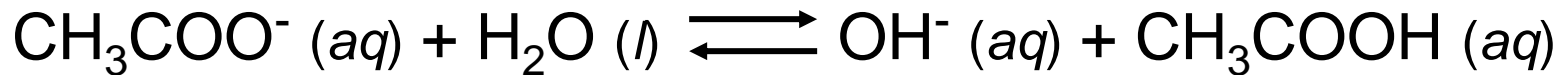


Volume NaOH added (mL)	pH
0.0	1.00
5.0	1.18
10.0	1.37
15.0	1.60
20.0	1.95
22.0	2.20
24.0	2.69
25.0	7.00
26.0	11.29
28.0	11.75
30.0	11.96
35.0	12.22
40.0	12.36
45.0	12.46
50.0	12.52

معايرة حمض ضعيف – قاعدة قوية

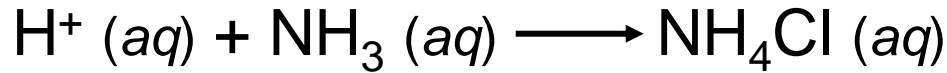
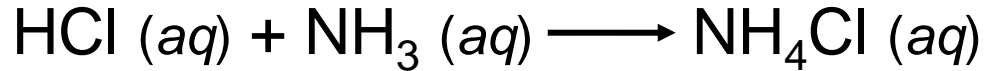


At equivalence point ($\text{pH} > 7$):

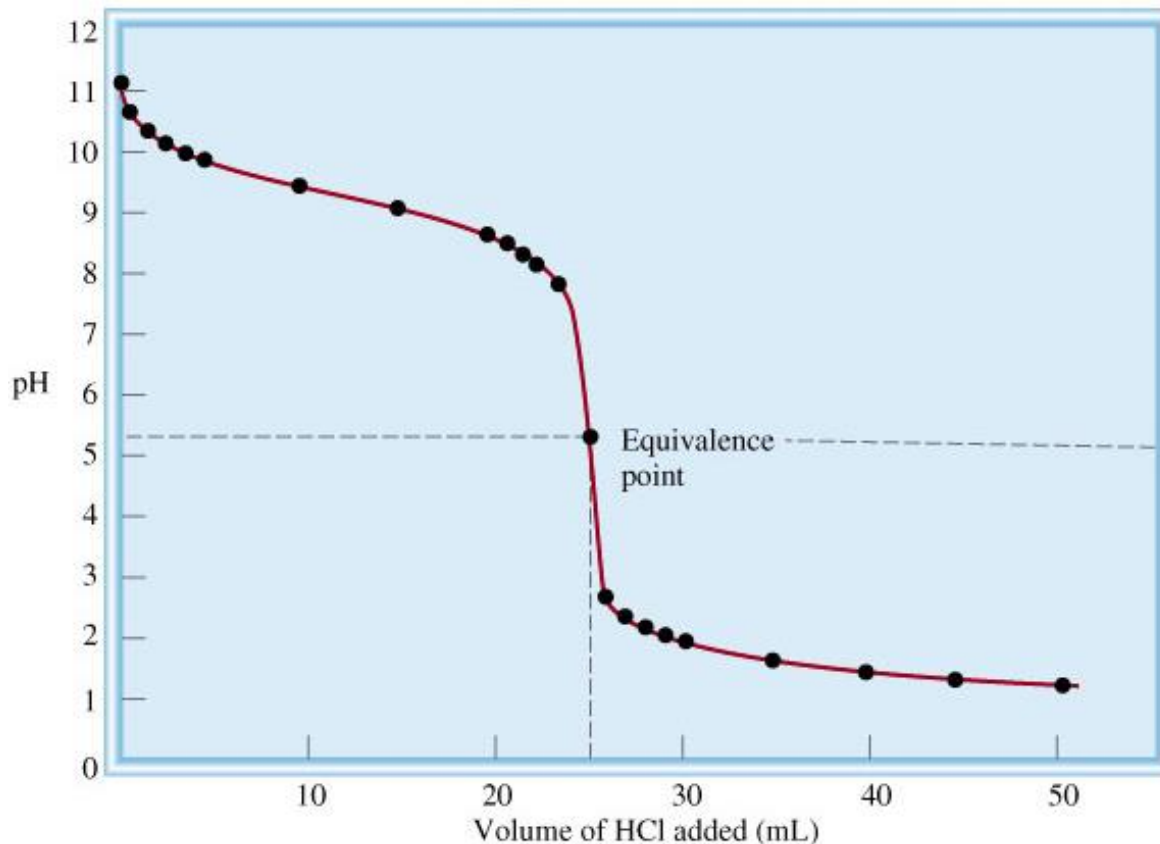
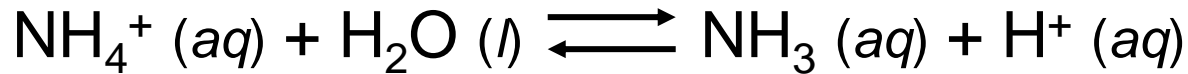


Volume NaOH added (mL)	pH
0.0	2.87
5.0	4.14
10.0	4.57
15.0	4.92
20.0	5.35
22.0	5.61
24.0	6.12
25.0	8.72
26.0	10.29
28.0	11.75
30.0	11.96
35.0	12.22
40.0	12.36
45.0	12.46
50.0	12.52

معايرة حمض قوي - قاعدة ضعيفة



At equivalence point ($\text{pH} < 7$):



Volume HCl added (mL)	pH
0.0	11.13
5.0	9.86
10.0	9.44
15.0	9.08
20.0	8.66
22.0	8.39
24.0	7.88
25.0	5.28
26.0	2.70
28.0	2.22
30.0	2.00
35.0	1.70
40.0	1.52
45.0	1.40
50.0	1.30

Acid-Base Indicators كواشف الأحماض والقواعد



$$\frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} \geq 10 \quad \text{لون الحمض غير المتأين}$$

$$\frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} \leq 10 \quad \text{لون الحمض المتأين}$$

كواشف الأحماض والقواعد هي عبارة عن مواد عضوية يمكن اعتبارها أحماض ضعيفة ولها لونان، لون للكاشف غير المتأين ولون للكاشف بعد فقد أيون الهيدروجين

TABLE 16.1 Some Common Acid-Base Indicators

Indicator	Color		pH Range*
	In Acid	In Base	
Thymol blue	Red	Yellow	1.2–2.8
Bromophenol blue	Yellow	Bluish purple	3.0–4.6
Methyl orange	Orange	Yellow	3.1–4.4
Methyl red	Red	Yellow	4.2–6.3
Chlorophenol blue	Yellow	Red	4.8–6.4
Bromothymol blue	Yellow	Blue	6.0–7.6
Cresol red	Yellow	Red	7.2–8.8
Phenolphthalein	Colorless	Reddish pink	8.3–10.0

*The pH range is defined as the range over which the indicator changes from the acid color to the base color.