

ملخص الوحدة 04: تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن

في حالة $(\tau_f < 1 \Leftrightarrow x_f < x_{max})$:

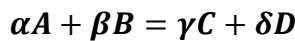
- ✓ الحمض المنحل في الماء حمض ضعيف والتفاعل غير تام.
- ✓ الأساس المنحل في الماء أساس ضعيف والتفاعل غير تام.

مفهوم حالة التوازن:

نقول عن جملة كيميائية أنها في حالة توازن عندما تصبح كمية مادة المتفاعلات والنواتج ثابتة خلال تحول كيميائي.

كسر التفاعل Q_r :

ليكن التحول الكيميائي المنمذج بالمعادلة التالية:



يعرف كسر التفاعل Q_r بالعلاقة التالية: $Q_r = \frac{[C]^\gamma [D]^\delta}{[A]^\alpha [B]^\beta}$

ملاحظة:

✓ الأجسام الصلبة، الغازات غير المنحلة، الماء (إذا كان حالاً) كلها لا تظهر في عبارة Q_r .

✓ تراكيز الأنواع الكيميائية في كسر التفاعل مقدر بـ $mol.l^{-1}$.

✓ إن كسر التفاعل Q_r المرفق بمعادلة هذا التفاعل يعرف بالنسبة لحالة كيفية للجملة الكيميائية، سواء كانت في حالة توازن أو خارجها.

ثابت التوازن K :

هو كسر التفاعل في الحالة النهائية (توازن الجملة)

$$K = Q_{rf}$$

ملاحظة:

✓ ثابت التوازن K مقدار ثابت لا يتغير بالدرجة الحرارة.

✓ في التفاعلات التامة يكون ثابت التوازن $K > 10^4$.

العلاقة بين K و τ_f : يتم استخراج العلاقة بهذا الشكل:

$$k = \frac{\tau_f^2 \cdot C}{1 - \tau_f}$$

(في حالة انحلال حمض أو أساس ضعيف في الماء)

اتجاه تطور جملة كيميائية: يتعلق اتجاه تطور جملة كيميائية بكسر التفاعل الابتدائي Q_{ri} حيث:

✓ $Q_{ri} = K$: الجملة في حالة توازن.

✓ $Q_{ri} < K$: تتطور الجملة في الاتجاه المباشر.

✓ $Q_{ri} > K$: تتطور الجملة في الاتجاه غير المباشر.

ثابت الحموضة Ka للثنائية (أساس/حمض):

عند انحلال حمض أو أساس في الماء فإن ثابت الحموضة Ka

للثنائية (أساس/حمض) يعطى بالعلاقة:

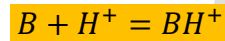
الأساس والحمض حسب برونستد:

الحمض: هو كل فرد كيميائي (جزء أو شاردة) قادر على فقد بروتون H^+ خلال تحول كيميائي.



الثنائية (أساس/حمض) هي: (HA/A^-) .

الأساس: هو كل فرد كيميائي (جزء أو شاردة) قادر على تثبيت بروتون H^+ خلال تحول كيميائي.



الثنائية (أساس/حمض) هي: (BH^+/B) .

pH (potentiel Hydrogène) محلول مائي ممدد:

pH محلول مائي ممدد يعرّف بالعلاقة:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} mol.l^{-1}$$

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

pH المحاليل المائية الممددة: (عند درجة حرارة $25^\circ C$)

المحلول الحمضي:

$$pH < 7 \Leftrightarrow [H_3O^+] > 10^{-7} mol.l^{-1}$$

المحلول المعتدل:

$$pH = 7 \Leftrightarrow [H_3O^+] = 10^{-7} mol.l^{-1}$$

المحلول الأساسي:

$$pH > 7 \Leftrightarrow [H_3O^+] < 10^{-7} mol.l^{-1}$$

الجداء الشاردي للماء:

يعرف الجداء $[H_3O^+][HO^-]$ بالجداء الشاردي للماء (عند درجة حرارة $25^\circ C$)، ويرمز له بالرمز K_e حيث:

$$K_e = [H_3O^+][HO^-] = 10^{-14}$$

التقدم النهائي x_f والتقدم الأعظمي x_{max} والنسبة النهائية τ_f :

التقدم النهائي x_f : هو تقدم التفاعل عند توقف تطور الجملة الكيميائية.

التقدم الأعظمي x_{max} : هو تقدم التفاعل عند اختفاء المتفاعل المحد (أو كل المتفاعلات).

النسبة τ_f : هي النسبة بين التقدم النهائي x_f والتقدم الأعظمي

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}}$$

في حالة $(\tau_f = 1 \Leftrightarrow x_f = x_{max})$:

✓ الحمض المنحل في الماء حمض قويّ والتفاعل تام.

✓ الأساس المنحل في الماء أساس قويّ والتفاعل تام.

مجالات الصفة الغالبة:

لا صفة غالبية: $pH = pKa$

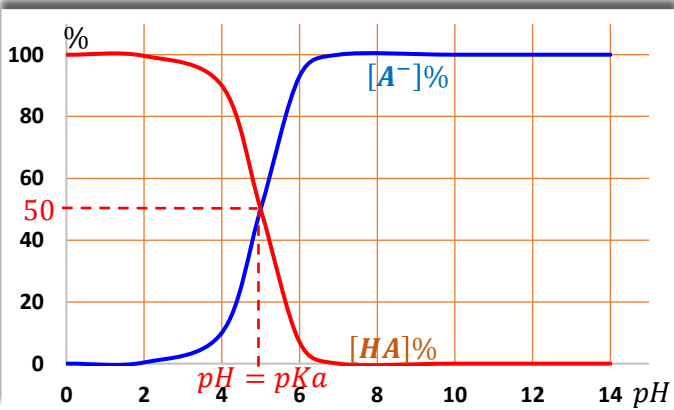
$$[HA]\% = [A^-]\% = 50\%$$

الصفة الغالبة هي الصفة الأساسية: $pH > pKa$

$$[A^-]\% > [HA]\%$$

الصفة الغالبة هي الصفة الحمضية: $pH < pKa$

$$[A^-]\% < [HA]\%$$



مخطط توزيع الصفة الغالبة

المعايرة الـ pH مترية:

الكاشف الملون:

يتميز بثنائية (HIn/In^-).

لون الصفة HIn يختلف على لون الصفة In^- .

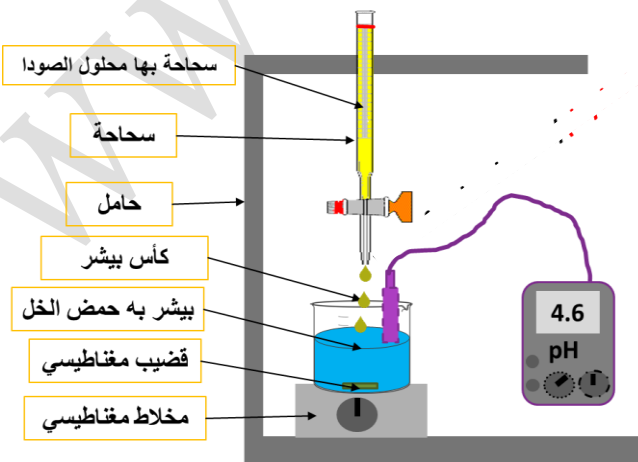
أفضل كاشف ملون للمعايرة هو الذي مجال تغيره اللوني يشمل نقطة التكافؤ.

أمثلة عن الكواشف الملونة:

الكاشف أزرق بروموتيمول: $6,2 \leq pH \leq 7,6$

الكاشف الهليلاتين: $3,1 \leq pH \leq 4,4$

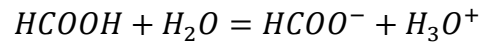
الكاشف فينول فتالين: $8,2 \leq pH \leq 10$



التركيب التجريبي للمعايرة الـ pH مترية

$$Ka = \frac{[H_3O^+]_f [A^-]_f}{[HA]_f}$$

مثال: ليكن التفاعل التالي:



$$Ka = \frac{[HCOO^-]_f [H_3O^+]_f}{[HCOOH]_f} = K$$

العلاقة بين Ka و Ke ، K : $Ka = \frac{Ke}{K}$

ملاحظة:

هذه العلاقة صحيحة فقط بالنسبة لانحلال أساس ضعيف في الماء.

الثابت pKa للثنائية (أساس/حمض):

يعرف الـ pKa بالعلاقة:

$$Ka = 10^{-pKa} \Leftrightarrow pKa = -\log Ka$$

العلاقة بين pH و pKa :

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

كلما كان Ka أكبر \uparrow (pKa أصغر \downarrow) يكون الحمض أقوى.

كلما كان Ka أصغر \downarrow (pKa أكبر \uparrow) يكون الأساس أقوى.

ملاحظة:

بالنسبة للثنائية (H_3O^+/H_2O): $Ka = 1 \Rightarrow pKa = 0$

بالنسبة للثنائية (H_2O/OH^-):

$$Ka = 10^{-14} \Rightarrow pKa = 14$$

مجالات تغلب الصفة الحمضية أو الأساسية للثنائية (أساس/حمض):

إذا كان $pH = pKa$ يكون $[A^-]_f = [HA]_f$ هذا يعني لا توجد صفة غالبية.

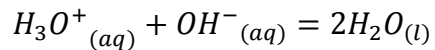
إذا كان $pH > pKa$ يكون $[A^-]_f > [HA]_f$ هذا يعني أن الصفة الأساسية هي السائدة.

إذا كان $pH < pKa$ يكون $[A^-]_f < [HA]_f$ هذا يعني أن الصفة الحمضية هي السائدة.

معايرة حمض قوي بأساس قوي:

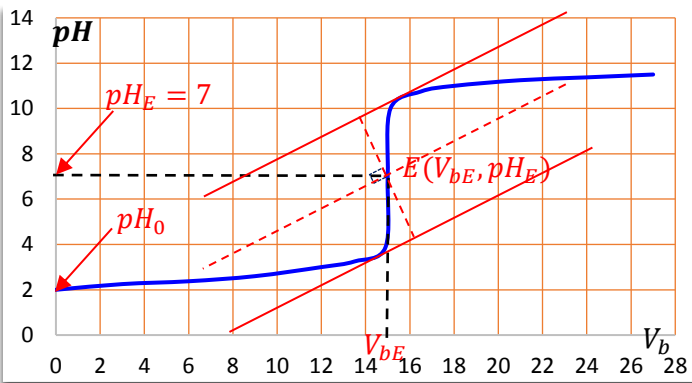
مثال: معايرة (H_3O^+, Cl^-) بـ (Na^+, OH^-) .

معادلة تفاعل المعايرة:



التركيز المولي للحمض: $C_a = 10^{-pH_0}$

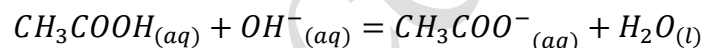
نقطة التكافؤ E: $C_a V_a = C_b V_{bE}$



معايرة حمض ضعيف بأساس قوي:

مثال: معايرة (CH_3COOH) بـ (Na^+, OH^-) .

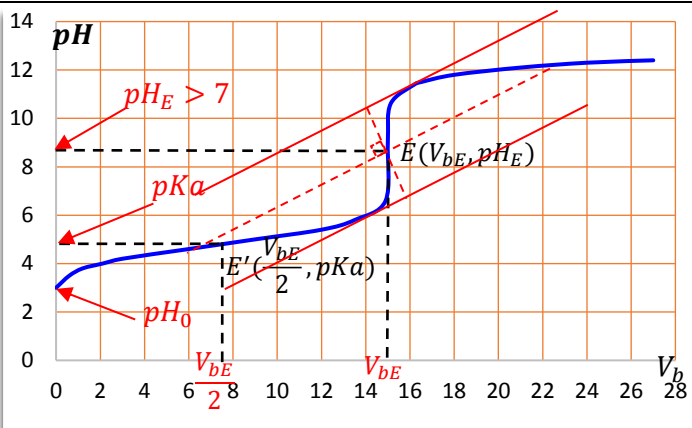
معادلة تفاعل المعايرة:



التركيز المولي للحمض: $C_a \neq 10^{-pH_0}$

نقطة التكافؤ E: $C_a V_a = C_b V_{bE}$

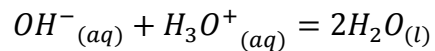
نقطة نصف التكافؤ E': $pH = pKa$: $(\frac{V_{bE}}{2})$



معايرة أساس قوي بحمض قوي:

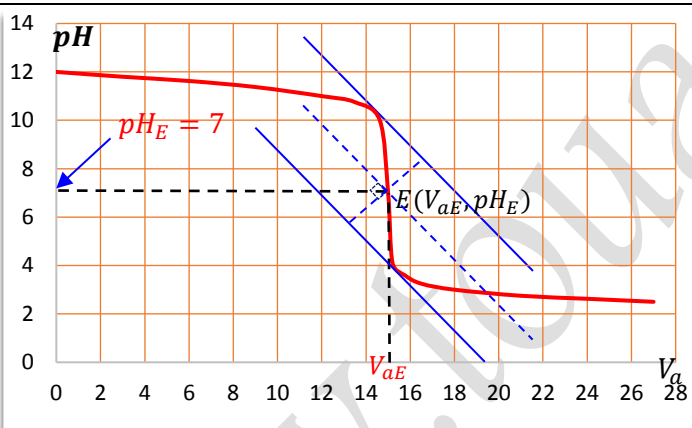
مثال: معايرة (Na^+, OH^-) بـ (H_3O^+, Cl^-) .

معادلة تفاعل المعايرة:



التركيز المولي للأساس: $C_b = 10^{pH_0-14}$

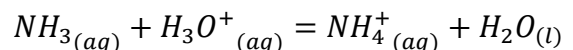
نقطة التكافؤ E: $C_a V_{aE} = C_b V_b$



معايرة أساس ضعيف بحمض قوي:

مثال: معايرة (NH_3) بـ (H_3O^+, Cl^-) .

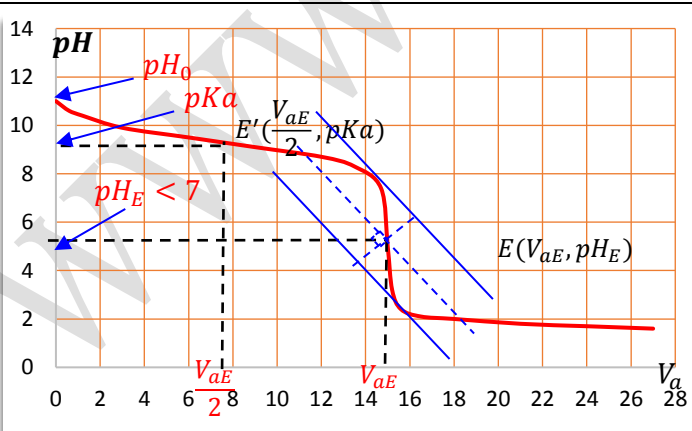
معادلة تفاعل المعايرة:



التركيز المولي للأساس: $C_b \neq 10^{pH_0-14}$

نقطة التكافؤ E: $C_a V_{aE} = C_b V_b$

نقطة نصف التكافؤ E': $pH = pKa$: $(\frac{V_{bE}}{2})$



ملاحظة: يتم حساب تراكيز الأفراد الكيميائية عند أي نقطة بالاعتماد على جدول التقدم للتفاعل.

مجموعة من المفاهيم والأسئلة النظرية الممكن طرحها في البكالوريا

1- كيف يمكن وضع مسبار الـ pH متر حتى يغمر بشكل ملائم في البيشر؟ ولماذا؟

☞ نضع المسبار بشكل عمودي (شاقولي) لكي يكون مغموس بشكل متجانس في المحلول وذلك لتحقيق قياس أفضل وتجنب اتلافه من طرف المخلاط المغناطيسي.

2- بين كيف يتم تحقيق قياس pH محلول؟

1. نغسل المسبار بشكل جيد بالماء المقطر.

2. نعاير جهاز الـ pH بمحاليله الخاصة.

3. نستعمل جهاز الرج المغناطيسي لرج المحلول.

4. نغمس المسبار بشكل شاقولي في المحلول المراد قياسه ثم ننتظر استقرار القيمة المشار إليها.

5. عند اجراء قياسات لمحاليل مختلفة يجب تنظيف المسبار بالماء المقطر قبل كل قياس.

3- عرّف المعايرة.

☞ عملية تحديد مقادير لأنواع كيميائية في مركبات مختلفة.

4- ماذا نقصد بمعايرة نوع كيميائي في محلول؟

☞ نقصد بها تحديد تركيز هذا النوع الكيميائي في هذا المحلول في حجم معلوم.

5- ما هي الخصائص الأساسية لتفاعل المعايرة؟

☞ سريع، تام ووحيد.

6- عرّف نقطة التكافؤ.

☞ هي النقطة التي تحقق فيها المتفاعلات الشروط الستوكيومترية.

7- عرّف نقطة نصف التكافؤ.

☞ هي النقطة الموافقة لعدم تغلب صفة على أخرى بحيث:

$$pH\left(\frac{V_E}{2}\right) = pK_a [Acide] = [Base]$$

8- هل هناك طرق أخرى لمعايرة نوع كيميائي؟

☞ معايرة لونية، معايرة بقياس الناقلية والمعايرة الـ pH مترية.

9- هل تؤثر عملية التمديد على نقطة التكافؤ؟

☞ عملية التمديد لا تؤثر على نقطة التكافؤ لأن كمية المادة محفوظة.

10- أي المعيارتين أدق المعايرة الـ pH مترية أم المعايرة اللونية؟ علّل.

☞ المعايرة الـ pH مترية أدق من المعايرة اللونية لأن هذه الأخيرة تعتمد على التغير اللوني للكاشف الذي يصعب تحديده.