- تعريف الحمض: هو كل فرد كيميائي بإمكانه فقد بروتون H^+ أو أكثر خلال تحول كيميائي

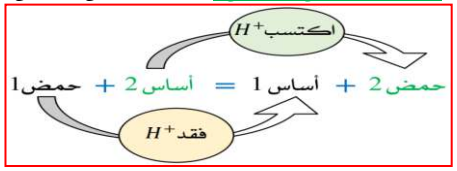
ويكتب : $AH = A^- + H^+$

- تعريف الأساس: هو كل فرد كيميائي بإمكانه اكتساب بروتون H^+ أو أكثر خلال تحول كيميائي

ويكتب : $B + H^+ = BH^+$ أو $A^- + H^+ = AH$

- الثنائية (أساس/حمض): لكل حمض أساس مرافق له و العكس ونكتب الثنائية على الشكل (أساس / حمض) ,حسب المعادلات السابقة الثنائيات هي : $(AH\ /A^-)$ و (BH^+/B)

- التفاعل حمض - أساس: التفاعل حمض - أساس هو تفاعل يحدث فيه انتقال بروتون أو أكثر من الحمض للثنائية الأولى (أساس 1 / حمض 1) إلى أساس الثنائية الثانية (أساس 2 / حمض 2) بحيث كل البروتونات التي يتخلى عنها الحمض يأخذها الأساس



الحمض القوي	يكون انحلاله في الماء كليا (تفاعل تام).	$[H_3O^+]_f = C_0$
الحمض الضعيف	يكون انحلاله في الماء جزئيا (تفاعل غير تام أو محدود).	$[H_3O^+]_f < C_0$
الأساس القوي	يكون انحلاله في الماء كليا (تفاعل تام).	$[OH^-]_f = C_0$
الأساس الضعيف	يكون انحلاله في الماء جزئيا (تفاعل غير تام أو محدود).	$[OH^-]_f < C_0$

- نسبة التقدم النهائي τ_f: تعطى بالعلاقة:

نسبة التقدم النهائي	تفاعل حمض مع الماء	تفاعل أساس مع الماء
$\tau_f = \frac{X_f}{X_{max}}$	$\tau_f = \frac{[H_3O^+]_f}{C}$	$\tau_f = \frac{[OH^-]_f}{C}$

- ✓ التفاعل التام $\tau_f = 1$ // $\{\tau_f = 100\%\}$
- ✓ التفاعل الغير التام (محدود) $\tau_f < 1$ // $\{\tau_f < 100\%\}$
- ✓ τ_f تتعلق بالحالة الابتدائية للجملة (كمية المادة الابتدائية للمتفاعلات)

- PH المحلول المائي والجداء الشاردي للماء:

PH المحاليل المائية	K_e الجداء الشاردي للماء (في المحاليل المائية)
	- ينفكك الماء ذاتيا وفق المعادلة التالية : $2H_2O \longrightarrow H_3O^+ + OH^-$
- يعطى : $[H_3O^+] = 10^{-PH}$	- يعطى : $K_e = [H_3O^+][OH^-] = 10^{-PKe}$
- يعطى : $PH = -\log [H_3O^+]$	- يعطى : $PK_e = -\log K_e$
- يتزايد الـ PH كلما تناقص $[H_3O^+]$ والعكس صحيح.	- في درجة حرارة 25°C يعطى : $K_e = 10^{-14}$ و $PK_e = 14$
- من أجل قياس PH محلول يمكن استعمال جهاز قياس الـPH متر (إذا تطلب القياس دقة) أو ورق الـ PH أو كاشف ملون (إذا كان القياس لا يتطلب دقة).	

- كسر التفاعل Qr: من أجل التفاعل ذي المعادلة $aA + bB = cC + dD$ نعرف كسر التفاعل Q_r :

$$Q_r = \frac{[C]^c.[D]^d}{[A]^a.[B]^b}$$

- ✓ في حالة وجود الماء في النواتج أو المتفاعلات فإنه $[H_2O] = 1$
- ✓ في حالة وجود مادة صلبة في النواتج أو المتفاعلات فإنه يعبر عن تركيزه ب 1
- ✓ في حالة التفاعل العكسي $\gamma C + \delta D = \alpha A + \beta B$ فإن كسر تفاعله Q'_r هو $Q'_r = \frac{1}{Q_r}$

- ثابت التوازن K: عندما تبلغ الجملة الكيميائية حالة توازنها النهائي يكون كسر التفاعل غير مرتبط بالتركيب الابتدائي للجملة فيؤول كسر التفاعل إلى قيمة **K** ثابت التوازن النهائي. $K = Q_{rf} = \frac{[C]^{\gamma}{}_f.[D]^{\delta}{}_f}{[A]^{\alpha}{}_f.[B]^{\beta}{}_f}$

- ✓ ثابت التوازن مقدار يتعلق بدرجة الحرارة فقط ولا يتعلق بالحالة الابتدائية للجملة.
- ✓ إذا كان ثابت التوازن $K > 10^4$ فإن التفاعل تام.
- ✓ العلاقة بين τ_f و K : $K = \frac{\tau_f^2}{1-\tau_f}.C$

- ثابت الحموضة Ka: للتمييز بين الأحماض الضعيفة فيما بينها والتمييز بين الأسس الضعيفة فيما بينها نعرف مقدارا كيميائيا ندعوه ثابت الحموضة : $K_a = \frac{[H_3O^+]_f.[\text{الأساس}]_f}{[\text{الحمض}]_f} = \frac{[H_3O^+]_f.[A^-]_f}{[AH]_f}$

- ✓ نعرف pK_a للثنائية (AH/A^-) كما يلي:

$$K_a = 10^{-pKa} \Leftrightarrow pKa = -LogK_a$$

Negadi Noor El Houda

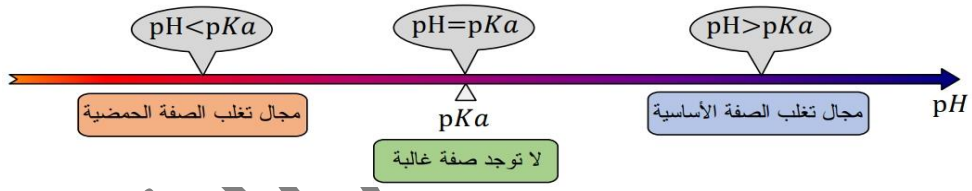
الأستاذة: نقالة نور الهدى

ملخص الوحدة 04 :تطور جملة كيميائية نحو حالة توازن

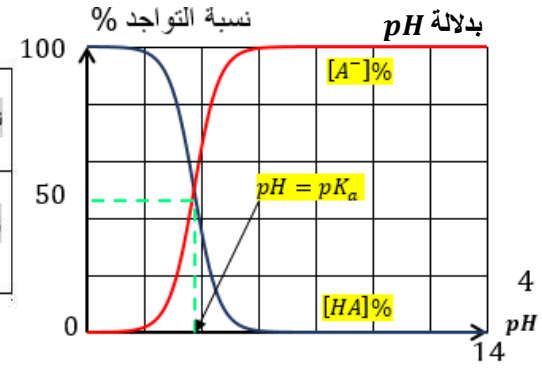
التحضير الجيد لبكالوريا 2021 ^_^

العلاقة بين PH وPKa :

$$pH = PKa + log\frac{[A^-]_f}{[AH]_f}$$



مخطط توزيع الصفة الغالبة: مخطط يمثل النسبة المئوية للصفة الحمضية والصفة الأساسية

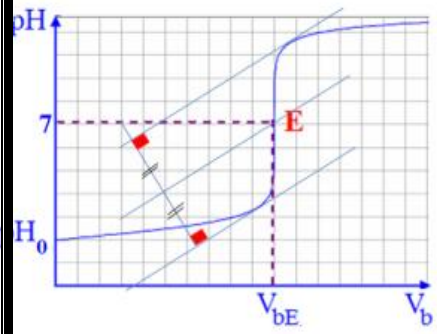


$\%\text{الأساس} = \frac{[\text{أساس}]_f}{[\text{الحمض}]_f + [\text{أساس}]_f} \times 100$	نسبة الأساس في المحلول
$\%\text{الحمض} = \frac{[\text{الحمض}]_f}{[\text{الحمض}]_f + [\text{أساس}]_f} \times 100$	نسبة الحمض في المحلول

الكاشف الملون: يتميز بثنائية $(HIn\ /In^-)$ (أساس/حمض)

❖ المعايرة PHمترية:

المعايرة: هي عملية كيميائية تحدث بين الأنواع الكيميائية، الهدف منها تحديد تركيز مجهول، توجد عدة أنواع من المعايرة منها معايرة الأحماض والأسس



معايرة حمض قوي باساس قوي:

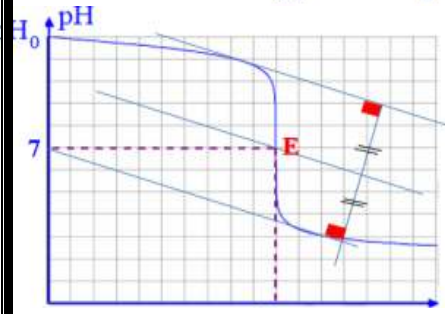
معايرة حمض كلور الماء بهيدروكسيد الصوديوم وفق المعادلة:

$$(H_3O^+, Cl^-) + (Na^+.OH^-) \longrightarrow 2H_2O + (Na^+.Cl^-)$$

التركيز المولي للحمض: $C_a = 10^{-PH_0}$

عند التكافؤ E: $C_a V_a = C_b V_{Be}$

$$[Cl^-] = \frac{C_a V_a}{V_a + V_{bE}} \quad ، \quad [Na^+] = \frac{C_b V_{bE}}{V_a + V_{bE}}$$



معايرة اساس قوي بحمض قوي:

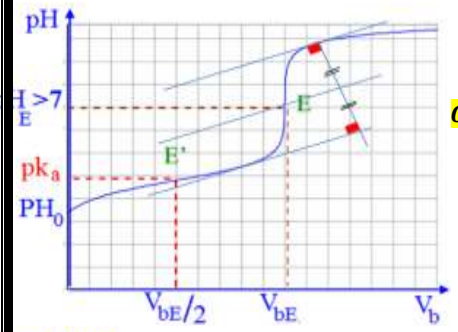
معايرة هيدروكسيد الصوديوم بحمض كلور الماء وفق المعادلة:

$$(H_3O^+, Cl^-) + (Na^+.OH^-) \longrightarrow 2H_2O + (Na^+.Cl^-)$$

التركيز المولي للاساس: $C_b = 10^{PH_0 - 14}$

عند التكافؤ E: $C_a V_{aE} = C_b V_b$

$$[Cl^-] = \frac{C_a V_{aE}}{V_{aE} + V_b} \quad ، \quad [Na^+] = \frac{C_b V_b}{V_{aE} + V_b}$$



معايرة حمض ضعيف بأساس قوي:

معايرة حمض الايتانويك بهيدروكسيد الصوديوم وفق المعادلة:

$$CH_3COOH + (Na^+ + OH^-) \rightarrow (CH_3COO^- + Na^+) + H_2O$$

عند التكافؤ E: $C_a V_a = C_b V_{Be}$

عند نصف التكافؤ: $PH = PKa$

$$[CH_3COOH] = [CH_3COO^-]$$

معايرة أساس ضعيف بحمض قوي:

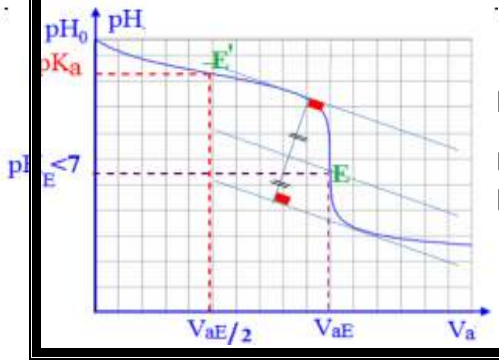
معايرة النشادر بحمض كلو الماء وفق المعادلة:

$$NH_3 + (H_3O^+, Cl^-) \rightarrow (NH_4^+ + Cl^-) + H_2O$$

عند التكافؤ E: $C_a V_{aE} = C_b V_b$

عند نصف التكافؤ: $PH = PKa$

$$[NH_3] = [NH_4^+]$$



Negadi Houcine