

PH المحلول المائي والجداء الشاردي للماء:

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

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

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

✓ 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.

$$K = Q_{rf} = \frac{[C]^{\gamma_f} \cdot [D]^{\delta_f}}{[A]^{\alpha_f} \cdot [B]^{\beta_f}}$$

✓ ثابت التوازن مقدار يتعلق بدرجة الحرارة فقط ولا يتعلق بالحالة الابتدائية للجملة.

✓ إذا كان ثابت التوازن $K > 10^4$ فإن التفاعل تام.

✓ العلاقة بين K و τ_f : $K = \frac{\tau_f^2}{1 - \tau_f} \cdot C$

✓ ثابت الحموضة K_a : للتمييز بين الأحماض الضعيفة فيما بينها والتمييز بين الأسس الضعيفة فيما بينها نعرف

$$K_a = \frac{[H_3O^+]_f \cdot [A^-]_f}{[AH]_f} = \frac{[H_3O^+]_f \cdot [أساس]_f}{[الحمض]_f}$$

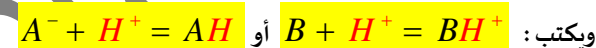
✓ نعرف pK_a للثنائية (AH/H^-) كما يلي:

$$K_a = 10^{-pK_a} \Leftrightarrow pK_a = -\log K_a$$

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



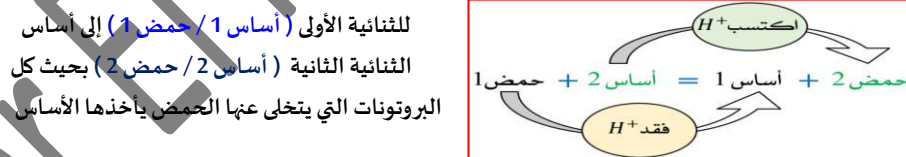
✓ تعريف الأساس: هو كل فرد كيميائي بإمكانها اكتساب بروتون H^+ أو أكثر خلال تحول كيميائي



✓ الثنائية (أساس/حمض): لكل حمض أساس مرافق له والعكس ونكتب الثنائية على

الشكل (أساس / حمض). حسب المعادلات السابقة الثنائيات هي: (BH^+ / B) و (AH / A^-)

✓ التفاعل حمض - أساس: التفاعل حمض - أساس هو تفاعل يحدث فيه انتقال بروتون أو أكثر من الحمض



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

ملخص الوحدة 04: تطور جملة كيميائية نحو حالة توازن

الأستاذة: نفاثة نور الهدى

التحضير الجيد لباكوريا 2021

معايرة حمض قوي بإساس قوي:

معايرة حمض كلور الماء بهيدروكسيد الصوديوم وفق المعادلة:



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

عند التكافؤ: $C_a V_a = C_b V_{bE}$

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

معايرة أساس قوي بحمض قوي:

معايرة هيدروكسيد الصوديوم بحمض كلور الماء وفق المعادلة:



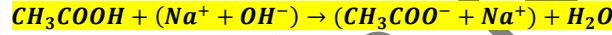
التركيز المولي للأساس: $C_b = 10^{PH_0-14}$

عند التكافؤ: $C_a V_a = C_b V_b$

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

معايرة حمض ضعيف بإساس قوي:

معايرة حمض الايتانويك بهيدروكسيد الصوديوم وفق المعادلة:



عند التكافؤ: $C_a V_a = C_b V_{bE}$

عند نصف التكافؤ: $PH = PK_a$

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

معايرة أساس ضعيف بحمض قوي:

معايرة النشادر بحمض كلو الماء وفق المعادلة:



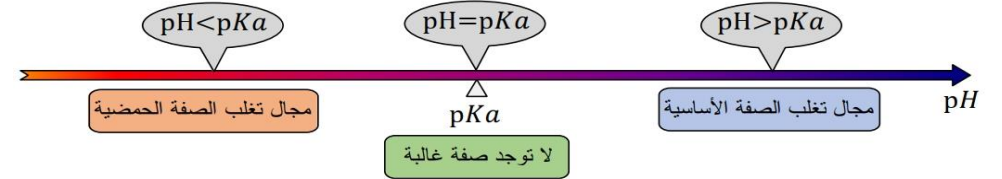
عند التكافؤ: $C_a V_a = C_b V_b$

عند نصف التكافؤ: $PH = PK_a$

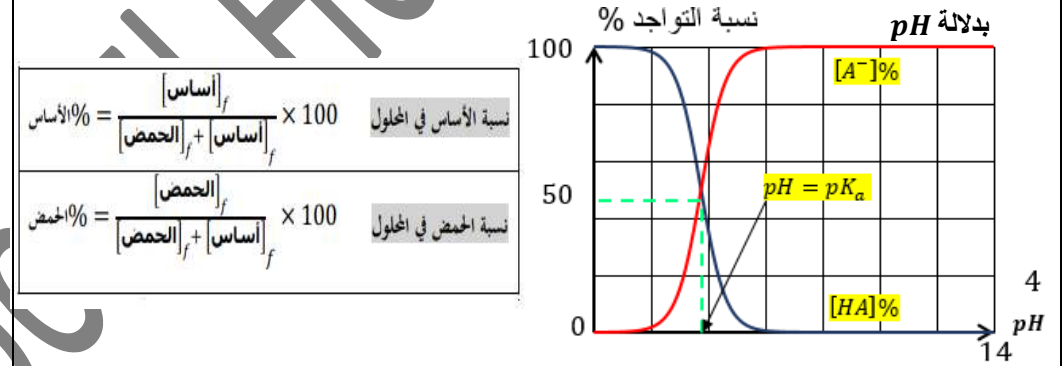
$$[NH_3] = [NH_4^+]$$

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

العلاقة بين PK_a و PH :



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



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



المعايرة PH متربة:

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