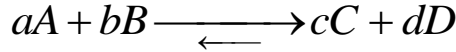


حالة توازن مجموعة كيميائية**4**Etat d'équilibre d'un système chimiqueI - خارج التفاعل :1 - تعريف :

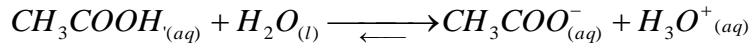
نعتبر التفاعل المحدود و المقرون بالمعادلة التالية :



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

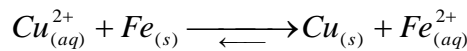
نسمي خارج التفاعل Q_r المقدار المعبر عنه بالعلاقة :حيث مثلا $[C]$ تمثل عدد بدون وحدة يساوي القيمة العددية لتركيز النوع C المعبر عنه بوحدة $mol.l^{-1}$.❖ ملحوظة :- تتدخل في تعبير Q_r تراكيز الأنواع الكيميائية المذابة فقط.- في محلول يلعب الماء دور المذيب حيث $[H_2O] = 1$.- إذا كان جسم صلب X في المجموعة الكيميائية فإن $[X] = 1$

- لا نتطرق للغازات غير المذابة في الماء لأنها تكون طورا غازيا يعبر عنه بالضغط.

2 - حالة وسط متجانس :❖ مثال :

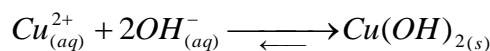
$$Q_r = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

خارج التفاعل :

3 - حالة وسط غير متجانس :❖ مثال 1 : أكسدة فلز الحديد Fe بأيونات النحاس II Cu^{2+} :

$$Q_r = \frac{[Fe^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$$

خارج التفاعل :

❖ مثال 2 : معادلة الترسيب

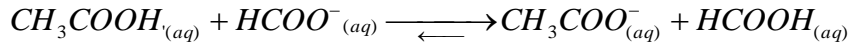
$$Q_r = \frac{1}{[Cu^{2+}][OH^-]^2}$$

❖ مثال :

نعتبر مجموعة مكونة من حمض الميثانويك و أيونات الميثانوات و حمض الإيثانويك و أيونات الإيثانوات .

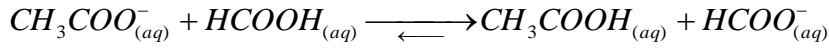
يمكن لهذه المجموعة أن تتطور في منحيين :

- منحى تكون الميثانويك :



$$Q_{r1} = \frac{[CH_3COO^-][HCOOH]}{[CH_3COOH][HCOO^-]}$$

- منحى تكون أيونات الميثانوات :



$$Q_{r2} = \frac{[CH_3COOH][HCOO^-]}{[CH_3COO^-][HCOOH]}$$

$$Q_{r2} = \frac{1}{Q_{r1}}$$

نلاحظ أن :

✓ بصفة عامة :

- يتعلق خارج التفاعل Q_r بمنحى كتابة المعادلة : $Q_{r2} = \frac{1}{Q_{r1}}$

- يتعلق خارج التفاعل Q_r بتقدم التفاعل x .

❖ تطبيق :

II - حالة التوازن لمجموعة الكيمائية :

1 - تذكير : قياس الموصلية :

تميز الموصلية $G = \frac{1}{R}$ قدرة المحلول الإلكتروليتي على توصيل التيار الكهربائي و تتعلق بموصلية المحلول σ : $G = \sigma \cdot \frac{S}{l}$

S : مساحة صفيحة الخلية ب m^2 .

l : المسافة بين صفيحتي الخلية ب m .

σ : الموصلية ب $S.m^{-1}$

G : الموصلية ب S (سيمنس)

$$\sigma = k.G$$

حيث k تسمى ثابتة الخلية ب m^{-1}

بالنسبة لمحلول إلكتروليتي مخفف يحتوي على أيونات X_i تراكيزها المولية $[X_i]$ نعبّر عن موصلية المحلول بالعلاقة :

$$\sigma = \sum_i^n \lambda_{X_i} \cdot [X_i]$$

مع λ_{X_i} : الموصلية المولية الأيونية للأيون : ب $S.m^2.mol^{-1}$

2 - خارج التفاعل في حالة التوازن :

عند حالة التوازن نرسم لخارج التفاعل ب $Q_{r, \acute{e}q}$ و تقدم التفاعل النهائي ب $x_{\acute{e}q}$ حيث : $x_f = x_{\acute{e}q}$

يمكن تحديد قيمة خارج التفاعل عند التوازن ب $Q_{r, \acute{e}q}$ انطلاقا من قياس الموصلية G أو الموصلية σ أو pH وذلك بالتعبير عن $Q_{r, \acute{e}q}$ بدلالة التراكيز أو تقدم التفاعل $x_{\acute{e}q}$.

❖ مثال :

ندرس التفاعل بين محولين لحمض الإيثانويك ذات تركيزين مختلفين والماء عند درجة حرارة ثابتة بقياس الموصلية σ .

نعطي : - المحلول (S₁) : $C_1 = 5.10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$ و $\sigma_{\acute{e}q} = 0,372 \text{ mS.cm}^{-1}$

- المحلول (S₂) : $C_1 = 5.10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$ و $\sigma_{\acute{e}q} = 0,114 \text{ mS.cm}^{-1}$

$\lambda_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = 4,09 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$ و $\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} = 35 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$



ننشئ الجدول الوصفي :

معادلة التفاعل		$\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$			
حالة التفاعل	تقدم التفاعل	كمية المادة ب mol			
الحالة البدئية	0	$C_i V$	وفير	0	0
خلال التفاعل	x	$C_i V - x$	وفير	x	x
الحالة النهائية	$X_{\acute{e}q}$	$C_i V - x_f$	وفير	$X_{\acute{e}q}$	$X_{\acute{e}q}$

$$Q_{r, \acute{e}q} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\acute{e}q} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_{\acute{e}q}}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\acute{e}q}}$$

✓ خارج التفاعل عند التوازن :

$$\sigma_{\acute{e}q} = \lambda_{\text{CH}_3\text{COO}^-} \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-] + \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]$$

لدينا الموصلية عند التوازن :

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\acute{e}q} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\acute{e}q} = \frac{x_{\acute{e}q}}{V}$$

و من خلال الجدول لدينا :

$$\sigma_{\acute{e}q} = \left(\lambda_{\text{CH}_3\text{COO}^-} + \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} \right) \frac{x_{\acute{e}q}}{V}$$

$$x_{\acute{e}q} = \frac{\sigma_{\acute{e}q} \cdot V}{\lambda_{\text{CH}_3\text{COO}^-} + \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+}}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\acute{e}q} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\acute{e}q} = \frac{\sigma_{\acute{e}q}}{\lambda_{\text{CH}_3\text{COO}^-} + \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+}}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\acute{e}q} = C_i - \frac{x_{\acute{e}q}}{V} = C_i - [\text{H}_3\text{O}^+]_{\acute{e}q}$$

✓ بالنسبة للمحلول (S₁) :

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\acute{e}q} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\acute{e}q} = \frac{0,372 \cdot 10^2 \cdot 10^{-3}}{(4,09 + 35) \cdot 10^{-3}} = 9,52 \cdot 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[CH_3COOH]_{1\acute{e}q} = 5.10^{-2} - 9,5.10^{-4} = 4,9.10^{-2} mol.l^{-1}$$

$$Q_{r1,\acute{e}q} = \frac{[CH_3COO^-]_{1\acute{e}q} \cdot [H_3O^+]_{1\acute{e}q}}{[CH_3COOH]_{1\acute{e}q}} = \frac{[H_3O^+]_{1\acute{e}q}^2}{[CH_3COOH]_{1\acute{e}q}} = \frac{(9,52.10^{-4})^2}{4,9.10^{-2}}$$

$$Q_{r1,\acute{e}q} = 1,8.10^{-5}$$

✓ بالنسبة للمحلول (S₂) :

$$[CH_3COO^-]_{2\acute{e}q} = [H_3O^+]_{2\acute{e}q} = \frac{0,114.10^2.10^{-3}}{(4,09 + 35).10^{-3}} = 2,92.10^{-4} mol.l^{-1}$$

$$[CH_3COOH]_{2\acute{e}q} = 5.10^{-3} - 2,92.10^{-4} = 4,7.10^{-3} mol.l^{-1}$$

$$Q_{r2,\acute{e}q} = \frac{[CH_3COO^-]_{2\acute{e}q} \cdot [H_3O^+]_{2\acute{e}q}}{[CH_3COOH]_{2\acute{e}q}} = \frac{[H_3O^+]_{2\acute{e}q}^2}{[CH_3COOH]_{2\acute{e}q}} = \frac{(2,92.10^{-4})^2}{4,7.10^{-3}}$$

$$Q_{r2,\acute{e}q} = 1,8.10^{-5}$$

$$Q_{r1,\acute{e}q} = Q_{r2,\acute{e}q}$$

نلاحظ أن :

❖ **صفة عامة :**

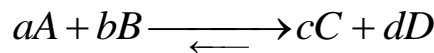
لا تتعلق قيمة خارج التفاعل عند حالة التوازن $Q_{r,\acute{e}q}$ بالحالة البدئية للمجموعة الكيميائية (التركيز البدئي).

3 - ثابتة التوازن المقرونة بتفاعل كيميائي :

نقرن بكل معادلة تفاعل ثابتة تسمى ثابتة التوازن K .

في حالة التوازن يأخذ خارج التفاعل $Q_{r,\acute{e}q}$ قيمة ثابتة التوازن K

$$Q_{r,\acute{e}q} = K$$



$$K = Q_{r,\acute{e}q} = \frac{[C]_{\acute{e}q}^c \cdot [D]_{\acute{e}q}^d}{[A]_{\acute{e}q}^a \cdot [B]_{\acute{e}q}^b}$$

ثابتة التوازن :

❖ **صفة عامة :**

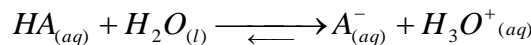
- تتعلق ثابتة التوازن التوازن K بطبيعة المتفاعلات (نوع المتفاعلات).

- تتعلق ثابتة التوازن التوازن K بدرجة الحرارة.

III - العوامل المؤثرة على نسبة التقدم النهائي τ لتفاعل كيميائي :

1 - تأثير ثابتة التوازن K :

بالنسبة لتفاعل حمض مع الماء :



$$\tau = \frac{x_f}{x_{\max}} = \frac{x_{\acute{e}q}}{x_{\max}}$$

لدينا نسبة التقدم :

- يمكن حساب التقدم الأقصى من خلال الجدول : $x_{\max} = C.V$

- يمكن حساب التقدم النهائي من خلال الجدول : $x_{\text{éq}} = \frac{\sigma_{\text{éq}} \cdot V}{\lambda_{A^-} + \lambda_{H_3O^+}}$

بالنسبة لمحاليل أحماض مختلفة ذات التركيز نفسه نلاحظ اختلاف قيمة τ من تفاعل لآخر, وبما أن ثابتة التوازن تميز معادلة تفاعل الحمض مع الماء فإن قيمة نسبة التقدم النهائي للتفاعل τ تتغير مع ثابتة التوازن K .

البنزويك	الميثانويك	الإيثانويك	محلول حمض
5.10^{-2}	5.10^{-2}	5.10^{-2}	تركيز ب $mol.l^{-1}$
$6,4.10^{-5}$	$1,8.10^{-4}$	$1,8.10^{-5}$	ثابتة التوازن K
3 %	6 %	2 %	τ

❖ بصفة عامة :

تتعلق نسبة التقدم النهائي للتفاعل بثابتة التوازن K الموافق لمعادلة التفاعل :

2 - تأثير الحالة البدئية للمجموعة الكيميائية :

يمكن حساب نسبة التقدم النهائي لتفاعل حمض الإيثانويك مع الماء بالنسبة لتركيز بدئية مختلفة :

$$\tau = \frac{x_{\text{éq}}}{x_{\max}} = \frac{[H_3O^+]_{\text{éq}}}{C_i}$$

5.10^{-4}	5.10^{-3}	5.10^{-2}	التركيز البدئي $C_i (mol.l^{-1})$
17 %	6 %	2 %	τ

نلاحظ أن نسبة التقدم النهائي للتفاعل تتغير حسب التركيز البدئي للحمض حيث تزداد نسبة التقدم النهائي كلما قل التركيز أي زيادة تفكك الحمض في الماء.

❖ بصفة عامة :

تتعلق نسبة التقدم النهائي τ بالحالة البدئية للمجموعة الكيميائية (التركيز البدئي).

المعجم العلمي

État d'équilibre

حالة التوازن

Quotient de réaction

خارج التفاعل

Base conjugué

Constante d'équilibre

ثابتو التوازن

Electrolyte