

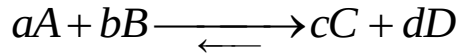
حالة توازن مجموعة كيميائية

Etat d'équilibre d'un système chimique

I - خارج التفاعل :

1 - تعريف :

نعتبر التفاعل المحدود و المقرون بالمعادلة التالية :



نسمي خارج التفاعل Q_r المقدار المعبر عنه بالعلاقة :

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

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.

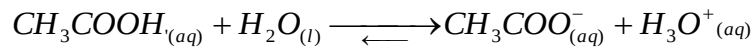
- في محلول يلعب الماء دور المذيب حيث $[H_2O] = 1$.

- إذا كان جسم صلب X في المجموعة الكيميائية فإن $[X] = 1$

- لا نتطرق للغازات غير المذابة في الماء لأنها تكون طوراً غازياً يعبر عنه بالضغط.

2 - حالة وسط متجانس :

❖ مثال :

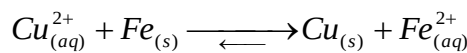


$$Q_r = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

خارج التفاعل :

3 - حالة وسط غير متجانس :

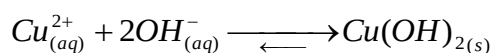
❖ مثال 1 : أكسدة فلز الحديد Fe بأيونات النحاس II Cu^{2+} :



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

خارج التفاعل :

❖ مثال 2 : معادلة الترسيب

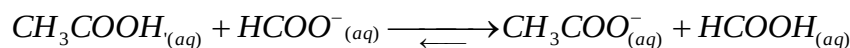


$$Q_r = \frac{1}{[Cu^{2+}][OH^-]^2}$$

❖ مثال :

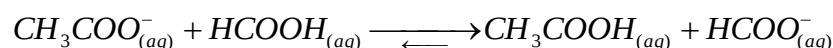
سوق أربعاء الغرب

الأستاذ : خالد المكاوي
نعتبر مجموعة مكونة من حمض الميثانويك و أيونات الميثانوات و حمض الإيثانويك و أيونات الإيثانوات .
يمكن لهذه المجموعة أن تتطور في منحنيين :
• 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 الكيميائية :

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 فى حالة التوازن :

سوق أربعاء الغرب

الفيزياء و الكيمياء 2 bac

الأستاذ : خالد المكاوي

$$X_f = X_{eq}$$

عند حالة التوازن نرمز لخارج التفاعل ب $Q_{r,eq}$ و تقدم التفاعل النهائي ب X_{eq} حيث :

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

❖ مثال :

ندرس التفاعل بين محلولين 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 $\sigma_{eq} = 0,372 \text{ mS.cm}^{-1}$

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

$$\lambda_{CH_3COO^-} = 4,09 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1} \text{ و } \lambda_{H_3O^+} = 35 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$$



ننشئ الجدول الوصفي :

معادلة التفاعل		$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$			
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_{eq}	$C_i V - x_f$	وفير	X_{eq}	X_{eq}

$$Q_{r,eq} = \frac{[CH_3COO^-]_{eq} \cdot [H_3O^+]_{eq}}{[CH_3COOH]_{eq}}$$

✓ خارج التفاعل عند التوازن :

$$\sigma_{eq} = \lambda_{CH_3COO^-} \cdot [CH_3COO^-] + \lambda_{H_3O^+} \cdot [H_3O^+]$$

لدينا الموصلية عند التوازن :

$$[CH_3COO^-]_{eq} = [H_3O^+]_{eq} = \frac{X_{eq}}{V}$$

و من خلال الجدول لدينا :

$$\sigma_{eq} = (\lambda_{CH_3COO^-} + \lambda_{H_3O^+}) \frac{X_{eq}}{V}$$

$$X_{eq} = \frac{\sigma_{eq} \cdot V}{\lambda_{CH_3COO^-} + \lambda_{H_3O^+}}$$

$$[CH_3COO^-]_{eq} = [H_3O^+]_{eq} = \frac{\sigma_{eq}}{\lambda_{CH_3COO^-} + \lambda_{H_3O^+}}$$

$$[CH_3COOH]_{eq} = C_i - \frac{X_{eq}}{V} = C_i - [H_3O^+]_{eq}$$

✓ بالنسبة للمحلول (S₁) :

$$[CH_3COO^-]_{1eq} = [H_3O^+]_{1eq} = \frac{0,372 \cdot 10^2 \cdot 10^{-3}}{(4,09 + 35) \cdot 10^{-3}} = 9,52 \cdot 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1}$$

الأستاذ : خالد المكاوي

سوق أربعاء الغرب

الفيزياء و الكيمياء 2 bac

$$[CH_3COOH]_{1\text{éq}} = 5.10^{-2} - 9.5.10^{-4} = 4.9.10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$Q_{r1,\text{éq}} = \frac{[CH_3COO^-]_{1\text{éq}} \cdot [H_3O^+]_{1\text{éq}}}{[CH_3COOH]_{1\text{éq}}} = \frac{[H_3O^+]_{1\text{éq}}^2}{[CH_3COOH]_{1\text{éq}}} = \frac{(9.52.10^{-4})^2}{4.9.10^{-2}}$$

$$Q_{r1,\text{éq}} = 1.8.10^{-5}$$

✓ بالنسبة للمحلول (S₂) :

$$[CH_3COO^-]_{2\text{éq}} = [H_3O^+]_{2\text{éq}} = \frac{0.114.10^2.10^{-3}}{(4.09 + 35).10^{-3}} = 2.92.10^{-4} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[CH_3COOH]_{2\text{éq}} = 5.10^{-3} - 2.92.10^{-4} = 4.7.10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$Q_{r2,\text{éq}} = \frac{[CH_3COO^-]_{2\text{éq}} \cdot [H_3O^+]_{2\text{éq}}}{[CH_3COOH]_{2\text{éq}}} = \frac{[H_3O^+]_{2\text{éq}}^2}{[CH_3COOH]_{2\text{éq}}} = \frac{(2.92.10^{-4})^2}{4.7.10^{-3}}$$

$$Q_{r2,\text{éq}} = 1.8.10^{-5}$$

$$Q_{r1,\text{éq}} = Q_{r2,\text{éq}}$$

نلاحظ أن :

❖ بصفة عامة :

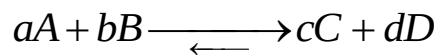
لا تتعلق قيمة خارج التفاعل عند حالة التوازن $Q_{r,\text{éq}}$ بالحالة البدئية للمجموعة الكيميائية (التركيز البدئي).

3 - ثابتة التوازن المقرونة بتفاعل كيميائي :

نقرن بكل معادلة تفاعل ثابتة تسمى ثابتة التوازن K .

$$Q_{r,\text{éq}} = K$$

في حالة التوازن يأخذ خارج التفاعل $Q_{r,\text{éq}}$ قيمة ثابتة التوازن K



$$K = Q_{r,\text{éq}} = \frac{[C]_{\text{éq}}^c \cdot [D]_{\text{éq}}^d}{[A]_{\text{éq}}^a \cdot [B]_{\text{éq}}^d}$$

ثابتة التوازن :

❖ بصفة عامة :

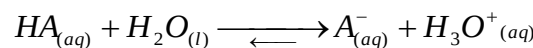
- تتعلق ثابتة التوازن التوازن K بطبيعة المتفاعلات (نوع المتفاعلات).

- 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 :



$$\tau = \frac{X_f}{X_{\max}} = \frac{X_{\text{éq}}}{X_{\max}}$$

لدينا نسبة التقدم :

سوق أربعاء الغرب

الفيزياء و الكيمياء 2 bac

الأستاذ : خالد المكاوي

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

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

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 .

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

❖ 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 :

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

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

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

Base conjugué

حالة التوازن

Quotient de réaction

Constante d'équilibre

Electrolyte

خارج التفاعل

ثابتو التوازن