

حالة توازن مجموعة كيميائية

التوجيهات المتعلقة بالدرس:

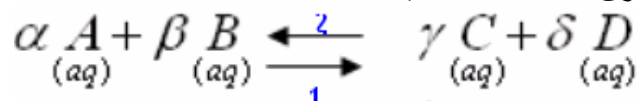
حالة توازن مجموعة كيميائية:

- خارج التفاعل Q_r : التعبير الحرفي بدلالة التراكيز المولية للأنواع المذابة بالنسبة لحالة معينة للمجموعة.
- تعميم على مختلف الحالات: محلول مائي متجانس أو غير متجانس (وجود أجسام صلبة).
- تحديد قيمة خارج التفاعل في حالة توازن مجموعة، التي يرمز لها بـ Q_{req} .
- ثابتة التوازن K المقرونة بمعادلة تفاعل معين، عند درجة حرارة معينة.
- تأثير الحالة البدئية لمجموعة على نسبة التقدم النهائي لتفاعل.

I مفهوم خارج التفاعل Q_r :

(1) تعريف:

نعتبر التحول الكيميائي، الذي نقرن به المعادلة التالية:



$\alpha, \beta, \gamma, \delta$ المعاملات التناسبية.

خارج هذا التفاعل Q_r تعطيه العلاقة التالية: $Q_r = \frac{[C]^\gamma \cdot [D]^\delta}{[A]^\alpha \cdot [B]^\beta}$ وهو مقدار بدون وحدة .

يمثل التعبير $[X]$ في هذه العلاقة التركيز المولي الفعلي للنوع الكيميائي X ، ووحدته mol / ℓ .

(2) الإصطلاح:

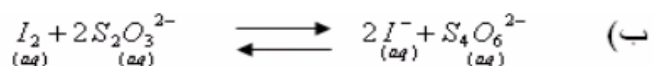
في تعبير خارج التفاعل Q_r لا نعتبر سوى الأنواع الكيميائية المذابة في المحلول المائي، فلا يظهر **المذيب** (الماء) أو **الأجسام الصلبة** في كتابة تعبير خارج التفاعل، حتى وإن كانت ظاهرة في المعادلة الحاصلة للتفاعل.

(3) أمثلة توضيحية:

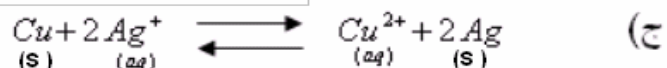
لنعت تعبير خارج التفاعل المقرون بالتفاعل في المنحى (1) بالنسبة لكل من التحولات التالية:



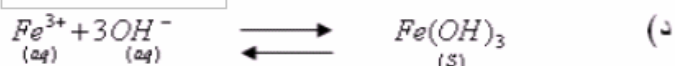
$$Q_r = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$



$$Q_r = \frac{[\text{I}^-]^2 \cdot [\text{S}_4\text{O}_6^{2-}]}{[\text{I}_2] \cdot [\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]^2}$$



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

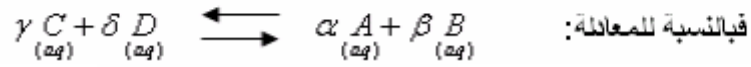


$$Q_r = \frac{1}{[\text{Fe}^{3+}][\text{OH}^-]^3}$$



$$Q_r = \frac{1}{[Ca^{2+}]^3 [PO_4^{3-}]^2}$$

ملحوظة: إن خارج التفاعل Q_r مقرون بمعادلة التفاعل مكتوبة في منحنى معين .
إذا كتبنا المعادلة السابقة في المنحنى المعاكس ،خارج تفاعلها يكون هو مقابل السابق .



فبالنسبة للمعادلة:

$$Q_r' = \frac{[A]^\alpha [B]^\beta}{[C]^\gamma [D]^\delta} = \frac{1}{Q_r}$$

II خارج التفاعل عند التوازن :

(1) تعريف:

خارج التفاعل عند لتوازن ،يرمز إليه ب: Q_r, eq ، وهو القيمة التي يأخذها خارج لتفاعل عندما يتحقق التوازن.

عند التوازن ،التركيز الفعلية للأنواع الكيميائية تبقى ثابتةويمكن تحديدها بطرق فيزيائية أو كيميائية متعددة ،مثل قياس الموصلية.

(2) تحديد خارج التفاعل عند التوازن بقياس الموصلية:

(أ) الطريقة المعتمدة:

تمكن خلية قياس الموصلية من تحديد **الموصلية** $G = \frac{1}{R}$ ، معبر عنها ب: السيمينس S لمحلول إكتوليتي.(والموصلية G لجزء

محلول إكتوليتي مقطعه S وطوله ℓ يعبر عنه كما يلي: $G = \sigma \cdot \frac{S}{\ell}$ - σ يسمى **موصلية** المحلول

ووحدها $S.m^{-1}$. وبذلك تمكن الخلية من معرفة موصلية المحلول.

ومن جهة أخرى نعلم أن الموصلية σ مرتبطة بالتركيز الفعلية للأنواع الأيونية M^+ و X^- المتواجدة في المحلول بالعلاقة:

$$\sigma = \lambda_{M^+} \cdot [M^+]_{(aq)} + \lambda_{X^-} \cdot [X^-]_{(aq)}$$

$$\sigma = (\lambda_{M^+} + \lambda_{X^-}) c \quad \text{فإن:} \quad c = [M^+] = [X^-]$$

حيث λ_{M^+} و λ_{X^-} **الموصلية المولية الأيونية** ($S.m^2 / mol$) لكل من M^+ و X^- . **ووحدة التركيز** c هي mol / m^3
وبعرفة الموصلية و الموصلية المولية الأيونية نتمكن معرفة التراكيز وبذلك يمكن تحديد قيمة معامل التفاعل.

(ب) تطبيق:

نتيجة قياس موصلية محلول مائي لحمض الإيثانويك، ذي تركيز $c = 5 \times 10^{-2} mol / \ell$ ، عند درجة الحرارة $25^\circ C$ ، بواسطة خلية قياس الموصلية ، هي : $\sigma = 343 \mu S.cm^{-1}$.

(أ) حدد التراكيز المولية الفعلية للأنواع الكيميائية المذابة في المحلول عندما يتحقق التوازن .

(ب) أوجد قيمة خارج التفاعل Q_r, eq عند التوازن.

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

(أ) جدول التقدم:

معادلة التفاعل					
$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$					
$n(CH_3COOH)$	$n(H_2O)$	$n(CH_3COO^-)$	$n(H_3O^+)$	التقدم	الحالة
n_i	بوفرة	0	0	0	الحالة الابتدائية
$n_i - x$	بوفرة	x	x	x	حالة التحول
$n_i - x_f$	بوفرة	x_f	x_f	x_f	الحالة النهائية

$$[H_3O^+] = [CH_3COO^-] = \frac{x}{V_s}$$

ومنه: $\sigma = (\lambda_{H_3O^+} + \lambda_{CH_3COO^-}) \cdot \frac{x_{eq}}{V_s}$ إذن عند التوازن :

$$[H_3O^+]_{eq} = [CH_3COO^-]_{eq} = \frac{x}{V_s} = \frac{\sigma}{\lambda_{H_3O^+} + \lambda_{CH_3COO^-}} = \frac{343 \times 10^{-6} \times 10^2 \text{ S/m}}{(35 + 4,09) \times 10^{-3} \text{ S.m}^2 / \text{mol}} = 0,877 \text{ mol/m}^3 = 8,77 \times 10^{-4} \text{ mol/l}$$

$$[CH_3COOH]_{eq} = \frac{n_i - x}{V_s} = \frac{n_i}{V_s} - \frac{x}{V_s} = c - [H_3O^+]_{eq} = 5 \times 10^{-2} - 8,77 \times 10^{-4} = 4,9 \times 10^{-2} \text{ mol/l}$$

(ب) خارج التفاعل $Q_{r,eq}$ عند التوازن.

$$Q_{r,eq} = \frac{[CH_3COO^-]_{eq} \times [H_3O^+]_{eq}}{[CH_3COOH]_{eq}} = \frac{[H_3O^+]_{eq}^2}{c - [H_3O^+]_{eq}} = \frac{(8,77 \times 10^{-4})^2}{4,9 \times 10^{-2}} \approx 1,57 \times 10^{-5}$$

III ثابتة التوازن المقرونة بتحول كيميائي:

(1) خارج التفاعل $Q_{r,eq}$ عند درجة حرارة ثابتة.

بينت القياسات أن عند درجة حرارة معينة يكون خارج التفاعل عند التوازن ثابتا أي كانت الحالة البدئية للمجموعة.

(2) تعريف ثابتة التوازن :



$$K = Q_{r,eq} = \frac{[C]_{eq}^\gamma [D]_{eq}^\delta}{[A]_{eq}^\alpha [B]_{eq}^\beta}$$

تكتب كما يلي :

ثابتة التوازن K مقدار بدون وحدة ، وهي لا تتعلق سوى بدرجة الحرارة.
ملحوظة : كما هو الشأن بالنسبة لخارج التفاعل فإن ثابتة التوازن مقرونة بمعادلة التفاعل مكتوبة في منحنى معين.

فمثلا بالنسبة للتوازن : $\gamma C + \delta D \rightleftharpoons \alpha A + \beta B$

$$K' = \frac{1}{K} = \frac{[A]_{eq}^\alpha [B]_{eq}^\beta}{[C]_{eq}^\gamma [D]_{eq}^\delta} \quad \text{لدينا :}$$

VI تأثير كل من الحالة البدئية وثابتة التوازن على نسبة تقدم التفاعل عند التوازن :

(1) تأثير الحالة البدئية :

نعتبر تفاعل حمض الإيثانويك مع الماء ، جدول تقدم التفاعل هو :

$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$				معادلة التفاعل	
$n(CH_3COOH)$	$n(H_2O)$	$n(CH_3COO^-)$	$n(H_3O^+)$	التقدم	الحالة
n_i	بوفرة	0	0	0	الحالة البدئية
$n_i - x$	بوفرة	x	x	x	حالة التحول
$n_i - x_{eq}$	بوفرة	x_{eq}	x_{eq}	x_{eq}	حالة التوازن

نحصل على التقدم الأقصى عند اختفاء المتفاعل المحد كليا ، أي : $n_{i(CH_3COOH)} = x_{max}$

$$\tau = \frac{x_{eq}}{x_{max}} = \frac{x_{eq}}{n_i(CH_3COOH)} = \frac{[H_3O^+]_{eq}}{c} \quad \text{نسبة تقدم التفاعل عند لتوازن هي :}$$

هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

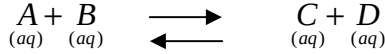
يعطي الجدول التالي بالنسبة لمحلولين مائيين لحمض الإيثانويك تركيزاهما $c_1 = 5 \times 10^{-2} \text{ mol / l}$ و $c_2 = 5 \times 10^{-3} \text{ mol / l}$ ،
البدئيان :

$5,0.10^{-2}$	$5,0.10^{-3}$	$c \text{ (mol.L}^{-1}\text{)}$
$8,9.10^{-4}$	$2,8.10^{-4}$	$[H_3O^+]_{\text{éq}} \text{ (mol.L}^{-1}\text{)}$
1,8 %	5,6 %	τ

الشيء الذي يبين أنه كلما كان المحلول مخففا كلما كانت نسبة التقدم عند التوازن كبيرة .
تتعلق قيمة نسبة تقدم التفاعل عند التوازن بالحالة البدئية للمجموعة ، فكلما كانت التراكيز صغيرة كلما كانت نسبة التقدم عند التوازن كبيرة.

1) تأثير ثابتة التوازن على نسبة التقدم النهائي:

لنبرهن باستعمال مثال بسيط ، نعتبر التفاعل التالي:



$$K = \frac{[C] \times [D]}{[A] \times [B]}$$

ثابتة توازنه تكتب كما يلي:

بحيث المتفاعلات لها نفس التركيز البدئي C (أي $n(A)_0 = n(B)_0$).

جدول تقدم التفاعل يكتب كما يلي :

$\underset{(aq)}{A} + \underset{(aq)}{B} \rightleftharpoons \underset{(aq)}{C} + \underset{(aq)}{D}$				معادلة التفاعل
كميات المادة				الحالة
بالمول				التقدم
$n_0(A)$	$n_0(B)$	0	0	0
$n_0(A) - x_{\text{éq}}$	$n_0(B) - x_{\text{éq}}$	$x_{\text{éq}}$	$x_{\text{éq}}$	$x_{\text{éq}}$

لنعوض هذا الجدول بجدول يتضمن التراكيز عوض كميات المادة.
نلاحظ أولا أن:

$$\tau = \frac{x_{\text{éq}}}{x_{\text{max}}} \Rightarrow x_{\text{éq}} = \tau \cdot x_{\text{max}}$$

$$x_{\text{éq}} = \tau \cdot n(A)_0 \quad \text{إذن:}$$

بقسمة جميع كميات المادة الواردة في الجدول السابق بعد تعويض $x_{\text{éq}}$ على حجم المحلول نحصل على الجدول التالي:

$\underset{(aq)}{A} + \underset{(aq)}{B} \rightleftharpoons \underset{(aq)}{C} + \underset{(aq)}{D}$				معادلة التفاعل
كميات المادة				الحالة
بالمول				التقدم
C	C	0	0	0
$C - \tau \cdot C$	$C - \tau \cdot C$	$\tau \cdot C$	$\tau \cdot C$	$\tau \cdot C$

$$K = \frac{\tau^2}{(1-\tau)^2} \quad \text{تعبير ثابتة التوازن يصبح:}$$

$$\left(\tau = \frac{1}{1 + \frac{1}{\sqrt{K}}} \right) \quad \text{هذا التعبير يبين أن نسبة تقدم التفاعل عند التوازن تتعلق بثابتة التوازن.}$$

كلما كانت ثابتة التوازن كبيرة كلما كانت نسبة التقدم النهائي مرتفعة.