Talamid.ma : هذا الملف تم تحميله من موقع

4

حالة توازن مجموعة كيميائية

Etat d'équilibre d'un système chimique

I – خارج التفاعل :

1 – تعريف :

نعتبر التفاعل المحدود و المقرون بالمعادلة التالية :

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

نسمي خارج التفاعل Q_r المقدار المعبر عنه بالعلاقة : $Q_r = \dfrac{[C]^c.[D]^d}{[A]^a.[B]^b}$

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 طورا غازيا يعبر عنه بالضغط.

2 – حالة وسط متجانس :

❖ مثال :

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

خارج التفاعل : $Q_r = \dfrac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$

3 – حالة وسط غير متجانس :

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

$$Cu^{2+}_{(aq)} + Fe_{(s)} \rightleftharpoons Cu_{(s)} + Fe^{2+}_{(aq)}$$

خارج التفاعل : $Q_r = \dfrac{[Fe^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$

❖ مثال 2 : معادلة الترسب

$$Cu^{2+}_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)} \rightleftharpoons Cu(OH)_{2(s)}$$

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

❖ مثال :

للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

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

يمكن لهذه المحموعة أن تتطور في منحيين :

- منحى تكون الميثانويك :

$$CH_3COOH_{(aq)} + HCOO^-_{(aq)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + HCOOH_{(aq)}$$

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

- منحى تكون أيونات الميثانوات :

$$CH_3COO^-_{(aq)} + HCOOH_{(aq)} \rightleftharpoons CH_3COOH_{(aq)} + HCOO^-_{(aq)}$$

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

نلاحظ أن : $Q_{r2} = \frac{1}{Q_{r1}}$

✓ 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 المواصلة :

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

S : مساحة صفيحة الخلية ب m^2 .

l : المسافة بين صفيحتي الخلية ب m .

σ : الموصلية ب $S.m^{-1}$

G : المواصلة 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 $[X_i]$ نعبر عن موصلية المحلول بالعلاقة :

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

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

2 – خارج التفاعل في حالة التوازن :

للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

عند حالة التوازن نرمز لخارج التفاعل ب $Q_{r,éq}$ و تقدم التفاعل النهائي ب $x_{éq}$ حيث : $x_f = x_{éq}$

يمكن تحديد قيمة خارج التفاعل عند التوازن ب $Q_{r,éq}$ انطلاقا من قياس المواصلة G أو الموصلية σ أو pH و ذلك بالتعبير عن $Q_{r,éq}$ بدلالة التراكيز أو تقدم التفاعل $x_{éq}$.

❖ مثال :

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

نعطي : - المحلول (S_1) : $C_1 = 5.10^{-2}\, mol.l^{-1}$ و $\sigma_{éq} = 0{,}372 mS.cm^{-1}$

- المحلول (S_2) : $C_1 = 5.10^{-3}\, mol.l^{-1}$ و $\sigma_{éq} = 0{,}114 mS.cm^{-1}$

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

معادلة التفاعل : $CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+(aq)$

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_iV	وفير	0	0
خلال التفاعل	x	$C_iV - x$	وفير	x	x
الحالة النهائية	$X_{éq}$	$C_iV - x_f$	وفير	$X_{éq}$	$X_{éq}$

✓ خارج التفاعل عند التوازن : $Q_{r,éq} = \dfrac{[CH_3COO^-]_{éq}.[H_3O^+]_{éq}}{[CH_3COOH]_{éq}}$

لدينا الموصلية عند التوازن : $\sigma_{éq} = \lambda_{CH_3COO^-}.[CH_3COO^-] + \lambda_{H_3O^+}.[H_3O^+]$

و من خلال الجدول لدينا : $[CH_3COO^-]_{éq} = [H_3O^+]_{éq} = \dfrac{x_{éq}}{V}$

$$\sigma_{éq} = \left(\lambda_{CH_3COO^-} + \lambda_{H_3O^+}\right)\frac{x_{éq}}{V}$$

$$\boxed{x_{éq} = \frac{\sigma_{éq}.V}{\lambda_{CH_3COO^-} + \lambda_{H_3O^+}}}$$

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

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

✓ بالنسبة للمحلول (S_1) :

$$[CH_3COO^-]_{1éq} = [H_3O^+]_{1éq} = \frac{0{,}372.10^2.10^{-3}}{(4{,}09+35).10^{-3}} = 9{,}52.10^{-4}\, mol.l^{-1}$$

للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

Talamid.ma : هذا الملف تم تحميله من موقع

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

$$Q_{r1,éq} = \frac{[CH_3COO^-]_{1éq}.[H_3O^+]_{1éq}}{[CH_3COOH]_{1éq}} = \frac{[H_3O^+]^2_{1éq}}{[CH\ COOH]_{1éq}} = \frac{(9{,}52.10^{-4})^2}{4{,}9.10^{-2}}$$

$$Q_{r1,éq} = 1{,}8.10^{-5}$$

✓ بالنسبة للمحلول (S_2) :

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

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

$$Q_{r2,éq} = \frac{[CH_3COO^-]_{2éq}.[H_3O^+]_{2éq}}{[CH_3COOH]_{2éq}} = \frac{[H_3O^+]^2_{2éq}}{[CH\ COOH]_{2éq}} = \frac{(2{,}92.10^{-4})^2}{4{,}7.10^{-3}}$$

$$Q_{r2,éq} = 1{,}8.10^{-5}$$

نلاحظ أن : $Q_{r1,éq} = Q_{r2,éq}$

❖ بصفة عامة :

لا تتعلق قيمة خارج التفاعل عند حالة التوازن $Q_{r,éq}$ 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 $Q_{r,éq}$ قيمة ثابتة التوازن K $Q_{r,éq} = K$

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

ثابتة التوازن :

$$K = Q_{r;éq} = \frac{[C]^c_{éq}.[D]^d_{éq}}{[A]^a_{éq}.[B]^d_{éq}}$$

❖ 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 :

$$HA_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

لدينا نسبة التقدم : $\tau = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{x_{éq}}{x_{max}}$

Talamid.ma : للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع

هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

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

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

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 لتراكيز بدئية مختلفة :

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

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

خارج التفاعل	Quotient de réaction	حالة التوازن	État d'équilibre
ثابتو التوازن	Constante d'équilibre		Base conjugué
	Electrolyte		

للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma