



كلية العلوم

القسم : الكيمياء

السنة : الاولى

المادة : كيمياء عامة ٢

المحاضرة : الثالثة/نظري/

{{ مكتبة A to Z }}

مكتبة A to Z : Facebook Group

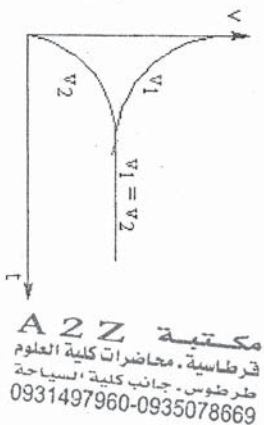
كلية العلوم ، كلية الصيدلة ، الهندسة التقنية

6

يمكنكم طلب المحاضرات برسالة نصية (SMS) أو عبر (What's app-Telegram) على الرقم 0931497960

فإذا مزج مول واحد من الأزوت مع ثلاثة مولات من الهيدروجين، ووضعت الجملة في شروط ملائمة لسير التفاعل، فبعد زمن معين تبين نتائج التحليل أن الجملة لا تحتوي فقط على النشادر (نواتج التفاعل)، وإنما تحتوي أيضاً على الأزوت والهيدروجين. لو استخدمنا الآن في الشروط نفسها النشادر كمادة أولية عوضاً عن مزيج الأزوت والهيدروجين لوجدنا أن قسماً من النشادر يتفكك إلى أزوت وهيدروجين. علماً أن النسبة النهائية بين كميات المواد الثلاث تبقى كما كانت عليه عند البدء بمزيج الأزوت والهيدروجين.

يبين الشكل (3-1) تغير سرع كل من التفاعلين المباشر والعكسي بدلالة الزمن. ففي لحظة البدء عند مزج المواد الأولية تكون سرعة التفاعل المباشر كبيرة (v_1). أما سرعة التفاعل العكسي (v_2) فتكون مساوية للصفر.



الشكل (3-1): تغير سرعة التفاعل المباشر (v_1) والعكسي (v_2) للتفاعل بدلالة الزمن

وعندما يجري التفاعل تستهلك المواد الأولية وتتناقص تركيزها، وهذا يؤدي إلى إنقاص سرعة التفاعل المباشر، وب نفس الوقت تظهر نواتج التفاعل وتزداد تركيزها، ونتيجة لذلك يبدأ بالجريان التفاعل العكسي، الذي تزداد سرعته تدريجياً، وعندما تتساوى سرعة التفاعل المباشر v_1 والعكسي v_2 تصل الجملة إلى حالة تدعى بالتوازن الكيميائي.

يدعى التوازن الكيميائي بالتوازن الديناميكي ذلك لأنه أثناء التوازن يجري كل من التفاعلين المباشر والعكسي، إنما بنفس السرعة، الأمر الذي لا يؤدي إلى تغيرات ملموسة في الجملة.

المحصل الثالث

التوازن الكيميائي

CHEMICAL EQUILIBRIUM

A2Z مكتبة
قرطاسية، محاضرات كلية العلوم
طرطوس، جانب كلية السياحة
0931497960-0935078669

3-1 التفاعلات العكوسة، والتفاعلات العكوسة

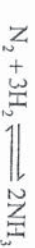
يمكن تقسيم التفاعلات الكيميائية إلى مجموعتين:

أ- تفاعلات لا عكوسة: وهي التفاعلات التي تجري حتى النهاية، أي حتى يتم الاستهلاك التام لإحدى المواد المتفاعلة، وبالتالي فإن التفاعل يجري في اتجاه واحد فقط، ويشير له بسهم واحد يدل على اتجاه سير التفاعل، ومن أمثلة هذه التفاعلات تفاعل التوتياء مع حمض الأزوت المركز:

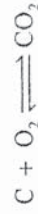


فعند وجود كمية كبيرة من حمض الأزوت، نجد أن التفاعل يتوقف فقط عندما تتحل التوتياء بشكل كامل، عدا عن ذلك فإن إمرار غاز (NO_2) خلال محلول نترات التوتياء لا يؤدي إلى تشكل التوتياء وحمض الأزوت أي لا يستطيع التفاعل أن يجري في الاتجاه المعاكس، لذلك يقال عنه بأنه لا عكوس.

ب- تفاعلات عكوسة: وهي التفاعلات التي لا تجري حتى النهاية، إذ لا يتم الاستهلاك التام لأي من المواد المتفاعلة، وهذا يرتبط بكون التفاعل العكوس يمكنه أن يجري في كلا الاتجاهين المباشر والعكسي، ويشير إليه بسهمين متعاكسين، ومن أمثلة هذه التفاعلات تفاعل تشكل النشادر:



هذا ومن الجدير ذكره أن التوازن الكيميائي لا يحدث إذا كان أحد النواتج غازاً إلا في حيز مغلق، أما إذا كان أحد النواتج على الأقل صلباً فالنوازن مستبعد، لأن المركب الصلب يرسب، وبالتالي يخرج من حيز التفاعل. وعلى هذا فإن قانون ثابت التوازن يطبق على التفاعلات المتجانسة، أما بالنسبة للتفاعلات غير المتجانسة فالأمر يختلف. إذ أن المواد الصلبة لا تدخل تركيزها في القانون لأنه لا يشترك فيها في التفاعل سوى الجزيئات السطحية فيالنسبة لتفاعل احتراق الفحم:



يعطى ثابت التوازن بالشكل:

$$K_c = \frac{[CO_2]}{[O_2]}$$

تطبيق (1): من أجل تفاعل تفكك يود الهيدروجين:



يعطى ثابت التوازن بالشكل:

$$(K_c)_r = \frac{[H_2] \cdot [I_2]}{[HI]^2}$$

تطبيق (2): من أجل تفاعل الكلور مع الهيدروجين:



يكون:

$$(K_c)_r = \frac{[HCl]^2}{[H_2] \cdot [Cl_2]}$$

3-2 أشكال ثابت التوازن

3-2-1 علاقة ثابت التوازن K_c بثابت التوازن بدلالة الضغط K_p

كما قد رأينا في الفقرة السابقة القانون الذي يعطي قيمة ثابت التوازن بدلالة التركيز، ونشير هنا إلى أنه لا يختلف شكل قانون ثابت التوازن بدلالة الضغط عنه بدلالة التركيز، فالضغط يرتبط بالتركيز وفق العلاقة:

هذا ويتصف التوازن الكيميائي بثابت يدعى ثابت التوازن، فمن أجل تفاعل مسن الشكل:



تكتب سرعة التفاعل المباشر بالشكل:

$$v_1 = k_1[A][B]$$

وسرعة التفاعل العكسي:

$$v_2 = k_2[C][D]$$

وفي وضع التوازن تكون سرعة التفاعل المباشر مساوية لسرعة التفاعل العكسي أي

$$v_1 = v_2$$

$$k_1[A][B] = k_2[C][D]$$

أو:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C][D]}{[A][B]}$$

ولما كان k_1 و k_2 ثابت من أجل تفاعل معين فإن النسبة بينهما $K_c = k_1 / k_2$ ثابتة؛ إذ يدعى K_c ثابت التوازن بدلالة التركيز وقيمته ثابتة من أجل درجة حرارة ثابتة.

$$(K_c)_r = \frac{[C][D]}{[A][B]} \quad (1.3)$$

تدعى هذه العلاقة بقانون ثابت التوازن. ومن أجل تفاعل عام له الشكل:



يأخذ ثابت التوازن الشكل التالي:

$$(K_c)_r = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \quad (2.3)$$

ويدعى هذا القانون قانون فعل الكتلة.

وبالتالي فإن العلاقة السابقة تفورل إلى الشكل:

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} \quad (5.3)$$

أو:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

أمثلة:

1. يكتب ثابت التوازن للتفاعل $2\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{N}_2 + 3\text{H}_2$ بالشكل الآتي:

$$K_p = \frac{P_{\text{N}_2} \cdot P_{\text{H}_2}^3}{P_{\text{NH}_3}^2}$$

2. يكتب ثابت التوازن للتفاعل $\text{PCl}_3 + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{PCl}_5$ بالشكل الآتي:

$$K_p = \frac{P_{\text{Cl}_2} \cdot P_{\text{PCl}_3}}{P_{\text{PCl}_5}}$$

مكتبة
A Z Z
قواعدية، معادلات كيميائية
مطبعة - جليل كتيبة، ليبيا
0931497960-0935078669

3-2-2 علاقة ثابت التوازن K_p بالضغط الكلي

إن علاقة الضغط الجزئي بالضغط الكلي هي:

$$P_i = X_i \cdot P_{\text{tot}}$$

إذا يمثل P_i الضغط الجزئي للمكون i ، و X_i الكسر المولي للمكون i ، و P_{tot} الضغط الكلي. إذا أخذنا التفاعل التالي:



فإن الضغوط الجزئية هي:

$$P_A = X_A \cdot P_{\text{tot}}, \quad P_B = X_B \cdot P_{\text{tot}}, \\ P_C = X_C \cdot P_{\text{tot}}, \quad P_D = X_D \cdot P_{\text{tot}}$$

وتصبح علاقة التوازن بدلالة الضغوط بالشكل الآتي:

$$P_i = \frac{n_i}{V} \cdot RT \quad (3.3)$$

لكن:

$$C_i = \frac{n_i}{V} \quad (2.3)$$

وبالتالي:

$$P_i = C_i \cdot RT \Rightarrow C_i = \frac{P_i}{RT}$$

من هنا نجد أن الضغط الجزئي P_i يتناسب طردياً مع التركيز C_i ولذا فمن أجل التفاعل:



فإن تركيز المواد هي التالية:

$$[B] = \frac{P_B}{RT} \quad \text{و} \quad [A] = \frac{P_A}{RT}$$

$$[D] = \frac{P_D}{RT} \quad \text{و} \quad [C] = \frac{P_C}{RT}$$

وبالتعويض في علاقة ثابت التوازن بدلالة التراكيز نجد:

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} = \left(\frac{P_C}{RT} \right)^c \left(\frac{P_D}{RT} \right)^d \left(\frac{P_A}{RT} \right)^{-a} \left(\frac{P_B}{RT} \right)^{-b}$$

$$K_c = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b} (RT)^{(a+b)-(c+d)}$$

والنسبة $P_A^a \cdot P_B^b / P_C^c \cdot P_D^d$ تسمى ثابت التوازن بدلالة الضغوط ويرمز لها K_p ولا يتعلق هذا الثابت إلا بدرجة الحرارة، ويشملوي اللذان عندما يتساوى عدد جزيئات المواد المتفاعلة مع عدد جزيئات المواد الناتجة عن التفاعل، أي:

$$\Delta n = (c+d) - (a+b) = 0$$

3-3 العوامل المؤثرة في التوازن الكيميائي

يمكن أن ينزاح التوازن نتيجة لتأثير أحد العوامل الآتية.

مكتبة A2Z

شرطاسية، محاضرات كلية العلوم

طرابلس، جانب كلية 'السياسة'

0931497960-0935078669

3-3-1 التركيز

لنفرض أن مزيجاً من الهيدروجين وبيود الهيدروجين وأبخرة اليود يوجد في

حالة توازن عند درجة حرارة وضغط ثابتين، ولندخل إلى الجملة كمية إضافية من

الهيدروجين، وفقاً لقانون فعل الكتلة تؤدي زيادة تركيز الهيدروجين إلى زيادة سرعة

التفاعل المباشر أي تفاعل تشكل HI بينما تبقى سرعة التفاعل العكسي

$2HI \rightleftharpoons H_2 + I_2$ دون تغيير، وسيجري التفاعل في الاتجاه المباشر بسرعة أكبر مما

هي عليه في الاتجاه العكسي. وسينخفض نتيجة لذلك تركيز كل من الهيدروجين

وأبخرة اليود مما يؤدي إلى إبطاء التفاعل المباشر، أما تركيز HI فيزداد مما يؤدي إلى

تسريع التفاعل العكسي. وبعد مرور فترة من الزمن سيكون تركيز HI أعلى مما كان

عليه قبل إضافة H_2 أما تركيز I_2 فيصبح أقل من السابق، تسمى عملية تغيير

التركيز الناجمة عن اختلال التراكيز بانزياح أو حركة التفاعل، فإذا ما حصل زيادة

تركيز المواد الواقعة في الطرف الأيمن من المعادلة (وانخفضت طبيعياً في الوقت نفسه

تركيز المواد الواقعة في الطرف الأيسر) يقال إن التوازن ينزاح نحو اليسار أي في

اتجاه التفاعل العكسي.

وفي المثال السابق يكون التوازن وفقاً لما ذكر قد انزاح إلى اليمين وهنا نلاحظ

في التفاعل تلك المادة التي أدى ازدياد تركيزها إلى اختلال التوازن أي ينخفض تركيز

هذه المادة. وهكذا نصل إلى النتيجة التالية: عندما يزداد تركيز مادة من المواد

المشاركة في التفاعل ينزاح التوازن بالاتجاه المؤدي إلى استهلاك هذه المادة، وبالعكس

عندما ينخفض تركيز مادة ما من هذه المواد ينزاح التوازن إلى الاتجاه المؤدي إلى

تكوين هذه المادة.

تطبيق: في وعاء مغلق سعته ليتر واحد يحوي جزئياً غرامياً واحداً من اليود

وجزيئين غراميين من الهيدروجين، وإذا علمت أن ثابت التوازن عند الدرجة $725^\circ C$

هو $0,49 = (K_c)_{725^\circ C}$ احسب تركيز كل من هذه الغازات.

$$K_p = \frac{X_C^c \cdot X_D^d}{X_A^a \cdot X_B^b} \cdot p_{tot}^{(c+d)-(a+b)}$$

لا يتعلق ثابت التوازن بدلالة الضغط بالضغط الكلي داخل وعاء التفاعل عندما

يتساوى عدد جزيئات المواد المتفاعلة مع عدد جزيئات المواد الناتجة، أي عندما يكون:

$$a + b = c + d$$

وباعتبار أن المقدار $X_C^c \cdot X_D^d / X_A^a \cdot X_B^b$ يمثل ثابت التوازن بدلالة الكسر الجزيئي

ونرمز له بـ K_p تتولد العلاقة السابقة إلى الشكل:

$$K_p = K_X \cdot p_{tot}^{dn} \quad (6.3)$$

3-2-3 ثابت التوازن بدلالة عدد المولات

بما أنه يمكن كتابة الكسور المولية للمواد الداخلة في التفاعل والناجمة عنه بدلالة

عدد المولات هذه المواد، فإنه يمكن كتابة عبارة ثابت التوازن بدلالة عدد المولات،

وبشكل عام يعطى الكسر المولي لمادة i بالعلاقة:

$$X_i = \frac{n_i}{\sum n_i}$$

يمثل n_i عدد مولات المادة i، و $\sum n_i$ مجموع عدد مولات المواد الموجودة ضمن

وعاء التفاعل. وعلى هذا الأساس فمن أجل التفاعل المذكور في الفقرات السابقة

فإن ثابت التوازن K_p يعطى بالعلاقة:

$$K_p = \frac{n_C^c \cdot n_D^d}{n_A^a \cdot n_B^b} (n_A + n_B + n_C + n_D)^{(a+b)-(c+d)} p_{tot}^{(c+d)-(a+b)} \quad (7.3)$$

وفي حالة تساوي عدد مولات المواد الداخلة مع عدد مولات المواد الناتجة عن التفاعل

فإن $K_p = K_n$ ، أي أن:

$$K_n = \frac{n_C^c \cdot n_D^d}{n_A^a \cdot n_B^b} = K_p$$

$$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3, -\Delta H$$

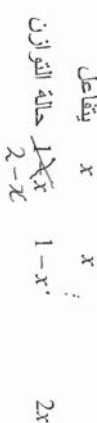
لندرس الآن تأثير الضغط على التفاعل بين NO و O_2 :



في واقع الأمر قبل زيادة الضغط كان التركيز الغازات فيما توازنية $[NO]_{eq}$

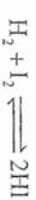
$$v_1 = k_1[\text{O}_2]_{\text{eq}}[\text{NO}]_{\text{eq}}^2, \quad v_2 = k_2[\text{NO}_2]_{\text{eq}}^2$$
$$v'_1 = k_1 2[O_2]_{eq} (2[NO]_{eq})^2 = 8k_1 [O_2]_{eq} [NO]_{eq}^2 = 8v_1$$

$$v_2' = k_2 (2[\text{NO}_2]_{\text{eq}})^2 = 4k_2 [\text{NO}_2]_{\text{eq}}^2 = 4 v_2$$

$$\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$$

$$\frac{(2x)^2}{(2-x)(1-x)} = 0.49$$
$$3,51x^2 + 1,47x + 0,98 = 0$$
$$[\text{H}_2] = 1,64 \text{ mol/L}, [\text{I}_2] = 0,64 \text{ mol/L}, [\text{HI}] = 0,72 \text{ mol/L}$$

من المعلوم أن الضغط يقارب بين جزيئات المادة، ولكن أثره على السوائل أو

∴



83

1- احسب ثابت التوازن K_p .

2- تحت أي ضغط يجب وضع المزيج مع المحافظة على درجة الحرارة كسي تزداد عدد جزيئات NH_3 من 1 mol إلى 1.5 mol.

الحل: 1- يمكن حساب ثابت التوازن بدلالة الكسور المولية من العلاقة:

$$K_p = \frac{X_{NH_3}^2}{X_{N_2} \cdot X_{H_2}^3} \cdot P_{tot}^2$$

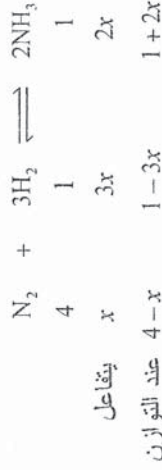
لحساب الكسور المولية للمكونات؛ إذ إن العدد الكلي للجزيئات هو: $4 + 1 + 1 = 6$ mol:

$$X_{H_2} = \frac{4}{6} ; X_{N_2} = \frac{1}{6} ; X_{NH_3} = \frac{1}{6}$$

وبالتعويض في العلاقة السابقة نجد:

$$K_p = \frac{(1/6)^2}{(4/6) \times (1/6)^3 \times (1)^2} = 9 \text{ atm}^{-2}$$

2- كي يزداد عدد جزيئات NH_3 0.5 mol يجب أن ينخفض عدد جزيئات H_2 بقيمة 0.75 mol و N_2 بقيمة 0.25 mol ويمكن استنتاج ذلك.



يصبح عدد الجزيئات الكلية: $5.5 + 3.75 + 0.25 + 1.5 = 11.36$ mol والكسور المولية تساوي:

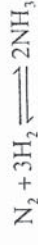
$$X_{H_2} = 3.75/5.5 ; X_{N_2} = 0.25/5.5 ; X_{NH_3} = 1.5/5.5$$

لذا عوضنا في قيمة التوازن:

$$K_p = \frac{X_{NH_3}^2}{X_{N_2} \cdot X_{H_2}^3} \cdot P_{tot}^2 = \frac{(1.5/5.5)^2}{(3.75/5.5)(0.25/5.5)^3} \cdot P_{tot}^2 = 9 \Rightarrow P_{tot} = 11.36 \text{ atm}$$

وهكذا نجد أنه نتيجة لزيادة الضغط تزداد سرعة التفاعل المباشر ثمان مرات بينما تزداد سرعة التفاعل العكسي أربع مرات فقط. عندئذ يختل التوازن فسي الجملة، أي يتفوق التفاعل المباشر على التفاعل العكسي، وبعد فترة من الزمن تتساوى من جديد سرعتا التفاعلين المباشر والعكسي ويحل توازن جديد تزداد عندئذ كمية NO_2 في المزيج، أي أن التوازن ينجح نحو اليمين.

يمكن صياغة تأثير الضغط على التوازن الكيميائي كما يلي: عندما يزداد الضغط (عن طريق ضغط الجملة) ينجح التوازن باتجاه انخفاض عدد جزيئات الغازات أي باتجاه انخفاض الضغط، وعندما ينخفض الضغط ينجح التوازن باتجاه ازدياد عدد جزيئات الغازات أي باتجاه ارتفاع الضغط. كما ويمكننا مناقشة تأثير الضغط على التوازن بطريقة أخرى، لنأخذ المثال الآتي:

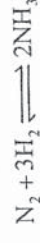


فإن زيادة الضغط سوف تؤدي إلى انزياح التوازن بالاتجاه المباشر، حيث يكون عدد الجزيئات أقل، وتخفيف الضغط سوف يزيج التوازن بالاتجاه العكسي، كما بينا مسبقاً، ولتوضيح ذلك أكثر نأخذ علاقة ثابت التوازن K_p بدلالة الضغط الكلي:

$$K_p = \frac{X_{NH_3}^2}{X_{N_2} \cdot X_{H_2}^3} \cdot P_{tot}^2$$

ف نجد أن قيمة الضغط الكلي المؤثرة على ثابت التوازن في المخرج (المقام)، من الدرجة الثانية، أي أن زيادة الضغط سوف تؤدي إلى نقصان قيمة الكسر، ولكي تزداد قيمة الكسر حتى تساوي ثابت التوازن K_p ، يجب أن تزداد قيمة الصورة (البسط)، أي زيادة عدد مولات NH_3 لذلك ينجح التوازن إلى تشكل هذه المادة. ويمكن بنفس الطريقة معالجة انخفاض الضغط.

مثال: وجد أن تركيب التوازن التالي:



هو 1 mol من H_2 و 1 mol من NH_3 و 4 mol من N_2 عند الضغط 1 atm:

وهذا ما تقتضيه أيضاً شروط الحيز المغلق، حيث تعتبر الطاقة عنصراً من عناصر التوازن.

3-4 مبدأ لوشاتولييه

إن التوازن التي رأيناها في أمثلة انزياح التوازن الكيميائي لبُستت إلاحالات خاصة من مبدأ عام يحدد تأثير مختلف العوامل على الجمل التوازنية، ويعرف هذا المبدأ باسم مبدأ (لوشاتولييه) وبصاغ على الشكل الآتي:

"إذا تعرضت جملة متوازنة فيزيائياً أو كيميائياً لمؤثر خارجي كتغيير درجة الحرارة أو التركيز أو الضغط أو جميعها، فإن الجملة تسعى لتعديل نفسها بحيث تزيل أثر هذا التغيير".

وفي الحقيقة فعند زيادة تركيز إحدى المواد المشتركة في التفاعل فإن التوازن ينزاح إلى الاتجاه الذي يتم فيه استهلاك هذه المادة. وعند ارتفاع الضغط في جملة متوازنة ينزاح التوازن إلى الاتجاه الذي يتم فيه انخفاض الضغط في الجملة (حالة الجمل الغازية) وعند رفع درجة الحرارة ينزاح التوازن إلى الاتجاه الذي يحصل فيه امتصاص الحرارة. وكما هو واضح لاينطبق مبدأ (لوشاتولييه) على التوازنات الكيميائية فحسب، بل ويسري على مختلف التوازنات الكيميائية والفيزيائية، فجملة الماء والثلج المتوازنة فيزيائياً تحل نفسها بزيادة الثلج إذا خفضت إلى ضغط، ذلك لأن ذوبان الثلج يقلل من الحجم الكلي للجملة.

3-5 العلاقات الغازية المتوازنة، والعلاقة بين K_p , K_c , K_n

أ- من قانون الغازات العام:

$$P_i V = n_i RT$$

أو:

$$P_i = \frac{n_i}{V} RT$$

لكن $C_i = n_i/V$ ، وبالتالي فإن:

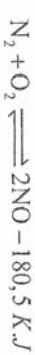
3-3 تأثير درجة الحرارة في التوازن الكيميائي

لقد رأينا أن ثابت التوازن تابع فقط لدرجة الحرارة فهو يتغير بها، ويمكن معرفة هذه التاليفية من معرفة إذا كان التفاعل ماصاً للحرارة أم ناشرًا لها، فإذا كان التفاعل ناشرًا للحرارة فإن قيمة ثابت التوازن تنخفض مع زيادة درجة الحرارة، بينما في التفاعلات الماصة للحرارة فإن زيادة درجة الحرارة تؤدي إلى زيادة ثابت التوازن. نلاحظ من وجهة نظر الانزياح في التفاعل أنه يرافق الانخفاض في قيمة ثابت التوازن، زيادة في سرعة التفاعل العكسي أي الانزياح نحو اليسار وهذا ما يحصل في التفاعلات الماصة للحرارة والجدول (3-1) يعطي أمثلة عن تابعة ثابت التوازن K_p لدرجة الحرارة وذلك في كلا الحالتين: تفاعل ناشر للحرارة وتفاعل ماص للحرارة.

ناشر وآخر ماص للحرارة:

| حرارة \rightleftharpoons $2\text{NH}_3 + 3\text{H}_2$ N_2 | | | |
|--|-------|--|--|
| T_k | K_p | | |
| 298 | 740 | | |
| 673 | 0,014 | | |
| حرارة \rightleftharpoons $\text{I}_2 + \text{H}_2$ 2HI | | | |
| T_k | K_p | | |
| 731 | 0,02 | | |
| 763 | 0,022 | | |

مثال: تفاعل شكل NO:



إن رفع درجة الحرارة يؤدي إلى الانزياح التوازن في هذه الجملة نحو اليمين أي باتجاه شكل NO. نستنتج مما سبق أنه عند زيادة درجة الحرارة ينزاح التوازن إلى الاتجاه الماص للحرارة، وعند خفض درجة الحرارة فإنه ينزاح إلى الاتجاه الناشر للحرارة.

جـ- لدينا:

$$x_i = \frac{P_i}{P_{tot}} = \frac{C_i RT}{P_{tot}}$$

وبالتالي فإن $x_i = C_i RT / P_{tot}$ ، وبالتعويض عن C_i في علاقة ثابت التوازن نجد:

$$K_c = K_x \left(\frac{P_{tot}}{RT} \right)^{\Delta n} \quad (9.3)$$

إننا يمكننا أن نكتب:

$$K_c = K_p \left(\frac{1}{RT} \right)^{\Delta n} = K_n \left(\frac{P_{tot}}{nRT} \right)^{\Delta n} = K_x \left(\frac{P_{tot}}{RT} \right)^{\Delta n}$$

وهي العلاقة التي تربط ثابت التوازن الأربعة K_c , K_p , K_n , K_x ، ولا تطبق هذه العلاقة إلا في التفاعلات الغازية والمتوازنة. ومن أجل $\Delta n = 0$ تصبح هذه العلاقة بالشكل:

$$K_c = K_p = K_n = K_x$$

مثال: من أجل التفاعل التالي:
 $2Z + 2CO + O_2 \rightarrow 2CO_2$
 أوجد K_c من K_p عند 1287°C وتحت الضغط 2 جو.

إذن $\Delta n = 2 - 3 = -1$ ، وبالتالي فإن العلاقة تصبح بالشكل:

$$K_c = K_p \cdot RT = K_n \left(\frac{nRT}{P_{tot}} \right) = K_x \left(\frac{RT}{P_{tot}} \right)$$

تطبيق (1): احسب ثابتي التوازن K_c و K_x لتفكك الماء إذا علمت أن $K_p = 3.38 \cdot 10^{-11}$ عند الدرجة 1287°C وتحت الضغط 2 جو:



الحل: بما أن $\Delta n = 3 - 2 = 1$ ، فإن:

$$P_i = C_i RT \Rightarrow C_i = \frac{P_i}{RT}$$

لتعويض في علاقة ثابت التوازن:

$$K_c = \frac{[C]^p [D]^q}{[A]^n [B]^m}$$

فنجد:

$$K_c = \frac{P_C^p \cdot P_D^q}{P_A^n \cdot P_B^m} \left(\frac{1}{RT} \right)^{\Delta n} \quad \text{أو} \quad K_c = \frac{\left(\frac{P_C}{RT} \right)^p \left(\frac{P_D}{RT} \right)^q}{\left(\frac{P_A}{RT} \right)^n \left(\frac{P_B}{RT} \right)^m}$$

إذن $\Delta n = (p+q) - (n+m)$ ، وتصبح العلاقة بالشكل:

$$K_c = K_p \left(\frac{1}{RT} \right)^{\Delta n} \quad (8.3)$$

ب- لو عوضنا $V = nRT / P_{tot}$ (من قانون الغازات الكاملة) في علاقة التركيز

لحصلنا على:

$$C_i = \frac{n_i}{V} = \frac{n_i}{n} \cdot \frac{P_{tot}}{RT}$$

وذلك لأن P_{tot} يمثل الضغط الكلي. نعوض في علاقة التوازن فنحصل على:

$$K_c = \frac{\left(n_C \cdot \frac{P_{tot}}{nRT} \right)^p \left(n_D \cdot \frac{P_{tot}}{nRT} \right)^q}{\left(n_A \cdot \frac{P_{tot}}{nRT} \right)^n \left(n_B \cdot \frac{P_{tot}}{nRT} \right)^m} = \frac{P_{tot}^{\Delta n}}{n^{\Delta n}} \cdot \frac{n_C^p n_D^q}{n_A^n n_B^m} \left(\frac{P_{tot}}{RT} \right)^{\Delta n}$$

أو:

$$K_c = K_p \left(\frac{P_{tot}}{nRT} \right)^{\Delta n} \quad (9.3)$$

يلزمنا هنا قيمة التي يمكن حسابها من تركيز NH_3 في حالة التوازن حيث نركب
النشادر 1,4 مول/لتر ونساوي $2x$:

$$2x = 1,4 \text{ mol/L} \Rightarrow x = \frac{1,4}{2} \text{ mol/L} = 0,7 \text{ mol/L}$$

نعوض في علاقة ثابت التوازن:

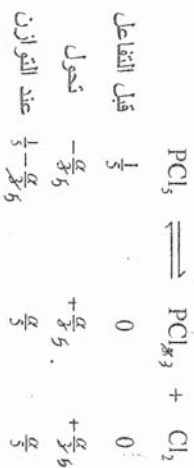
$$K_c = \frac{(1,4)^2}{(1-0,7)(3-3,0 \times 0,7)^3} = 8,962 \text{ (mol)}^{-2}$$

تطبيق (3): احسب ثابت التوازن K_c لتفاعل تفكك خامس كلور الفوسفور
 PCl_5 في وعاء مغلق حجمه 5 لتر في الدرجة 50°C مئوية إذا علمت أن درجة
التفكك تساوي 0,5.

الحل: تغير درجة التفكك عند عدد المولات التي تتفكك من مول واحد عند
التوازن ويرمز لها عادة بـ α ، ولحل مسائل من هذا النوع نفرض أن عدد المولات
الابتدائية مساوية للواحد.

نكتب علاقة التوازن بدلالة التركيز، لذلك يجب استخدام التركيز وليس عدد
المولات وهو ما نحصل عليه بتقسيم عدد المولات على الحجم (mV) فيكون لدينا
التركيز (mol/L) $1/5$ ، وذلك لأن الحجم هو 5 لتر والتحول هو $\alpha/5$
مول/لتر بعدها نتبع الخطوات المذكورة في المثال (2).

المعادلة:



علاقة ثابت التوازن:

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{(\alpha/5)^2}{(1-\alpha)/5} = \frac{(0,5)^2}{(1-0,5) \times 5} = 0,1 \text{ mol/L}$$

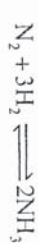
$$K_c = K_p \left(\frac{1}{RT} \right)^{\Delta n} = (K_p)_r \left(\frac{1}{RT} \right)$$

$$= 3,38 \cdot 10^{-11} \left(\frac{1}{RT} \right) = 2,64 \cdot 10^{-13}$$

أما K_p فيمكن إيجاده من العلاقة بين K_p و K_c التي تنتج عن العلاقة الأساسية:

$$K_c = K_p / P_{\text{tot}} = 3,38 \cdot 10^{-11} / 2 = 1,69 \cdot 10^{-11}$$

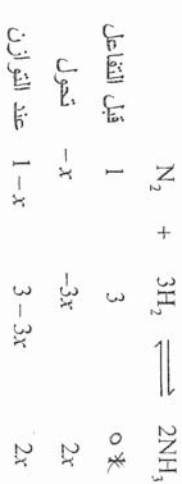
تطبيق (2): لدينا التفاعل الآتي:



نفرض أن قيم التركيز في بداية التفاعل لكل من الهيدروجين والازوت كانت
1 مول/لتر و 3 مول/لتر على الترتيب، وذلك في الدرجة 300°C ، وضغط يساوي
300 ضغط جوي وعند التوازن وجد أن تركيز النشادر 1,4 مول/لتر، المطلوب
حساب ثابت التوازن K_c .

الحل: في مسائل التوازن جميعها نحل المسألة بكتابة تركيز المواد المتفاعلة
والنتيجة تحت المعادلة المتوازنة مباشرة في المراحل الثلاث التي يمر بها التفاعل وهي
(بداية، التحول، التوازن):

المعادلة:



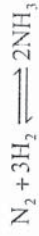
إن كل 1 مول من N_2 يتفاعل مع 3 مول من H_2 لإعطاء 2 مول من NH_3 حيث X
بدل على المقادير المتحول فيكون ثابت التوازن:

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \times [\text{H}_2]^3} = \frac{(2x)^2}{(1-x)(3-3x)^3}$$

أ- احسب K_c

ب- احسب K_p

5-3 في مفاعل ذي حجم 1 L أجري التفاعل التالي:



يوضع 1 mol من N_2 و 3 mol من H_2 في البداية وفي حالة التوازن وجد أن تركيز النشادر NH_3 مساوياً 0,05 mol/L فإذا كانت درجة الحرارة تساوي 327 °C والضغط 10 atm أوجد:

أ- K_p

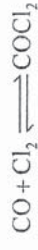
ب- K_c

ج- الضغوط الجزئية لـ H_2 ، و N_2 ، و NH_3 في حالة التوازن.

مكتبة A Z Z
شروطية، محاضرات كلية العلوم
طرابلس، جاذب كنية، ليبيا
0931497960-0935078669

أسئلة وتمارين

1-3 من أجل التوازن:



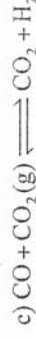
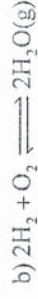
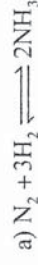
إذا علمت أن التركيز في حالة التوازن هي كما يلي:

$$[Cl_2] = 0,3 \text{ mol/L}, [CO] = 0,2 \text{ mol/L}, [COCl_2] = 1,2 \text{ mol/L}$$

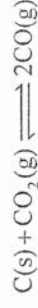
احسب ثابت التوازن والتركيز الأولية لكل من الكلور وأكسيد الكربون.

$$\text{الأجوبة: } [CO] = 1,4 \text{ mol/L}, [Cl_2] = 1,5 \text{ mol/L}, K = 20$$

2-3 أوجد K_c بدلالة K_p لكل من التفاعلات الآتية:



3-3 إذا علمت أن $K_p = 1 \text{ atm}$ من أجل التفاعل الآتي:



في الدرجة 700 °C. احسب نسبة كل من CO_2 و CO في الحالة التوازنية

وذلك عند الضغوط 2 atm و 100 atm.

4-3 لدينا التفاعل المتوازن التالي:



تحت ضغط كلي يساوي 1 atm ودرجة حرارة تساوي 250 °C وجد أن

تركيز المواد ضمن وعاء التفاعل تساوي:

$$[PCl_5] = 0,3 \text{ mol/L}; [PCl_3] = 0,7 \text{ mol/L}; [Cl_2] = 0,2 \text{ mol/L}$$



مكتبة
A to Z