## التوازن الكيميائي

نشاط ( 2):ص64

التوازن الكيميائي توازن حركي لأن التوازن يحدث عندما تتساوى سرعة التفاعل المباشر مع سرعة التفاعل العكسي ولا تكون قيمة السرعة لأي تفاعل معدومة ، إذن الجملة في حالة توازن حركي .

نشاط ( 4):ص65

$$H_2 + I_2 \rightleftarrows 2HI$$

سبب ثبات اللون البنفسجي دليل على عدم استهلاك اليود كلياً على الرغم من مزج المواد بنسب التفاعل مما يدل على أنّ التفاعل متوازن .

$$K_C = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} \qquad K_P = \frac{P^2_{(HI)}}{P_{(H_2)} \times P_{(I_2)}}$$

نشاط ( 5):ص65

$$K_P = K_C (RT)^{\Delta n}$$

$$\Delta n = 0 \Rightarrow K_P = K_C$$

نشاط (8):ص68

$$NO_{2(g)} + CO_{(g)} \rightleftarrows CO_{2(g)} + NO_{(g)}$$

| | حالة التوازن | كميات المواد المتفاعلة | كميات المواد الناتجة | قيمة ثابت التوازن |
|---|---|---|---|---|
| زيادة كمية $NO_2$ | يرجح التفاعل المباشر | تتناقص | تزداد | لا تتغير |
| تناقص كمية NO | يرجح التفاعل المباشر | تتناقص | تزداد | لا تتغير |
| زيادة كمية $CO_2$ | يرجح التفاعل العكسي | تزداد | تتناقص | لا تتغير |
| نقصان كمية CO | يرجح التفاعل العكسي | تزداد | تتناقص | لا تتغير |

نشاط (9):ص69

$$H_2O_{2(g)} \rightleftarrows H_2O_{(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)}$$

| | حالة التوازن | كميات المواد المتفاعلة | كميات المواد الناتجة | قيمة ثابت التوازن |
|---|---|---|---|---|
| زيادة الضغط | يرجح التفاعل العكسي | تزداد | تتناقص | لا تتغير |
| نقصان الضغط | يرجح التفاعل المباشر | تتناقص | تزداد | لا تتغير |

## نشاط (10):ص69

$$2HI_{(g)} \rightleftarrows H_{2(g)} + I_{2(g)}$$

لا تتأثر حالة التوازن لأن عدد المولات الغازية متساوية في الطرفين

نشاط (12):ص72

$$2NH_{3(g)} \rightleftharpoons N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \quad \Delta H = +91.54 kJ$$

| | حالة التوازن | كميات المواد المتفاعلة | كميات المواد الناتجة | قيمة ثابت التوازن |
|---|---|---|---|---|
| رفع درجة الحرارة | يرجح التفاعل المباشر | تتناقص | تزداد | يزداد |
| نقصان درجة الحرارة | يرجح التفاعل العكسي | تزداد | تتناقص | يتناقص |

## أختبر نفسي

**أولاً: اختر الإجابة الصّحيحة في كلّ ممّا يأتي:**

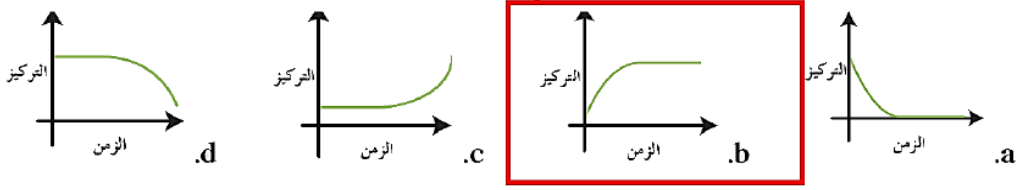
1. تتغير قيمة ثابت التّوازن $K_c$ في التّفاعلات المتوازنة:

a. بتغيّر الضغط
b. بإضافة حفاز
c. بخفض درجة الحرارة
d. بزيادة تركيز المواد النّاتجة

2. عند بلوغ حالة التّوازن في التّفاعلات المتوازنة:

a. ينخفض تركيز المواد النّاتجة
b. تنخفض سرعة التّفاعل المباشر
c. تثبت تراكيز المواد المتفاعلة والمواد النّاتجة
d. تزداد سرعة التّفاعل المباشر

3. أحد الخطوط البيانيّة يمثّل تغيّر تركيز مادة ناتجة في تفاعل متوازن:




4. بفرض أن $K_c$ ثابت التّوازن للتّفاعل الممثّل بالمعادلة الآتية: $SO_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightleftharpoons SO_{3(g)}$
فتكون قيمة ثابت بدلالة التراكيز $K_c'$ للتّفاعل الآتي $2SO_{3(g)} \rightleftharpoons 2SO_{2(g)} + O_{2(g)}$ مساوياً:

a. $2K_c$
b. $\frac{1}{2K_c}$
c. $\frac{1}{K_c^2}$
d. $K_c^2$

5. أيّ من التّفاعلات المتوازنة الآتية سوف يرجح التفاعل العكسيّ عند نقصان حجم الوعاء الّذي يحدث فيه التّفاعل:

a. $2SO_{3(g)} \overset{\frac{1}{2}}{\rightleftharpoons} 2SO_{2(g)} + O_{2(g)}$
b. $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \overset{\frac{1}{2}}{\rightleftharpoons} 2NH_{3(g)}$
c. $4Fe_{(s)} + 3O_{2(g)} \overset{\frac{1}{2}}{\rightleftharpoons} 2Fe_2O_{3(s)}$
d. $H_{2(g)} + I_{2(g)} \overset{\frac{1}{2}}{\rightleftharpoons} 2HI_{(g)}$

6. أيّ من المتغيّرات الآتية سوف يؤدّي إلى زيادة كميّة النشادر في التّفاعل المتوازن الآتي:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \overset{\frac{1}{2}}{\rightleftharpoons} 2NH_{3(g)} \quad \Delta H = -91.54\ kJ$$

a. زيادة درجة الحرارة
b. خفض كميّة $N_2$
c. زيادة الضّغط الكليّ
d. إضافة حفاز.

**ثانياً: أعط تفسيرا علمياً لكل مما يأتي:**

1. لا تستهلك المواد المتفاعلة كلّياً في التّفاعلات المتوازنة.

لأن المواد الناتجة تتفاعل مع بعضها لتعطي المواد المتفاعلة في الشروط ذاتها.

2. إضافة حفاز تسرّع الوصول إلى حالة التّوازن.

لأن الحفاز يزيد من سرعة التفاعل المباشر وسرعة التفاعل العكسي بالمقدار نفسه

3. في التّفاعل الآتي $C_{(s)} + 2H_{2(g)} \rightleftarrows CH_{4(g)}$ ينزاح بالاتّجاه المباشر بزيادة الضّغط.

لأن التفاعل المباشر يرجح وذلك نحو عدد مولات الغاز الأقل.

4. في التّفاعل الماصّ للحرارة تقل قيمة ثابت التّوازن عند خفض درجة الحرارة.

لأن التفاعل العكسي يرجح فتقل كمية المواد الناتجة ونزداد كمية المواد المتفاعلة فتقل قيمة ثابت التوازن.

**ثالثاً: لديك التّفاعل الآتي** $\Delta H < 0$ $2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2NO_{2(g)}$

المطلوب:

1-اكتب عبارة ثابت التّوازن بدلالة التّراكيز $K_c$.

2-اكتب عبارة ثابت التّوازن بدلالة الضّغوط الجزئيّة $K_p$.

3-اكتب العلاقة بين $K_c$ و $K_p$ .

4-بين تأثير خفض درجة الحرارة على حالة التّوازن مع التّفسير.

5-بين تأثير إضافة حفاز على حالة التّوازن وقيمة ثابت التّوازن.

$$K_C = \frac{[NO_2]^2}{[NO]^2[O_2]} \quad -1$$

$$K_P = \frac{P^2_{(NO_2)}}{P^2_{(NO)} \times P_{(O_2)}} \quad -2$$

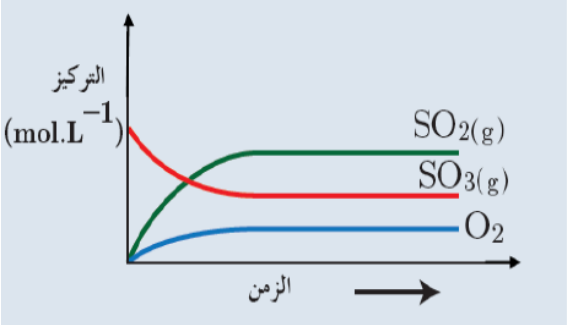
$$K_P = K_C(RT)^{\Delta n} \quad -3$$

$$\Delta n = 2 - 3 = -1 \Rightarrow K_P = K_C(RT)^{-1}$$

4- عند خفض درجة الحرارة يرجح التفاعل المباشر نحو التفاعل الناشر للحرارة .

5- لا يؤثر الحفاز على حالة التوازن ولا يؤثر على قيمة ثابت التوازن.

**رابعاً:** لديك الشَّكل المجاور الذي يمثّل تفاعل متوازن:




المطلوب: 1-اكتب المعادلة المعبّرة عن التَّفاعل.

2-اكتب عبارة ثابت التَّوازن بدلالة التَّراكيز.

$$2SO_3 \rightleftarrows 2SO_2 + O_2 \quad -1$$

$$K_C = \frac{[SO_2]^2[O_2]}{[SO_3]^2} \quad -2$$

**خامساً:**

قيست قيم ثابت التوازن بدلالة الضُّغوط الجزئيَّة في درجات حرارة مختلفة.

| $3A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftarrows 2C_{(g)}$ | |
|---|---|
| قيمة ثابت التوازن $K_P$ | درجة الحرارة $(^\circ C)$ |
| $4.34 \times 10^{-3}$ | 300 |
| $1.64 \times 10^{-4}$ | 400 |

يُلاحظ من القيم في الجدول أنّه عند رفع درجة الحرارة تقل قيمة ثابت التوازن أي يرجح بالاتجاه العكسي الماص للحرارة وبالتالي التفاعل ناشر للحرارة .

**سادساً:** قارن بين كميَّة المواد المتفاعلة والمواد النَّاتجة عند بلوغ التَّوازن في كلّ من التَّفاعلين الآتيين:

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)} \quad K_c = 1.5 \times 10^{-10}.a$$

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2SO_{3(g)} \quad K_c = 14 \times 10^{+2}.b$$

التفاعل الأول $K_C < 1$ وبالتالي كمية المواد الناتجة أقل من كمية المواد.

في حين التفاعل الثاني $K_C > 1$ وبالتالي كمية المواد الناتجة أكبر من كمية المواد المتفاعلة .

**سابعاً: حلّ المسائل الآتية:**

**المسألة الأولى:**

وعاء حجمة 2L يحتوي على 0.08 mol من $CH_3OH_{(g)}$ و 0.4 mol من $2H_{2(g)}$ و 0.2 mol من $CO_{(g)}$

يحدث التَّفاعل وفق المعادلة $CO_{(g)} + 2H_{2(g)} \overset{\frac{1}{2}}{\rightleftarrows} CH_3OH_{(g)}$ فإذا علمت أنّ قيمة $K_c = 7.3$

بيّن بالحساب إذا كان التَّفاعل بحالة توازن أم لا وإذا لم يكن بحالة توازن حدّد التَّفاعل الرَّاجح (المباشر / العكسي)، مع التَّفسير.

$$[CH_3OH] = \frac{0.08}{2} = 0.04 mol \cdot L^{-1}$$

$$[H_2] = \frac{0.4}{2} = 0.2 mol \cdot L^{-1}$$

$$[CO] = \frac{0.2}{2} = 0.1 mol.L^{-1}$$

$$Q = \frac{[CH_3OH]}{[CO][H_2]^2} = \frac{0.04}{0.1(0.2)^2} = 10$$

التفاعل ليس في حالة توازن لأن $Q > K_C$ الراجح هو التفاعل العكسي

**المسألة الثّانية:**

عند درجة الحرارة $25^{\circ}C$ يحدث التّفاعل المتوازن الآتي: $H_2O_{(l)} \underset{2}{\overset{1}{\rightleftarrows}} H_2O_{(g)}$

فإذا علمتَ أنّ الضّغط الجزئيّ $P_{H_2O} = 0.0131\ atm$ المطلوب حساب قيمة $K_p$.

$$k_p = P_{(H_2O)g} = 0.0131$$

**المسألة الثالثة:**

مُزج 2 mol من مادة A مع 2 mol من مادة B في وعاء سعته 10 L فيحدث التّفاعل المتوازن وفق المعادلة:

$A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftarrows 2C_{(g)}$ فإذا علمت أن قيمة ثابت سرعة التّفاعل المباشر $k_1 = 8.8 \times 10^{-2}$ وقيمة ثابت سرعة التّفاعل العكسيّ $k_2 = 2.2 \times 10^{-2}$ ، المطلوب:

1-أحسب قيمة $K_c$ ثمّ قيمة $K_p$ .

2-احسب تراكيز كلّ من المواد المتفاعلة والنّاتجة عند بلوغ التّوازن.

الحل:

$$K_C = \frac{K_1}{K_2} = \frac{8.8}{2.2} = 4 \qquad -1$$

$$K_P = K_C (RT)^{\Delta n} = K_C (RT)^{2-2} = K_C = 4$$

-2

$$[A]_0 = [B]_0 = \frac{2}{10} = 0.2 mol.L^{-1}$$

| A | + | B | $\rightleftarrows$ | 2C |
|---|---|---|---|---|
| 0.2 | | 0.2 | | 0 |
| 0.2 – x | | 0.2 – x | | 2x |

$$K_C = \frac{[C]^2}{[A][B]} = \frac{(2x)^2}{(0.2-x)^2}$$

$$4 = \frac{(2x)^2}{(0.2-x)^2}$$

بجذر الطرفين نجد:

$$2 = \frac{2X}{0.2-X}$$

$$X = 0.1 mol.L^{-1}$$

تراكيز التوازن

$$[A]_{eq} = [B]_{eq} = 0.2 - 0.1 = 0.1 mol.L^{-1}$$

$$[C]_{eq} = 2X = 2 \times 0.1 = 0.2 mol.L^{-1}$$

**المسألة الرابعة:**

يحدث التَّفاعل الممثّل بالمعادلة: $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftarrows 2HI_{(g)}$ في وعاء حجمه 10L،عند بلوغ التَّوازن كان عدد مولات الهدروجين 7.2mol وعدد مولات اليود 2.4mol و عدد مولات يوديد الهدروجين 0.4mol والمطلوب حساب:

1- قيمة ثابت التوازن $K_c$ 2- قيمة ثابت التوازن $K_p$ 3-أحسب التركيز الابتدائي للمواد المتفاعلة.

4-اذكر طريقتين تزيد من كمية HI .

-1

$$C = \frac{n}{V}$$

$$[H_2]_{eq} = \frac{7.2}{10} = 0.72 mol.L^{-1}$$

$$[I_2]_{eq} = \frac{2.4}{10} = 0.24 \text{ mol. } L^{-1}$$

$$[HI]_{eq} = \frac{0.4}{10} = 0.04 mol.L^{-1}$$

$$K_C = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{[0.04]^2}{[0.72][0.24]} = \frac{1}{108}$$

-2

$$K_P = K_C (RT)^{\Delta n} = K_C (RT)^{2-2} = K_C = \frac{1}{108}$$

-3

| $H_2$ | + $I_2$ | $\rightleftarrows$ | $2HI$ |
|---|---|---|---|
| $[H_2]_0$ | $[I_2]_0$ | | 0 |
| $[H_2]-x$ | $[I_2]_0-x$ | | $2x$ |

$$2x = 0.04 \qquad x = 0.02 mol.L^{-1}$$

$[H_2]_0 - x = 0.72$ $\qquad [H_2]_0 = 0.72 + x = 0.72 + 0.02 = 0.74 mol.L^{-1}$

$[I_2]_0 - x = 0.24$ $\qquad [I_2]_0 = 0.24 + x = 0.24 + 0.02 = 0.26 mol.L^{-1}$

4- زيادة تركيز $H_2$

- زيادة تركيز $I_2$

- سحب HI من الوسط .

**المسألة الخامسة:**

ليكن لديك المعادلات التي تمثّل التفاعلات المتوازنة الآتية عند الدّرجة $298^\circ K$:

$$2NO_{(g)} + Br_{2(g)} \overset{\frac{1}{2}}{\rightleftarrows} 2NOBr_{(g)} \quad K_{c1} = 2$$

$$2NO_{(g)} \overset{\frac{1}{2}}{\rightleftarrows} N_{2(g)} + O_{2(g)} \quad K_{c2} = 2 \times 10^4$$

المطلوب: أحسب قيمة $K_c$ ثمّ $K_p$ للتَّفاعل الآتي: $N_{2(g)} + O_{2(g)} + Br_{2(g)} \overset{\frac{1}{2}}{\rightleftarrows} 2NOBr_{(g)}$

$(R = 0.082 \text{ atm.L.mol}^{-1}.K^{-1})$

تبقى المعادلة الأولى كما هي ونعكس المعادلة الثانية

$$2NO_{(g)} + Br_{2(g)} \underset{2}{\overset{1}{\rightleftharpoons}} 2NOBr_{(g)} \quad K_{c1} = 2$$

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} \underset{2}{\overset{1}{\rightleftharpoons}} 2NO_{(g)} \quad K'_{c2} = \frac{1}{2\times10^4}$$

نجمع ونختصر:

$$2NO_{(g)} + Br_{2(g)} + N_{2(g)} + O_{2(g)} \underset{2}{\overset{1}{\rightleftharpoons}} 2NOBr_{(g)} + 2NO_{(g)} \quad K_c = K_{c1}\times K'_{c2} = 2\times\frac{1}{2\times10^4}$$

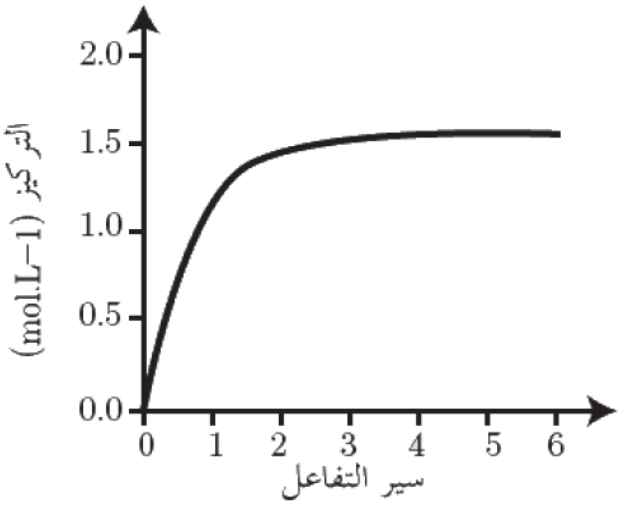
$$Br_{2(g)} + N_{2(g)} + O_{2(g)} \underset{2}{\overset{1}{\rightleftharpoons}} 2NOBr_{(g)} \quad K_c = 10^{-4}$$

$$K_P = K_C[RT]^{\Delta n} = 10^{-4}[0.082\times298]^{2-3} \approx 4.09\times10^{-6}$$

**المسألة السّادسة:**

يتفاعل 1mol من بخار اليود مع 1mol من غاز الهدروجين في وعاء مغلق حجمه 1L وفق المعادلة

$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$ حيث يبيّن المخطّط الآتي تغير عدد مولات يود الهدروجين بدلالة الزّمن، المطلوب:




1-احسب تراكيز التّوازن لكل من المواد المتفاعلة والنّاتجة.

2-أحسب قيمة ثابت التّوازن $K_c$ .

3-ارسم خطّاً بيانيّاً يوضّح تغيّر تركيز الهدروجين بدلالة الزّمن.

1- $C = \frac{n}{v}$

$$[H_2]_0 = [I_2]_0 = \frac{1}{1} = 1mol.L^{-1}$$

| $H_2$ | + | $I_2$ | $\rightleftharpoons$ | $2HI$ |
|---|---|---|---|---|
| 1 | | 1 | | 0 |
| $1-x$ | | $1-x$ | | $2x$ |

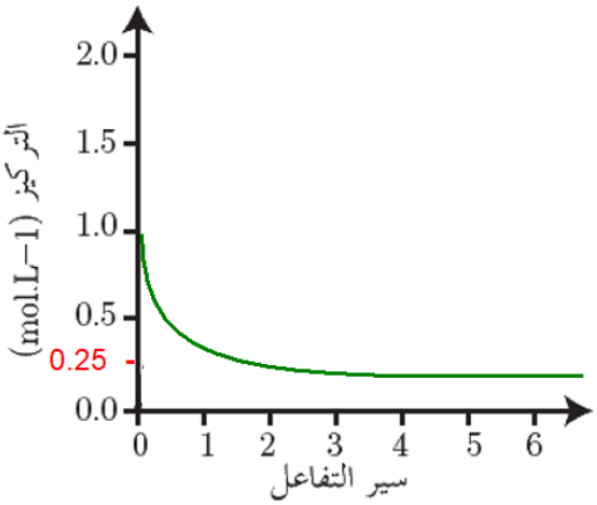
من الخط البياني $[HI]_{eq} = 2X = 1.5\ mol.L^{-1}$

$$X = 0.75\ mol.L^{-1}$$

$$[H_2]_{eq} = [I_2]_{eq} = 1 - 0.75 = 0.25 mol.L^{-1}$$

$$K_C = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{[1.5]^2}{[0.25]^2} = 36$$ -2

3- رسم الخط البياني لتغير تركيز الهدروجين بدلالة الزمن




**تفكير ناقد:**

من خلال معرفة تغيّر تركيز مادة واحدة هل يمكن تحديد فيما إذا التّفاعل وصل إلى حالة التّوازن أم لا؟ ناقش إجابتك.

ثبات تركيز أحد المواد المتفاعلة أو الناتجة في التفاعلات المتوازنة يدل على الوصول إلى حالة التوازن ولكن في التفاعلات التامة عند نهاية التفاعل تثبت تراكيز المواد الناتجة أو أحد المواد المتفاعلة إذا لم تتفاعل المواد بنسب التفاعل.