# حل أسئلة الوحدة الثالثة (سرعة التفاعل + التوازن)

## أولاً – اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يأتي:

١. في التفاعل الأولي الآتي: نواتج $A_{(g)} + 2B_{(g)} \rightarrow$ عندما يزداد حجم الوعاء مرتين فإنّ سرعة التفاعل:

| | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| a | تنخفض أربع مرات | **b** | **تنخفض ثماني مرات** | c | تزداد مرتين | d | تزداد أربع مرات |

شرح طريقة الحل: عند ازدياد حجم الوعاء مرتين:

$$v = k.[A].[B]^2$$
$$v' = k'.[A]'.[B]'^2$$
$$[A]' = \frac{[A]}{2} , [B]' = \frac{[B]}{2}$$
$$v' = k.\frac{[A]}{2}.\left(\frac{[B]}{2}\right)^2 = \frac{1}{8}.k.[A].[B]^2 = \frac{1}{8}v$$

٢. أي من التفاعلات الآتية تكون فيها النسبة $\frac{K_P}{K_c}$ أكبر:

| | | | |
|---|---|---|---|
| a | $N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2NO_{(g)}$ | b | $CaCO_{3(s)} \rightleftarrows CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$ |
| c | $H_{2(g)} + S_{(s)} \rightleftarrows H_2S_{(g)}$ | **d** | $\mathbf{Ni(CO)_{2(s)} \rightleftarrows Ni_{(s)} + 2CO_{(g)}}$ |

شرح طريقة الحل: نعلم أنّ: $K_P = K_c.(RT)^{\Delta n} \Rightarrow \frac{K_P}{K_c} = (RT)^{\Delta n}$ فالتفاعل الذي له $\Delta n$ أكبر يكون له أكبر قيمة $\frac{K_P}{K_c}$.

٣. يمزج $0.1\ mol$ من A مع $0.1\ mol$ من B في وعاء سعته $1L$ فتكون قيمة $K_c$ تساوي $10^{-3}$ للتفاعل المتوازن الآتي: $A_{(g)} + 2B_{(g)} \rightleftarrows 2C_{(g)}$ فيكون عند بلوغ التوازن:

| | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| **a** | $[C] = 2[B]$ | **b** | $[C] = [B]$ | c | $[C] > [B]$ | **d** | $[C] < [B]$ |

٤. يحدث التفاعل الآتي في الغلاف الجوي $NO_{(g)} + O_{3(g)} \rightarrow NO_{2(g)} + O_{2(g)}$ على مرحلتين:

المرحلة الأولى: ذات تفاعل بطيء: $O_{3(g)} \rightarrow O_{2(g)} + O^{\cdot}_{(g)}$

المرحلة الثانية: ذات تفاعل سريع: $NO_{(g)} + O^{\cdot}_{(g)} \rightarrow NO_{2(g)}$

| | | | |
|---|---|---|---|
| **a** | $v = k.[NO].[O^{\cdot}]$ | **b** | $\mathbf{v = k[O_3]}$ |
| c | $v = k.[NO].[O_3]$ | d | $v = kP.[NO][O_3][O^{\cdot}]$ |

شرح طريقة: نكتب عبارة السرعة للتفاعل الأبطأ لأنه المحدد لسرعة التفاعل.

٥. أحد العبارات الآتية صحيحة عند حدوث التوازن في التفاعل الكيميائي:

| | | | |
|---|---|---|---|
| a | يتوقف التفاعل المباشر فقط | b | يتوقف التفاعل العكسي فقط |
| c | يتساوي قيمة ثابت سرعة التفاعل المباشر وقيمة ثابت سرعة التفاعل العكسي | **d** | **تتساوى سرعتي التفاعل المباشر والعكسي** |

٥. إذا علمت أنّ قيمة $K_c = 10$ في التفاعل المتوازن الآتي: $2A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftarrows 2C_{(g)}$ ، فتكون قيمة $K_c$ للتفاعل الممثل بالمعادلة الآتية: $4C_{(g)} \rightleftarrows 4A_{(g)} + 2B_{(g)}$ مساوية:

| | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| a | 0.1 | b | **20** | **c** | **0.01** | d | 100 |

شرح طريقة الحل: $\frac{1}{K^2} = \frac{1}{10^2} = \frac{1}{100} = 0.01$

حل أسئلة الوحدة الثالثة

## ثانياً – أعطِ تفسيراً علمياً لكل مما يأتي:

**١. في التفاعل الناشر للحرارة تقل قيمة ثابت التوازن عند زيادة درجة الحرارة.**

لأنّ التفاعل العكسي يرجح، نحو الاتجاه الماص للحرارة، وبالتالي تقل كمية المواد الناتجة وتزداد كمية المواد المتفاعلة فتقل قيمة ثابت التوازن.

**٢. التفاعلات التي تحتاج إلى طاقة تنشيط منخفضة تميل إلى أنّ تكون سريعة.**

لأنّ عدد الجزيئات التي تملك طاقة التنشيط يكون قليل.

**٣. يحترق البروبان بسرعة أكبر من البنتان.**

لأنّ عدد الروابط $C-C$ و $C-H$ أقل في حالة البروبان وبالتالي احتراقه أسرع.

**٤. بعض التصادمات ينتج عنها تفاعل كيميائي وليس جميعها.**

لأنه يوجد تصادمات فعالة وتصادمات غير فعالة، ولحدوث التفاعل يجب أنّ يكون التصادم فعال.

## ثالثاً – أجب عن الأسئلة الآتية:

١. لديك التفاعل المتوازن الآتي $H_2O_{2(g)} \underset{(2)}{\overset{(1)}{\rightleftarrows}} H_2O_{(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \quad \Delta H > 0$

a. اكتب عبارة ثابت التوازن بدالة الضغوط الجزئية.

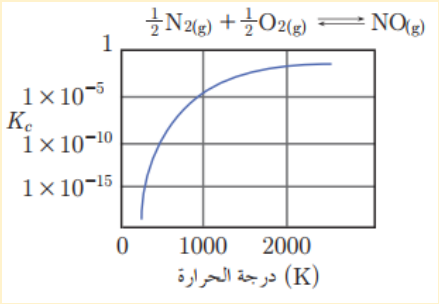
b. اقترح طريقة لزيادة قيمة ثابت التوازن مع التفسير.

الحل:

a) $K_p = \frac{P_{H_2O} \cdot P_{O_2}^{\frac{1}{2}}}{P_{(H_2O_2)}}$

b) بزيادة درجة الحرارة يرجح التفاعل المباشر الماص للحرارة فتزداد قيمة ثابت التوازن.

**٢. لديك الخط البياني الآتي الذي يمثل قيم مختلفة لثابت التوازن $K_c$ بدلالة درجة الحرارة، والمطلوب: بين فيما إذا كان التفاعل ناشر أم ماص للحرارة.**




الحل: التفاعل ماص للحرارة لأنه عند ارتفاع درجة الحرارة تزداد قيمة ثابت التوازن وبالتالي يرجح التفاعل المباشر الماص للحرارة.

**٣. اقترح الطرائق التي تزيد من سرعة التفاعل الممثل بالمعادلة الآتية:**

$$2Al_{(s)} + 3Cl_{2(g)} \rightarrow 2AlCl_{3(s)}$$

الحل:

١. زيادة درجة الحرارة. ٢. إضافة حفاز. ٣. زيادة تركيز الكلور. ٤. زيادة سطح تماس الألمنيوم.

حل أسئلة الوحدة الثالثة

**سابعاً: حل المسائل الآتية:**

## المسألة الأولى:

يُمزج $100mL$ من مادة $(A)$ تركيزها $1.2\ mol.L^{-1}$ مع $300\ mL$ من مادة $B$ تركيزها $1.2\ mol.L^{-1}$ فيحصل التفاعل الأولي وفق المعادلة الآتية: $A_{(aq)} + 2B_{(aq)} \rightarrow 2C_{(aq)}$

إذا علمت أنّ ثابت سرعة التفاعل $K = 10^{-2}$، المطلوب حساب:

١. سرعة التفاعل الابتدائي.

٢. سرعة التفاعل بعد زمن يتشكل فيه $(0.04mol)$ من المادة $(C)$.

الحل:

ط١: نحسب تراكيز كل من A و B الابتدائية بعد المزج من خلال قانون التمديد:

$$[A]_o = \frac{(C.V)_A}{V_{total}} = \frac{1.2 \times 100}{400} = 0.3\ mol.L^{-1}$$

$$[B]_o = \frac{(C.V)_B}{V_{total}} = \frac{1.2 \times 300}{400} = 0.9\ mol.L^{-1}$$

$$v = k.[A].[B]^2 = 10^{-2} \times (0.3) \times (0.9)^2 = 243 \times 10^{-5}\ mol.L^{-1}.s^{-1}$$

ط٢:

| $A_{(aq)}$ | + | $2B_{(aq)}$ | $\rightarrow$ | $2C_{(aq)}$ |
|---|---|---|---|---|
| 0.3 | | 0.9 | | 0 |
| $0.3 - x$ | | $0.9 - 2x$ | | $2x$ |

الآن نحسب تركيز $[C]$:

$$[C] = \frac{n}{V} = \frac{0.04}{0.4} = 0.1\ mol.L^{-1}$$

وبالتالي:

$$2x = 0.1 \Rightarrow x = 0.05\ mol.L^{-1}$$

$$[A] = 0.3 - 0.05 = 0.25\ mol.L^{-1}$$

$$[B] = 0.9 - 0.1 = 0.8\ mol.L^{-1}$$

وبالتعويض في عبارة السرعة:

$$v = 10^{-2} \times (0.25) \times (0.8)^2 = 16 \times 10^{-4}\ mol.L^{-1}.s^{-1}$$

## المسألة الثانية:

يتفكك يود الهيدروجين وفق المعادلة: $2HI_{(g)} \rightleftarrows H_{2(g)} + I_{2(g)}$

فإذا كان التركيز الابتدائي $[HI]_o = 0.8\ mol.L^{-1}$ وقيمة ثابت التوازن $K_c = \frac{1}{36}$ والمطلوب حساب:

١. تركيز كل من المواد الثلاث عند التوازن.

٢. النسبة المئوية المتفككة من HI عند التوازن.

الحل:

ط١:

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

التراكيز الابتدائية: $0.8 \quad 0 \quad 0$

التراكيز التوازنية: $0.8-2x \quad x \quad x$

$$K_c = \frac{[H_2][I_2]}{[HI]^2}$$

$$\frac{1}{36} = \frac{(x^2)}{(0.8-2x)^2}$$

نجذر الطرفين:

$$\frac{1}{6} = \frac{x}{0.8-2x}$$

$$0.8-2x = 6x$$

$$0.8 = 8x \Rightarrow x = 0.1\ mol.L^{-1} = [H_2]_{eq} = [I_2]_{eq}$$

$$[HI]_{eq} = 0.8-2x = 0.8-0.2 = 0.6\ mol.L^{-1}$$

ط٢: كل $0.8mol.L^{-1}$ يتفاعل منها $2x = 0.2mol.L^{-1}$

كل $100\ mol.L^{-1}$ يتفاعل منها y

$$y = \frac{0.2}{0.8} \times 100 = 25mol.L^{-1}$$

وبالتالي النسبة المئوية المتفاعلة من HI تساوي 25%

## المسألة الثالثة:

لديك التفاعل المتوازن الآتي: $2NO_{2(g)} \rightleftarrows 2NO_{(g)} + O_{2(g)}$ فإذا علمت أنّ تراكيز التوازن بواحدة $mol.L^{-1}$ هي: $[O_2]_{eq} = 0.12$ ، $[NO]_{eq} = 0.24$ ، $[NO_2]_{eq} = 0.06$ والمطلوب حساب:

١. قيمة $K_c$.

٢. التركيز الابتدائي لغاز $[NO_2]_o$.

٣. النسبة المئوية المتفككة من غاز $NO_2$ عند بلوغ التوازن.

الحل: ط١: حساب قيمة $K_c$:

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

التراكيز الابتدائية: $[NO_2]_o \quad 0 \quad 0$

التراكيز التوازنية: $[NO_2]_o - 2x \quad 2x \quad x$

$$K_c = \frac{[NO]^2.[O_2]}{[NO_2]^2} = \frac{(0.24)^2(0.12)}{(0.06)^2} = 1.92$$

ط٢: حساب التركيز الابتدائي لـ $[NO_2]_o$:

حل أسئلة الوحدة الثالثة

من المعطيات نجد أنّ: $[NO]_{eq} = 0.24 = 2x$ وبالتالي: $[NO_2]_o - 2x = [NO_2]_{eq}$

$$[NO_2]_o = [NO_2]_{eq} + 2x = 0.06 + 0.24 = 0.30\ mol.L^{-1}$$

ط٣: حساب النسبة المئوية المتفككة من غاز $NO_2$ عند بلوغ التوازن:

كل $0.3\ mol.L^{-1}$ من $NO_2$ يتفكك منها $0.24\ mol.L^{-1}$

كل $100\ mol.L^{-1}$ من $NO_2$ يتفكك منها $y\ mol.L^{-1}$

$$y = \frac{100 \times 0.24}{0.3} = 80\ mol.L^{-1}$$

النسبة المئوية المتفككة من غاز $NO_2$ عند بلوغ التوازن 80%.

## المسألة الرابعة:

**يضاف $200\ mL$ تحوي على $1.2\ mol$ من محلول المادة A إلى $200\ mL$ تحوي على $0.8\ mol$ من محلول المادة B فيتم التفاعل الأولي الآتي: $2A_{(aq)} + B_{(aq)} \rightarrow 2C_{(aq)} + D_{(aq)}$**

**إذا علمت أنّ ثابت سرعة التفاعل $2 \times 10^{-2}$ المطلوب:**

**١. احسب السرعة الابتدائية للتفاعل.**

**٢. احسب سرعة التفاعل بعد زمن يتشكل $0.4\ mol$ من المادة D.**

**٣. احسب تركيز كل من المادتين C, B عند توقف التفاعل.**

الحل:

$$2A_{(aq)} + B_{(aq)} \rightarrow 2C_{(aq)} + D_{(aq)}$$

ط١: نحسب بالبداية التراكيز الابتدائية بعد المزج:

$$[A] = \frac{n_A}{V_{total}} = \frac{1.2}{(200+200)\times 10^{-3}} = 3\ mol.L^{-1}$$

$$[B] = \frac{n_B}{V_{total}} = \frac{0.8}{(200+200)\times 10^{-3}} = 2\ mol.L^{-1}$$

والآن نكتب عبارة السرعة الابتدائية:

$$v = k.[A]^2.[B]$$

$$v_o = 2 \times 10^{-2} \times (3)^2 \times (2) = 0.36\ mol.L^{-1}.s^{-1}$$

ط٢: سرعة التفاعل بعد زمن يتشكل فيها $(0.04\ mol)$ من المادة D:

$$2A_{(aq)} + B_{(aq)} \rightarrow 2C_{(aq)} + D_{(aq)}$$

التراكيز الابتدائية: $3 \quad 2 \quad 0 \quad 0$

التراكيز عند الزمن t: $3-2x \quad 2-x \quad 2x \quad x$

$$[D] = \frac{n}{V_{total}} = \frac{0.4}{(200+200)\times 10^{-3}} = 1\ mol.L^{-1} = x$$

$$\Rightarrow x = 1\ mol.L^{-1}$$

حل أسئلة الوحدة الثالثة

$$[A] = 3 - 2 = 1\ mol.L^{-1}$$
$$[B] = 2 - 1 = 1\ mol.L^{-1}$$
$$v = 2 \times 10^{-2} \times (1)^2 \times (1) = 2 \times 10^{-2} mol.L^{-1}$$

ط٣:

| عند توقف التفاعل $v = 0$ ، $k \neq 0$ | |
|---|---|
| إما $[A] = 0$<br>$3 - 2x = 0$<br>$2x = 3 \Rightarrow x = 1.5\ mol.L^{-1}$<br>$[B] = 2 - 1.5 = 0.5\ mol.L^{-1}$<br>$[C] = 2x = 3 mol.L^{-1}$<br>مقبول | أو $[B] = 0$<br>$[B] = 0 \Rightarrow 2 - x = 0$<br>$\Rightarrow x = 2\ mol.L^{-1}$<br>$[A] = 3 - 2x = 3 - 4 = -1$<br>مرفوض (لا يمكن للتركيز أن يكون سالب) |

## انتهت أسئلة الوحدة

**لاستفساراتكم يمكنكم التواصل مع الأستاذ طارق غبرا على الحسابات التالية :**

على الفيس بوك:

fb.com/Chemsyria

قناتنا على اليوتيوب:

www.youtube.com/channel/UC8inSE7NHEJF0t1fzb3yAWA

قناتنا على التلغرام:

https://t.me/Chemsyria

وعلى الواتس اب يمكنكم التواصل على الرقم التالي:

0938639857

مع أطيب التمنيات بالتوفيق والنجاح

حل أسئلة الوحدة الثالثة