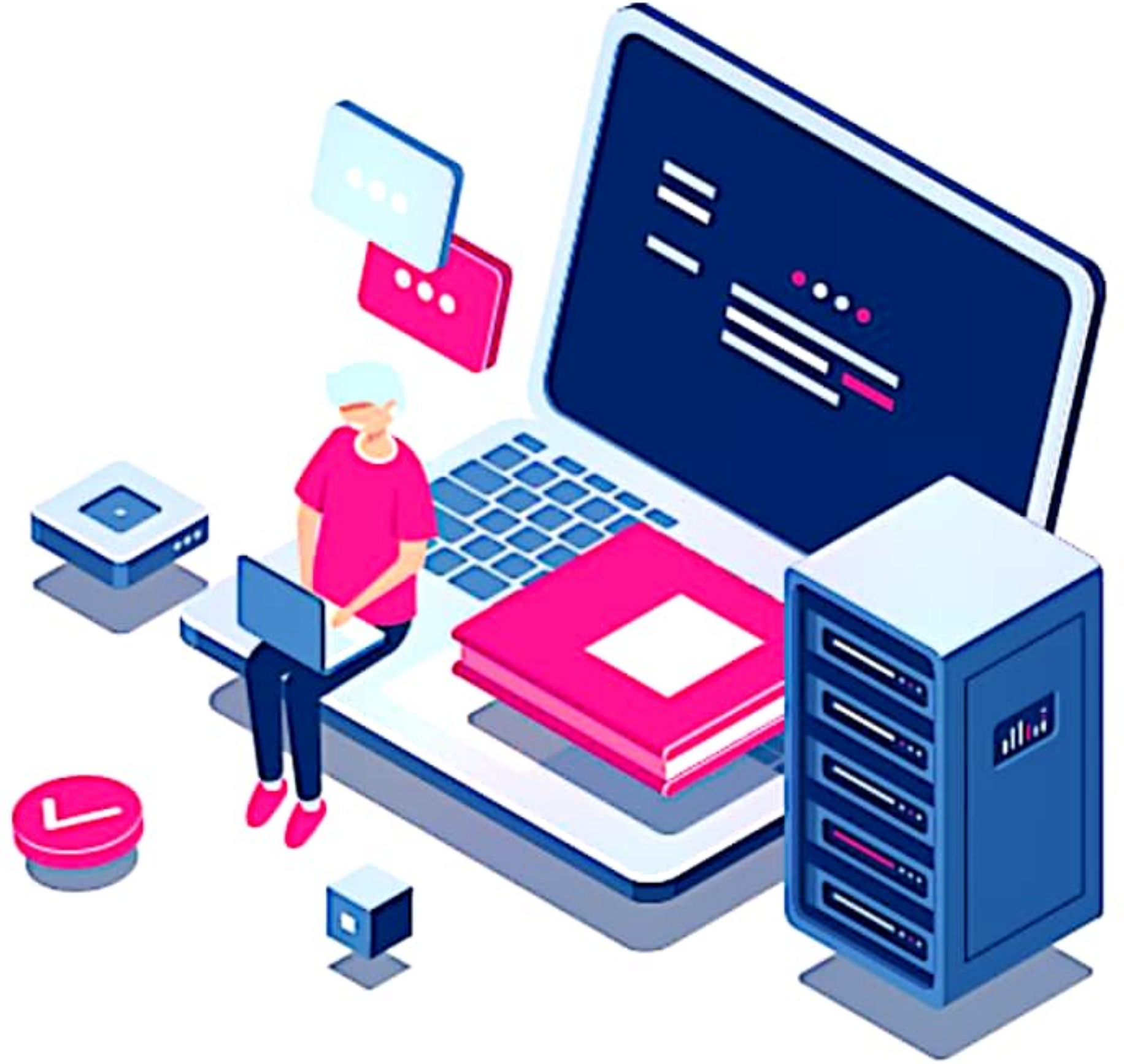


سلسلة

# التجمع التعليمي



التجمع التعليمي



القناة الرئيسية: [t.me/BAK111](https://t.me/BAK111)

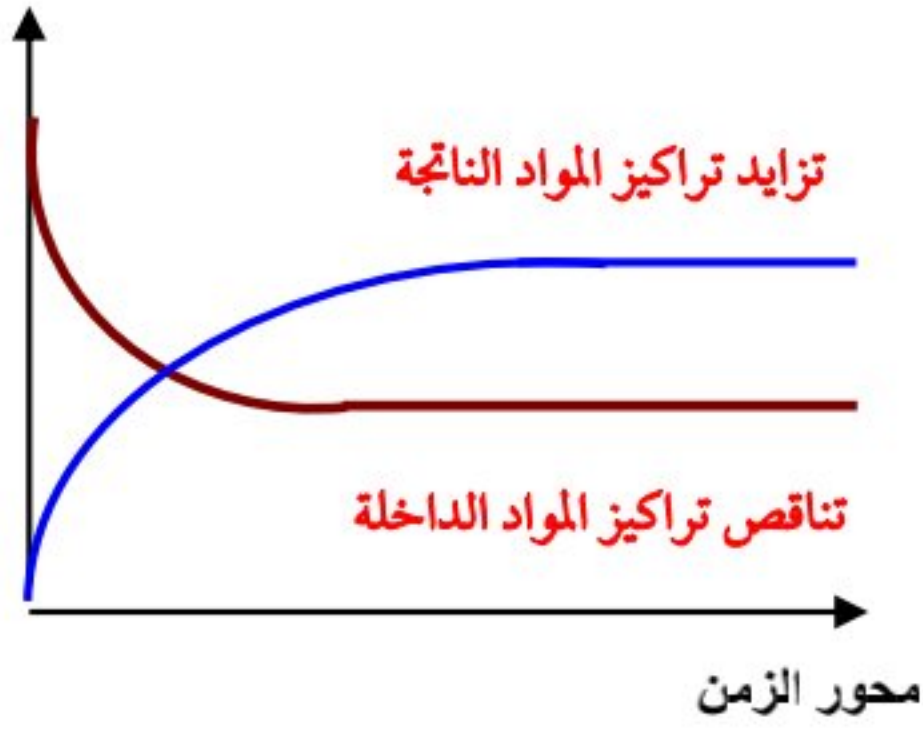
بوت التواصل: [@BAK1117\\_bot](https://t.me/BAK1117_bot)

## (١) مقدمة:

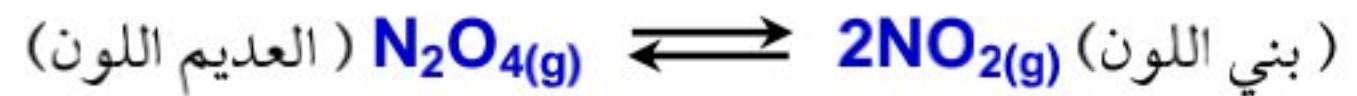
ندرس التوازن الكيميائي على التفاعلات العكوسة التي لا تتم باتجاه واحد حتى تكتمل ولا تستهلك فيها المواد الداخلة استهلاكاً تاماً وإنما يمكن للمواد الناتجة أن تتفاعل مع بعضها البعض لتعطي المواد الداخلة من جديد عند نفس الشروط.

## (٢) المفهوم الحركي للتوازن الكيميائي:

محور التراكيز



ليكن لدينا التفاعل الغازي العكوس التالي:



(أ) في بداية التفاعل: تكون تراكيز المواد الداخلة للتفاعل أعظمية وتكون سرعة التفاعل المباشر أعظمية أيضاً.

ويكون تراكيز المواد الناتج عن التفاعل معدوم وتكون سرعة التفاعل العكسي معدومة أيضاً.

(ب) ومع مرور الزمن: تناقص تراكيز المواد الداخلة للتفاعل وتتناقص معها سرعة

التفاعل المباشر وتزداد تراكيز المواد الناتجة عنه ويزداد معها سرعة التفاعل العكسي.

(ت) ويستمر ذلك: إلى أن تصبح سرعة التفاعل المباشر تساوي سرعة التفاعل العكسي عندها تثبت التراكيز ونقول بأن التفاعل قد أصبح في حالة توازن.

## النتيجة: عند التوازن:

(أ) تثبت التراكيز.

(ب) تكون سرعة التفاعل المباشر تساوي سرعة التفاعل العكسي.

## (٣) ثابت التوازن الكيميائي:



ما هي العبارة الرياضية لسرعة التفاعل المباشر والعكسي بفرض أن كل منهما أولي وكيف نستنتج منهما عبارة ثابت التوازن؟

$$V_{(1)} = k_1 [A]^a [B]^b$$

$$V_{(2)} = k_2 [C]^c [D]^d$$

$$V_{(\text{مباشر})} = V_{(\text{عكسي})}$$

$$k_1 [A]^a [B]^b = k_2 [C]^c [D]^d$$

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

$$K_C = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

عند التوازن يكون:

نعزل الثوابت لطرف و التراكيز لطرف آخر فنجد:

**ملاحظة ١:**  $K_C$  ثابت التوازن بدلالة التراكيز المولية: هو نسبة جداء التراكيز المولية للمواد الناتجة عن التفاعل على جداء التراكيز المولية

للمواد الداخلة إلى التفاعل عند التوازن كل منها مرفوع إلى أس أمثالها في المعادلة الموزونة عند درجة حرارة معينه وتتغير قيمته بتغير تلك

الدرجة.

**ملاحظة 2:** إذا كان التفاعل العكوس غازي عندها يمكن أن يُعبر عن ثابت التوازن بدلالة الضغوط الجزئية.



$$K_p = \frac{P_C^c \times P_D^d}{P_A^a \times P_B^b}$$

**ملاحظة 3:** العلاقة التي تربط بين ( $K_c$  و  $K_p$ ):  $K_p = K_c (R \times T)^{\Delta n}$

حيث أن:  $K_p$ : ثابت التوازن بدلالة الضغوط الجزئية و بتغير قيمته بتغير درجة الحرارة فقط .

$R$ : ثابت الغازات المثالية تساوي قيمته  $R = 0.082 \text{ atm. l.mol}^{-1}.k^{-1}$

$K_c$ : ثابت التوازن بدلالة التراكيز.

$\Delta n$ : تغير عدد المولات الغازية حصراً أي: ( $\Delta n = n_2 - n_1$ )

$T$ : درجة الحرارة وتقدر بالكلفن حصراً أي:  $T = t + 273$   
 سيليزيوس كلفن

**ملاحظة 4:** كل من ( $K_p$  و  $K_c$ ) مقداران ثابتان ليس لهما واحدة.

**ملاحظة 5:** لا تظهر تراكيز المواد الصلبة ( $S$ ) في عبارة ثابت التوازن ولا المحل كالماء والسوائل ( $l$ ) لأن تراكيزها ثابتة مهما اختلفت كميتها.

**ملاحظة 6:** حاصل التفاعل  $Q$ : هو نسبة جداء التراكيز المولية للمواد الناتجة عن التفاعل على جداء التراكيز المولية للمواد الداخلة إلى

التفاعل كلٍ منها مرفوع إلى اس أمثالها في المعادلة الموزونة في لحظة ما (دون حالة التوازن) ونميز ثلاث حالات:

(أ) إذا كانت قيمة  $Q = K_c$  فالتفاعل يكون في حالة توازن.

(ب) إذا كانت قيمة  $Q < K_c$  تكون تراكيز المواد الناتجة أقل من تراكيزها في حالة التوازن فيرجح التفاعل المباشر على التفاعل العكسي

للوصل إلى حالة التوازن.

(ت) إذا كانت قيمة  $Q > K_c$  تكون تراكيز المواد الناتجة أكبر من تراكيزها في حالة التوازن فيرجح التفاعل العكسي على التفاعل المباشر

للوصل إلى حالة التوازن.

**ملاحظة 7:** أهمية ثابت التوازن الكيميائي:

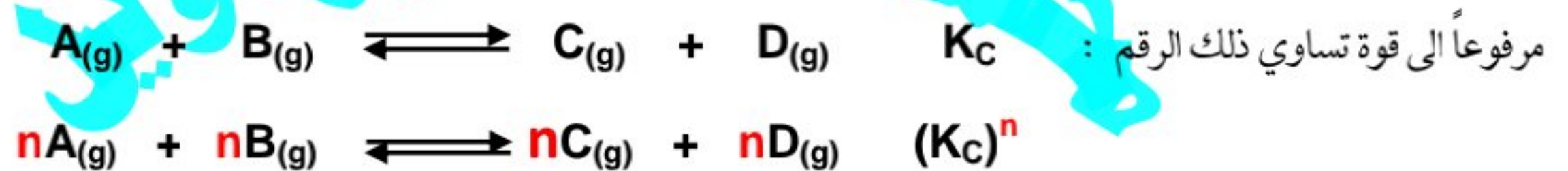
**اعداد المدارس:**

آ - إذا كانت قيمة  $K_c \gg 1$  فالتفاعل يتم إلى مدى كبير بالاتجاه المباشر.

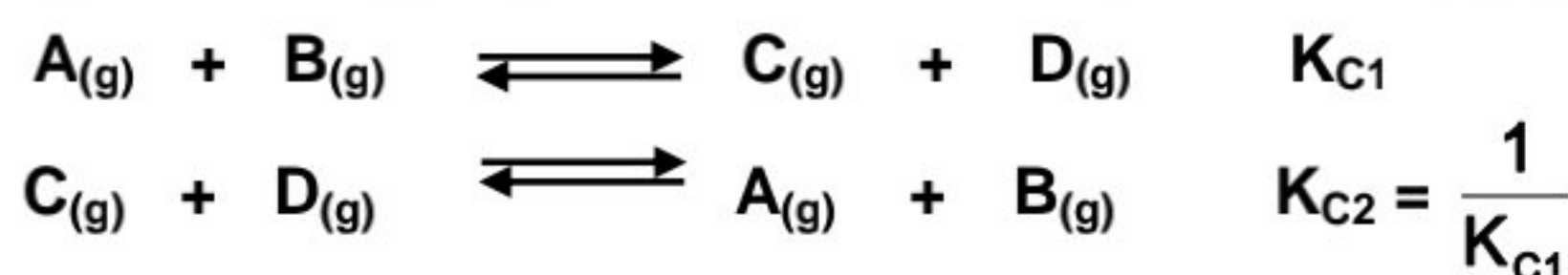
ب - إذا كانت قيمة  $K_c \ll 1$  فالتفاعل لا يتم إلى مدى كبير بالاتجاه المباشر.

**ملاحظة 8:** العمليات الحسابية مل ثابت التوازن:

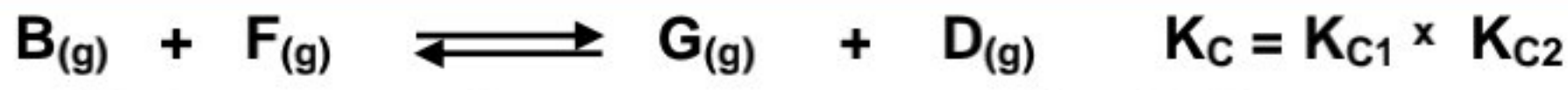
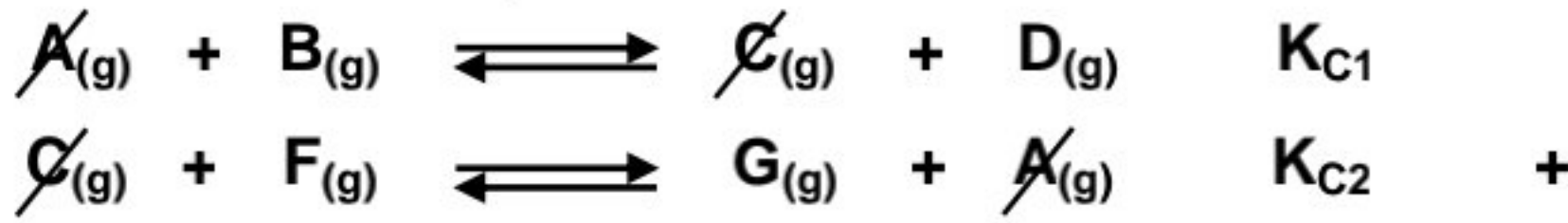
آ - إذا ضربت معادلة تفاعل عكوس بمعامل ما (أي رقم) فإن ثابت التوازن للتفاعل الجديد بعد الضرب يساوي قيمة الثابت التوازن قبل الضرب



ب - إذا عكس التفاعل العكوس فإن قيمة ثابت التوازن الجديدة بعد ذلك تساوي مقلوب قيمة ثابت التوازن الأصلي:

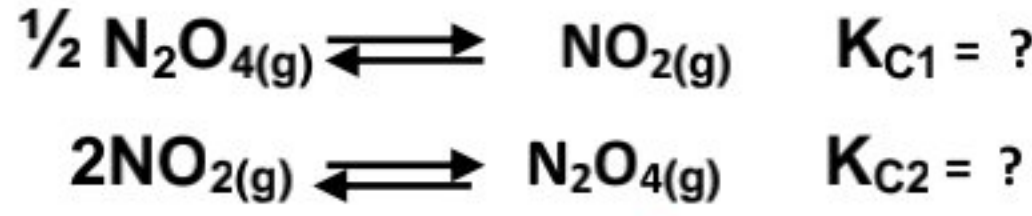


ت - ثابت التوازن لتفاعل يتم بعدة مراحل يساوي جداء ثوابت التوازن للمراحل التي يمر بها ذلك التفاعل :

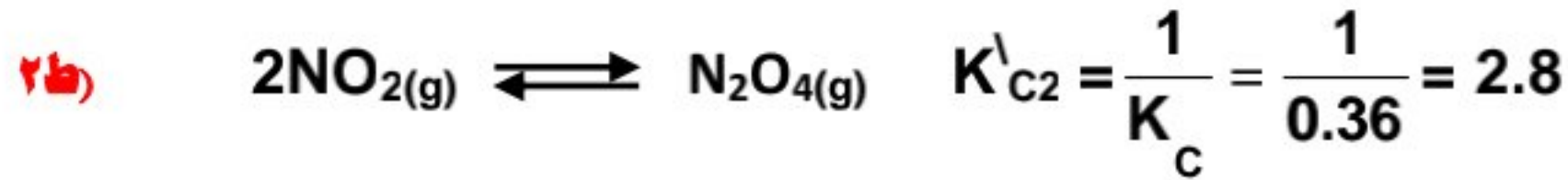
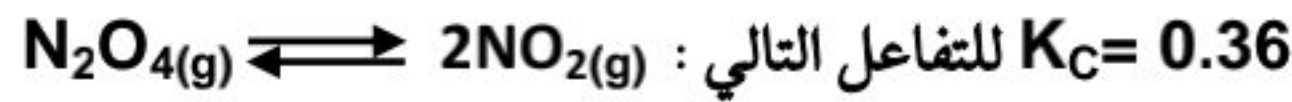


**تدريب ١:** اذا علمت بأن قيمة ثابت التوازن  $K_C = 0.36$  للتفاعل التالي :  $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$

**المطلوب :** احسب قيمة  $K_C$  لكل من التفاعلين :



**المحلول**



**تدريب ٢:** اذا علمت بأن :  $Fe(s) + CO_2(g) \rightleftharpoons FeO(s) + CO(g) \quad K_{C1} = 1.47$



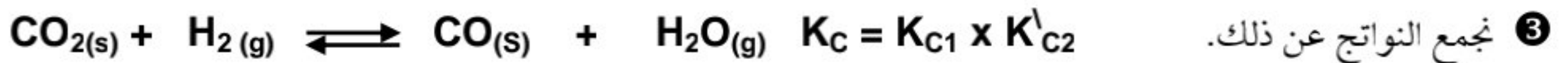
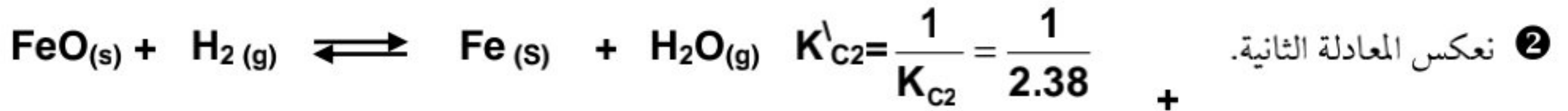
بالاعتماد على ما سبق احسب قيمة ثابت التوازن للتفاعل التالي :



**المحلول**

**للتوصل الى التفاعل المطلوب :** نبقى المعادلة الأولى على حالها ونعكس المعادلة الثانية ثم نجمع النواتج وكل ما قمنا به غلى التفاعلات

نقوم بما يناسبها على الثوابت :



$$\begin{aligned} K_C &= 1.47 \times \frac{1}{2.38} \\ K_C &= \frac{147}{238} \end{aligned}$$

**تدريب ٣:** ما هي العبارة الرياضية لكل من  $K_p$  و  $K_C$  وما العلاقة بينهما لكل من التفاعلات العكوسة الآتية التي تتم في الشروط معينه :



$$\text{أ)} \quad K_C = [CO_2]_{eq}$$

$$\text{ب)} \quad K_p = P_{(CO_2)}$$

$$\text{ت)} \quad K_p = K_C (R \times T)^{\Delta n}$$

$$K_p = K_C (R \times T)^1$$

$$K_p = K_C \times R \times T$$



أ) 
$$K_c = \frac{[CH_4]_{eq}}{[H_2]_{eq}^2}$$

ب) 
$$K_p = \frac{P_{(CH_4)}}{P_{(H_2)}^2}$$

ت) 
$$K_p = K_c (R \times T)^{\Delta n}$$

$$K_p = K_c (R \times T)^{1-2}$$

$$K_p = K_c (R \times T)^{-1}$$

$$K_p = \frac{K_c}{(R \times T)}$$



أ) 
$$K_c = \frac{[NH_3]_{eq}^2}{[N_2]_{eq} \times [H_2]_{eq}^3}$$

ب) 
$$K_p = \frac{P_{NH_3}^2}{P_{(N_2)} \times P_{(H_2)}^3}$$

ت) 
$$K_p = K_c (R \times T)^{\Delta n}$$

$$K_p = K_c (R \times T)^{2-4}$$

$$K_p = K_c (R \times T)^{-2}$$

$$K_p = \frac{K_c}{(R \times T)^2}$$



أ) 
$$K_c = \frac{[HI]_{eq}^2}{[H_2]_{eq} \times [I_2]_{eq}}$$

ب) 
$$K_p = \frac{P_{(HI)}^2}{P_{(H_2)} \times P_{(I_2)}}$$

$$K_p = K_c (R \times T)^{\Delta n}$$

$$K_p = K_c (R \times T)^{2-2}$$

$$K_p = K_c (R \times T)^0$$

$$K_p = K_c$$

**تدريب 4:** يتفاعل غاز أحادي أكسيد الكربون مع غاز الكلور لتكوين غاز الفوسجين عند درجة حرارة ثابتة، وفق المعادلة الآتية:



يمثل الجدول الآتي تراكيز التوازن لثلاث تجارب مختلفة لذلك التفاعل مقدرة بـ  $\text{mol.L}^{-1}$  احسب قيمة ثابت التوازن له بالاعتماد على تلك التجارب الثلاث ماذا تستنتج.

رقم التجربة	$[\text{COCl}_2\text{(g)}]_{\text{eq}}$	$[\text{CO(g)}]_{\text{eq}}$	$[\text{Cl}_2\text{(g)}]_{\text{eq}}$	$K_c$
1	9	1.5	2	
2	18	3	2	
3	36	4	3	

**المسألة**

$\text{CO(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{COCl}_2\text{(g)}$ $K_c = \frac{[\text{COCl}_2]_{\text{eq}}}{[\text{CO}]_{\text{eq}} [\text{Cl}_2]_{\text{eq}}}$				
رقم التجربة	$[\text{COCl}_2\text{(g)}]_{\text{eq}}$	$[\text{CO(g)}]_{\text{eq}}$	$[\text{Cl}_2\text{(g)}]_{\text{eq}}$	$K_c$
1	9	1.5	2	$K_c = \frac{9}{1.5 \times 2} = \frac{9}{3} = 3$
2	18	3	2	$K_c = \frac{18}{3 \times 2} = \frac{18}{6} = 3$
3	36	4	3	$K_c = \frac{36}{4 \times 3} = \frac{36}{12} = 3$

كما سبق نلاحظ بأن قيمة ثابت التوازن لتفاعل ما ثابتة لا تتغير بتغير التراكيز عند درجة حرارة ثابتة

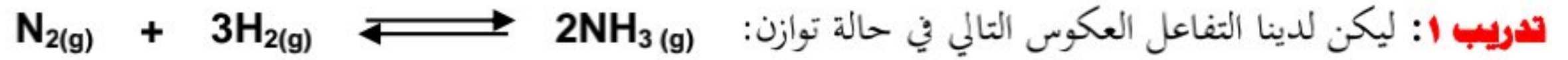
## ٤) قاعدة لوشاتولية:

إذا حدث تغير على إحدى شروط جملة كيميائية متوازنة ( كالضغط أو التركيز أو درجة الحرارة) يختل التوازن فيرجح التفاعل بالاتجاه الذي يعاكس ذلك التغير.

## ٥) العوامل المؤثرة على انزياح التوازن:

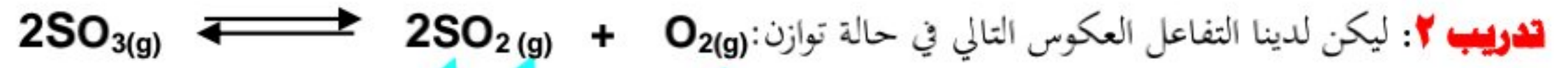
## أ) تأثير التراكيز:

أ) عند زيادة تركيز احد مواد جملة كيميائية متوازنة يختل التوازن فيرجح التفاعل بالاتجاه الذي ينقص من تركيز تلك المادة.  
ب) عند انقاص تركيز احد مواد جملة كيميائية متوازنة يختل التوازن فيرجح التفاعل بالاتجاه الذي يزيد من تركيز تلك المادة.



بين أثر كل من : ① زيادة تركيز  $N_2$  . ② زيادة تركيز  $NH_3$  . ③ انقاص تركيز  $NH_3$  .  
على كل من : أ) حالة التوازن ب) كمية  $N_2$  و  $H_2$  و  $NH_3$  ج) قيمة  $K_c$

التغير	حالة التوازن	كمية $N_2$ و $H_2$ و $NH_3$	قيمة $K_c$
① زيادة تركيز $N_2$	يختل التوازن فيرجح التفاعل المباشر لينقص من الزيادة في تركيز $N_2$ ويعود إلى حالة توازن جديدة	تنقص كمية $H_2$ تزداد كمية $NH_3$	لا تتغير
② زيادة تركيز $NH_3$	يختل التوازن فيرجح التفاعل العكسي لينقص الزيادة في تركيز $NH_3$ ويعود إلى حالة توازن جديدة	تزداد كمية $N_2$ تزداد كمية $H_2$	لا تتغير
③ انقاص تركيز $NH_3$	يختل التوازن فيرجح التفاعل المباشر ليعوض النقص في تركيز $NH_3$ ويعود إلى حالة توازن جديدة	تنقص كمية $N_2$ تنقص كمية $H_2$	لا تتغير



بين أثر كل من : ① زيادة كمية  $SO_3$  . ② زيادة كمية  $SO_2$  . ③ انقاص كمية  $SO_2$  .  
على كل من : أ) حالة التوازن ب) كمية  $SO_3$  و  $SO_2$  و  $O_2$  ج) قيمة  $K_c$

التغير	حالة التوازن	كمية $O_2$ و $SO_2$ (g) و $SO_3$ (g)	قيمة $K_c$
① زيادة كمية $SO_3$			
② زيادة كمية $SO_2$			
③ انقاص كمية $SO_2$			

**ملاحظة ١:** يمكن أن نجعل التفاعل العكوس تام وذلك بسحب مستمر لاحد المواد الناتجة كلما تشكل.

**ملاحظة ٢:** يمكن أن نجعل التفاعل العكوس يستهلك احد المواد المتفاعلة بشكل تام وذلك بإضافة كمية فائضة من المادة الأخرى التي تتفاعل معها.

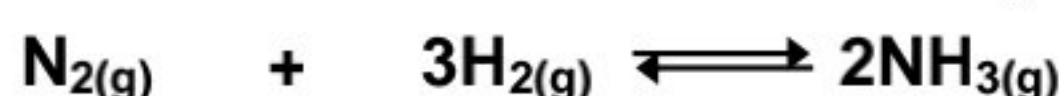
٢) تأثير الضغط: ندرس تأثير الضغط على التفاعلات الغازية فقط:

أ) عند انقاص الضغط يختل التوازن فيرجح التفاعل بالاتجاه الذي يحوي عدد مولات غازية أكثر ذات الضغط الأكثر.

ب) عند زيادة الضغط يختل التوازن فيرجح التفاعل بالاتجاه الذي يحوي عدد مولات غازية أقل ذات الضغط الأقل.

ج) لا يؤثر تغير الضغط على حالة التوازن في التفاعلات العكوسة التي تحوي على نفس العدد من المولات الغازية في طرفي التفاعل.

تدريب ٣: ليكن لدينا التفاعل الغازي العكوس التالي في حالة توازن:



بين أثر كل من: ١) زيادة الضغط. ٢) نقصان الضغط.

على كل من: ١) حالة التوازن ٢) كمية  $\text{N}_2(\text{g})$  و  $\text{H}_2(\text{g})$  و  $\text{NH}_3(\text{g})$  ٣) قيمة  $K_C$ .

التغير	١) حالة التوازن	٢) كمية $\text{N}_2$ و $\text{H}_2$ و $\text{NH}_3$	٣) قيمة $K_C$
١) زيادة الضغط	يختل التوازن فيرجح التفاعل المباشر حيث عدد المولات الغازية الأقل ذات الضغط الأقل ويعود الى حالة توازن جديدة.	تنقص كمية $\text{H}_2$ تنقص كمية $\text{N}_2$ تزداد كمية $\text{NH}_3$	لا تتغير
٢) انقاص الضغط	يختل التوازن فيرجح التفاعل العكسي حيث عدد المولات الغازية الأكثر ذات الضغط الأكبر ويعود الى حالة توازن جديدة.	تزداد كمية $\text{H}_2$ تزداد كمية $\text{N}_2$ تنقص كمية $\text{NH}_3$	لا تتغير

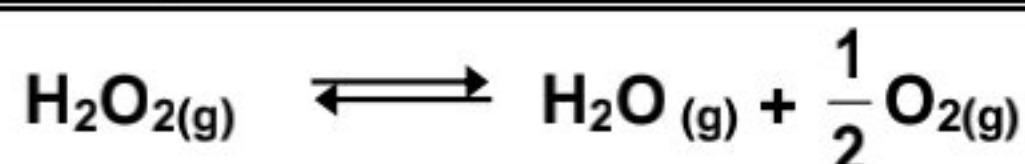
تدريب ٤: ليكن لدينا التفاعل لغازي العكوس التالي في حالة توازن:



بين أثر كل من: ١) زيادة الضغط. ٢) نقصان الضغط.

على كل من: ١) انزياح التوازن ٢) كمية  $\text{SO}_3(\text{g})$  و  $2\text{SO}_2(\text{g})$  و  $\text{O}_2(\text{g})$  ٣) قيمة  $K_C$ .

التغير	١) حالة التوازن	٢) كمية $\text{SO}_3$ و $\text{SO}_2$ و $\text{O}_2$	٣) قيمة $K_C$
١) زيادة الضغط			
٢) انقاص الضغط			



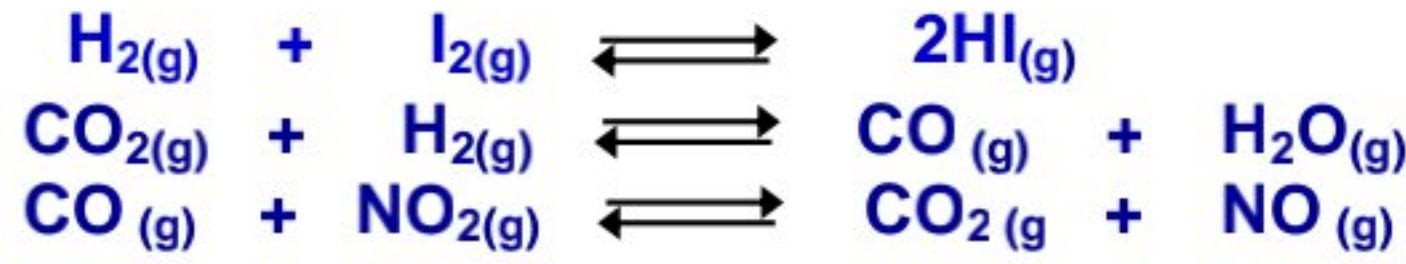
تدريب ٥: ليكن لدينا التفاعل لغازي العكوس التالي في حالة توازن:

بين أثر كل من: ١) زيادة الضغط. ٢) نقصان الضغط.

على كل من: ١) حالة التوازن. ٢) كمية المواد الداخلة. ٣) كمية المواد الناتجة. ٤) قيمة  $K_C$ .

التغير	① حالة التوازن	② كمية المواد المتفاعلة.	③ كمية المواد الناتجة.	قيمة $K_C$ .
① زيادة الضغط				
② انقاص الضغط				

**ملاحظة:** لا يؤثر تغير الضغط على انزياح التوازن في التفاعلات الغازية العكوسة التي تحوي نفس العدد من المولات الغازية في طرفي التفاعل

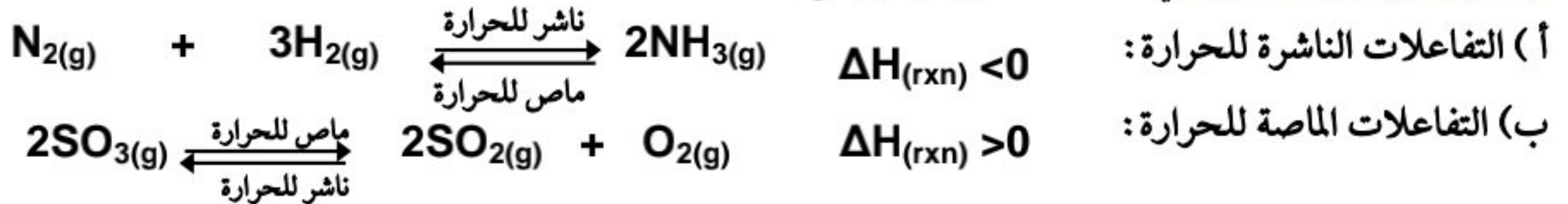


**تدريب ٦:**

في جميع هذه التفاعلات  $\Delta n = 0$

التغير	حالة التوازن	قيمة $K_C$ و $K_P$
① زيادة الضغط	لا يؤثر زيادة الضغط على انزياح التوازن	قيمة $K_C = K_P$
② نقصان الضغط	لا يؤثر نقصان الضغط على انزياح التوازن	قيمة $K_C = K_P$

٣) تأثير تغير درجة الحرارة: في هذه الحالة نميز نوعين من التفاعلات:



- ❖ عند زيادة درجة الحرارة يختل التوازن فيرجح التفاعل الماص للحرارة وعند خفض درجة الحرارة يختل التوازن فيرجح التفاعل الناشر للحرارة.
- ❖ عندما يرجح التفاعل المباشر بتأثير تغير درجة الحرارة تزداد قيمة ثابت التوازن بسبب زيادة كمية المواد الناتجة ونقصان كمية المواد المتفاعلة.
- ❖ عندما يرجح التفاعل العكسي بتأثير تغير درجة الحرارة فتتقص قيمة ثابت التوازن بسبب نقصان كمية المواد الناتجة وزيادة كمية المواد المتفاعلة.



عند التوازن يكون المحلول بنفسجي لأنه يحوي على  $\text{CoCl}_4^{2-}(\text{aq})$  ذات اللون الأزرق و  $\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}(\text{aq})$  ذات اللون الأحمر

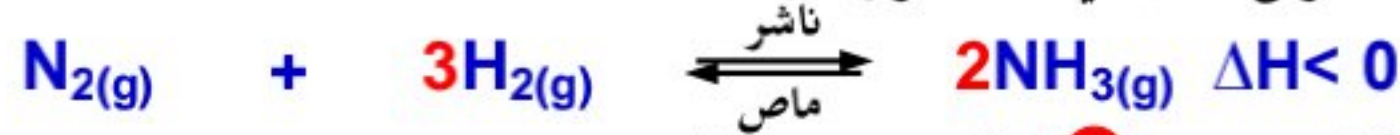
$$K_C = \frac{[\text{CoCl}_4^{2-}]_{(\text{eq})}}{[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}]_{(\text{eq})} \times [\text{Cl}^-]_{(\text{eq})}^4}$$

ما تأثير زيادة درجة الحرارة ثم خفضها على كل من:

- ① حالة التوازن .      ② كمية المواد المتفاعلة .      ③ كمية المواد الناتجة .      ④ قيمة  $K_C$  .

التغير	حالة التوازن	كمية المواد المتفاعلة	كمية المواد الناتجة.	قيمة $K_C$
① زيادة درجة الحرارة	عند زيادة درجة الحرارة يختل التوازن ويرجح التفاعل المباشر (الماص للحرارة)	تنقص كمية المواد المتفاعلة	تزداد كمية المواد الناتجة	تزداد قيمة البسط تنقص قيمة المقام تزداد قيمة $K_C$
② خفض درجة الحرارة	عند خفض درجة الحرارة يختل التوازن ويرجح التفاعل العكسي (الناشر للحرارة)	تزداد كمية المواد المتفاعلة	تنقص كمية المواد الناتجة	تنقص قيمة البسط تزداد قيمة المقام تنقص قيمة $K_C$

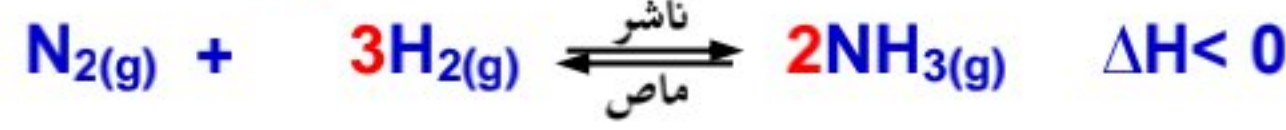
**تدريب ٨:** ليكن لدينا التفاعلات العكوس التالية في حالة توازن:



بين أثر كل من : ① زيادة درجة الحرارة. ② انقاص درجة الحرارة.

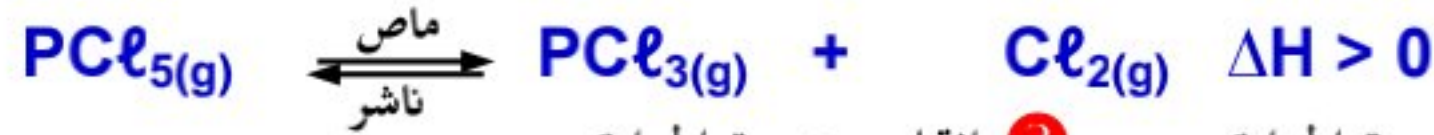
على كل من : ① حالة التوازن . ② كمية  $\text{N}_2$  و  $\text{H}_2$  و  $\text{NH}_3$  ③ قيمة  $K_c$

المعادلة



التغير	حالة التوازن	كمية المواد المتفاعلة	كمية المواد الناتجة.	قيمة $K_c$
① زيادة درجة الحرارة	عند زيادة درجة الحرارة يختل التوازن ويرجح التفاعل العكسي (الماص للحرارة) ليستهلك الحرارة المعطاة بالتسخين.	تزداد كمية المواد الداخلة.	تنقص كمية المواد الناتجة	تنقص قيمة البسط تزداد قيمة المقام تنقص قيمة $K_c$
② خفض درجة الحرارة	عند خفض درجة الحرارة يختل التوازن ويرجح التفاعل المباشر (الناشر للحرارة) ليعوض الحرارة المستهلكة بالتبريد.	تزداد كمية المواد الناتجة	تنقص كمية المواد الداخلة	تزداد قيمة البسط تنقص قيمة المقام تزداد قيمة $K_c$

**تدريب ٩:** ليكن لدينا التفاعلات العكوس التالية في حالة توازن:



بين أثر كل من : ① زيادة درجة الحرارة. ② انقاص درجة الحرارة.

على كل من : ① حالة التوازن . ② كمية المواد المتفاعلة ③ كمية المواد الناتجة. ④ قيمة  $K_c$ .

التغير	حالة التوازن	كمية المواد المتفاعلة	كمية المواد الناتجة.	قيمة $K_c$
① زيادة درجة الحرارة	عند زيادة درجة الحرارة يختل التوازن ويرجح التفاعل المباشر (الماص للحرارة) ليستهلك الحرارة المعطاة بالتسخين.	تزداد تراكيز المواد الداخلة	تزداد تراكيز المواد الناتجة	تزداد قيمة $K_c$
② خفض درجة الحرارة	عند انقاص درجة الحرارة يختل التوازن ويرجح التفاعل العكسي (الناشر للحرارة) ليستهلك الحرارة المعطاة بالتسخين.	تزداد تراكيز المواد الداخلة	تنقص تراكيز المواد الناتجة	تنقص قيمة $K_c$

**٤- تأثير الحفاز في التوازن:**

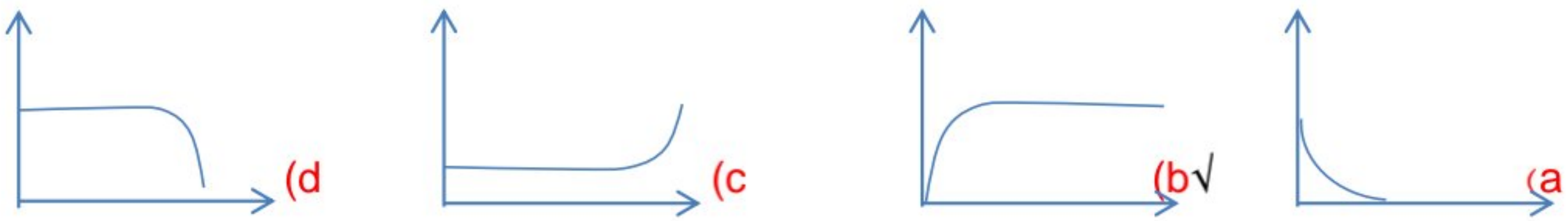
(أ) لا يؤثر اضافة الحفاز على قيمة ثابت التوازن.

(ب) لا يؤثر الحفاز على انزياح التوازن وإنما يسرع الوصول إلى حالة التوازن لأن الحفاز يؤثر على التفاعل المباشر والعكسي بنفس النسبة.

## تدريبات البحث

## أولاً: اختر الإجابة الصحيحة:

- (١) تتغير قيمة ثابت التوازن  $K_c$  في التفاعلات المتوازنة:  
 (a) بتغير الضغط. (b) بإضافة حفاز. (c) بخفض درجة الحرارة. (d) بزيادة تركيز المواد الناتجة.
- (٢) في التفاعلات المتوازنة عند بلوغ حالة التوازن يكون:  
 (a) ينخفض تركيز المواد الناتجة. (b) تنخفض سرعة التفاعل المباشر. (c) تثبت التراكيز. (d) تزداد سرعة التفاعل المباشر.
- (٣) أحد الخطوط البيانية التالية يمثل تغير تركيز مادة ناتجة في تفاعل متوازن:



- (٤) بفرض أن  $K_c$  ثابت التوازن للتفاعل التالي:  
 $SO_2(g) + \frac{1}{2} O_2 \rightleftharpoons SO_3(g)$   
 فيكون ثابت التوازن  $K_c'$  للتفاعل التالي هو:  
 $2SO_3(g) \rightleftharpoons 2SO_2(g) + O_2$   
 (a)  $2K_c$  (b)  $\frac{1}{2K_c}$  (c)  $\sqrt{\frac{1}{K_c^2}}$  (d)  $K_c^2$

(٥) أي من التفاعلات التالية يرجح التفاعل العكسي عند نقصان حجم الوعاء الذي يحدث فيه التفاعل:

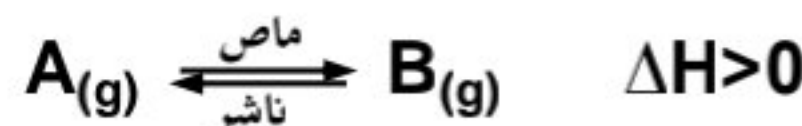
$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$ (b)	$2SO_3(g) \rightleftharpoons 2SO_2(g) + O_2(g)$ (a)
$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$ (d)	$4Fe(s) + 3O_2 \rightleftharpoons Fe_2O_3(g)$ (c)

- (٦) أي من التغيرات التالية تؤدي إلى زيادة كمية النشادر في التفاعل الغازي العكوس التالي:  
 $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$   
 (a) زيادة درجة الحرارة. (b) خفض كمية  $N_2$  ماص. (c) زيادة الضغط الكلي. (d) إضافة حفاز.

## ثانياً: أعط تفسيراً علمياً لكل مما يلي:

- (١) لا تستهلك المواد المتفاعلة كلياً في التفاعلات المتوازنة:  
 لأن المواد الناتجة تتفاعل مع بعضها البعض لتعطي المواد المتفاعلة من جديد عند نفس الشروط.
- (٢) إضافة الحفاز يسرع الوصول إلى حالة التوازن:  
 لأن الحفاز يزيد من سرعة التفاعل المباشر والعكسي بنفس النسبة.

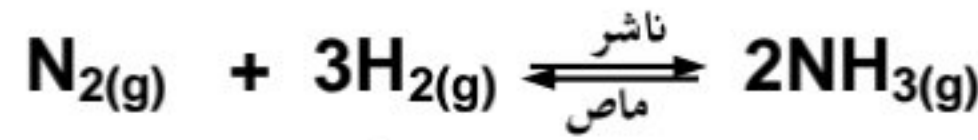
- (٣) في التفاعل الآتي:  $C(s) + 2H_2(g) \rightleftharpoons CH_4(g)$  يرجع التفاعل المباشر بزيادة الضغط.  
 بزيادة الضغط يرجح التفاعل المباشر حيث عدد المولات الغازية الأقل.
- (٤) في التفاعلات الماصة للحرارة تقل قيمة ثابت التوازن عند خفض درجة الحرارة.



بما أن التفاعل المباشر ماص للحرارة فعند خفض درجة الحرارة يرجح التفاعل العكسي الناشر للحرارة مما يؤدي إلى نقصان تركيز المواد الناتجة فتتقص قيمة البسط فتتقص قيمة ثابت التوازن.

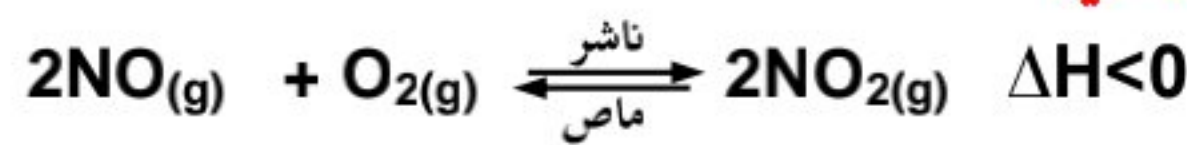
أي من التفاعلات التالية يرجح التفاعل العكسي عند نقصان حجم الوعاء الذي يحدث فيه التفاعل:	
$\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$ (b)	$\sqrt{\sqrt{2\text{SO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})}}$ (a)
$\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$ (d)	$4\text{Fe}(\text{s}) + 3\text{O}_2 \rightleftharpoons \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{g})$ (c)

(٥) أي من التغيرات التالية تؤدي الى زيادة كمية النشادر في التفاعل الغازي العكوس التالي:



(a) زيادة درجة الحرارة. (b) خفض كمية  $\text{N}_2$ . (c) زيادة الضغط الكلي. (d) اضافة حفاز.

**ثالثاً: لديك التفاعل الغازي العكوس التالي:**



(١) اكتب عبارة ثابت التوازن بدلالة التراكيز  $K_c$ .

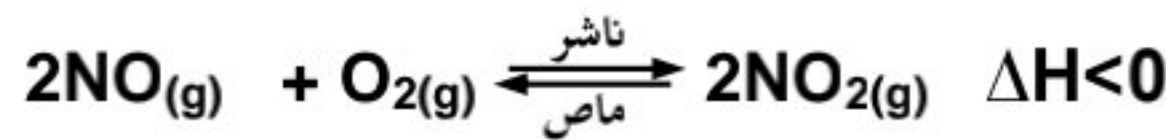
(٢) اكتب عبارة ثابت التوازن بدلالة الضغوط الجزئية  $K_p$ .

(٣) اكتب العلاقة التي تربط بين  $K_p$  و  $K_c$ .

(٤) بين تأثير خفض درجة الحرارة على حالة التوازن مع التفسير.

(٥) بين تأثير إضافة حفاز على حالة التوازن و قيمة ثابت التوازن مع التفسير.

**الرابعاً:**



$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]_{\text{eq}}^2}{[\text{NO}]_{\text{eq}}^2 [\text{O}_2]_{\text{eq}}} \quad (١)$$

$$K_p = \frac{P_{(\text{NO}_2)}^2}{P_{(\text{NO})}^2 P_{(\text{O}_2)}} \quad (٢)$$

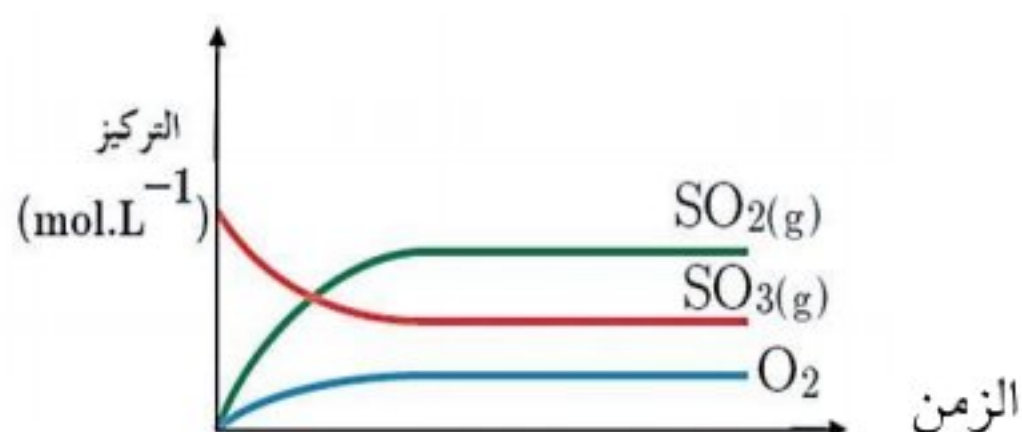
$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} \quad (٣) \text{ اكتب العلاقة التي تربط بين } K_p \text{ و } K_c$$

$$K_p = K_c(RT)^{2-3}$$

$$K_p = K_c(RT)^{-1}$$

(٤) عند خفض درجة الحرارة يرجح التفاعل المباشر الناشر للحرارة ليعوض الحرارة المستهلكة بالتبريد فتزداد قيمة  $K_c$ .

(٥) لا يؤثر الحفاز على حالة التوازن ولا يؤثر على قيمة ثابت التوازن: لأن الحفاز يؤثر على التفاعل المباشر والعكسي بنفس النسبة.



**رابعاً: لديك الشكل المجاور الذي يمثل تفاعل متوازن:**

(١) اكتب المعادلة المعبرة عن ذلك التفاعل.

(٢) اكتب عبارة ثابت التوازن بدلالة التراكيز  $K_c$ .

**المسألة**

(١) اكتب المعادلة المعبرة عن ذلك التفاعل :  $2\text{SO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$

(٢) اكتب عبارة ثابت التوازن بدلالة التراكيز  $K_c$  .  $K_c = \frac{[\text{SO}_2]_{\text{eq}}^2 [\text{O}_2]_{\text{eq}}}{[\text{SO}_3]_{\text{eq}}^2}$

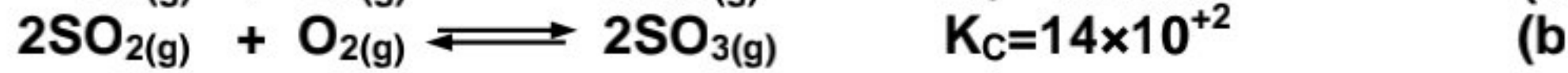
**خامساً: قيس قيمة ثابت التوازن بدلالة الضغوط الجزئية في درجات حرارة مختلفة فكانت:**

$3\text{A}(\text{g}) + \text{B}(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{C}(\text{g})$	
درجة الحرارة (°C)	قيمة ثابت التوازن $K_p$
300	$4.34 \times 10^{-3}$
400	$1.64 \times 10^{-3}$

**المطلوب: هل التفاعل ناشر أم ماص للحرارة؟ فسر اجابتك؟**

**الجواب:** نلاحظ من القيم الموجودة في الجدول أنه عند رفع درجة الحرارة تقل قيمة ثابت التوازن أي يرجح التفاعل العكسي الذي يفترض أن يكون ماص للحرارة، وبذلك التفاعل ناشر للحرارة.

**سادساً: قارن بين كمية المواد المتفاعلة والمواد الناتجة عند بلوغ التوازن في كل من التفاعلين الآتيين:**

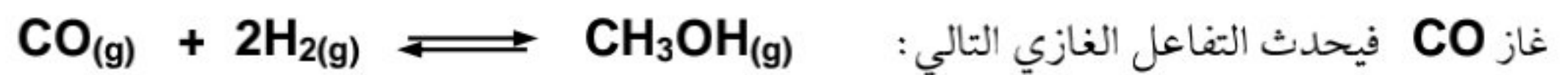


**الجواب: (a) في التفاعل الأول:** يكون  $K_c < 1$  و بالتالي يكون البسط أصغر من المقام أي تكون المواد الناتجة أقل من المواد الداخلة فالتفاعل لا يتم الى مدى كبير بالاتجاه المباشر.

**(b) في التفاعل الثاني:** يكون  $K_c > 1$  و بالتالي يكون البسط أكبر من المقام أي تكون المواد الناتجة أكثر من المواد الداخلة فالتفاعل يتم الى مدى كبير بالاتجاه المباشر.

**سابعاً: حل المسائل التالية:**

**المسألة الأولى:** وعاء حجمه 2L يحوي على 0.08 mol من الميثانول  $\text{CH}_3\text{OH}$  و 0.4 mol من غاز الهيدروجين  $\text{H}_2$  و 0.2 mol من



غاز  $\text{CO}$  فيحدث التفاعل الغازي التالي:  $K_c = 7.3$  **المطلوب:**

بين بالحساب اذا كان التفاعل بحالة توازن ام لا و اذا لم يكن بحالة توازن حدد التفاعل الراجح (مباشر/العكسي) ، مع التفسير:

$$[\text{CH}_3\text{OH}] = \frac{0.08}{2} = 0.04 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{0.4}{2} = 0.2 \text{ mol L}^{-1}$$

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

بما أنه لم يشير الى حالة توازن نحسب حاصل الجداء ونقارنه مع ثابت التوازن:

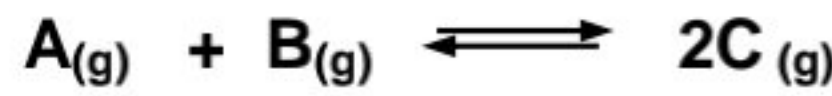
$$Q = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}][\text{H}_2]^2} = \frac{0.04}{0.1 \times (0.2)^2} = \frac{4 \times 10^{-2}}{10^{-1} \times 4 \times 10^{-2}} = \frac{1}{10^{-1}} = 10$$

$$K_c = 7.3$$

$$Q = 10$$

$Q \neq K_c$  فالتفاعل غير متوازن ويكون التفاعل الراجح هو التفاعل العكسي لأن:  $Q > K_c$

**المسألة الثانية:** مزج 2 mol من مادة A مع 2 mol من مادة B في وعاء سعته 10 L فيحدث التفاعل المتوازن وفق المعادلة:



فاذا علمت ان قيمة ثابت سرعة التفاعل المباشر  $K_1=8.8 \times 10^{-2}$  و قيمة ثابت سرعة التفاعل العكسي  $K_2=2.2 \times 10^{-2}$  المطلوب :

(1) احسب قيمة  $K_c$  ثم قيمة  $K_p$  لذلك التفاعل.

(2) احسب تراكيز كل من المواد المتفاعلة و الناتجة عند بلوغ التوازن.

**الحل**

$$K_c = \frac{K_1}{K_2} = \frac{8.8}{2.2} = 4 \quad (1) \text{ أ - حساب قيمة } K_c:$$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} \quad \text{ب - حساب قيمة } K_p:$$

$$K_p = K_c(RT)^{2-2}$$

$$K_p = K_c(RT)^0$$

$$K_c = K_p = 4$$

$$[A]_0 = [B]_0 = \frac{2}{10} = 0.2 \text{ mol L}^{-1} \quad (2)$$

	$A_{(g)}$	+	$B_{(g)}$	$\rightleftharpoons$	$2C_{(g)}$
$\text{mol l}^{-1}$ (ت بدء)	0.2		0.2		0
$\text{mol l}^{-1}$ (تغير التراكيز)	-X		-X		+2X
$\text{mol l}^{-1}$ (ت توازن)	0.2 - X		0.2 - X		+2X

$$K_c = \frac{[C]_{eq}^2}{[A]_{eq} \cdot [B]_{eq}}$$

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

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

$$0.4 - 2X = 2X$$

$$4X = 0.4$$

$$X = 0.1 \text{ mol l}^{-1}$$

$$[A]_{eq} = [B]_{eq} = 0.2 - 0.1 = 0.1 \text{ mol l}^{-1}$$

$$[C]_{eq} = 2X = 0.2 \text{ mol l}^{-1}$$

التراكيز موجبة نجد الطرفين:

(3) فالتراكيز التوازنية هي:

**المسألة الثالثة:** عند بلوغ التوازن للتفاعل الممثل بالمعادلة التالية:  $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$  في وعاء حجمه 10 l

كان عدد المولات: للهيدروجين 7.2 mol و لليود 2.4 mol و ليود الهيدروجين 0.4 mol المطلوب:

(1) احسب قيمة ثابت التوازن بدلالة التراكيز  $K_c$  ثم احسب قيمة  $K_p$

- (٢) احسب التراكيز الابتدائية لكل من اليود  $I_2$  و الهيدروجين  $H_2$  ؟
- (٣) احسب النسبة المئوية المتفاعلة لكل من اليود و الهيدروجين للوصول إلى حالة التوازن.
- (٤) اذكر طريقتين تزيد من كمية يود الهيدروجين  $2HI(g)$ .

**الحل**



$$C = \frac{n}{v} \quad \text{ط (١) - حساب التراكيز المولية لكل مادة:}$$

$$[H_2]_{eq} = \frac{7.2}{10} = 0.72 \text{ mol l}^{-1} \quad [I_2]_{eq} = \frac{2.4}{10} = 0.24 \text{ mol l}^{-1} \quad [HI]_{eq} = \frac{0.4}{10} = 0.04 \text{ mol l}^{-1}$$

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

$$K_c = \frac{(0.04)^2}{(0.72) \times (0.24)} = \frac{16 \times 10^{-4}}{1728 \times 10^{-4}} = \frac{1}{108}$$

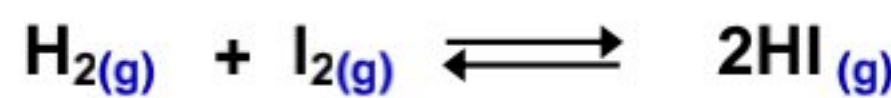
$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} \quad \text{ب - حساب قيمة } K_p :$$

$$K_p = K_c(RT)^{2-2}$$

$$K_p = K_c(RT)^0$$

$$K_c = K_p = \frac{1}{108}$$

كما سبق نلاحظ بأن  $K_p = K_c$  و ذلك بسبب تساوي عدد المولات الغازية في طرفي التفاعل.



$$\text{mol l}^{-1} \quad \text{(ت بدء)} \quad C_1 \quad C_2 \quad 0$$

$$\text{mol l}^{-1} \quad \text{(تغير التراكيز)} \quad -X \quad -X \quad +2X$$

$$\text{mol l}^{-1} \quad \text{(تراكيز توازن)} \quad C_1 - X \quad C_2 - X \quad +2X$$

$$\text{mol l}^{-1} \quad \text{(تراكيز توازن)} \quad 0.72 \quad 0.24 \quad 0.04$$

$$2X = 0.04 \dots \dots (1)$$

عند التوازن يكون:

$$C_1 - X = 0.72 \dots \dots (2)$$

$$C_2 - X = 0.24 \dots \dots (3)$$

$$2X = 0.04$$

$$X = 0.02 \text{ mol l}^{-1}$$

من (1) نجد:

نعوض X في (2) و (3) فنجد:

فيكون:  $\star C_1 - X = 0.72$

$$C_1 = 0.72 + X$$

$$C_1 = 0.72 + 0.02$$

$$[H_2]_0 = 0.74 \text{ mol l}^{-1}$$

وايضاً يكون:  $\star C_2 - X = 0.24$

$$C_2 = 0.24 + X$$

$$C_2 = 0.24 + 0.02$$

$$[I_2]_0 = 0.26 \text{ mol l}^{-1}$$

(أ) كل  $0.74 \text{ mol l}^{-1}$  من  $H_2$  يتفاعل منها  $X = 0.02 \text{ mol l}^{-1}$  (ط ٣)

كل  $100 \text{ mol l}^{-1}$  من  $H_2$  يتفاعل منها  $z \text{ mol l}^{-1}$

$$z = \frac{0.02 \times 100}{0.74} = 2.7 \text{ mol l}^{-1}$$

فالنسبة المئوية المتفاعلة من المادة  $H_2$  هي % 2.7

(ب) كل  $0.26 \text{ mol l}^{-1}$  من  $I_2$  يتفاعل منها  $X = 0.02 \text{ mol l}^{-1}$

كل  $100 \text{ mol l}^{-1}$  من  $I_2$  يتفاعل منها  $z' \text{ mol l}^{-1}$

$$z' = \frac{0.02 \times 100}{0.26} = 7.7 \text{ mol l}^{-1}$$

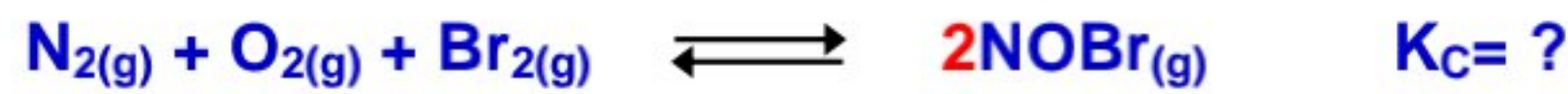
فالنسبة المئوية المتفاعلة من المادة  $I_2$  هي % 7.7

(ط ٤) يتم زيادة تركيز كمية HI : إما بزيادة تركيز  $H_2$  أو زيادة تركيز  $I_2$  أو سحب HI من وعاء التفاعل.

**المسألة الرابعة:** ليكن لديك المعادلات التي تمثل التفاعلات المتوازنة الآتية عند الدرجة  $T = 300 \text{ K}$ :



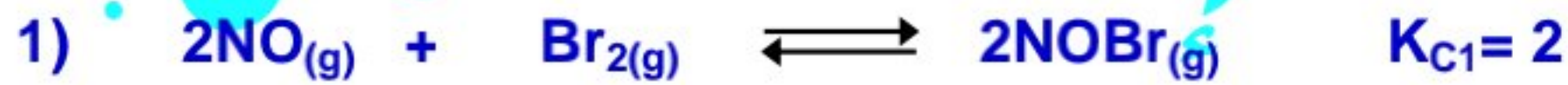
**المطلوب:** احسب قيمة  $K_C$  ثم  $K_P$  للتفاعل الآتي :



**الحل**

للتوصل إلى التفاعل المطلوب: نبقى المعادلة الأولى على حالها ونعكس المعادلة الثانية ثم نجمع النواتج عن ذلك وكل ما قمنا به على

التفاعلات نقوم بما يناسبها على الثوابت :



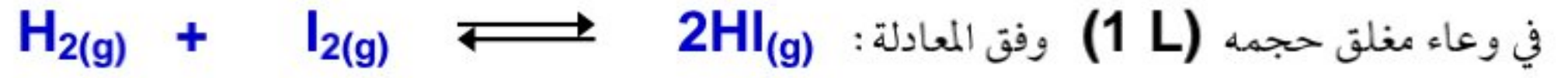
حساب قيمة الـ  $K_P$ :  $K_P = K_C(RT)^{\Delta n}$

$$K_P = 10^{-4}(0.082 \times 300)^{2-3}$$

$$K_P = (24.6)^{-1} \times 10^{-4}$$

$$K_P = \frac{1}{24.6} \times 10^{-4}$$

**المسألة الخامسة:** يتفاعل (1 mol) من بخار اليود ( $I_2$ ) مع (1 mol) من غاز الهيدروجين ( $H_2$ )

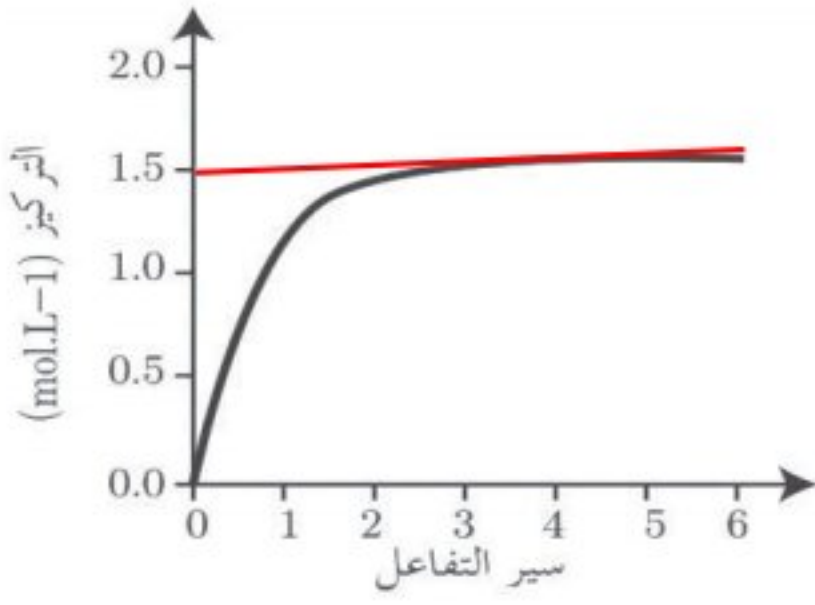


في وعاء مغلق حجمه (1 L) وفق المعادلة: حيث يبين المخطط الاتي تغير عدد مولات يود الهيدروجين بدلالة الزمن، المطلوب:

ط (1) احسب تراكيز التوازن لكل من المواد المتفاعلة و الناتجة.

ط (2) احسب قيمة ثابت التوازن.

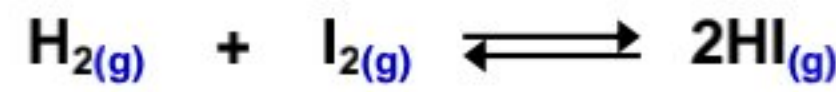
ط (3) ارسم خطا بيانيا يوضح تغير تركيز الهيدروجين بدلالة الزمن.



### الحل

ط (1) حساب تراكيز البدء ل:

$$[H_2]_0 = [I_2]_0 = \frac{n}{v} = \frac{1}{1} = 1 \text{ mol l}^{-1}$$



$\text{mol l}^{-1}$ (ت بدء)	1	1	0
$\text{mol l}^{-1}$ (تغير التراكيز)	-X	-X	+2X
$\text{mol l}^{-1}$ (ت توازن)	1 - X	1 - X	+2X = 1.5

ط (2) من المنحني المجاور يكون:

$$[H_2] = 1.5 \text{ mol l}^{-1}$$

$$2X = 1.5$$

$$X = 0.75 \text{ mol l}^{-1}$$

فالتركيز التوازنية هي:

$$[H_2]_{eq} = [I_2]_{eq} = 1 - X$$

$$= 1 - 0.75$$

$$= 0.25 \text{ mol l}^{-1}$$

$$[HI]_{eq} = 2X = 1.5 \text{ mol l}^{-1}$$

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

$$K_c = \frac{(1.5)^2}{(0.25)^2} = \frac{225 \times 10^{-2}}{625 \times 10^{-4}}$$

$$K_c = 36$$

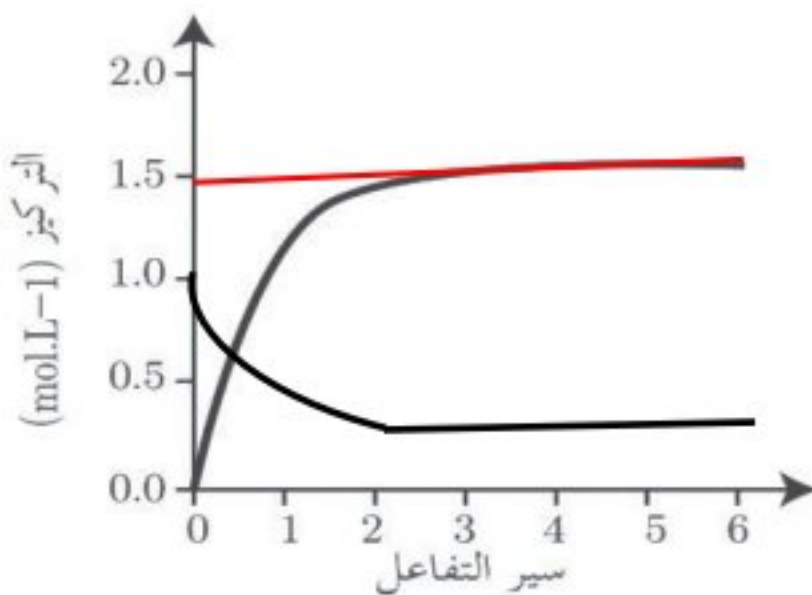
ط (3) ارسم خطا بيانيا يوضح تغير تركيز الهيدروجين بدلالة الزمن.

فالتركيز الابتدائية هي:

$$[H_2]_0 = 1 \text{ mol l}^{-1}$$

فالتركيز التوازنية هي:

$$[H_2]_{eq} = 0.25 \text{ mol l}^{-1}$$



مسائل خارجية:

**مسألة (١):** تبلغ قيمة ثابت التوازن  $K_C=50$  عند الدرجة  $400\text{ C}^\circ$  :  $I_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$   
 فإذا وضع  $4 \times 10^{-2} \text{ mol}$  من  $HI(g)$  مع  $10^{-2} \text{ mol}$  من  $H_2(g)$  مع  $2 \times 10^{-2} \text{ mol}$  من  $I_2(g)$  في وعاء سعته  $2L$   
**المطلوب:** (١) احسب حاصل التفاعل  $Q$ .

(٢) حدد التفاعل الراجح (مباشر أو عكسي) مع التعليل.

**الحل**



$$C = \frac{n}{v} \text{ حساب التراكيز في اللحظة المطلوبة}$$

$$[HI] = \frac{n}{v} = \frac{4 \times 10^{-2}}{2} = 2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[I_2] = \frac{n}{v} = \frac{2 \times 10^{-2}}{2} = 1 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H_2] = \frac{n}{v} = \frac{10^{-2}}{2} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

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

$$Q = \frac{(2 \times 10^{-2})^2}{(5 \times 10^{-3})(10^{-2})} = 8$$

$$\left. \begin{array}{l} Q = 8 \\ K_C = 50 \end{array} \right\} K_C \neq Q$$

كما سبق نلاحظ بأن  $K_C \neq Q$  وأن  $K_C > Q$  فالتفاعل لم يصل الى حالة التوازن ويرجح التفاعل المباشر على التفاعل العكسي .

**مسألة (٢):** وضع  $4 \text{ mol}$  من  $PCl_5$  في وعاء سعته  $2\ell$  (٢) وسخن إلى درجة حرارة  $500\text{ k}$  التي يتفكك عندها وفق المعادلة التالية :



فإذا علمت بأنه عند التوازن بقي في الوعاء  $3.6 \text{ mol}$  من  $PCl_5$  المطلوب:

(١) احسب قيمة ثابت التوازن  $K_C$  لذلك التفاعل.

(٢) ثم احسب قيمة ثابت التوازن  $K_P$  علما بأن  $R=0.082 \ell \cdot \text{atm} \cdot \text{k}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

(٣) احسب النسبة المئوية المتفككة من  $PCl_5(g)$  للوصول إلى حالة التوازن.

**الحل**

$$[PCl_5]_0 = \frac{n}{v} = \frac{4}{2} = 2 \text{ mol l}^{-1} \quad \text{حساب تركيز البدء لـ } PCl_5 :$$

$$[PCl_5]_{eq} = \frac{n}{v} = \frac{3.6}{2} = 1.8 \text{ mol l}^{-1} \quad \text{حساب التركيز التوازني لـ } PCl_5 :$$

	$PCl_5(g)$	$\rightleftharpoons$	$PCl_3(g)$	+	$Cl_2(g)$	(ط ١)
$mol^{-1}$ (ت بدء)	2		0		0	
$mol^{-1}$ (تغير التراكيز)	-X		+X		+X	
$mol^{-1}$ (ت توازن)	2 - X		+X		+X	
$mol^{-1}$ (ت توازن)	1.8					

من المسألة عند التوازن يكون:  $[PCl_5]_{eq} = 1.8 \text{ mol}^{-1}$

$$2 - X = 1.8$$

$$X = 0.2 \text{ mol}^{-1}$$

فالتراكيز التوازنية هي:  $[PCl_5]_{eq} = 1.8 \text{ mol}^{-1}$

$$[PCl_3]_{eq} = [Cl_2]_{eq} = X = 0.2 \text{ mol}^{-1}$$

$$K_c = \frac{[PCl_3]_{eq} \cdot [Cl_2]_{eq}}{[PCl_5]_{eq}} \quad \text{نعوض في عبارة } K_c \text{ فنجد:}$$

$$K_c = \frac{0.2 \times 0.2}{1.8} = \frac{4 \times 10^{-2}}{18 \times 10^{-1}} = \frac{2 \times 10^{-1}}{9} = \frac{2}{90} = \frac{1}{45}$$

$$K_c = \frac{1}{45}$$

$$K_p = K_c(R \times T)^{\Delta n} \quad \text{(ط ٢)}$$

$$K_p = \frac{1}{45} (0.082 \times 500)^{2-1}$$

$$K_p = \frac{1}{45} \times (41)^1$$

$$K_p = \frac{41}{45}$$

$$K_p = 0.902$$

كل  $2 \text{ mol}^{-1}$  من  $PCl_5(g)$  يتفكك منها  $X = 0.2 \text{ mol}^{-1}$  (ط ٣)

كل  $100 \text{ mol}^{-1}$  من  $PCl_5(g)$  يتفكك منها  $z \text{ mol}^{-1}$

$$z = \frac{0.2 \times 100}{2} = 10 \text{ mol}^{-1}$$

فالنسبة المئوية المتفككة من المادة للوصول الى حالة التوازن هي  $PCl_5(g)$  هي 10%

**مسألة ٣:** مزج (2 mol) من الهيدروجين  $H_2$  مع (3 mol) من اليود  $I_2$  بوعاء حجمه (10 L) فإذا علمت بأن كمية يود الهيدروجين HI

عند التوازن هي (3.6 mol) وفق المعادلة التالية:  $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$  المطلوب:

(١) احسب قيمة ثابت التوازن  $K_c$ .

(٢) احسب قيمة ثابت التوازن  $K_p$  عند الدرجة (227 C°).

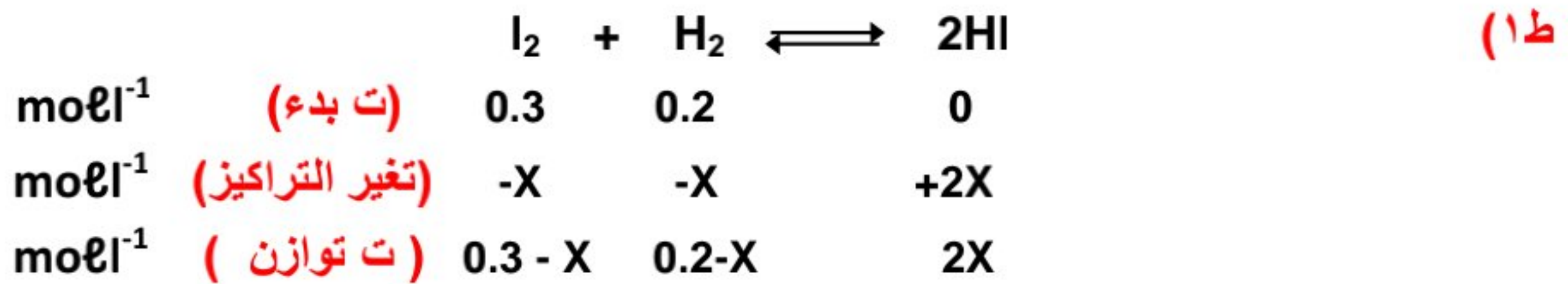
(٣) احسب النسبة المئوية المتفاعلة من الهيدروجين  $H_2$  للوصول الى حالة التوازن.

## الحل

$$[H_2]_0 = \frac{n}{v} = \frac{2}{10} = 0.2 \text{ mol l}^{-1} \quad \text{حساب تراكيز البدء لـ } H_2 \text{ و } I_2 :$$

$$[I_2]_0 = \frac{n}{v} = \frac{3}{10} = 0.3 \text{ mol l}^{-1}$$

$$[HI]_{eq} = \frac{n}{v} = \frac{3.6}{10} = 0.36 \text{ mol l}^{-1} \quad \text{حساب التركيز التوازني لـ HI :}$$



$$2X = 0.36 \quad \text{من المسألة عند التوازن يكون:}$$

$$X = 0.18$$

$$[I_2]_{eq} = 0.3 - X \quad \text{فالتراكيز التوازنية هي:}$$

$$[I_2]_{eq} = 0.3 - 0.18 = 0.12 \text{ mol l}^{-1}$$

$$[H_2]_{eq} = 0.2 - 0.18 = 0.02 \text{ mol l}^{-1}$$

$$K_C = \frac{[HI]_{eq}^2}{[H_2]_{eq}[I_2]_{eq}}$$

$$K_C = \frac{(0.36)^2}{(0.02) \times (0.12)}$$

$$K_C = 54$$

$$K_P = K_C(R \times T)^{\Delta n} \quad \text{(ط ٢)}$$

$$K_P = 54(0.082 \times 500)^{2-2}$$

$$K_P = 54(41)^0 = 54$$

مما سبق نلاحظ بأن  $K_P = K_C$  والسبب في ذلك تساوي عدد المولات الغازية في طرفي التفاعل أي ( $\Delta n = 0$ ).

$$\text{كل } 0.2 \text{ mol l}^{-1} \text{ من } H_2(g) \text{ يتفاعل منها } X = 0.18 \text{ mol l}^{-1} \quad \text{(ط ٣)}$$

$$\text{كل } 100 \text{ mol l}^{-1} \text{ من } H_2(g) \text{ يتفاعل منها } z \text{ mol l}^{-1}$$

$$z = \frac{0.18 \times 100}{0.2} = 90 \text{ mol l}^{-1}$$

فالنسبة المئوية المتفاعلة من  $H_2(g)$  للوصول الى حالة التوازن هي 90%



$$\text{كانت التراكيز: } [NH_3]_{eq} = 4 \text{ mol l}^{-1}, [H_2]_{eq} = 9 \text{ mol l}^{-1}, [N_2]_{eq} = 3 \text{ mol l}^{-1}$$

المطلوب :

(١) احسب قيمة ثابت التوازن لهذا التفاعل بدلالة التراكيز  $K_C$ .

(٢) احسب التراكيز الابتدائية لكل من الهيدروجين و النيتروجين  $[H_2]_0 = ? \text{ mol l}^{-1}$  ,  $[N_2]_0 = ? \text{ mol l}^{-1}$

## المسألة

		$N_{2(g)}$	+	$3H_{2(g)}$	$\rightleftharpoons$	$2NH_{3(g)}$	$\Delta H < 0$
$mol.l^{-1}$	(ت بدء)	$C_2$		$C_1$		0	
$mol.l^{-1}$	(تغير التراكيز)	-X		-3X		+2X	
$mol.l^{-1}$	(ت توازن)	$C_2 - X$		$C_1 - 3X$		+2X	
$mol.l^{-1}$	(ت توازن)	3		9		4	

$$K_c = \frac{[NH_3]_{eq}^2}{[N_2]_{eq} \cdot [H_2]_{eq}^3}$$

(1) من المسألة عند التوازن يكون:

$$K_c = \frac{(4)^2}{(3) \cdot (9)^3}$$

$$K_c = \frac{16}{(3) \cdot (729)}$$

$$K_c = \frac{16}{2187}$$

$$K_c = 7.3 \times 10^{-3}$$

$$2X = 4 \dots\dots\dots(1)$$

(2) عند التوازن يكون:

$$C_1 - 3X = 9 \dots\dots\dots(2)$$

$$C_2 - X = 3 \dots\dots\dots(3)$$

$$2X = 4$$

من (1) نجد:

$$X = 2 \quad mol.l^{-1}$$

نعوض في (2) و(3) فنجد:

$$C_1 - 3X = 9$$

$$C_1 = 3X + 9$$

$$C_1 = 6 + 9$$

$$[H_2]_0 = C_1 = 15 \quad mol.l^{-1}$$

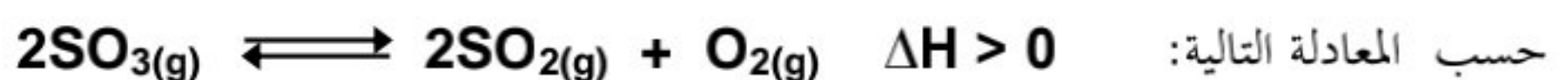
$$C_2 - X = 3$$

$$C_2 = X + 3$$

$$C_2 = 2 + 3$$

$$[N_2]_0 = C_2 = 5 \quad mol.l^{-1}$$

مسألة 5: وضع 2 mol من  $SO_3$  في وعاء سعته 10ل و سخن إلى درجة حرارة  $C^\circ (227)$  تفكك فيها 10% من  $SO_3$

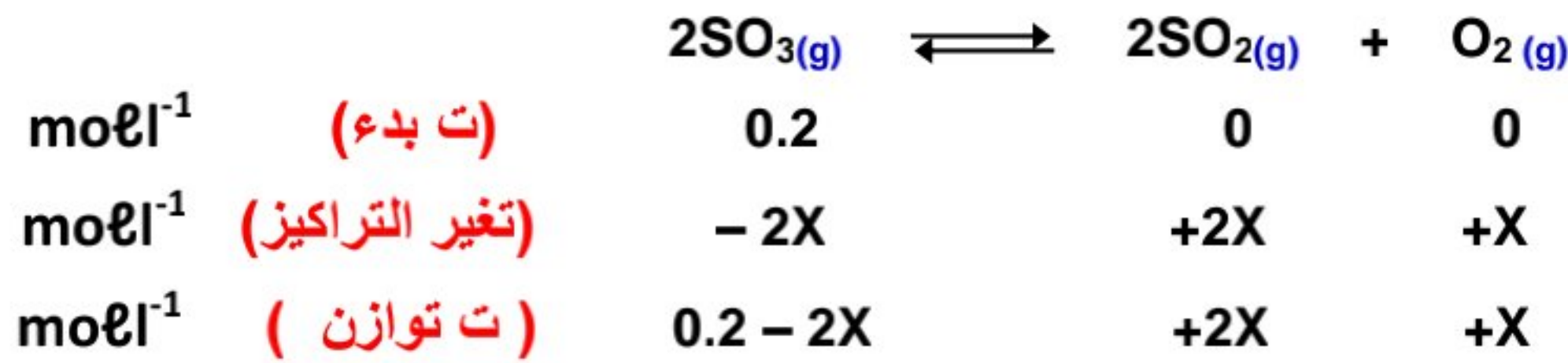


(١) احسب قيمة ثابت التوازن بدلالة التراكيز  $k_c$  لهذا التفاعل.

(٢) احسب قيمة ثابت التوازن  $k_p$  لهذا التفاعل بدلالة  $k_c$ .

### الحل

$$[SO_3]_0 = \frac{n}{v} = \frac{2}{10} = 0.2 \quad \text{mol l}^{-1} \quad \text{حساب تراكيز البدء لـ:}$$



(١ط) حساب قيمة  $K_c$  نحسب قيمة X:

كل  $100 \text{ mol l}^{-1}$  من المادة  $SO_3$  يتفكك منها  $10 \text{ mol l}^{-1}$

كل  $0.2 \text{ mol l}^{-1}$  من المادة  $SO_3$  يتفاعل منها  $2X \text{ mol l}^{-1}$

$$2X = \frac{0.2 \times 10}{100} = 0.02$$

$$X = 0.01 \quad \text{mol l}^{-1}$$

$$[SO_3]_{eq} = 0.2 - 2X$$

فالتراكيز التوازنية هي:

$$= 0.2 - 0.02$$

$$= 0.18 \quad \text{mol l}^{-1}$$

$$[SO_2]_{eq} = 2X$$

$$= 0.02 \quad \text{mol l}^{-1}$$

$$[O_2]_{eq} = X$$

$$= 0.01 \quad \text{mol l}^{-1}$$

$$k_c = \frac{[SO_2]_{eq}^2 [O_2]_{eq}}{[SO_3]_{eq}^2}$$

من المسألة عند التوازن يكون:

$$k_c = \frac{(0.02)^2 \cdot (0.01)}{(0.18)^2} = \frac{4 \times 10^{-6}}{324 \times 10^{-4}} = \frac{1}{81} \times 10^{-2} = \frac{100}{81} \times 10^{-4}$$

$$K_c = 1.2 \times 10^{-4}$$

$$K_p = K_c (R \times T)^{\Delta n}$$

(٢ط) حساب قيمة  $K_p$ :

$$K_p = 1.2 \times 10^{-4} \times (0.082 \times 500)^{3-2}$$

$$K_p = 1.2 \times 10^{-4} \times 41$$

$$K_p = 49.2 \times 10^{-4}$$

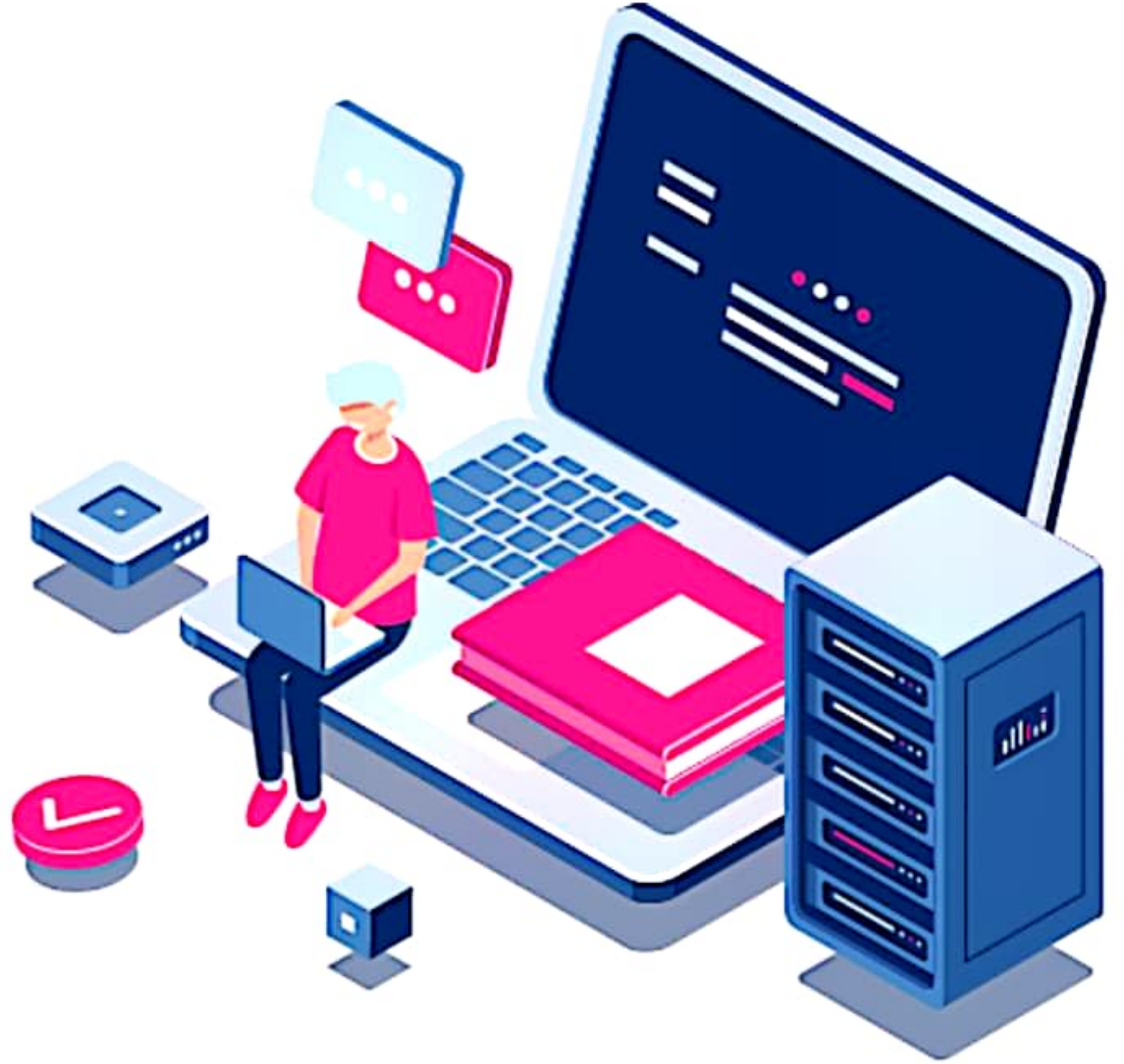
مع اطيب التمنيات بالنجاح والتوفيق : محمد حسين بردويل

سلسلة

# التجمع التعليمي



التجمع التعليمي



القناة الرئيسية: [t.me/BAK111](https://t.me/BAK111)

بوت التواصل: [@BAK1117\\_bot](https://t.me/BAK1117_bot)