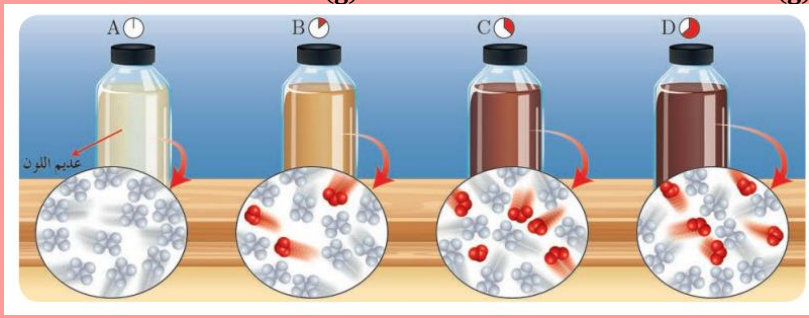
التوازن الكيميائي

حالة التوازن

نشاط(١): يتفكك غاز $N_2O_{4(g)}$ عديم اللون بالتسخين إلى غاز $NO_{2(g)}$ ذي اللون البني كما في الصور الآتية:



١. هل جزيئات الغاز متماثلة في النوع والعدد في الصورتين A, D؟

٢. ما سبب ثبات اللون في الصورتين C, D بمرور الزمن؟

٣. هل التفاعل الحاصل تام أمّ متوازن؟ أفسّر ذلك.

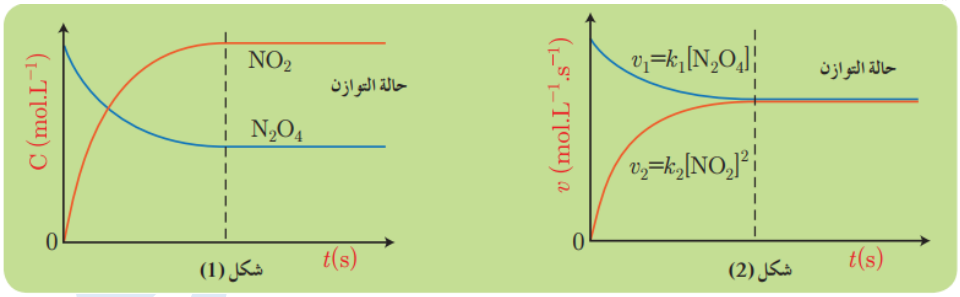
٤. اكتب معادلة التفاعل الحاصل.

نتيجة:

- وجود نوعين من الجزيئات في الصورة D يدل على أنّ التفاعل غير تام.
- ثبات اللون في الصورتين C, D يدل على ثبات تركيز المادة المتفاعلة والمادة الناتجة بمرور الزمن.
- يحدث التفاعل وفق المعادلة الآتية:

$$N_2O_{4(g)} \underset{(2)}{\overset{(1)}{\rightleftarrows}} 2NO_{2(g)}$$

ألاحظ: يمثل الشكل (1) تغير تراكيز المواد المتفاعلة والناتجة بدلالة الزمن والشكل (2) يمثل تغير سرعتي التفاعل المباشر والعكسي بدلالة الزمن.



١. كيف يتغير تركيز كل من المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في التفاعل المتوازن.

٢. أحدد العلاقة بين سرعتي التفاعل المباشر والعكسي عند ثبات التراكيز.

٣. أسمي الحالة التي تثبت فيها تراكيز المواد المتفاعلة والمواد الناتجة.

أستنتج:

- ينقص تركيز المادة المتفاعلة ويزداد تركيز المادة الناتجة بمرور الزمن وتثبت عند بلوغ حالة التوازن.
- ثبات التركيزين يدل على تساوي سرعتي التفاعلين: المباشر V_1 والعكسي V_2 وتسمى حالة التوازن.

نتيجة:

يحدث التوازن الكيميائي عندما تثبت تراكيز المواد المتفاعلة وتراكيز المواد الناتجة وتتساوى سرعة التفاعل المباشر مع سرعة التفاعل العكسي.

التوازن الكيميائي

نشاط(٢): يسمى التوازن في حالة التفاعلات الكيميائية بالتوازن الحركي، فسّر ذلك.

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

ثابت التوازن الكيميائي:

تطبيق(١): استنتج عبارة ثابت التوازن للتفاعل الآتي باعتبار التفاعل المباشر والعكسي أوليّان:

$$mA + nB \underset{(2)}{\overset{(1)}{\rightleftarrows}} pC + qD$$

الحل: اكتب عبارة سرعة التفاعل المباشر، وعبارة سرعة التفاعل العكسي:

$$v_2 = k_2.[C]^p.[D]^q \, , v_1 = k_1.[A]^m.[B]^n$$

عند التوازن $v_1 = v_2 \Rightarrow k_2.[C]^p.[D]^q = k_1.[A]^m.[B]^n$

من خواص التناسب:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^p.[D]^q}{[A]^m.[B]^n}$$

حيث أنّ النسبة $\frac{k_1}{k_2}$ مقدار ثابت نرمز له بـ K_c.

ثابت التوازن الكيميائي بدلالة التراكيز:

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

نشاط(٣): يتفاعل غاز أحادي أكسيد الكربون مع غاز الكلور لتكوين غاز الفوسجين عند درجة حرارة ثابتة، وفق المعادلة الآتية:

$$CO_{(g)} + Cl_{2(g)} \underset{\text{عكسي}}{\overset{\text{مباشر}}{\rightleftarrows}} COCl_{2(g)}$$

يمثل الجدول الآتي تراكيز التوازن لأربع تجارب مختلفة للتفاعل السابق مقدرة بـ $mol.L^{-1}$:

رقم التجربة	$[COCl_{2(g)}]$	$[Cl_{2(g)}]_{eq}$	$[CO_{(g)}]_{eq}$	K_c
1	0.79	0.21	1.21	3.11
2	3.11	1.00	1.00	3.11
3	0.575	0.43	0.43	3.11

قارن قيمة K_c لكل من التجارب السابقة، ماذا تستنتج؟

نلاحظ أنّ قيمة $K_c = 3.11$ في جميع التجارب (قيمته ثابتة).

نتيجة:

إنّ ثابت التوازن الكيميائي عند درجة حرارة معينة يساوي نسبة جداء تراكيز المواد الناتجة إلى جداء تراكيز المواد المتفاعلة عند التوازن وكل منها مرفوع إلى الأس الذي يساوي عدد الأمثال التفاعلية المشاركة بها في المعادلة الموزونة (عدد المولات).

في التفاعلات الغازية يمكن التعبير عن تراكيز الغازات بدلالة الضغوط الجزئية مقدرة بـ atm وبالتالي تعطى عبارة ثابت التوازن بدلالة الضغوط الجزئية بالعلاقة:

$$K_P = \frac{P_{(C)}^p.P_{(D)}^q}{P_{(A)}^m.P_{(B)}^n}$$

ملاحظات:

- إنّ K_c و K_P مقدارين ثابتين ليس لهما واحدة.

التوازن الكيميائي

- المواد الصلبة (s) والسائلة (ℓ) كمذيب فقط لا تظهر في عبارة ثابت التوازن لأنّ تراكيزها تبقى ثابتة مهما اختلفت كميتها.
- قيمة K_c و K_P لتفاعل محدد لا تتغير إلا بتغير درجة الحرارة.

نشاط(٤): عند مزج حجمين متساويين من غازي الهيدروجين وبخار اليود ذي اللون البنفسجي في شروط مناسبة، يُلاحظ تضاؤل اللون البنفسجي ثم ثباته، اكتب المعادلة الكيميائية المعبرة عن التفاعل الحاصل مفسراً بقاء اللون البنفسجي، ثم اكتب عبارة كل من K_c و K_P.

الحل:

$$H_2 + I_2 \rightleftarrows 2HI$$

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

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2].[I_2]} \quad , K_P = \frac{P^2_{(HI)}}{P_{(H_2)} \times P_{(I_2)}}$$

العلاقة بين K_c و K_P:

تعطى العلاقة بين قيمة ثابتي التوازن بدلالة التراكيز والضغوط الجزئية:

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

$\Delta n = n_2 - n_1$ الفرق بين عدد المولات الغازية الناتجة، n_2 : عدد المولات الغازية الناتجة.

n_1 : عدد المولات الغازية المتفاعلة.

تطبيق(٢): اكتب علاقة ثابت التوازن K_c و K_P، ثم اكتب العلاقة بينهما للتفاعل المتوازن الآتي:

$$C_{(s)} + 2H_{2(g)} \rightleftarrows CH_{4(g)}$$

الحل: عبارة K_c:

$$K_c = \frac{[CH_4]}{[H_2]^2}$$

عبارة K_P:

$$K_P = \frac{P_{(CH_4)}}{P^2_{(H_2)}}$$

العلاقة بينهما:

$$\Delta n = 1 - 2 = -1$$

$$K_P = K_P.(RT)^{\Delta n} = K_C.(RT)^{-1} \Rightarrow K_P = \frac{K_c}{(RT)}$$

نشاط(٥): اكتب علاقة ثابت التوازن K_C و K_P ثم اكتب العلاقة بينهما للتفاعل الآتي:

$$H_{2(g)} + S_{(s)} \rightleftarrows H_2S_{(g)}$$

$$\Delta n = n_2 - n_1 = 1 - 1 = 0 \Rightarrow K_p = K_c.(RT)^0 = K_c$$

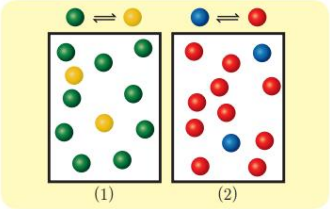
أهمية ثابت التوازن:

نشاط(٦): ألاحظ الشكلين الآتيين الذين يُمثلا حالة توازن:

١. أقارن بين كمية المواد المتفاعلة وكمية المواد الناتجة في كل من الشكلين.

٢. أقارن بين قيمة K_c في كل من التفاعلين.

٣. على ماذا تدل قيمة K_c



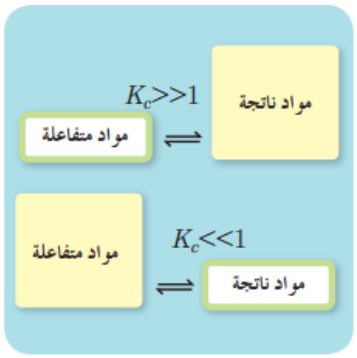
نتيجة:

- تُبيّن قيمة ثابت التوازن لتفاعل ما، مدى تحول المواد المتفاعلة إلى نواتج عند حدوث التوازن.
- إذا كانت قيمة $K_c \gg 1$:

فالتفاعل يحدث إلى مدى كبير في الاتجاه المباشر.

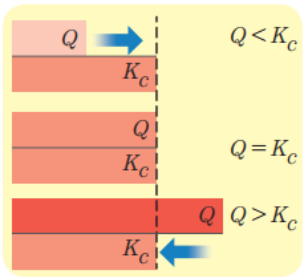
- إذا كانت قيمته صغيرة $K_c \ll 1$:

فالتفاعل لا يحدث إلى مدى كبير في الاتجاه المباشر.



حاصل التفاعل Q:

تمثل عبارة حاصل التفاعل Q في عبارة ثابت التوازن K_c حيث تؤخذ التراكيز في لحظة ما (دون شرط الوصول لحالة التوازن)، ونميز ثلاث حالات:



- في حال كان $Q < K_c$ تراكيز المواد الناتجة أقل من تراكيزها في حالة التوازن عندها يرجح التفاعل المباشر على التفاعل العكسي للوصول إلى حالة التوازن.
- في حال كان $Q = K_c$ التفاعل في حالة توازن.
- في حال كان $Q > K_c$ تراكيز المواد الناتجة أكبر من تراكيزها في حالة التوازن، عندها يرجح التفاعل العكسي على التفاعل المباشر للوصول إلى حالة التوازن.

تطبيق(٢): تبلغ قيمة ثابت التوازن $K_c = 50.5$ عند الدرجة $440°C$ للتفاعل الآتي:

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

فإذا وضع $4 \times 10^{-2}mol$ من $HI_{(g)}$ مع $10^{-2}mol$ من $H_{2(g)}$ و $2 \times 10^{-2}mol$ من $I_{2(g)}$ في وعاء سعته $2L$ المطلوب:

١. احسب حاصل التفاعل Q.

٢. أحدد التفاعل الراجح (المباشر/العكسي)، مع التعليل.

الحل:

ط١:

$$C = \frac{n}{V} \Rightarrow [HI] = \frac{4\times10^{-2}}{2} = 2 \times 10^{-2}\ mol.L^{-1}$$

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

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

$$Q = \frac{[HI]^2}{[H_2].[I_2]} = \frac{(2 \times 10^{-2})^2}{(5 \times 10^{-3})(10^{-2})} = 8$$

ط٢: التفاعل لم يصل إلى حالة التوازن لأنّ $Q = K_c$ ، والتفاعل المباشر هو الراجح لأنّ $Q < K_c$.

العوامل المؤثرة في حالة التوازن:

يلجأ الكيميائيون إلى زيادة مردود بعض التفاعلات المتوازنة مثل زيادة كمية النشادر الناتج من تفاعل غازي النتروجين والهيدروجين بحدوث بعض التغيرات بتأثير عوامل خارجية. ومن هذه التغيرات تغير التراكيز أو تغير الضغوط الجزئية أو تغير درجة حرارة التفاعل.

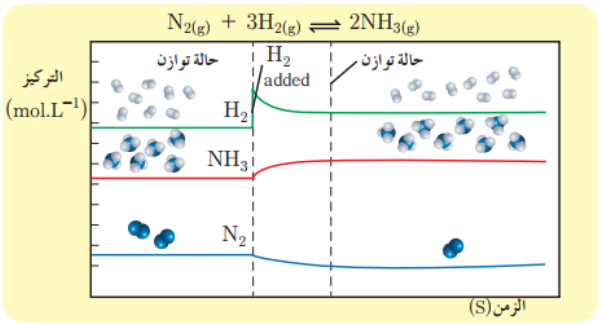
درس العالم لوشاتوليه التغيرات التي تؤثر في حالة التوازن الكيميائي، ووضع قاعدة تنص على ما يلي:

إذا حدث تغير في أحد العوامل المؤثرة في جملة كيميائية متوازنة مثل: درجة الحرارة أو التركيز أو الضغط...

التوازن الكيميائي

يختل التوازن فيرجح التفاعل في الاتجاه الذي يعاكس فيه هذا التغير.

ا. تأثير تغير التراكيز:



نشاط(٧): لاحظ الشكل المجاور وأجيب:

ما تأثير زيادة كمية الهيدروجين على:

- حالة التوازن.
- كمية النشادر.
- كمية النتروجين.

نتيجة:

- عند إضافة كمية من الهيدروجين، يختل التوازن فيرجح التفاعل المباشر على التفاعل العكسي حتى بلوغ حالة توازن جديدة.
- تزداد كمية النشادر.
- تقل كمية النتروجين.

نتيجة:

عند زيادة تركيز إحدى مواد الجملة المتوازنة يختل التوازن، فيرجح التفاعل في الاتجاه الذي ينقص فيه تركيز هذه المادة.

عند نقصان تركيز إحدى مواد الجملة المتوازنة يختل التوازن، فيرجح التفاعل في الاتجاه الذي يزداد فيه تركيز هذه المادة.

تطبيق(٣): يحدث التفاعل المتوازن في شروط مناسبة والممثل بالمعادلة الآتية:

$$PCl_{5(g)} \rightleftarrows PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$$

المطلوب:

١. ما تأثير زيادة تركيز PCl_5 على حالة التوازن؟

٢. ما تأثير زيادة تركيز Cl_2 على حالة التوازن؟

٣. ما تأثير انقاص تركيز PCl_3 على حالة التوازن؟

الحل:

ط١: عند زيادة تركيز PCl_5 يختل التوازن، فيرجح التفاعل في الاتجاه المباشر مما ينقص من تركيز PCl_5.

ط٢: عند زيادة تركيز Cl_2 يختل التوازن، فيرجح التفاعل في الاتجاه العكسي لإنقاص تركيز Cl_2.

ط٣: عند إنقاص تركيز PCl_3 يختل التوازن، فيرجح التفاعل في الاتجاه المباشر لزيادة تركيز PCl_3.

نشاط(٨): يحدث التفاعل المتوازن الممثل بالمعادلة الآتية في شروط مناسبة:

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

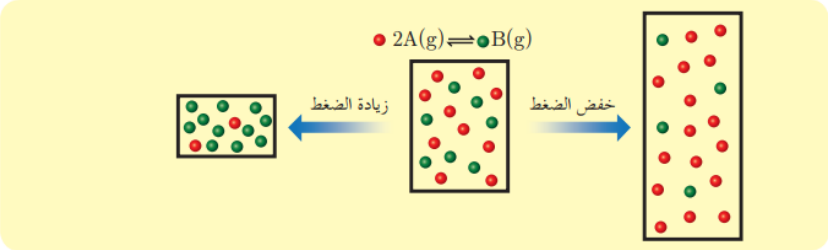
المطلوب: أكمل الجدول الآتي:

التغير/ التأثير على	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

التوازن الكيميائي

٢. تأثير تغير الضغط:

ألاحظ التفاعل الممثل بالشكل الآتي وأجيب:



ما أثر زيادة الضغط على:

١. حالة التوازن. ٢. كمية المواد المتفاعلة. ٣. كمية المواد الناتجة.

ما أثر خفض الضغط على:

١. حالة التوازن. ٢. كمية المواد المتفاعلة. ٣. كمية المواد الناتجة.

الإجابة:

- عند زيادة الضغط يختل التوازن فيرجح التفاعل المباشر أي باتجاه عدد المولات الغازية الأقل فتزداد كمية المواد الناتجة وتنقص كمية المواد المتفاعلة حتى بلوغ حالة توازن جديدة.
- عند خفض الضغط يختل التوازن فيرجح التفاعل العكسي أي باتجاه عدد المولات الغازية الأكثر فتزداد كمية المواد المتفاعلة وتنقص كمية المواد الناتجة حتى بلوغ حالة توازن جديدة.

نشاط(٩): يحدث التفاعل المتوازن الممثل بالمعادلة الآتية في شروط مناسبة:

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

المطلوب: أكمل الجدول الآتي:

التغير/ التأثيرعلى	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(١٠): في التفاعل المتوازن الآتي: $2HI_{(g)} \rightleftarrows H_{2(g)} + I_{2(g)}$

بيّن أثرزيادة الضغط الكلي على حالة التوازن، فسر إجابتك.

نتيجة:

- زيادة الضغط يرجح التفاعل باتجاه عدد المولات الغازية الأقل.
- نقصان الضغط يرجح التفاعل باتجاه عدد المولات الغازية الأكثر.
- إذا كان عدد المولات الغازية متساوياً في طرفي المعادلة، لا يؤثر تغير الضغط على حالة التوازن.

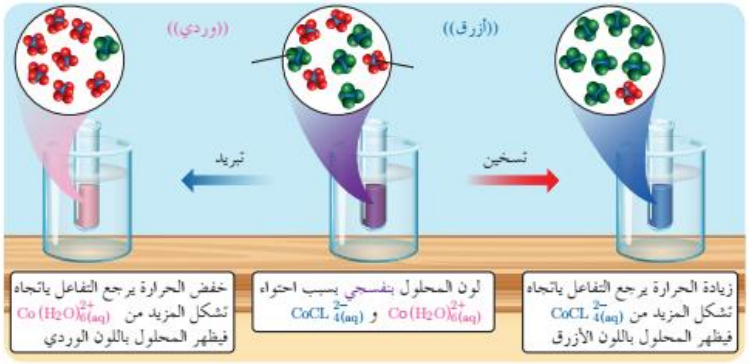
٣. تأثير تغير درجة الحرارة:

نميز نوعين من التفاعلات:

١. التفاعلات الناشرة للحرارة $\Delta H^o_{rxn} < 0$ ٢. التفاعلات الماصة للحرارة $\Delta H^o_{rxn} > 0$

نشاط(١١): ألاحظ الشكل الآتي وأجيب:

$$Co(H_2O)^{2+}_{6\,(aq)} + 4Cl^-_{(aq)} \underset{\text{ناشر}}{\overset{\text{ماص}}{\rightleftarrows}} CoCl^{2-}_{4\,(aq)} + 6H_2O_{(\ell)} \quad \Delta H_{rxn} > 0$$



ما تأثير زيادة درجة الحرارة على:

١. حالة التوازن. ٢. كمية المواد المتفاعلة ٣. كمية المواد الناتجة.

ما تأثير خفض الضغط على:

١. حالة التوازن. ٢. كمية المواد المتفاعلة. ٣. كمية المواد الناتجة.

نتيجة:

عند زيادة درجة الحرارة يختل التوازن فيرجح التفاعل المباشر (الماص للحرارة) فتزداد كمية المواد الناتجة وتنقص كمية المواد المتفاعلة.

عند خفض درجة الحرارة يختل التوازن فيرجح التفاعل العكسي (الناشر للحرارة) فتزداد كمية المواد المتفاعلة وتنقص كمية المواد الناتجة.

نتيجة:

- زيادة درجة الحرارة يختل التوازن فيرجح التفاعل الماص للحرارة.
- 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 تنقص قيمة ثابت التوازن بسبب نقصان كمية المواد الناتجة وزيادة كمية المواد المتفاعلة.

تطبيق(٤): يحدث التفاعل المتوازن الممثل بالمعادلة الآتية في شروط مناسبة:

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2SO_{3(g)} \quad \Delta H = -198\ kJ$$

المطلوب أكمل الجدول الآتي:

التغير/ التأثير على	حالة التوازن	كميات المواد المتفاعلة	كميات المواد الناتجة	قيمة ثابت التوازن
زيادة درجة الحرارة	يرجح التفاعل العكسي	تزداد	تتناقص	يتناقص
خفض درجة الحرارة	يرجح التفاعل المباشر	تتناقص	تزداد	يزداد

نشاط(١٢): يحدث التفاعل المتوازن الممثل بالمعادلة الآتية في شروط مناسبة:

$$2NH_{3(g)} \underset{(2)}{\overset{(1)}{\rightleftarrows}} N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \qquad \Delta H = +91.54\ kJ$$

المطلوب أكمل الجدول الآتي:

التغير/ التأثير على	حالة التوازن	كميات المواد المتفاعلة	كميات المواد الناتجة	قيمة ثابت التوازن
رفع درجة الحرارة	يرجح التفاعل المباشر	تتناقص	تزداد	يزداد
خفض درجة الحرارة	يرجح التفاعل العكسي	تزداد	تتناقص	يتناقص

التوازن الكيميائي

٤. تأثير الحفاز في التوازن:

عند إضافة حفاز إلى تفاعل متوازن تزداد سرعة التفاعل المباشر وبالمقدار نفسه سوف تزداد سرعة التفاعل العكسي ، أي أنه يسرع الوصول إلى حالة التوازن ولا يؤثر على قيمة ثابت التوازن.

أهمية ثابت التوازن:

إذا ضربت معادلة تفاعل بمعامل ما (رقم ما مثلاً) فإنّ ثابت التوازن الجديد يُرفع إلى أس يساوي ذلك المعامل:

$$A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftarrows C_{(g)} + D_{(g)} \qquad K_{c_1}$$

$$nA_{(g)}q + nB_{(g)} \rightleftarrows nC_{(g)} + nD_{(g)} \qquad K_{c_2} = (K_{c_1})^n$$

إذا عُكس التفاعل فإنّ قيمة ثابت التوازن الجديد يساوي مقلوب قيمة ثابت التوازن الأول:

$$A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftarrows C_{(g)} + D_{(g)} \qquad K_{c_1}$$

$$C_{(g)} + D_{(g)} \rightleftarrows A_{(g)} + B_{(g)} \qquad K_{c_2} = \frac{1}{K_{c_1}}$$

تطبيق(٥): إذا علمت أنّ قيمة $K_c = 0.36$ للتفاعل:

$$N_2O_{4(g)} \underset{(2)}{\overset{(1)}{\rightleftarrows}} 2NO_{2(g)}$$

المطلوب: احسب K_c لكل من التفاعلين الآتيين:

$$\frac{1}{2}N_2O_{4(g)} \underset{(2)}{\overset{(1)}{\rightleftarrows}} NO_{2(g)} \qquad K_{c_1}$$

$$2NO_{2(g)} \underset{(2)}{\overset{(1)}{\rightleftarrows}} N_2O_{4(g)} \qquad K_{c_2}$$

الحل:

$$K_{c_1} = (K_c)^{\frac{1}{2}} = (0.36)^{\frac{1}{2}} = 0.6$$

$$K_{c_2} = \frac{1}{K_c} = \frac{1}{0.36} = 2.8$$

ثابت التوازن لتفاعل يساوي جداء ثوابت التوازن للمراحل التي تشكل هذا التفاعل:

$$A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftarrows C_{(g)} + D_{(g)} \qquad K_{c_1}$$

$$C_{(g)} + F_{(g)} \rightleftarrows G_{(g)} + A_{(g)} \qquad K_{c_2}$$

$$B_{(g)} + F_{(g)} \rightleftarrows G_{(g)} + D_{(g)} \qquad K_c = K_{c_1} \times K_{c_2}$$

تطبيق(٦): احسب ثابت التوازن بدلالة التراكيز K_c للتفاعل: $CO_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftarrows CO_{(g)} + H_2O_{(g)}$

اعتماداً على التفاعلات:

$$Fe_{(s)} + CO_{2(g)} \rightleftarrows FeO_{(s)} + CO_{(g)} \qquad K_{c_1} = 1.47$$

$$Fe_{(s)} + H_2O_{(g)} \rightleftarrows FeO_{(s)} + H_{2(g)} \qquad K_{c_2} = 2.38$$

الحل: تبقى المعادلة الأولى كما هي وتُعكس الثانية:

$$Fe_{(s)} + CO_{2(g)} \rightleftarrows FeO_{(s)} + CO_{(g)} \qquad K_{c_1} = 1.47$$

$$FeO_{(s)} + H_{2(g)} \rightleftarrows Fe_{(s)} + H_2O_{(g)} \qquad K'_{c_2} = \frac{1}{K_{c_2}} = \frac{1}{2.38}$$

التوازن الكيميائي

$$CO_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftarrows CO_{(g)} + H_2O_{(g)} \Rightarrow K_c = K_{c_1} \times K'_{c_2} = 1.47 \times \frac{1}{2.38} = \frac{147}{238}$$

تطبيق(٧): مُزج $2mol$ من الهيدروجين H_2 مع $3\ mol$ من اليود I_2 في وعاء مغلق سعته $10L$ وكانت كمية يود الهيدروجين HI عند التوازن $3.6\ mol$، احسب قيمة ثابت التوازن للتفاعل الآتي: $I_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftarrows 2HI_{(g)}$ ما قيمة K_c؟

الحل:

تبقى المعادلة الأولى كما هي وتعكس الثانية.

$$[I_2]_o = \frac{n}{V} = \frac{3}{10} = 0.3\ mol.L^{-1}$$

$$[H_2]_o = \frac{n}{V} = \frac{2}{10} = 0.2\ mol.L^{-1}$$

	$I_{2(g)}$	+ $H_{2(g)}$	⇄ $2HI_{(g)}$
التراكيز الابتدائية:	0.3	0.2	0
التغير في التركيز:	$-x$	$-x$	$+2x$
التراكيز التوازنية:	$0.3-x$	$0.2-x$	$2x$

$$2x = 0.36\ mol.L^{-1} \Rightarrow x = 0.18\ mol.L^{-1}$$

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

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

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2].[I_2]} = \frac{(0.36)^2}{(0.02) \times (0.12)} = 54$$

$$K_P = K_c.(RT)^{\Delta n} = K_c.(RT)^{2-2} = K_c.(RT)^0 = 54$$

تطبيق(٨): وضع $4\ mol$ من PCl_5 في وعاء سعته $2L$ وسخن الوعاء إلى درجة $500\ K$ يتفكك منه 10% وفق المعادلة: $PCl_{5(g)} \rightleftarrows PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$

المطلوب حساب:

١. قيمة K_c. ٢. قيمة K_P $(R = 0.082\ atm.L.mol^{-1}.K^{-1})$

الحل:

ط١:

$$C = \frac{n}{V} = \frac{4}{2} = 2\ mol.L^{-1}$$

	$PCl_{5(g)}$	⇄ $PCl_{3(g)}$	+ $Cl_{2(g)}$
التراكيز الابتدائية:	2	0	0
التراكيز التوازنية:	$2-x$	x	x

كل 100 يتفكك منها 10

كل 2 يتفكك منها x

$$x = \frac{10 \times 2}{100} = 0.2\ mol.L^{-1}$$

نحسب التراكيز التوازنية:

$$[PCl_3]_{eq} = [Cl_2]_{eq} = x = 0.2\ mol.L^{-1}$$

التوازن الكيميائي

$$[PCl_5]_{eq} = 2 - x = 2 - 0.2 = 1.8\ mol.L^{-1}$$

والآن نحسب ثابت التوازن:

$$K_c = \frac{[PCl_3] \times [Cl_2]}{[PCl_5]} = \frac{0.2 \times 0.2}{1.8} = \frac{1}{45}$$

ط٢:

$$K_P = K_c(RT)^{\Delta n} = \frac{1}{45}.(0.082 \times 500) = \frac{82 \times 10^{-1}}{9} = \frac{41}{45}$$

أ. طارق غبرا

اختبر نفسي:

أولاً – اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يأتي:

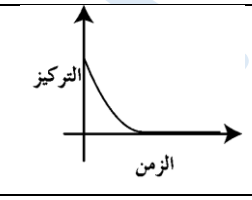
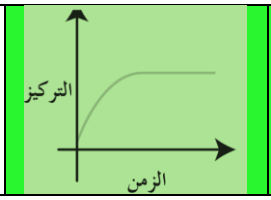
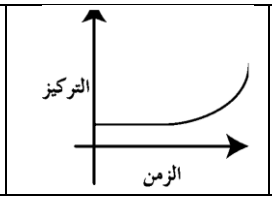
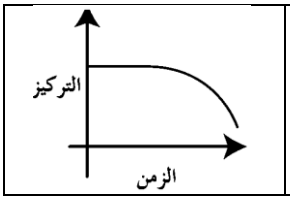
١. تتغير قيمة ثابت التوازن K_c في التفاعلات المتوازنة:

a	بتغير الضغط	b	بإضافة حفاز	**c**	**بخفض درجة الحرارة**	d	بزيادة تركيز المواد الناتجة

٢. عند بلوغ حالة التوازن في التفاعلات المتوازنة:

a	ينخفض تركيز المواد الناتجة	b	تنخفض سرعة التفاعل المباشر	**c**	**تثبت تراكيز المواد المتفاعلة**	d	تزداد سرعة التفاعل المباشر

٣. أحد الخطوط البيانية يمثل تغير تركيز مادة ناتجة في تفاعل متوازن:

a		**b**		c		d	

٤. بفرض أنّ K_c ثابت التوازن للتفاعل الممثل بالمعادلة الآتية: $SO_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightleftarrows SO_{3(g)}$

فتكون قيمة ثابت بدلالة التراكيز K'_c للتفاعل الآتي: $2SO_{3(g)} \rightleftarrows 2SO_{2(g)} + O_{2(g)}$ مساوياً.

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

٥. أي من التفاعلات المتوازنة الآتية سوف يرجح التفاعل العكسي عند نقصان حجم الوعاء الذي يحدث فيه التفاعل:

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

فكرة الحل: التفاعل الذي تكون فيه Δn الأكبر يكون هو التفاعل الذي يرجح فيه التفاعل العكسي عند نقصان حجم الوعاء.

٦. أي من المتغيرات الآتية سوف يؤدي إلى زيادة كمية النشادر في التفاعل المتوازن الآتي:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \overset{(1)}{\underset{(2)}{\rightleftarrows}} 2NH_{3(g)} \qquad \Delta H = -91.54\ kJ$$

a	زيادة درجة الحرارة	b	خفض كمية N_2	**c**	**زيادة الضغط الكلي**	d	إضافة حفاز

ثانياً – أعطِ تفسيراً علمياً لكل مما يأتي:

١. لا تستهلك المواد المتفاعلة كلياً في التفاعلات المتوازنة.

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

٢. إضافة حفاز تسرع الوصول إلى حالة التوازن.

لأنّ الحفاز يزيد من سرعة التفاعل المباشر وسرعة التفاعل العكسي بالمقدار نفسه.

٣. في التفاعل الآتي: $C_{(s)} + 2H_{2(g)} \rightleftarrows CH_{4(g)}$ يرجح التفاعل المباشر بزيادة الضغط.

التوازن الكيميائي

لأنّ التفاعل ينزاح بالاتجاه الذي يحوي عدد مولات الغاز الأقل.

٤. في التفاعل الماص للحرارة تقل قيمة ثابت التوازن عند خفض درجة الحرارة.

لأنّ التفاعل العكسي يرجح فتقل كمية المواد الناتجة وتزداد كمية المواد المتفاعلة فتقل قيمة ثابت التوازن.

ثالثاً – لديك التفاعل الآتي $2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2NO_{2(g)} \quad \Delta H < 0$ ، المطلوب:

١. اكتب عبارة ثابت التوازن بدلالة التراكيز K_c.

٢. اكتب عبارة ثابت التوازن بدلالة الضغوط الجزئية K_P.

٣. اكتب العلاقة بين K_c و K_P.

٤. بيّن تأثير خفض درجة الحرارة على حالة التوازن مع التفسير.

٥. بيّن تأثير إضافة حفاز على حالة التّوازن وقيمة ثابت التوازن.

الحل:

ط١: $K_c = \frac{[NO_2]^2}{[NO]^2.[O_2]}$

ط٢: $K_P = \frac{P^2_{(NO_2)}}{P^2_{(NO)} \times P_{(O_2)}}$

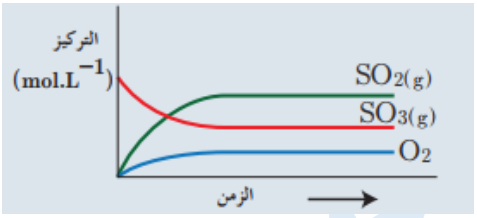
ط٣: $K_P = K_c.(RT)^{\Delta n}$

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

ط٤: عند خفض درجة الحرارة يرجح التفاعل المباشر نحو التفاعل الناشر للحرارة.

ط٥: لا يؤثر الحفاز على حالة التوازن ولا يؤثر على قيمة ثابت التوازن.

رابعاً – لديك الشكل المجاور الذي يمثل تفاعل متوازن، المطلوب:



١. اكتب المعادلة المعبرة عن التفاعل.

٢. اكتب عبارة ثابت التوازن بدلالة التراكيز.

الحل: ملاحظة للفهم: دائماً المنحني المتناقص يعبر عن المتفاعلات والمتزايد يعبر عن المنتجات.

ط١: $2SO_{3(g)} \rightleftarrows 2SO_{2(g)} + O_{2(g)}$

ط٢: $K_c = \frac{[SO_2]^2.[O_2]}{[SO_3]^2}$

خامساً – قيست قيم ثابت التوازن بدلالة الضغوط الجزئية في درجات حرارة مختلفة:

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

المطلوب: هل التفاعل ناشر للحرارة أم ماص للحرارة؟ فسّر إجابتك.

التوازن الكيميائي

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

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

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

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

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

التفاعل الثاني $K_c > 1$ وبالتالي كمية المواد الناتجة أكبر من كمية المواد المتفاعلة.

سابعاً: حل المسائل الآتية:

المسألة الأولى:

وعاء حجمه 2L يحتوي على 0.08 mol من $CH_3OH_{(g)}$ و0.4 mol من $H_{2(g)}$ و0.2 mol من $CO_{(g)}$ يحدث التفاعل وفق المعادلة:

$$CO_{(g)} + 2H_{2(g)} \overset{(1)}{\underset{(2)}{\rightleftarrows}} CH_3OH_{(g)}$$

فإذا علمت أنّ قيمة $K_c = 7.3$ بين بالحساب إذا كان التفاعل بحالة توازن أم لا وإذا لم يكن بحالة توازن حدد التفاعل الراجح (المباشر/العكسي) مع التفسير.

الحل:

$$[CH_3OH] = \frac{n}{V} = \frac{0.08}{2} = 0.04 \text{ mol. L}^{-1}$$

$$[H_2] = \frac{n}{V} = \frac{0.4}{2} = 0.2 \text{ mol. L}^{-1}$$

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

التفاعل ليس في حالة توازن لأنّ $Q > K_c$ ، والتفاعل الراجح هو التفاعل العكسي.

المسألة الثانية:

عند درجة الحرارة 25°C يحدث التفاعل المتوازن الآتي: $H_2O_{(\ell)} \overset{(1)}{\underset{(2)}{\rightleftarrows}} H_2O_{(g)}$ فإذا علمت أن الضغط الجزئي $P_{H_2O} = 0.0131$ atm ، المطلوب حساب قيمة K_P لهذا التفاعل.

الحل:

$$K_P = P_{H_2O} = 0.0131$$

المسألة الثالثة:

مُزج $2\ mol$ من مادة A مع $2\ mol$ من مادة B في وعاء سعته $10\ L$ فيحدث التفاعل المتوازن وفق المعادلة:
$A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftarrows 2C_{(g)}$ فإذا علمت أنّ قيمة ثابت سرعة التفاعل المباشر $k_1 = 8.8 \times 10^{-2}$ وقيمة ثابت سرعة التفاعل العكسي $k_2 = 2.2 \times 10^{-2}$، المطلوب حساب:

١. قيمة K_c ثم قيمة K_P.

٢. تراكيز كل من المواد المتفاعلة والناتجة عند بلوغ التوازن.

الحل:

$$K_c = \frac{K_1}{K_2} = \frac{8.8}{2.2} = 4$$

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

نحسب التراكيز الابتدائية:

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

	A	+	B	⇄	2C
التراكيز الابتدائية:	0.2		0.2		0
التغير في التركيز:	$-x$		$-x$		$+2x$
التراكيز التوازنية:	$0.2-x$		$0.2-x$		$2x$

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

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

بجذر الطرفين نجد:

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

$$2(0.2-x) = 2x$$

$$0.4 - 2x = 2x \Rightarrow 0.4 = 4x \Rightarrow x = \frac{0.4}{4} = 0.1 mol.L^{-1}$$

وبالتالي التراكيز التوازنية:

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

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

التوازن الكيميائي

المسألة الرابعة:

يحدث التفاعل الممثل بالمعادلة: $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftarrows 2HI_{(g)}$ في وعاء حجمه $10L$ ، عند بلوغ التوازن كان عدد مولات الهيدروجين $7.2\ mol$ وعدد مولات اليود $2.4\ mol$ وعدد مولات يود الهيدروجين $0.04\ mol$ والمطلوب حساب:

١. قيمة ثابت التوازن K_c.

٢. قيمة ثابت التوازن K_P.

٣. احسب التركيز الابتدائي للمواد المتفاعلة.

٤. اقترح طريقتين تزيد من كمية HI.

الحل:

ط١:

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

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

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

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

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

ط٢: $K_P = K_c.(RT)^{\Delta n} = K_c.(RT)^{2-2} = K_c = \frac{1}{108}$

ط٣:

	H_2	+	I_2	⇄	$2HI$
التراكيز الابتدائية:	$[H_2]_o$		$[I_2]_o$		0
التغير في التركيز:	$-x$		$-x$		$+2x$
التراكيز التوازنية:	$[H_2]_o - x$		$[I_2]_o - x$		$2x$

من معطيات المسألة:

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

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

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

ط٤: زيادة تركيز H_2 أو زيادة تركيز I_2 أو سحب HI من الوسط.

التوازن الكيميائي

المسألة الخامسة:

ليكن لدينا المعادلات التي تمثل التفاعلات المتوازنة الآتية عند الدرجة $298\ K$:

$$2NO_{(g)} + Br_{2(g)} \underset{(2)}{\overset{(1)}{\rightleftarrows}} 2NOBr_{(g)} \qquad K_{c_1} = 2$$

$$2NO_{(g)} \underset{(2)}{\overset{(1)}{\rightleftarrows}} N_{2(g)} + O_{2(g)} \qquad K_{c_2} = 2 \times 10^{+4}$$

المطلوب: احسب قيمة K_c ثم K_P للتفاعل الآتي:

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} + Br_{2(g)} \underset{(2)}{\overset{(1)}{\rightleftarrows}} 2NOBr_{(g)}$$

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

الحل: نبقي المعادلة الأولى كما هي ونعكس الثانية:

$$2NO_{(g)} + Br_{2(g)} \underset{(2)}{\overset{(1)}{\rightleftarrows}} 2NOBr_{(g)} \qquad K_{c_1} = 2$$

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} \underset{(2)}{\overset{(1)}{\rightleftarrows}} 2NO_{(g)} \qquad K'_{c_2} = \frac{1}{2 \times 10^{+4}}$$

بجمع التفاعلين:

$$2NO_{(g)} + Br_{2(g)} + N_{2(g)} + O_{2(g)} \underset{(2)}{\overset{(1)}{\rightleftarrows}} 2NOBr_{(g)} + 2NO$$

نختصر $2NO_{(g)}$ من الطرفين.

$$Br_{2(g)} + N_{2(g)} + O_{2(g)} \underset{(2)}{\overset{(1)}{\rightleftarrows}} 2NOBr_{(g)} \qquad K_c = K_{c_1} \times K'_{c_2} = 2 \times \frac{1}{2 \times 10^{+4}}$$

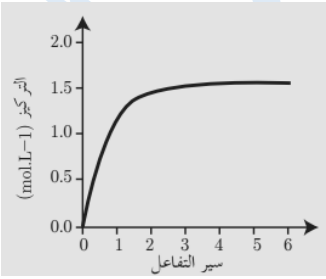
$$K_c = \frac{1}{10^4} = 10^{-4}$$

$$K_P = K_c.(RT)^{\Delta n} = 10^{-4}(0.082 \times 298)^{2-3} \approx 4.09 \times 10^{-6}$$

المسألة السادسة:

يتفاعل $1\ mol$ من بخار اليود مع $1\ mol$ من غاز الهيدروجين في وعاء مغلق حجمه $1L$ وفق المعادلة:

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



حيث يُبيّن المخطط الآتي تغيّر تركيز يود الهيدروجين بدلالة الزمن، المطلوب:

١. احسب تراكيز التوازن لكل من المواد المتفاعلة والناتجة.

٢. احسب قيمة ثابت التوازن K_c.

٣. ارسم خطياً بيانياً يوضح تغير تركيز الهيدروجين بدلالة الزمن.

الحل:

التوازن الكيميائي

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

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

$$H_2 \quad + \quad I_2 \quad \rightleftarrows \quad 2HI$$

التراكيز الابتدائية: $1 \qquad 1 \qquad 0$

التراكيز التوازنية: $1-x \qquad 1-x \qquad 2x$

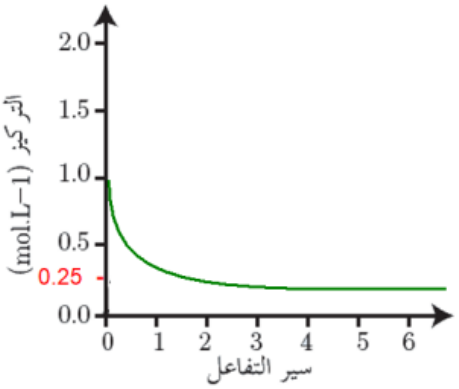
$[HI]_{eq} = 2x = 1.5\ mol.L^{-1}$ (من الخط البياني)

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

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

ط٢: $K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2].[I_2]} = \frac{(1.5)^2}{(0.25)^2} = 36$

ط٣: رسم الخط البياني لتغير تركيز الهيدروجين بدلالة الزمن:



التوازن الكيميائي

انتهى درس الغازات

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

التوازن الكيميائي