

الباب الرابع عشر الاتزان الكيميائي

الباب الرابع عشر

الاتزان الكيميائي

وجد أن زيادة التركيز تعني زيادة عدد الجسيمات الموجودة في وحدة الحجم ، وعلى ذلك فإن زيادة التركيز تزيد من عدد الصدمات التي يمكن أن تحدث بين جسيمات المواد المتفاعلة، وتبعاً لذلك تزداد سرعة التفاعل .

ونحن نعلم أن قانون فعل الكتلة الذي ينص على أنه " عند ثبوت درجة الحرارة تتناسب سرعة تفاعل كيميائي تناسباً طردياً مع حاصل ضرب التركيزات الجزيئية للمواد المتفاعلة - كل مرفوع إلى أس يساوي عدد الجزيئات أو الأيونات الموضح في معادلة التفاعل " .

ويمكن وضع هذا القانون في صيغة رياضية، فإذا أخذنا التفاعل :



فإن سرعة التفاعل في أي وقت أثناء سيره تتناسب طردياً مع حاصل ضرب التركيزات الجزيئية للمادتين A ، B فإذا رمزنا للتركيز الجزيئي لكل مادة بكتابة صيغتها الكيميائية بين قوسين مربعين، فإن :

$$\therefore V = k [A] [B] \quad , \quad \therefore V \propto [A] [B]$$

حيث V هي سرعة التفاعل ، k تعرف بثابت سرعة التفاعل .

وعندما يدخل أكثر من جزيء واحد لمادة ما في التفاعل فإن سرعة التفاعل تتناسب طردياً مع تركيز هذه المادة مرفوعاً لأس يساوي عدد الجزيئات المبين في معادلة التفاعل .



$$V = k [A] [A] [B] \quad \text{وعلى ذلك فإن :}$$

$$V = k [A]^2 [B] \quad \text{أي أن :}$$

وعموماً إذا كان عدد الجزيئات الداخلة في التفاعل من A هو n ، ومن B هو m ، فإن سرعة التفاعل تصبح :

$$V = k [A]^n [B]^m$$

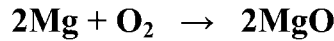
حيث k - ثابت سرعة التفاعل ، وتكون قيمته ثابتة عند نفس درجة الحرارة مهما اختلفت تركيزات المواد المتفاعلة ، وهو عباره عن سرعة التفاعل ، عند دما يكون التركيز الفعلي للمواد المتفاعلة مساوياً للوحدة .

أي أن سرعة التفاعل لا تتوقف على كمية المواد المتفاعلة، ولكنها تتوقف على تركيزها . كما يجب ملاحظة أن ثابت السرعة مقدار ثابت لا يختلف باختلاف التركيز، ولكنه يختلف باختلاف درجة الحرارة .

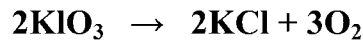
وإذا تتبعنا تفاعلاً ما أثناء سيره، فإننا نلاحظ تناقص سرعته بمرور الوقت. ذلك؛ لأن تركيز المواد المتفاعلة يتناقص تدريجياً نتيجة لتحويلها إلى المواد الناتجة من التفاعل .

التفاعلات العكسية والاتزان الكيميائي :

إذا سخنت قطعة من المغنسيوم في الهواء فإنها تشتعل، وتتحول تماماً إلى أكسيد المغنسيوم حسب المعادلة :



أما إذا سخن أكسيد المغنسيوم فلا يمكن أن يتحلل مرة أخرى إلى مغنسيوم وأكسجين، وكذلك إذا سخنت كلورات البوتاسيوم فإنها تحلل تماماً إلى كلوريد بوتاسيوم وأكسجين حسب المعادلة :

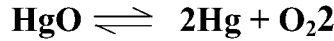


أما إذا سخن كلوريد البوتاسيوم في وجود الأكسجين فإنه لا يتحول مرة أخرى إلى كلورات بوتاسيوم ، أي أن هذه التفاعلات لا يمكن أن تحدث إلا في اتجاه واحد فقط، وتعرف بالتفاعلات غير

العكسية Irreversible reactions .

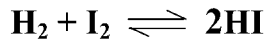
وهذا .. لك .. ذ .. وع .. آخذ .. ر .. م .. ن .. التف .. اعلات .. يد .. دث .. دائم .. ا .. ف .. ي .. اتج .. اهين منعك .. - سين ، ويع .. - رف بالتف .. - اعلات العك .. - سية Reversible reactions ف .. إذا س .. - خن الزئبق .. ق .. ف .. ي .. وج .. ود الأك .. سجين ، ف .. إن ج .. زءا مذ .. ه يتحد .. ول إلى أكسيد الزئبق .

وإذا سخن أكسيد الزئبق فإن جزءا منه يتحلل إلى زئبق وأكسجين ، أي أنه في كلا الحالتين تتفاعل المواد الناتجة من التفاعل لتعطي مرة أخرى المواد الداخلة في التفاعل ، ويمكن تمثيل ذلك بالمعادلة :

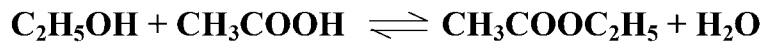


أي إن التفاعل العكسي عبارة عن تفاعلين متضادتين يحدثان في نفس الوقت . ويد .. شير ال .. سهمان المعكوس .. ان إل .. ي ح .. دوث التفاع .. ل ف .. ي اتج .. اهين منعكسين ، ويطلق على التفاعل المتجه من اليسار إلى اليمين التفاعل الطردى كـ ١ . يطلق على التفاعل المتجه من اليمين إلى اليسار التفاعل المضاد .

وهناك أمثلة أخرى كثيرة ، فإذا سخن الهيدروجين مع بخار اليود في إناء مغلق فإن جزءا منهما يتحد ليعطي يودي . د الهيدروجين ، وك .. ذلك إذا س .. - خن يودي . د الهيدروجين في إناء مغلق ، فإن جزءا منه يتحلل إلى يود وهيدروجين ، ويمكن تمثيل هذين التفاعلين بالمعادلة :



وأهم ما يميز التفاعلات العكسية هو أنها لا يمكن أن تتم إلى نهايتها ما لم تزال أحد المواد الناتجة من التفاعل ، وهذا بديهي ، لأن المواد الناتجة من التفاعل تتفاعل تحت نفس الظروف لتعطي المواد الداخلة في التفاعل ، ويمكن توضيح ذلك بالمثال الآتي :



تبعاً لهذه المعادلة فإن واحد مول من الكحول تفاعل تماماً مع واحد مول م . ن حمض الخليك لينتج عن ذلك واحد مول من خلال الأيثيل وواحد مول من الماء ، ولكنه وجد عملياً أنه عندما يتفاعل واحد مول من الكحول مع واحد مول من حمض

الخليك فإنه في نهاية التفاعل يتكون $\frac{2}{3}$ مول من خلاات الإيثيل و $\frac{2}{3}$ م.ول م.ن الماء.

ويبقى $\frac{1}{3}$ م.ول م.ن الكد.ول و $\frac{1}{3}$ م.ول م.ن حم.ض الخليك -
مهما أعطينا التفاعل م.ن وقت . وب. نفس الطريقة إذا أض.يف واحد م.ول
من الماء إلى واحد مول من خ.لال الإيثيل ف.إن التفاعل ي.سير ف.ي اتجاه
التفاعل العكسي .

وف.ي النهاية نج.د أن $\frac{1}{3}$ م.ول م.ن الكد.ول و $\frac{1}{3}$ م.ول م.ن
حمض الخليك قد تكون.ا وتبقى $\frac{2}{3}$ م.ول م.ن خ.لال الإيثيل و $\frac{2}{3}$ م.ول
من الماء ل.م يتف.اعلا ، أي أنه س.واء ب.دأنا بكد.ول وحم.ض أو بإس.تر
وماء فإن التفاعل لا ي.كون ك.املاً وفي النهاية ن.صل ع.ى خط ي.ط ل.ه
نفس التركيب .

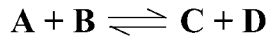
ويمكن تفسير ذلك في ضوء قانون فعل الكتلة ، فإذا ب.دأنا بكد.ول وحم.ض
الخليك فإن سرعة التفاعل الطردي تقل تدريجيا نظرا للنقص المستمر في تركي.ز
كل من الحمض والكحول .

أما سرعة التفاعل المضاد فإنها تزداد تدريجيا نظرا للازدياد الم.ستمر ف.ي
تركيز كل من الماء وخلاات الإيثيل ، وعند لحظة معينة ت.صبح س.رعة التفاعل
الطردي مساوية لسرعة التفاعل المضاد .

وبعد ذلك ي.بقى تركي.ب الخ.يط ثابتاً لا ي.تغير ب.م.رور الوقت .
وهنا يقال: إن التفاعل قد أ.ص.بح ف.ي حالة ات.زان كيمي.ائي . وإذا ب.دأنا
بخلاات الإيثيل والماء ، فإننا سنصل إلى نفس حالة الات.زان وي.كون المخل.وط
له نفس التركيب .

تطبيق قانون فعل الكتلة على التفاعلات العكسية :

يمكن أن نصف حالة الاتزان الكيميائي للتفاعلات العكسية ب.صيغة رياضية،
وذلك بتطبيق قانون فعل الكتلة علي هذه التفاعلات ، وهي في حالة الاتزان ولنأخذ
التفاعل التالي :



حيث A , B هي المواد الداخلة في التفاعل الطردى و C , D المواد الناتجة .
من هذا التفاعل، والعكس بالنسبة للتفاعل المضاد .

ونلاحظ أنه في أي لحظة أثناء التفاعل فإن سرعة التفاعل الطردى V_1 تتناسب طردياً مع تركيز كل من A , B . وبالمثل سرعة التفاعل المضاد V_2 تتناسب طردياً مع تركيز كل من C , D أي أن :

$$V_1 = k_1 [A] [B]$$

$$V_2 = k_2 [C] [D]$$

و

حيث k_1 و k_2 ثابتي السرعة للتفاعل الطردى والمضاد على الترتيب . وعند الوصول إلى حالة الاتزان تتساوى سرعة كل من التفاعلين ، أي أن :

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

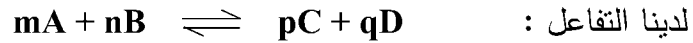
$$\therefore \frac{[C][D]}{[A][B]} = \frac{k_1}{k_2}$$

وبما أن كلا من k_1 و k_2 مقدار ثابت، فإن النسبة بينهما تكون أيضاً مقداراً ثابتاً

$$\frac{[C][D]}{[A][B]} = K \quad \text{أي أن :}$$

حيث $[A]$ و $[B]$ و $[C]$ و $[D]$ تمثل تركيزات المواد المتفاعلة عندما يكتمل التفاعل في حالة اتزان . وتعرف K بثابت الاتزان .

ويمكن وضع المعادلة الأخيرة في صورة عامة ، فإذا كان



$$\frac{[C]^p \cdot [D]^q}{[A]^m \cdot [B]^n} = K_C \quad \text{فإنه عند الوصول إلى حالة الاتزان يكون :}$$

والمعادلة الأخيرة هي صورة عامة لقانون فعل الكتلة عند تطبيقه على التفاعلات العكسية وهي في حالة الاتزان، ولذلك فهي تعرف أيضاً بقانون الاتزان الكيميائي .

ويمكن التعبير عن هذه القوانين بالعبارات الآتية : " عند الوصول

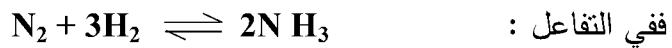
إلى حالة الاتزان الكيميائي في تفاعل عكسي ، وعند درجة حرارة ثابتة ، فإن حاصل ضرب تركيز المواد الناتجة من التفاعل مقسوماً على حاصل ضرب تركيز المواد الداخلة في التفاعل يساوي مقداراً ثابتاً ، على أن يكون تركيز المواد مرفوعاً إلى أس يساوي عدد جزيئات أو أيونات المواد المبدئية في معادلة التفاعل .

ومن ذلك يتضح أنه مهما كان تركيز المواد المتفاعلة، فإن التفاعل ينظم نفسه بحيث تبقى قيمة K ثابتة . ومن البديهي أن قيمة K تتوقف على نوع التفاعل وهي تساوي النسبة بين ثابتي السرعة للتفاعل الطردي والتفاعل المضاد ، فإذا كانت قيمة K كبيرة فإن هذا يعني أن التفاعل يميل إلى الاتجاه الطردي أكثر من الاتجاه المضاد .

وعند حالة الاتزان يكون تركيز المواد الناتجة من التفاعل كبيراً بالنسبة لتركيز المواد المتبقية أي الداخلة في التفاعل ، فإذا كانت قيمة K كبيرة جداً (10^6 مثلاً)، فإن هذا يعني أن التفاعل الطردي يتم تقريباً إلى نهايته في حين أن التفاعل المضاد يمكن إهماله .

والعكس صحيح ، فإذا كانت K صغيرة جداً (10^{-6} مثلاً) ، فإن التفاعل العكسي يكون هو السائد ، أما التفاعل الطردي فيمكن إهماله ؛ أما إذا كانت قيمة K تساوي واحد أو قريباً منه ، فإن التفاعل يحدث في الاتجاهين بقدر كبير .

ويجب ملاحظة أن قيمة K_C تتوقف على درجة الحرارة، وذلك لأن درجة الحرارة تؤثر بدرجة مختلفة على سرعتي التفاعلين المتضادتين، علماً بأن K_C تعني ثابت الاتزان للتركيز C . وأما في حالة التفاعلات التي تحدث بين الغازات ، فتناسب تركيزاتها تناسباً طردياً مع ضغوطهما الجزيئية ، وذلك يعوض عن التركيز بالضغط الجزيئية .

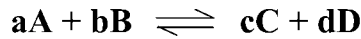


يعبر عن ثابت الاتزان باستخدام الضغط K_p بالعلاقة التالية :

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

العلاقة بين ثابت الاتزان باستخدام التركيز K_c وباستخدام الضغط K_p :

نفترض لدينا تفاعلاً غازياً انعكاسياً بين مادتين مادتى تركيزهما aA و bB ، ومادة أخرى تركيزها cC و dD ، لتكن a و b و c و d ذات التركيب .. ز cC ، dD ، وكانت ضغوطها الجزئية P_A^a ، P_B^b ، P_C^c ، P_D^d على الترتيب .



ويمكن التعبير عن ثابت الاتزان باستخدام التركيز بالعلاقة التالية :

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

وحيث إنه من المعادلة العامة للغازات ، يتناسب تركيز الغاز تناسباً طردياً مع

$$\text{ضغط الجزيء ، فإن : } P = \frac{n}{V} RT = CRT$$

وباستخدام تعبير الضغوط الجزئية للغازات المتفاعلة :

$$K_p = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b} \quad K_p = \frac{(C_C RT)^c (C_D RT)^d}{(C_A RT)^a (C_B RT)^b}$$

$$K_p = \frac{C_C^c \cdot C_D^d}{C_A^a \cdot C_B^b} \frac{(RT)^c \cdot (RT)^d}{(RT)^a (RT)^b} = K_c \cdot (RT)^{(c+d) - (a+b)}$$

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

- فإذا كانت عدد الجزيئات المتفاعلة يساوي عدد الجزيئات الناتجة من



- كانت $n = 0$ وتصبح $K_c = K_p$

- أما إذا كان التفاعل ... صحوباً بزيادة عدد الجزيئات أي

أن $(a+b) > (c+d)$ ف. . إن (Δn) تكون موجبة . ، وبالتالي $K_p > K_c$ عدديا .

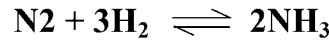
- وإذا حدث نقص في عدد الجزيئات $(a+b) > (c+d)$ ، ف. . إن (Δn) تكون سالبة ، وتصبح $K_c > K_p$.

حالات الاتزان الكيميائي :

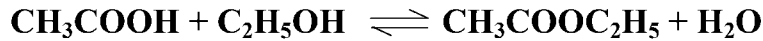
يمكن أن تميز بين ثلاث حالات للاتزان الكيميائي، وهي :

(أ) الاتزان المتجانس . انس :

ويختص هذا النوع بالتفاعلات التي تتم في وسط متجانس أي التفاعلات المتجانسة حيث تكون جميعا لمواد المتفاعلة من نفس الصنف (سوائل أو غازات) .
ومن أمثلة الاتزان المتجانس في الحالة الغازية ما يلي :

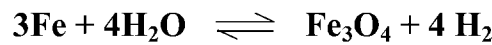
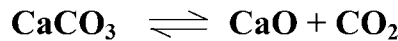


ومن أمثلة الاتزان المتجانس في الحالة السائلة تفاعل الكحول مع حمض الخليك.



(ب) الاتزان غير المتجانس :

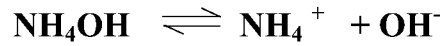
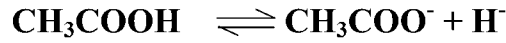
ويختص هذا النوع بالتفاعلات غير المتجانسة حيث لا تكون جميع المواد المتفاعلة من نفس الصنف ف. . يكون بعضها صلبا ، والبعض الآخر سائلا ، أو غازيا ، ومن أمثلة هذه التفاعلات ما يلي :



(ج) الاتزان في المحاليل الإلكتروليتية :

ويشمل هذا النوع تآكل الأحماض والقواعد والتفاعلات الأيونية ،

ومن أمثلتها :



العوامل التي تؤثر على الاتزان الكيميائي (قاعدة لوتشاتيليه) :

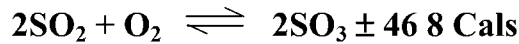
لقد وجدنا مع لوتشاتيليه قاعدة عامة، يمكن بتطبيقها معرفة تأثير العوامل المختلفة على سيري واتجاه التفاعلات المتزنة. ونص هذه القاعدة على أنه "كان هذا تفاعل ما في حالة اتزان، فإذا حدثت تغيير في أحد العوامل المكونة، فإن هذا الاتزان - كدرجة الحرارة أو الضغط أو التركيز - فإن التفاعل يسير في الاتجاه المعاكس له. إذا التغير، لكي يلاشي من أثره ويصير إلى حالة اتزان جديدة".

وفيما يلي نوضح تأثير كل عامل على حدة :

1- تأثير درجة الحرارة :

يتوقف تأثير درجة الحرارة على التفاعلات المتزنة على ما إذا كان التفاعل طاردا للحرارة أو ماصا للحرارة؛ ولتوضيح ذلك سنأخذ المثالين التاليين :

(أ) تفاعل ثاني أكسيد الكبريت مع الأكسجين :



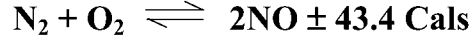
يتضح من هذه المعادلة أن التفاعل الطردى طارد للحرارة، بينما التفاعل المضاد ماص للحرارة، فإذا رفعت درجة الحرارة فإن الاتزان يختل، وتطبق القاعدة لوتشاتيليه. فإن التفاعل يسير في الاتجاه المضاد للتغير.

أي في اتجاه التفاعل الماص للحرارة. وعلى ذلك تتفكك بعض جزيئات ثالث أكسيد الكبريت إلى ثاني أكسيد كبريت وأكسجين، حيث تمتص كمية من الحرارة.

لتلاشي الارتفاع في درجة الحرارة .

وبمعنى آخر فإن ارتفاع درجة الحرارة في هذا التفاعل يقلل من ذ.سبة ثالث أكسيد الكبريت في الخليط المتزن ، والعكس صحيح فانخفاض درجة الحرارة يجعل التفاعل يسير في الاتجاه الطارد للحرارة أي في اتجاه تكوين ثالث أكسيد الكبريت .

(ب) اتحاد الأكسجين والنيتروجين لتكوين أكسيد النيتريك :



من هذه المعادلة يتضح أن التفاعل الطردي ماص للحرارة، بينما التفاعل المضاد طارد للحرارة ، فإذا رفعت درجة الحرارة فإن التفاعل يسير في الاتجاه الطردي، حيث يتكون أكسيد النيتريك، وتمتص كمية من الحرارة تعوض التأثير الخارجي .

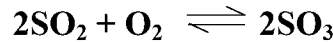
وبذلك يساعد رفع درجة الحرارة على حدوث التفاعل الطردي ، أي على زيادة نسبة NO في الخليط المتزن ، والعكس صحيح بالنسبة لخفض درجة الحرارة .

ويمكن تلخيص تأثير درجة الحرارة على التفاعلات المتزنة كما يلي: رفع درجة الحرارة يجعل وضع الاتزان ينتقل في اتجاه التفاعل الماص للحرارة . كما أن خفض درجة الحرارة يجعل وضع الاتزان ينتقل في الاتجاه التفاعل الطارد للحرارة .

2- تأثير الضغط :

من المعروف أنه عند حدوث التغيرات الحجمية ودرجة الحرارة، فإن ضغط غاز ما - أو مجموعة من الغازات - يتناسب تناسباً طردياً مع عدد الجزيئات ، وذلك حسب المعادلة العامة للغازات ، ويتوقف تأثير الضغط على تفاعل ما على التغيرات المصاحبة للتفاعل ، حيث يمكن أن نميز بين ثلاث حالات :

أولاً : تفاعل مصحوب بنقص في عدد الجزيئات :



نلاحظ - في هـ - ذا المثل - ال أن ع - دد الجزيئات الداخلة - في التفاعل - ل
3 وع - دد الجزيئات الناتجة - م - ن التفاعل - ل 2 . وعلى ذلك فإن هـ - ذا
التفاعل يتبعه نقص في العدد الكلي للجزيئات ، وبالتالي نقص في
الضغط الكلي للنظام .

ف... إذا زاد ال... ضغط الخ... ارجي الواقع... ع...ى النظ...ام فإن...ه... سب
قاعدة لوتشاتيليه يسير التفاعل في الاتجاه المضاد للتغير - أي في اتجاه النقص في
الضغط .

والنتيجة هي أن زيادة الضغط تدفع التفاعل في الاتجاه الطردى حيث تزداد
نسبة ثالث أكسيد الكبريت في الخليط المتزن، أي أن وضع الاتزان ينتقل جهة اليمين .

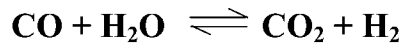
ثانيا : تفاعل يصحبه زيادة في عدد الجزيئات :



هذا التفاعل يصحبه زيادة في عدد الجزيئات، وبالتالي زيادة في الضغط وعلى
ذلك فإن زيادة الضغط الواقع على النظام تدفع التفاعل في الاتجاه الذي يؤدي إلى
قلة الضغط أي قلة عدد الجزيئات .

والنتيجة هي أن زيادة الضغط في هذا التفاعل تؤدي إلى زيادة نسبة خامس
كلوريد الفوسفور في الخليط المتزن .

ثالثاً : تفاعل لا يصحبه تغير في عدد الجزيئات :



في هذا التفاعل نجد أن عدد الجزيئات الداخلة في التفاعل يساوي عدد
الجزيئات الناتجة من التفاعل ، أي أن التفاعل في كلا الاتجاهين لا يصحبه تغير
في الضغط ، وعلى ذلك فإن تغير الضغط الواقع على النظام يؤثر على التفاعل
الطردى بقدر ما يؤثر على التفاعل المضاد والنتيجة هي أن تغير الضغط لا يؤثر
على وضع الاتزان .

تأثير التركيز :

إذا كان لدينا التفاعل : $A + B \rightleftharpoons C + D$

فإنه في حالة الاتزان تكون قيمة الكسر $\frac{[C][D]}{[A][B]}$ مقداراً ثابتاً يساوي K (ثابت الاتزان) بفرض ثبوت درجة الحرارة .

ومعنى هذا أنه مهما تغيرت تراكيزات المواد المتفاعلة، فإن التفاعل ينظم نفسه بحيث تبقى قيمة الكسر مساوية لقيمة K ، فلو أننا أضفنا كمية من المركب A إلى التفاعل وهو في حالة اتزان فإن الاتزان يختل، لأن قيمة الكسر ستتغير، ولكي يعود التفاعل إلى حالة الاتزان لابد أن تعود قيمة الكسر مساوية لقيمة K .

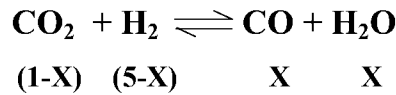
ولكي يحدث ذلك، فإن كمية من A تتفاعل مع كمية مكافئة من B ، حيث يتكون كمية مكافئة C ، وأخرى من D ، وتكون النتيجة أن تقل نسبة B في الخليط المتزن في حين تزداد نسبة كل من C و D .

أي أن الاتزان ينتقل جهة اليمين . ومن الواضح أن نفس التأثير سيحدث لو أننا أضفنا كمية من B بدلاً من A . كذلك لو أزلنا كمية من المركب C أو D من النظام المتزن فإن الاتزان يختل، وبذلك تتفاعل كمية من A مع كمية من B ليعوضان بعض النقص في C أو D .

مثال :

وجد أنه إذا تفاعل واحد مول من أول أكسيد الكربون مع واحد مول من الماء، فإن 50% من هذه المواد يتحول إلى ثاني أكسيد كربون وهيدروجين، حيث كانت K تساوي واحد، والآن إذا تفاعل واحد مول من أول أكسيد الكربون مع 5 مولات من الماء، فماذا تكون نسبة تحول أول أكسيد الكربون إلى ثاني أكسيد الكربون ؟

الحل :



نفرض أن X م.ول م.ن أول أكسيد الكربون يتفاعل م.ل م.ع X م.ول من الماء، حيث يتكون X م.ول م.ن ثاني أكسيد الكربون، و X م.ول من الهيدروجين .

فإذا فرضنا أن حجم المخلوط يساوي V فإن التركيبات تكون كالآتي :

$$[CO] = \frac{(1-X)}{V} , \quad [H_2O] = \frac{(5-X)}{V}$$

$$[CO_2] = \frac{X}{V} , \quad [H_2] = \frac{X}{V}$$

$$\frac{[CO_2][H_2]}{[CO][H_2O]} = K , \quad \frac{\frac{X}{V} \times \frac{X}{V}}{\frac{(1-X)}{V} \times \frac{(5-X)}{V}} = 1$$

$$X^2 = 5 - 6X + X^2 \quad \therefore X = \frac{5}{6} = 0.83 \text{ mole تقريباً}$$

$$\text{نسبة التحول} = \frac{0.83}{1} \times 100 = 83\%$$

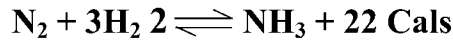
أي أن نسبة تحول أحد المواد المتفاعلة تزداد بازدياد تركيز المواد المتفاعلة الأخرى .

تأثير العامل المساعد :

العامل المساعد يساعد على زيادة سرعة التفاعل ، ولكنه في حالة التفاعلات العكسية لا يؤثر على وضع الاتزان ؛ ذلك لأنه يؤثر على سرعة كل من التفاعلين المتضادين بنفس القدر، وبالتالي فإن العامل المساعد يعمل فقط على تقليل الزمن اللازم لحدوث حالة الاتزان .

تطبيقات قاعدة لوشاتيليه :

من أهم هذه التطبيقات تحضير النشادر ، وتحضر النشادر في الصناعة بعدة طرق ، منها طريقة تعتمد على اتحاد النيتروجين مع الهيدروجين حسب المعادلة :



عند درجة الحرارة العادية لا يتفاعل النيتروجين مع الهيدروجين، ولكنه في وجود شرارة كهربائية تتكون نسبة صغيرة من النشادر .

وذلك يرجع إلى أن الـ.. شرارة الكهربائيـة لا تعمـل فقط على تكوين النشادر بل تساعد في نفس الوقت على تفككها ، أي أن التفاعل مـن الذـوع العكسي .

ولكي يمكن تحضير النشادر بكفاءة عالية، فإنه يجب أن نجعل التفاعل يسير في الاتجاه الطردى بقدر الإمكان أي نجعل الاتزان ينتقل جهة اليمين ويمكن تحقيق ذلك تحت الظروف التالية :

1- خفض درجة الحرارة :

نلاحظ أن التفاعل طارد للحرارة ؛ ولذلك فإن خفض درجة الحرارة يساعد على حدوث التفاعل في الاتجاه الطردى وفي الصناعة تستخدم درجة حرارة تتراوح بين 400 و 500°م ؛ لأنه عند درجات حرارة أقل من ذلك يسير التفاعل ببطء شديد .

2- زيادة الضغط :

توضـح معادلـة التفاعـل أن عـدد الجزيئـات الناتجـة أقل مـن عـدد الجزيئـات الداخلة في التفاعل؛ ولذلك فإن زيادة الضغط تساعد على زيادة نسبة الأمونيا في الخليط المتزن ، ويتبين ذلك أيضا من المنحنيات الموضحة في الشكل .

3- إزالة ناتج التفاعل :

يمكن أن نجعل التفاعل يسير باستمرار من اليسار إلى اليمين بإزالة النشادر الناتجة أولاً بأول ، ويتم ذلك في الصناعة عن طريق الإسالة .

4- استخدام عامل مساعد :

نظرا لأن التفاعل بطيء فإنه يستخدم عامل مساعد مثل أكسيد الحديد، حيث يمكن الوصول إلى حالة الاتزان في دقائق .

تطبيقات قاعدة لوشاتيليه على الاتزان الفيزيائي :

تأثير الضغط على الذوبانية :

إذا وضعت محلول غازي في حالة اتزان مع الغاز من نفسه في أسطوانة عليها مكبس، ثم أثردنا بضغط على المحلول والغاز المتوازن معه، فإننا سوف نلاحظ حدوث نقص في حجم الغاز، أي أنه لكي لا يتغير ضغط الغاز نتيجة لتحريك المكبس إلى أسفل، فإن ذوبانية الغاز تزداد في المحلول.

والعكس صحيح، أي أنه إذا حركنا المكبس إلى أعلى، فإن حجم الغاز سوف يزداد، ولكن لا يقل ضغط الغاز، فإن ذوبانية الغاز سوف تقل في المحاليل.

وبالمثل بالنسبة لذوبانية مواد صلبة في مذيب، فإذا كانت الذوبانية مصحوبة بنقص في الحجم، فإن الذوبانية تزداد بزيادة الضغط المؤثر. أما إذا كانت الذوبانية مصحوبة بزيادة في الحجم، فإن الذوبانية سوف تقل بزيادة الضغط.

تأثير الحرارة على الذوبانية :

حيث إن ذوبان نترات البوتاسيوم في الماء عملية ماصة للحرارة، فإنه إذا تعرض محلول مركز من نترات البوتاسيوم، في حالة اتزان مع نترات البوتاسيوم الصلبة للتسخين، فإن التغير الذي سوف يحدث للنظام لكي يتلاشى تأثير الحرارة المكتسبة، هو زيادة ذوبانية نترات البوتاسيوم.

وبعبارة أخرى، فإن ذوبانية جميع المواد التي يصحب ذوبانها امتصاص للحرارة، سوف تزداد برفع درجة الحرارة، أما المواد التي يصحب ذوبانها انبعاث الحرارة، مثل: الهيدروكسيد الكالسيوم، وهيدروكسيد الكالسيوم، فإن ذوبانيتها سوف تزداد عند خفض درجة الحرارة.

تأثير الضغط على درجة انصهار الثلج :

إن درجة انصهار الثلج تنقص عند ضغوط عالية ، والجدير بالذكر أن تد.ول الماء إلى ثلج يصحبه زيادة في الحجم . علما بأن حجم واحد مول من الم.ء عند درجة الصفر المئوي وضغطه واحد جو يساوي 18 مل، وإذا تحول إلى ثلج يصبح حجمه 19.26 مل .

فإذا وضع خليط من الثلج والماء عند درجة الصفر المئوي وضغط واحد ج.و في أسطوانة بها مكبس محكم بحيث يزداد الضغط على الخليط ، فإن الحجم س.و ف ينقص نتيجة لانصهار الثلج .

أو بعبارة أخرى فإنه عند درجة الحرارة الثابتة (صفر °م) سوف يحاول النظام التقليل من تأثير الضغط طبقاً لمبدأ لوشاتيليه، أو بعبارة أخرى سوف تنقص درجة انصهار الثلج بزيادة الضغط الواقع عليه .

تطبيقات قاعدة لوشاتيليه على الاتزان الكيميائي :

تأثير التغير في درجة الحرارة :

طبقاً لمبدأ لوشاتيليه ، يقاوم التفاعل الكيميائي المتزن التأثير الحراري ، وذلك بإزاحة التفاعل في الناحية التي يحدث فيها امتصاص للحرارة ، ومن ناحية أخرى إذا برد مخلوط التفاعل عند الاتزان ، فإن التفاعل سوف يزاح في الناحية التي تنبعث منها الحرارة :



وفيه يكون تفاعل تكوين الأمونيا طاردا للحرارة ، وعكس هذا التفاعل م.اص للحرارة، وعند الاتزان يسري التفاعل الطردي ، والعكسي بنفس المعدل ، بحيث إن الحرارة الناتجة من التفاعل الطردي سوف تمتص في التفاعل العكسي ، ولا يلاحظ أي تغيير حراري .

ويؤدي تسخين النظام المتزن إلى إزاحة الاتزان ناحية اليسار ونقص قيمة K_p ، وإذا برد النظام ، فإن الاتزان سوف يزاح ناحية اليمين ، وتزداد قيمة K_p في

التفاعلات المتزنة التي تكون فيها قيمة حرارة التفاعل ضد .. قيمة جدا ، فإن قيمة ثابت الاتزان تتأثر تأثيراً بسيطاً بتغير درجة الحرارة .
تأثير التغير في التركيز :

من المعلوم أنه عند الاتزان ، يكون عدد من تركيزات المواد المتفاعلة ، والناتجة من التفاعل موجودا في وسط التفاعل ، ففي التفاعل التالي عند درجة حرارة ثابتة :

$$A + B \rightleftharpoons C + D$$

تكون قيمة ثابت الاتزان باستخدام التركيز هي : $K_c = \frac{[C][D]}{[A][B]}$

وعند إضافة كميات إضافية من A أو B ، فإن الاتزان سوف يتحرك ناحية اليمين نظرا لاشتراك A أو B المضافة في التفاعل .

وبعبارة أخرى ، فإن .. طبقا لمبدأ لوشاتيليه ، يجب أن تعوض الزيادة في تركيز A أو B ، جزئيا على الأقل عن طريق إزاحة الاتزان ، أي أن التفاعل سوف يتحرك لكي تبقى قيمة التركيز مساوية لقيمة K_c .

ومن ناحية أخرى تؤدي إضافة C أو D أو كليهما إلى زيادة سرعة التفاعل المضاد ، وفي كلتا الحالتين فإن معدلات التفاعلين المتضادتين سوف يتساويان ثانية عند نقطة اتزان جديدة .

ولأسباب مماثلة ، فإن إزاحة A أو B من النظام المتزن سوف تتسبب في إزاحة الاتزان ناحية اليسار مصحوبة بإنتاج زيادة من A أو B .

وكذلك تؤدي إزاحة C أو D أو كليهما إلى إزاحة الاتزان ناحية اليمين لإنتاج زيادة منهما .

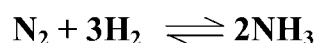
وهكذا نجد أنه يمكن أن نجعل التفاعل يسري إلى النهاية بإزاحة إحدى المواد الناتجة كلما تكونت ، حيث إنها تدفع النظام إلى أن يعوض ما أزيح منه طبقاً لمبدأ لوشاتيليه ، بإنتاج زيادة من هذه المادة .

تأثير التغير في الضغط :

طبقاً لقاعدة لوشاتيليه ، فإن الزيادة في الضغط الواقع على تفاعل متزن عدد درجة حرارة ثابتة يشتمل على تغير في عدد الجزيئات الموجودة على جانبي المعادلة سوف ينتج عنها إزاحة الاتزان في الناحية التي يصحبها نقص في الحجم أي نقص في عدد الجزيئات الناتجة ، وذلك لكي يقلل من تأثير الزيادة في الضغط الواقع عليه .

ومن ناحية أخرى ، يؤدي تقليل الضغط الواقع على ذلك النظام إلى إزاحة الاتزان في الناحية التي يصحبها زيادة في الحجم ، أي زيادة في عدد الجزيئات ، وذلك لكي يقلل من تأثير إنقاص الضغط .

والنتيجة هي محاولة النظام تقليل الأثر الناتج عن التغير في الضغط ، ففي تفاعل هابر نرى أن أربعة حجوم من المواد المتفاعلة ($N_2 + 3H_2$) تعطي حجمين (من النشادر $2NH_3$) من منتج التفاعل .



وإذا أثر ضغط على النظام في حالة الاتزان ، سوف تتكون زيادة من الأمونيا على حساب النيتروجين والهيدروجين ، والنتيجة هي التقليل من أثر الزيادة في الضغط الواقع على النظام نتيجة للنقص في الحجم .

وبنفس الطريقة يمكن تفسير النقص في الضغط الواقع على النظام في عملية هابر على أنه يجب أن ينتج عنه تحلل الأمونيا إلى هيدروجين ، ونيتروجين ، وقد وجد أن ذلك ينطبق مع النتائج المعملية .

إما إذا كان عدد الجزيئات متساوياً على جانبي التفاعل ، فإن الضغط لا يؤثر على حالة اتزان التفاعلات .

تأثير درجة الحرارة على ثابت الاتزان:

لكي يمكن التنبؤ بتأثير التغير في درجة الحرارة على نظام في حالة اتزان ، لابد من معرفة نوع التغير الكيميائي الحراري للتفاعل الكيميائي . فعند تكوين المعادلة الكيميائية الحرارية لتصنيع الأمونيا هي :



وإذا كانت K_1, K_2 هي ثابتي الاتزان عند درجتى حرارة T_1, T_2 ، فإن :

$$\log K_2 = \log C - \frac{\Delta H}{2.303RT_2} \quad \dots (1)$$

$$\log K_1 = \log C - \frac{\Delta H}{2.303RT_1} \quad \dots (2)$$

وبطرح المعادلة (2) من المعادلة (1) :

$$\log K_2 - \log K_1 = -\frac{\Delta H}{2.303RT_2} + \frac{\Delta H}{2.303RT_1}$$

$$\text{أو } \log \left(\frac{K_2}{K_1} \right) = \frac{\Delta H}{2.303R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

$$\log \left(\frac{K_2}{K_1} \right) = \frac{\Delta H}{2.303R} \left(\frac{T_2 - T_1}{T_2 \cdot T_1} \right)$$

تطبيقات قانون الاتزان ، وقاعدة لوشاتيليه :

أولاً : في التفاعلات الغازية المتجانسة :

تكون هذه التفاعلات مصحوبة بتساوي عدد الجزيئات على جانبي المعادلة ، أو بتغيرها .

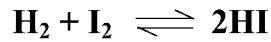
(أ) اتزان بين مواد غازية يتساوي فيها عدد الجزيئات على جانبي المعادلة:

وأمثلة هذا النوع من التفاعلات هي :



وفي مثل هذه الحالات تكون $K_p = K_c$ بالنسبة للتفاعلات الانعكاسية .

وسوف ندرس اتزان يوديد الهيدروجين ، كمثال :



عدد المولات الموجودة عند البداية : $a \quad b \quad o$

عدد المولات الموجودة عند الاتزان : $2x$ $(a-x)$ $(b-x)$

$$(H_2) = \frac{a-x}{v} \quad (I_2) = \frac{b-x}{v} \quad (HI) = \frac{2x}{v} \quad \text{(مول / لتر)}$$

حيث (V) الحجم الكلي لمخلوط التفاعل باللتر .

وينطبق قانون الاتزان الكيميائي :

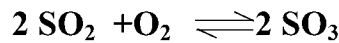
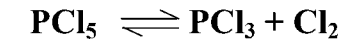
$$K_c = \frac{(HI)(HI)}{(H_2)(I_2)} = \frac{\left(\frac{2x}{v}\right)^2}{\left(\frac{a-x}{v}\right)\left(\frac{b-x}{v}\right)} = \frac{\left(\frac{4x^2}{v^2}\right)}{\left(\frac{(a-x)(b-x)}{v^2}\right)} = \frac{4x^2}{(a-x)(b-x)}$$

ويجب أن يلاحظ أن الحجم V قد اختفى من المعادلة ، كما لا يختلف في أيضا الضغط p من معادلة K_p . وهذه الحالة مميزة لجميع التفاعلات التي يكون فيها $n = 0$.

وحيث إن V ، فإن ثابت الاتزان يبقى دون تغيير عندما يتغير الحجم وكذلك الضغط ، ونظرا لأننا نحصل على مثل هذه العلاقة عن التعبير بالضغط ، فإن ذلك يوضح أن : $K_p = K_c$.

ومن ناحية أخرى ، فإن الاتزان يزداح ، أو بمعنى آخر تعتمد قيمة ثابت الاتزان على درجة الحرارة ، والتغير في تركيز إحدى المواد المتفاعلة ، أو الناتجة من التفاعل .

(ب) اتزان بين مواد غازية لا يتساوى فيها عدد الجزيئات على جانبي معادلة التفاعل ، ومن أمثلتها :



وفي جميع هذه التفاعلات لا تتساوى قيمتا K_p ، K_c ، ويكون العلاقة بينهما :

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

حيث : Δn الفرق في عدد الجزيئات على جانبي المعادلة

R الثابت العام للغازات باللتر . جو . درجة مطلقة 1^{-} مول

T درجة الحرارة المطلقة

وسوف ندرس تفاعل تفكك خاص كلوريد الفوسفور ، وكذلك تفاعل تكوينا الأمونيا كمثال .

(ج) تفكك كلوريد الفسفور في إناء مقفل حجمه V :

نعتبر أن لدينا إناء به n مول من PCl_5 ، وحجمه V ، ودرجة



عدد المولات الموجودة في البداية : 0 0 n

عدد المولات الموجودة عند الاتزان : $n\alpha$ $n\alpha$ $n(1-\alpha)$

$$[PCl_5] = \frac{n(1-\alpha)}{V} \quad [PCl_3] = \frac{\alpha-n}{V} \quad [Cl_2] = \frac{\alpha-n}{V}$$

وبتطبيق قانون الاتزان باستخدام التركيز :

$$K_c = \frac{(PCl_3)(Cl_2)}{(PCl_5)} = \frac{n(1-\alpha)}{V} = \frac{n\alpha^2}{(1-\alpha)V}$$

ويلاحظ أن الحجم V يظهر في مقام معادلة الاتزان ، ولكي يمكن الإبقاء على ثابتة عند درجة حرارة ثابتة ، فإن الزيادة في قيمة K_c (أو النقص في الضغط) سوف تؤدي إلى زيادة قيمة $\frac{\alpha^2}{1-\alpha}$ (أي درجة التفكك) وبالتالي زيادة تحلل PCl_5 .

وعند إنقاص الحجم V بزيادة الضغط ، فإنه لكي تبقى قيمة K_c ثابتة ، عند درجة التفاعل ، لابد أن تقل قيمة α ، أو بعبارة أخرى سوف ينتج عن زيادة الضغط نقص تفكك PCl_5 . وسوف يتأكد ذلك عند حساب ثابت الاتزان باستخدام الضغط .

دراسة تأثير الضغط على حالة الاتزان :

العدد الكلي للمولات الموجودة في خليط التفاعل عند الاتزان هو :

$$n_t = (n - n\alpha) + n\alpha + n\alpha = n(1 + \alpha)$$

الضغط الجزئي لكل مكونة = الضغط الكلي $\times \frac{\text{عدد مولات المكونة}}{\text{عدد المولات الكلية}}$ (قانون دالتون)

$$\frac{1 - \alpha}{1 + \alpha} P = \text{الضغط الجزئي لخامس كلوريد الفسفور}$$

$$\frac{\alpha}{1 + \alpha} P = \text{الضغط الجزئي لثالث كلوريد الفسفور}$$

$$\frac{\alpha}{1 + \alpha} P = \text{الضغط الجزئي لخامس كلوريد الفسفور}$$

وبتطبيق قانون الاتزان الكيميائي باستخدام الضغط :

$$K_p = \frac{P_{\text{PCl}_3} P_{\text{PCl}_2}}{P_{\text{PCl}_5}} = \frac{\left(\frac{\alpha}{1 + \alpha}\right)P \left(\frac{\alpha}{1 + \alpha}\right)P}{\left(\frac{1 - \alpha}{1 + \alpha}\right)P} = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha} P$$

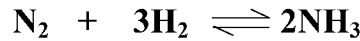
وذن سنتنتج من وجد . و P في بسط العلاقة هـ . ذه أن زيادة الضغط

الكلي ، سوف تؤدي إلى نقص درجة التفكك (α) ، وذلك لكي تبقى قيمة K_p ثابتة . عند درجة التفاعل . ويتفق ذلك مع مبدأ لوشاتيليه .

اتزان الأمونيا :

تنتج الأمونيا من اتحاد جزء من النتروجين مع 3 أجزاء من الهيدروجين

ويكون التفاعل انعكاسيا ، ويمكن توضيحه فيما يلي :



عدد المولات عند البداية : 1 3 0

عدد المولات عند الاتزان : (1-x) 3(1-x) 2x

وباعتبار أن الحجم الكلي للخليط V

$$\text{فإن التركيزات الجزيئية عند الاتزان: } [\text{N}_2] = \frac{1-x}{V} \quad [\text{H}_2] = \frac{3-3x}{V} \quad [\text{NH}_3] = \frac{2x}{V}$$

وبالتعويض في معادلة ثابت الاتزان إيجاد قيمة K_c :

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} = \frac{\left(\frac{2x}{V}\right)^2}{\left(\frac{1-x}{V}\right)\left(\frac{3-3x}{V}\right)^3} = \frac{4x^2 V^2}{(1-x)(3-3x)^3} = \frac{4x^2 V^2}{27(1-x)^4}$$

ويتضح من وجود V في بسط هذه العلاقة ، أن الاتزان يتأثر بتغير V . الضغط الواقع على النظام ، بالإضافة إلى تأثيره بدرجة الحرارة ، وتغير تركيز إحدى المواد .

دراسة تأثير الضغط على التفاعل :

باعتبار أن الضغط الكلي للخليط P

عدد المولات الكلية الموجودة في خليط التفاعل عند الاتزان تساوي

$$(4-2x) = (1-x) + (3-3x) + 2x =$$

$$\frac{3-3x}{4-2x} \quad P = P_{H_2} \quad \text{الضغط الجزئي للهيدروجين:}$$

$$\frac{1-x}{4-2x} \quad P = P_{N_2} \quad \text{الضغط الجزئي للنيتروجين:}$$

$$\frac{2x}{4-2x} \quad P = P_{NH_3} \quad \text{الضغط الجزئي للأمونيا:}$$

وبالتعويض في معادلة ثابت الاتزان باستخدام الضغط K_p :

$$K_p = \frac{P^2_{NH_3}}{P_{N_2} P^3_{H_2}} = \frac{\left[\left(\frac{2x}{4-2x}\right)P\right]^2}{\left(\frac{1-x}{4-2x}\right)P \left(\frac{3-3x}{4-2x}\right)^3 P} = \frac{4x^2 (4-2x)^2}{27(1-x)^4 P^2}$$

وإذا كانت كمية الأمونيا الموجودة عند الاتزان صغيرة (عند ضغط منخفض) ، فإنه يمكن إهمال قيمة x بين الأقواس عند مقارنتها بالوحددة وتصبح العلاقة السابقة كما يلي :

$$K_p = \frac{64x^2}{27P^2} \quad \text{أو} \quad x^2 = \frac{27}{64} K_p P^2$$

وحيث إن K_p ثابت عند درجة حرارة ثابتة ، فإنه من الواضح أن x وبعبارة أخرى ، يزداد تركيز الأمونيا بزيادة الضغط ، ويتفق ذلك مع قاءة لوشاتيليه والذ بمقتضاه يزداد الاتزان ناحية تركيز

الأمونيا عند زيادة الضغط وبذلك ؛ فإنه في صد ناعة الأمونيا . يستخدم ضغط قدره 200 جو أو أكثر .

وحيث إن التفاعل طارد للحرارة ، فقد وجد أن زيادة درجة الحرارة من 400-500 م تقلل من نسبة الناتج من الأمونيا . ويكون التفاعل بطيئاً جداً عند درجات حرارة أقل . كما تؤدي زيادة النواتج أولاً بأول من وسط التفاعل إلى تسريع تفاعل التفاعل بالتمرار من اليسار إلى اليمين .

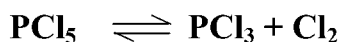
تأثير إضافة غاز خامل على الاتزان :

نجد أنه في التفاعلات التي يكون فيها $\Delta n = 0$ ، سوف تؤدي إضافة غاز خامل ببساطة إلى زيادة الضغط الكلي للنظام ، دون تغيير التوازن الجزئية . لأنواع الداخلة في التفاعل .

وقد رأينا أن التفاعلات التي لا يصحبها تغير في عدد الجزيئات لا تتأثر بالتغير في الضغط ؛ ولذلك فإن إضافة غاز خامل إلى مثل هذا النوع من التفاعل لا يؤثر على مدى التفاعل عند الاتزان .

أما بالنسبة للتفاعلات التي يكون فيها $\Delta n \neq 0$ ، فإن إضافة غاز خامل تؤثر على مدى التفاعل عند الاتزان ، بشرط أنه يؤدي الغاز الخامل المضاف إلى إنقاص الضغوط الجزئية للمواد المتفاعلة ، والنتيجة من التفاعل عند الضغط الكلي عند الاتزان .

ولتعتبر تفاعل تفكك خامس كلوريد الفوسفور :



وتعبير ثابت الاتزان باستخدام الضغط هو :

$$K_p = \frac{\alpha^2 p}{1 - \alpha^2}$$

وتعبير ثابت الاتزان باستخدام التركيز هو :

$$K_c = \frac{n\alpha^2}{(1 - \alpha)v}$$

مثال :

احسب K_p للتفاعل المتزن التالي عند ضغط كلي يساوي واحد جو عند 500 ك .

درجة تفكك المادة (A) = 25% ، ثم احسب درجة التفكك عندما يضاف غاز خامل
ضغطة الجزئي = 0.5 جو ، عند ضغط كلي للخليط قدره واحد جو عند الاتزان .

الحل :

$$\begin{array}{lcl}
 A & \rightleftharpoons & B + C \\
 1 & & 0 \quad 0 \quad : \text{عدد المولات عند البداية} \\
 0.75 & & 0.25 \quad 0.25 \quad : \text{عدد المولات عند الاتزان} \\
 \text{الضغط الكلي عند الاتزان} & = & 0.75 + 0.25 + 0.25 = 1.25 \text{ جو} \\
 P \frac{3}{5} = P \frac{0.75}{1.25} & = & P_A \text{ عند الاتزان} \quad \text{الضغط الجزئي للمادة (A)، أي } P_A \\
 P \frac{1}{5} = P \frac{0.25}{1.25} & = & P_B \text{ عند الاتزان} \quad \text{الضغط الجزئي للمادة (B)، أي } P_B \\
 P \frac{1}{5} = P \frac{0.25}{1.25} & = & P_C \text{ عند الاتزان} \quad \text{الضغط الجزئي للمادة (C)، أي } P_C \\
 \text{وبتطبيق قانون الاتزان باستخدام الضغط :}
 \end{array}$$

$$K_p = \frac{P_B \cdot P_C}{P_A} = \frac{P \frac{1}{5} \times P \frac{1}{5}}{P \frac{3}{5}} = P \frac{1}{15}$$

$$K_p = \frac{1}{15} \quad , \quad \text{وحيث إن } P = 1 \text{ جو}$$

وإذا فرضنا أن درجات التفكك هي α ، وحيث إن الضغط الجزئي للغاز الخامل
= 0.5 جو ، فإن الضغط الجزئي للمواد المتفاعلة والنااتجة من التفاعل = 0.5 جو
والمجموع الكلي لمولات المواد المتفاعلة، والنااتجة من التفاعل = $(1+\alpha)$.

$$\begin{array}{l}
 \text{الضغط الجزئي للمادة (A)} \quad P_A = \left(\frac{1-\alpha}{1+\alpha} \right) \cdot \frac{1}{2} \\
 \text{الضغط الجزئي للمادة (B)} \quad P_B = \left(\frac{\alpha}{1+\alpha} \right) \cdot \frac{1}{2} \\
 \text{الضغط الجزئي للمادة (C)} \quad P_C = \left(\frac{\alpha}{1+\alpha} \right) \cdot \frac{1}{2}
 \end{array}$$

$$K_p = \frac{\left[\left(\frac{\alpha}{1+\alpha} \right) \left(\frac{1}{2} \right) \right]^2}{\frac{1-\alpha}{2(1+\alpha)}} = \frac{\frac{\alpha^2}{4(1+\alpha)^2}}{\frac{1-\alpha}{2(1+\alpha)}} = \frac{\alpha^2}{2(1+\alpha)(1-\alpha)} = \frac{1}{15}$$

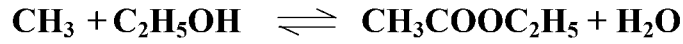
ومنها نجد أن : $\alpha = 0.343$

ويتضح من هذا المثال أنه بالنسبة للتفاعل الذي يصحبه في ع.د.د الجزيئات وعند ضغط ثابت تزداد درجة التفكك من 0.25 إلى 0.343 في وجود غاز خامل.

الاتزان الكيميائي في المحاليل :

(أ) تفاعلات كيميائية في المحاليل ، مثل : الأسترة ، والتحلل المائي :

يعتبر اتزان خلاص أيثيل - ماء - حمض خليك ، كحول إيثيلي مثلاً للاتزان المتجانس في محلول



$$\frac{a}{v} = 1 \quad \frac{b}{v} = 1$$

التركيزات عند البداية (مول / لتر) :

$$0 \quad 0$$

التركيزات عند الاتزان (مول / لتر) :

$$\frac{a-x}{V} = \frac{1}{3} \quad \frac{b-x}{V} = \frac{1}{3} \quad \frac{x}{V} = \frac{2}{3} \quad \frac{x}{V} = \frac{2}{3}$$

وبتطبيق قانون الاتزان باستخدام التركيز :

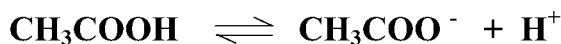
$$K_C = \frac{\left(\frac{x}{V}\right)^2}{\left(\frac{a-x}{V}\right)\left(\frac{b-x}{V}\right)} = \frac{x^2}{(a-x)(b-x)} = \frac{\left(\frac{2}{3}\right)^2}{\frac{1}{3} \times \frac{1}{3}} = 4$$

ولا يتأثر مثل هذا التفاعل الذي يتساوى فيه عدد الجزيئات على جانبي المعادلة ($n=0$) ، يتغير الضغط الواقع على النظام ، ولكن تتأثر قيمة K_C بتغير درجة الحرارة ، وتركيز المواد الموجودة عند الاتزان .

(ب) التفكك الإلكتروليتي :

ينطبق قانون فعل الكتلة ، وقانون الاتزان على جميع التفاعلات الانعكاسية ومنها تأين الإلكتروليتات الضعيفة .

فمثلاً في تفاعل تفكك حمض الخليك ، وهو الكتروليت ضعيف.



$$\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = K_C \quad \text{نجد أن تطبيق قانون الاتزان:}$$

ويعرف ثابت الاتزان في هذه الحالة ، بثابت التأين (Ionization constant) ، وفي هذه الحالة يكون حاصل ضرب تركيز أيون الهيدروجين $\times$ تركيز أيون الخلات (بالجرام أيون في اللتر) ، يساوي مقدراً ثابتاً ، عند درجة حرارة ثابتة ، ويعرف بثابت التأين .

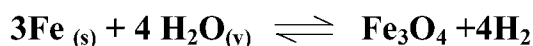
الاتزان غير المتجانس :

تشتمل الأنظمة غير المتجانسة المترتبة على صنفين أو أكثر ، أحدهما صلب ، أو سائل ، ويعتمد تطبيق قانون فعل الكتلة على الاتزان غير المتجانس ، على حقيقة أن فعالية الصلب النقي أو السائل تساوي الوحدة ، وأن الضغط البخاري للمادة الصلبة يكون صغيراً جداً يمكن إهماله إذا ما قورن بضغط الغاز المتوازن معه ، وذلك حتى درجات حرارة عالية .

(أ) اتزان حديد - أكسيد حديدك - بخار ماء :

إذا مر بخار الماء على حديد سخن لدرجة الاحمرار ، فإنه يتحول إلى هيدروجين ، وعند إمرار الهيدروجين فوق أكسيد الحديد ، فإن الأخير يختزل إلى حديد .

وإذا وضعت كمية من الماء في إناء حديدي لم يسخن ، فإن بعض البخار يتحول إلى هيدروجين وتتساقط حالة اتزان :



ويعبر عن تركيزات المواد المتفاعلة ، والنواتج من التفاعل عند تطبيق قانون الاتزان باستخدام التركيز :

$$K_C = \frac{[\text{Fe}_3\text{O}_4][\text{X}][\text{H}_2]^4}{[\text{Fe}]^3[\text{H}_2\text{O}]^4}$$

وقد تبين من التجارب العملية ، أنه عند درجة حرارة ثابتة ، توجد قيمة ثابتة لنسبة تركيز بخار الماء إلى الهيدروجين . ويؤدي ذلك إلى الاقتراح بأنه في مث.ل هذا الاتزان غير المتجانس ، يكون تركيز الصلب المتفاعل الحديد في هذا المثال ، أو الناتج من التفاعل أكسيد الحديد في هذا المثال يكون ثابتاً .

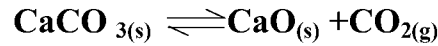
ويعبر حينئذ عن الاتزان بالعلاقة التالية :

$$K_C = \frac{[\text{H}_2]^4}{[\text{H}_2\text{O}]^4} \quad \text{أو} \quad K_C = \frac{[\text{H}_2]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

ويوضح ذلك نتائج التجارب العملية ، وأمكن بذلك التعبير في معادلة ثابتة الاتزان عن اتزان متجانس .

(ب) التفكك الحراري لكاربونات الكالسيوم :

يعتبر التفكك الحراري لكاربون الكالسيوم مثلاً لاتزان صلب - غاز . فعندما تسخن كربونات الكالسيوم في إناء مغلق لمدة معينة من الزمن ، سوف ينشأ الاتزان التالي :



وبتطبيق قانون الاتزان باستخدام الضغط

$$K_P = \frac{P_{\text{CaO}} P_{\text{CO}_2}}{P_{\text{CaCO}_3}}$$

* * *

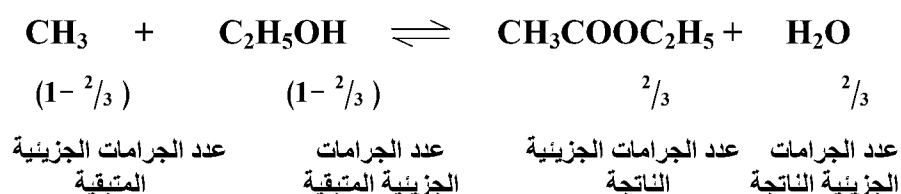
" أمثلة محلولة "

مثال (1) :

في تجربة لتحضير خلات الإيثيل أضيف واحد جرام - جزيء م.ن حم.ض الخليك إلى واحد جرام - جزيء من الكحول الإيثيل، وعند نهاية التفاعل (حالة الاتزان) وجد أنه قد تكون $\frac{2}{3}$ جرام - جزيء من خلال الإيثيل و $\frac{2}{3}$ م.ول م.ن الماء . احسب ثابت الاتزان لهذا التفاعل .

الحل . ل :

لحل هذه المسألة تكتب معادلة التفاعل ويكتب تحتها بيانات المسألة عند ح.الي الاتزان كالآتي :



فإذا فرضنا أن حجم المخلوط يساوي V لتر، فإن التركيزات الجزيئية للمواد المتزنة تكون كالآتي :

$[\text{CH}_3\text{COOH}]$	$= (1 - \frac{2}{3})/V = \frac{1}{3}/V$	M
$[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}]$	$= (1 - \frac{2}{3})/V = \frac{1}{3}/V$	M
$[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5]$	$= \frac{2}{3}/V = \frac{2}{3}/V$	M
$[\text{H}_2\text{O}]$	$\frac{2}{3}/V$	M

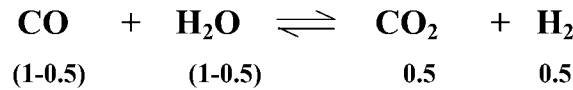
$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}]} = \frac{(\frac{2}{3})/V \times (\frac{2}{3})/V}{(\frac{1}{3})/V \times (\frac{1}{3})/V} = 4$$

مث. .ال (2) :

وجد في تجربة عملية أنه إذا تفاعل واحد مول من أول أكسيد الكربون مع واحد مول من بخار الماء عند 850 °م، فإنه في نهاية التفاعل (عند حالة الاتزان) يتكون 0.5 مول من ثاني أكسيد الكربون، و 0.5 مول من الهيدروجين . احسب ثابت الاتزان لهذا التفاعل عند تلك الدرجة .

الح. .ل :

تكتب معادلة التفاعل، وتدون تحتها بيانات المسألة عند حالة الاتزان كالآتي :



فإذا فرضنا أن حجم المخلوط يساوي V لتر، فإن تركيزات المواد المتزنة تكون كالآتي :

$$[\text{CO}] = (1-0.5)/V = 0.5/V \quad \text{M}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = (1-0.5)/V = 0.5/V \quad \text{M}$$

$$[\text{CO}_2] = 0.5/V \quad \text{M}$$

$$[\text{H}_2] = 0.5/V \quad \text{M}$$

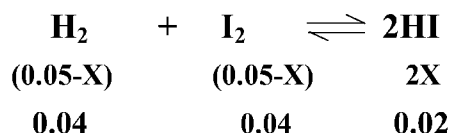
$$K = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]} = \frac{0.5/V \times 0.5/V}{0.5/V \times 0.5/V} = 1$$

مث. .ال (3) :

خُلط 0.05 جرام - جزيء من بخار اليود مع 0.05 ج.رام - ج.جزيء م.ن الهيدروجين في حجم مقداره واحد لتر عند درجة حرارة معينة . وعند نهاية التفاعل (عند حالة الاتزان) وجد أنه قد تحول 20% من المواد المتفاعلة إلى يوديد هيدروجين . احسب ثابت الاتزان لهذا التفاعل عند نفس درجة الحرارة .

الح. .ل :

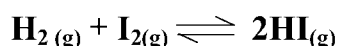
نكتب أولاً معادلة التفاعل :



في هذه المسألة لم يذكر عدد الجرامات الجزيئية المتفاعلة من اليود أو الهيدروجين، ولذلك نفرض أنها تساوي x ، ومن المعادلة يتضح أن عدد الجرامات الجزيئية المتكونة من يوديد الهيدروجين هو $2x$. وقد ذكر في المسألة أن 20% من المواد المتفاعلة قد تحول إلى يوديد هيدروجين ومن هنا يمكن حساب قيمة x كالآتي :

مث.ال (4) :

إناء حجمه لتر يحتوي على خليط من غازات H_2 ، I_2 ، HI على الترتيب في حالة اتزان عند درجة 721K ، وعدد مولات كل مادة على الترتيب 1.84×10^{-3} ، 1.30×10^{-3} ، احسب قيمة ثابت الاتزان للتفاعل

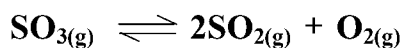


الح.ل :

$$K_C = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = \frac{(1.3 \times 10^{-2})^2}{(1.84 \times 10^{-3})^2} \quad K_C = \frac{1.69 \times 10^{-4}}{3.38 \times 10^{-6}} = 50$$

مث.ال (5) :

إناء حجمه لتر يحتوي على خليط من غازات 0.476 mol من $\text{SO}_3(\text{g})$ عند درجة 1105 K ، احسب قيمة K_C للتفاعل :



1- في البداية	مول 0.476	مول Zero	مول Zero
2- التغيرات الحادثة	مول $-2x$	مول $+2x$	مول $+x$
3- عند الاتزان	مول 0.238	مول 0.238	مول 0.119

$$\frac{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]}{[\text{SO}_3]^2} = \frac{(0.238)^2 \times 0.119}{(0.238)^2} = 0.119 \text{ مول}$$

مث.ال (6) :

K_C للتفاعل $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$ تساوي 50.5، فإذا

أدخل 0.015 mol من H_2 و 0.02 mol من I_2 في إناء حجمه لتر عند درجة 721 K ، احسب تركيز كل من H_2 ، I_2 ، HI عند الاتزان .

الحل :

	$H_{2(g)}$	+	$I_{2(g)}$	$\rightleftharpoons$	$2HI_{(g)}$
1- في البداية	مول 0.015		مول 0.02		مول Zero
2- التغيرات الحادثة	مول - x		مول - x		مول + 2X
3- عند الاتزان	مول (0.015-x)		مول (0.02-x)		مول 2x

$$K_C = \frac{[HI]_2}{[H_2][I_2]} = 50.5 = \frac{(2x)^2}{(0.015-x)(0.02-x)}$$

$$50.5 = \frac{4x^2}{x^2 - 0.035 + 0.0003} , \quad 46.5 x^2 - 1.77 x + 0.015 = 0$$

باستخدام المعادلة : $ax^2 + bx + c = 0$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x = \frac{(-1.77)^2 \pm \sqrt{(-1.77)^2 - 4 \times 46.5 \times 0.015}}{2 \times 46.5}$$

$$x = 0.025 \quad \text{و} \quad 0.013$$

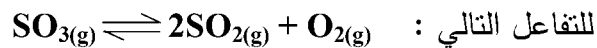
القيمة (0.025) مرفوضة ؛ لأنها أكبر من التركيز الابتدائي لكل من H_2 ، I_2 والقيمة الثانية 0.013 هي القيمة الصحيحة .

$$\text{مول/لتر } [H_2] = 0.015 - x = 0.015 - 0.013 = 0.002$$

$$\text{مول/لتر } [I_2] = 0.020 - x = 0.020 - 0.013 = 0.007$$

$$\text{مول/لتر } [HI] = 2x = 2 \times 0.013 = 0.026$$

مثال (7) :



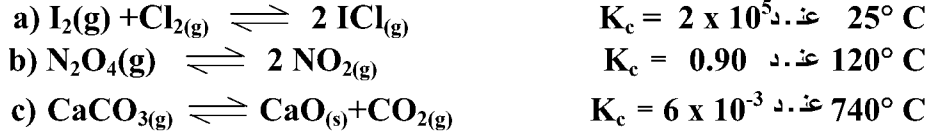
K_C تساوي 0.0271 مول/لتر عند درجة 1100 K ، احسب K_P عند نفس الدرجة .

الحد . ل :

$$\Delta N = (n_p)_g - (n_r)_g = 3 - 2 = +1$$
$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$
$$K_p = 0.0271 (0.082 \times 1100)^1 = 2.44$$

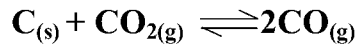
لاحظ أن $K_p > K_c$ حيث قيمة Δn موجبة .

احسب قيم K_p لكل من التفاعلات الثلاث التالية... من المعلومات المعطاة.



مث . ال (8) :

احسب الضغط الجزئي لغاز CO في نظام متزن يكون فيه الضغط الجزئي لغاز CO_2 مساويا 0.1 atm . علما بأن K_p عند $1000^\circ C$ تساوي 167.5 atm للتفاعل التالي :



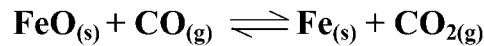
الحد . ل :

$$K_p = \frac{(P_{co})^2}{P_{co_2}} \quad 167.5 = \frac{(P_{co})^2}{0.1} \quad (P_{co})^2 = 16.75$$

$$CO_2 \text{ الضغط الجزئي لغاز } P_{co} = 4.10 \text{ atm}$$

مث . ال (9) :

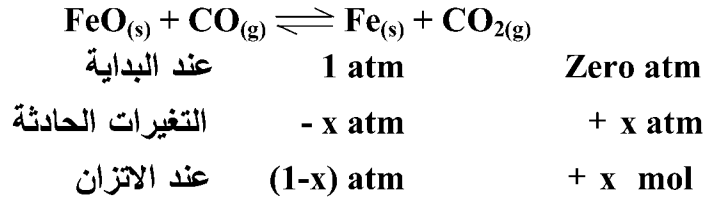
إذا كانت K_p عند $1000^\circ C$ تساوي 0.403 بالنسبة للتفاعل :



فإذا أدخلت كمية كبيرة من $FeO(s)$ في وعاء عند درجة $1000^\circ C$ ويحتوي على غاز CO عند ضغط يعادل 1 atm . احسب ضغط كل من غاز CO_2 ، CO عند الاتزان .

الحد . ل :

من معادلة التفاعل :



$$K_p = \frac{P_{\text{CO}_2}}{P_{\text{CO}}} \quad 0.403 = \frac{x}{1-x}$$

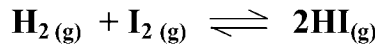
$$X = 0.403 - 0.403 x, \quad 1.403 x = 0.403, \quad x = \frac{0.403}{1.403} = 0.287 \text{ atm}$$

ضغط غاز CO_2 عند الاتزان $P_{\text{CO}_2} = x = 0.287 \text{ atm}$

ضغط غاز CO عند الاتزان $P_{\text{CO}} = 1-x = 1-0.287 = 0.713 \text{ atm}$

مث . ال (10) :

عند درجة حرارة معينة K_C للتفاعل التالي :



تساوي 50.5 فإذا علمت أن التركيزات الابتدائية لكل من المتفاعلات والنواتج كالاتي:

$$[\text{H}_2] = 0.015 \text{ M}, [\text{I}_2] = 0.0012 \text{ M}, [\text{HI}] = 0.025 \text{ M}$$

وضح هل التفاعل في حالتي اتزان أم لا ؟ وفي أي اتجاه يمكن أن يسير التفاعل إن لم يكن في حالة اتزان :

الحد . ل :

$$\frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = \frac{0.025^2}{0.015 \times 0.0012} = 34.7 \quad \text{نحسب قيمة } Q \text{ أولاً :}$$

قيمة Q تساوي 34.7 ، أي أصغر من K_C ($Q < K_C$) التفاعل ليس في حالة اتزان ويسري في الاتجاه الطردي .

مث . ال (11) :

K_C عند 827°C تساوي 36.9 L/mol للتفاعل الآتي :

$$2\text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(g)}$$

التركيزات	$\frac{0.05}{5}$	$\frac{0.3}{5}$	$\frac{0.125}{5}$	مول/لتر
	0.01	0.06	0.025	

نحسب قيمة Q للتفاعل : 104.2

$$Q = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2][\text{O}_2]} = \frac{(0.025)^2}{(0.01)^2(0.06)} = 104.2$$

حيث إن قيمة: $Q = 104.2$ ، $K_C = 36.9$.

التفاعل ليس في حالة اتزان؛ لأن: $Q > K_C$.

مث. .ال (12) :

في التفاعل : $\text{CO}_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2_{(g)}$

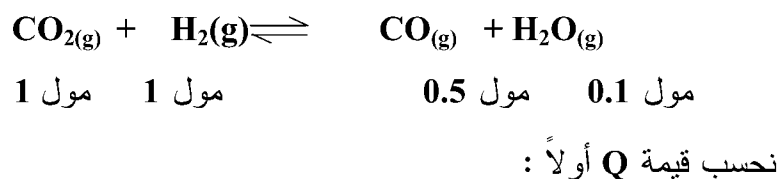
K_C عند درجة $K = 690$ تساوي 0.1 ، في إناء حجمه لتر خلط 1 م.ول م.ن

CO ، 1 مول من H_2O ، 0.5 مول من CO_2 ، 0.1 مول H_2 . وضح إذا كان

التفاعل في حالة اتزان أم لا ؟ في أي اتجاه يمكن أن يسري التفاعل إن لم يكن في

حالة اتزان ؟

الحد. ل :



$$Q = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]} = \frac{0.5 \times 0.1}{1 \times 1} = 0.05$$

$$Q = 0.05 \quad K_C = 0.1$$

$$Q < K_C$$

- التفاعل ليس في حالة اتزان .

- يسري التفاعل في الاتجاه الطردي .

" الأسئلة "

- 1- ماذا تعني بثابت سرعة التفاعل الكيميائي ، وما هي العوامل التي تؤثر على سرعة التفاعل الكيميائي ؟
- 2- اكتب نبذة عن التفاعلات المحفزة المتجانسة ، والتفاعلات المحفزة غير المتجانسة .
- 3- اكتب نبذة مختصرة عن ميكانيكية العامل الحفزي .
- 4- ما هي الخصائص العامة للتفاعلات التي تسري في وجود عوامل حفازة ؟
- 5- اشرح ماذا تعني بتفاهل انعكاسي ، وتفاعله غير انعكاسي . وضح إجابتك بأمثلة .
- 6- اشرح ماذا تعني بالاتزان الكيميائي . وأوجد المعادلة التي توضح حالة الاتزان .
- 7- أوجد العلاقة بين ثابت الاتزان باستخدام التركيز ، وثابت الاتزان باستخدام الضغط .
- 8- اشرح مبدأ لوشاتيليه ووضح تطبيقه على الاتزان الفيزيائي .
- 9- اشرح تطبيق قانون فعل الكتلة على الاتزان التالية :
 (أ) اتزان غازي متجانس تكون فيه $n=0$ ، وآخر تكون فيه $n \neq 0$.
 (ب) اتزان متجانس في محلول .
 (ج) اتزان غير متجانس .
- وضح إجابتك بأمثلة في كل حالة ، وبين كيف يمكن إزاحة الاتزان في كل حالة بما يتفق مع مبدأ لوشاتيليه . اشرح تأثير إضافة غاز خامل على اتزان فعال غاز متجانس .
- 10- اشرح خصائص ثابتي الاتزان K_C ، K_P .
- 11- إذا علمت أن ثابت اتزان التفاعل $H_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightleftharpoons H_2O$ ، والتفاهل التفاعل التالي : $CO_2 + H_2 \rightleftharpoons H_2O + CO$ ، كيف يمكن حساب ثابت اتزان التفاعل التالي : $CO_2 \rightleftharpoons CO + \frac{1}{2} O_2$.
- 12- اكتب ثابت الاتزان K_C ، K_P لكل من التفاعلات العكسية التالية :

- a) $\text{H}_{2(g)} + \text{C}_2\text{H}_{4(g)} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_{6(g)}$
b) $2\text{H}_{2(g)} + \text{C}_2\text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_{6(g)}$
c) $\text{NO}_{2(g)} + \text{SO}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{SO}_{3(g)} + \text{NO}_{(g)}$
d) $3\text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{O}_{3(g)}$

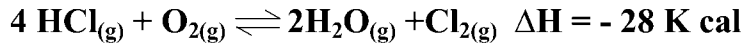
13- للاتزان التالي : $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

اكتب ثابت الاتزان بدلالة التركيز. K_C . وباعتبار أن الم. واد المتفاعلة والناتجة عبارة عن غازات، وباس. تخدام المعادلة العامة للغ. از المث. الي $(PV = nRT)$. استبط العلاقة بين ثابتي الاتزان K_C ، K_P .

14- اكتب ثابتي الاتزان K_C ، K_P لكل من التفاعلات التالية . وضح متى تكون K_P أكبر أو أصغر أو تساوي K_C في الحالات التالية :

- a- $\text{CuS}_{(s)} + \text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{Cu}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$
b- $4\text{CuO}_{(s)} \rightleftharpoons 2\text{CuO}_{(s)} + \text{O}_{2(g)}$
c- $\text{C}_{(s)} + \text{S}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{CS}_{2(g)}$
d- $\text{NH}_2\text{COONH}_{4(s)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(g)} + \text{CO}_{2(g)}$
e- $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}_{(s)} \rightleftharpoons \text{CuSO}_{4(s)} + 5 \text{H}_2\text{O}_{(g)}$

15- وضح وضع الاتزان في كل حالة مما يلي بالنسبة للاتزان التالي :



أ- عند إضافة 1 mol من Cl_2 . ب- عند إضافة 1 mol من O_2 .

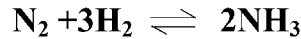
ج- خفض درجة الحرارة . د- زيادة الضغط على النظام .

هـ . - إضافة عامل حفز . و- إجراء التفاعل في وعاء أقل حجماً .

16- اشرح تأثير درجة الحرارة على سرعة التفاعل الكيميائي ، وعلى ثابت الاتزان .

17- اشرح تطبيق مبدأ لوشاتيليه على الاتزان الكيميائي .

18- إذا كانت K_C للتفاعل المتزن التالي :



تساوي 0.507 عند درجة حرارة 400°C . احسب K_P لهذا التفاعل .

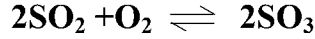
19- في التفاعل الانعكاسي المتزن التالي : $A + 2B \rightleftharpoons C$

كانت التركيزات بالمول / لتر هي : $(A) = 0.6$ ، $(B) = 1.2$ ، $(C) = 2.16$

أ) احسب ثابت الاتزان باستخدام التركيز K_C .

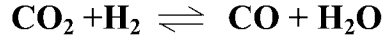
ب) التركيز الابتدائي لكل من لمادتين A ، B .

20- عند خلط 8 mole من SO₂ مع 4 mole من O₂ في إناء مغلق ، وعند درجة حرارة ثابتة ، لتكوين غاز SO₃ .



كان الضغط الكلي لخليط التفاعل P عند بداية التفاعل هـ. و 3 atm. ا. سب
الضغوط الجزئية لمكونات الخليط عند الاتزان ، إذا تبقى 25% من غاز ثاني أكسيد الكبريت دون تفاعل .

21- إذا كانت قيمة ثابت الاتزان عند درجة 850 م للتفاعل التالي :

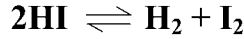


تساوي واحد ، وكانت التركيزات الابتدائية للمواد المتفاعلة هي :

$$(\text{CO}_2) = 0.2 \text{ mole / L} , \quad (\text{H}_2) = 0.8 \text{ mole / L}$$

احسب تركيزات مكونات الخليط الغازي عند الاتزان .

22- عند تسخين يوديد الهيدروجين HI ، فإنه ينحل طبقاً للتفاعل التالي :



فـ. إذا كان قيمة ثابت الاتزان الكيمياء ك للتفاعل عند درجة

حـ. حرارة معينة = $\frac{1}{64}$. ا. سب ذـ. سبة يوديـ. الهيدروجين المتفكـ. ك

لحظة الاتزان .

23- عند تسخين خليط من CO ، Cl₂ في إناء مغلق ، لتكوين غاز التسخين طبقاً لـ



ووصل إلى حالة الاتزان بعد فترة زمنية معينة . وضح كيف تتغير سرعة كـ ل
من التفاعل الطردي ، والمضاد إذا نقص حجم الخليط الغازي، بحيث أـ صـ بـ حـ
الضغط مساوياً للضعف عند ثبوت درجة الحرارة . وضح كيف يـ. يؤدي ذلك
التغيير إلى إزاحة الاتزان .

24- إذا سخن واحد دـ مـ ول مـ نـ كـ ل مـ ن حمـ ض الخليـ كـ ، والكـ ول

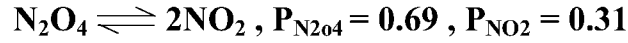
الإيثيلي ، وثلاثة مولات من كـ ل مـ ن كـ ل مـ ن الأسـ تر ، والمـاء فـ ي

أنبوبة مغلقة عند 100°C .

أ) حدد في أي اتجاه يسير التفاعل .

ب) احسب عدد مولات كل مادة عند الاتزان .

25- يتفكك رابع أكسيد النيتروجين في الحالة الغازية طبقاً للتفاعل التالي :



احسب قيمة K_p للتفاعل إذا قيست الضغوط المتزنة عند 25°C .

احسب... سبب... ضغط الجزئي... ل... ل... مادة ، إذا ترك N_2O_4 عند... د...
ضغط 10 atm لكي يصل إلى حالة الاتزان عند 25°C .

26- إذا كان الضغط الجزئي عند 400°C لمكونات خليط متزن من النيتروجين

والهيدروجين والأمونيا هو: $P_{\text{N}_2} = 6.74 \text{ atm}$, $P_{\text{H}_2} = 20.23 \text{ atm}$, $P_{\text{NH}_3} = 3.03 \text{ atm}$.

احسب ثابت الاتزان باستخدام الضغط لكل من المتفاعلين التاليين
عن نفس درجة الحرارة 40 mm , 50 mm على الترتيب .

- ما هو ضغط بخار الماء المتوازن عند دما يك. ون. الضغط الجزئي.

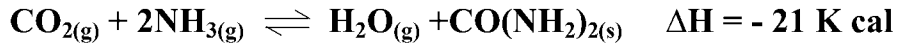
للهيدروجين 1800 mm Hg ؟

من المعلوم أن الضغط الجزئي للصلب ضئيل جداً ، بحيث لا يظهر في معادلة
ثابت الاتزان .

$$K_p = \frac{P^4_{\text{H}_2}}{P^4_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{(940)^4}{(50)^4}, \quad \frac{P^4_{\text{H}_2}}{P^4_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{(1800)^4}{P^4_{\text{H}_2\text{O}}}$$

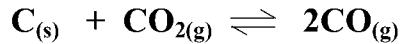
$P_{\text{H}_2\text{O}} = 95.5 \text{ mm}.$

27- وضح تأثير كل من المتغيرات التالية على الاتزان مع ذكر القاعدة التي
تستخدمها عند بيان أثر هذا التغير على الاتزان .



28- اشرح قاعدة لوشاتيليه، ثم وضح تأثير كل من الضغط ودرجة الحرارة على
حالة اتزان تختارها بنفسك .

29- اعتبر الاتزان التالي الناتج عن اختزال غاز CO_2 إلى غاز CO



التفاعل طارد للحرارة $\Delta H = - 21.2 \text{ K cal/mol}$. ما تأثير كل من التغيرات
التالية على الاتزان ؟

أ- إضافة زيادة من غاز CO_2 . ب- إضافة زيادة من غاز CO .

ج- تبريد النظام . د- إضافة عامل حفز .

هـ - إضافة زيادة من الفحم (C) . و- إزاحة CO من وسط التفاعل .

30- N_2O_4 غاز عديم اللون في حالة اتزان م.ع. غ.از NO_2 ذات اللون البني.

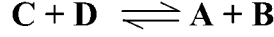
المحمر، والذي يمثله الاتزان التالي : $2NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4 + \text{heat}$

هل تتوقع لدرجة اللون لخليط الغازين أن تزداد أو تقل عند تبريد الخليط وماذا يحدث إذا حدث تمدد (زيادة) في حجم الخليط ؟

31- في تفاعل من النوع التالي : $A + B \rightleftharpoons C + D$

احسب ثابت الاتزان . إذا علمت أن 0.7 mol م.ن C تتكون عند تركيز 0.7 mol/L مساويا B, A ، ثم احسب التركيزات عند الاتزان.

32- احسب ثابت الاتزان للتفاعل التالي :



أ- إذا علمت أن 0.7 mol من C تتكون عندما نبدأ التفاعل بكمية م.ن A تساوي 1 mol ، وكذلك 1 mol من B .

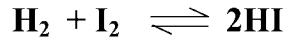
ب- احسب كمية كل من : A, B, C, D عند الاتزان لنفس التفاعل عند وجود مول لكل من : A, B, C, D عند البداية .

33- الضغوط الجزئية لخليط من الغازات التالية عند درجة حرارة معينة كالتالي :

$$P_{N_2} = P_{O_2} = P_{NO} = 0.005 \text{ atm}$$

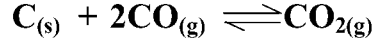
وضح إذا كان الاتزان التالي $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$ في حالة اتزان أم لا، وفي أي اتجاه سوف يسري. علما بأن $K_C = 4$ للاتزان السابق.

34- 1 mol من H_2 ، 1 mol من I_2 سخنت لدرجة $490^\circ C$ في إناء حجمه لتر. ما هي تركيزات كل من المواد المتفاعلة والنااتجة عند الاتزان؟ علما بأن K_C للتفاعل تساوي 45.9 عند نفس درجة الحرارة .



$$([H_2] = [I_2] = 0.228 \text{ mol/L}, [HI] = 1.544 \text{ mol/L})$$

35- $K_p = 167.5 \text{ atm}$ عند درجة 1273 K بالنسبة للتفاعل التالي :



احسب ضغط CO الجزئي في نظام متزن يكون فيه ضغط $(CO_2)_g$ مساويا 1.0 atm .

* * *