

الباب  
الثاني عشر



obeikandi.com

## الباب الثاني عشر

### الاتزان الكيميائي

#### Chemical Equilibrium

الاتزان الكيميائي حالة يكون فيها معدل سرعة التفاعل الامامي مساوياً لمعدل التفاعل الانعكاسي، أي أن تراكيز المتفاعلات والنواتج ثابت مع الزمن. يحدث الاتزان لأي تفاعل كيميائي في إناء وجو مغلق. بدراسة الاتزان الكيميائي يمكننا ببساطة معرفة الإجهاد الذي ينتهي إليه التفاعل، وبالتالي معرفة مدى ثابت النواتج بل تقدير تراكيزها. يحدث الاتزان تحت ظروف معينة وملائمة، وفي كثير من الأحيان يمكننا التحكم في هذه الظروف، منها التغيير في درجات الحرارة والضغط وتراكيز المواد المتفاعلة في درجات الحرارة، والضغط وتراكيز المواد المتفاعلة والنواتج. للاتزان تطبيقات هامة في فهم الكثير من التفاعلات المعقدة بمعرفة الميكانيكية وقياس معدل سير التفاعل. للاتزان أيضاً تطبيقات هامة في دراسة تفاعلات الأحماض والقواعد وتفاعلات الترسيب والأكسدة والاختزال ومعرفة سلوكيات الغازات كما سيأتي تفصيله في الأبواب القادمة من هذا الكتاب. سنهتم في هذا الباب بمعرفة شروط وقوانين الاتزان الكيميائي وقاعدة ليشاتيليه ليسهل علينا تطبيقاته العديدة. سنركز على معرفة أهمية ثابت الاتزان وتطبيقاتها وذلك لمعرفة إمكانية التفاعل وما يحدث بتغيير ظروف التفاعل.

#### 1-12 كيفية حدوث الاتزان الكيميائي:

لنفهم كيف يصل التفاعل لحالة الاتزان فلنقف قليلاً لدراسة تفاعل النيتروجين مع الهيدروجين لإنتاج غاز الأمونيا، فأصل التفاعل باكتشاف العالم هابر (Haber) لما

له من أهمية صناعية كبرى حيث يستفاد من غاز الأمونيا لتحويله إلى حمض النيتريك ( $\text{HNO}_3$ ) ومن ثم نترات الأمونيوم ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ) المستخدمة في تصنيع المفرعات الخطيرة وكذلك مخصبات الأرض للزراعة.

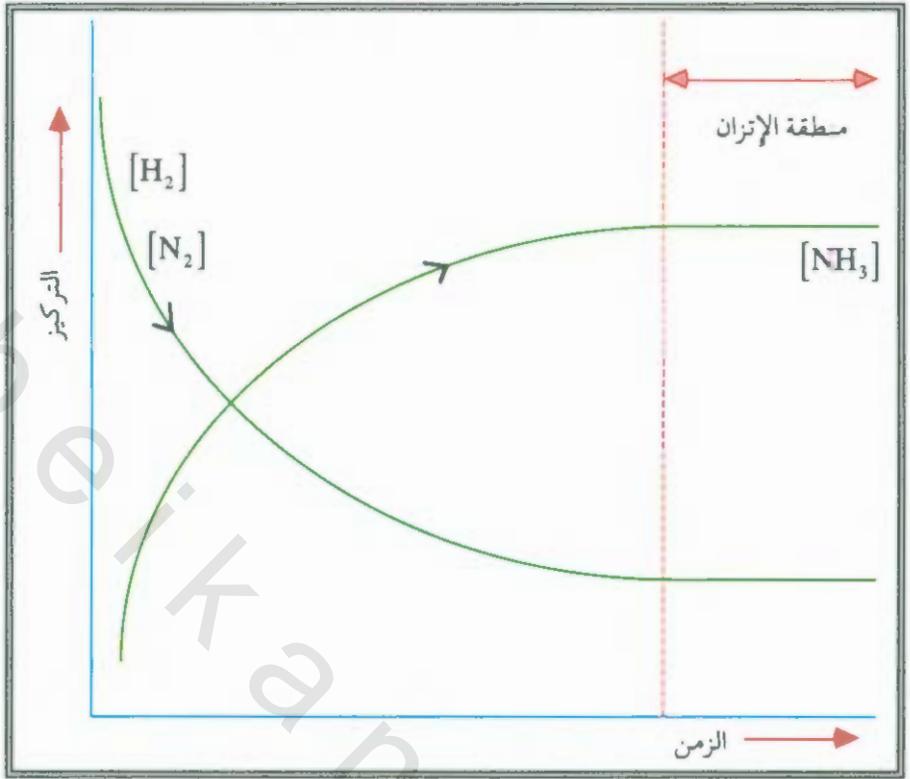


وكما يبدو في المعادلة أعلاه فإن التفاعل يُعد انعكاسياً وهذا يعني عدم ثبات ناتج الأمونيا مع إمكانية تفككها إلى مكوناتها الأساسية غازي النيتروجين والهيدروجين.

إذا تتبعنا المنحنى البياني في الشكل رقم (12-1) الذي يبين التغيير في اتركيز مع الزمن مما يدل على أن تركيز غازي النيتروجين والهيدروجين في نقصان نتيجة تفاعلهما المستمر مدة معينة وعند بداية الخط المتقطع حيث نلاحظ توقف هذا النقصان المثل بخط مستقيم يمثل ثبات التركيز مع الزيادة في الزمن.

وعلى نقيض ذلك إذا تتبعنا المنحنى الذي يمثل ناتج الأمونيا تبين لنا استمرار زيادة تركيز الأمونيا مع الزمن حتى نصل لوقت يتوقف فيه الأزدباد وذلك عند بداية الخط المتقطع.

بديهي أن المنطقة ما بعد الخط المتقطع تمثل منطقة الاتزان الكيميائي حيث يكون فيها تركيز المتفاعلات والنواتج ثابتة مع الزمن.

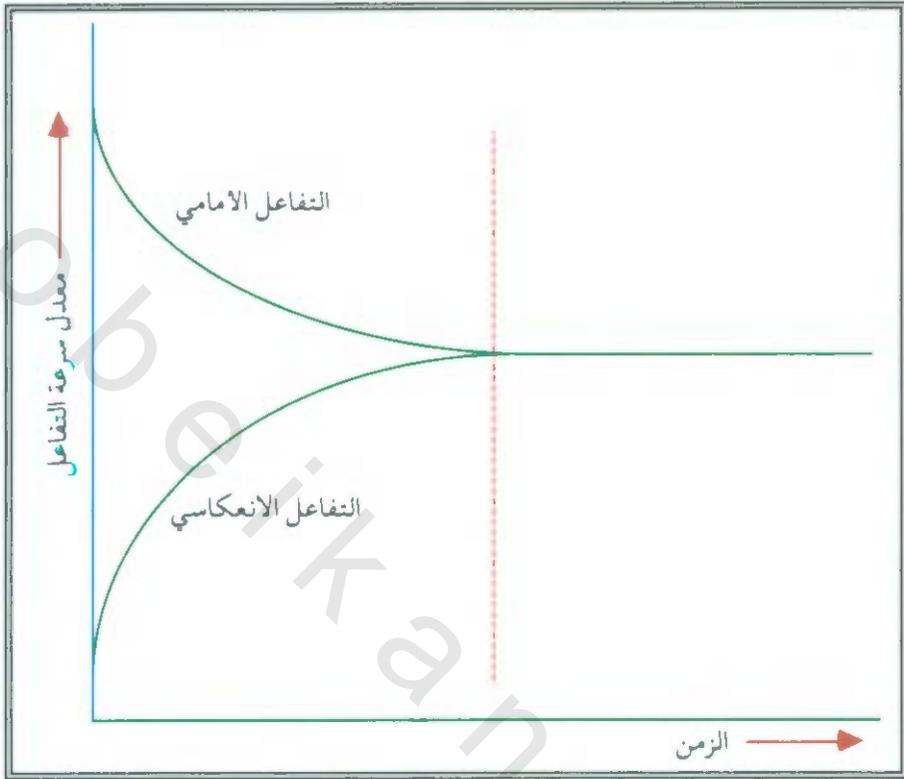


شكل رقم (12-1)

الشكل يبين التغيير في تركيز المتفاعلات والناتج في تفاعل



وإذا تبعنا معدل السرعة لنفس التفاعل كما وضع في الشكل رقم (12-2) تبين لنا أن معدل سرعة المتفاعلات يقل تدريجياً مع الزمن حتى يتوقف تماماً وعندها يصبح تركيز الناتج الأمونيا عالياً فيبدأ معدل تفكيكها يزداد وهكذا يستمر التفاعل معاً في وقت واحد أحدهما في الزيادة والآخر في التناقص حتى يتساوى معدل سرعة التفاعل الأمامي مع معدل سرعة التفاعل الانعكاسي ويتبين ذلك عند بداية الخط المتقطع وهي نقطة الاتزان الكيميائي.



شكل رقم (2-12)

الشكل يبين منحنى معدل سرعة التفاعلات والنواتج في



## 12-2 ثابت الاتزان، (Equilibrium Constant)

قام العالمان كاتو ماكسيميليان جولديبيرج (Guldberg) وبيتر واقبي (Peter Waage) بدراسة العوامل المؤثرة للاتزان الكيميائي فتوصلا معاً لقانون أطلق عليه قانون فعل الكتلة (Law of mass action) الذي ينص على أن معدل سير التفاعل يتناسب طردياً مع حاصل ضرب تراكيز المواد الداخلة في التفاعل كل مرفوع إلى قوى تساوي عدد المولات الظاهرة أمام المادة المتفاعلة أو المنتجة، ولظاهرة في

المعادلة الموزونة . ولناخذ التفاعل العام التالي على سبيل المثال :



وبتطبيق قانون فعل الكتلة فإن معدل سرعة التفاعل الأمامي ( $r_1$ ) تتناسب طردياً مع حاصل ضرب تراكيز المواد المتفاعلة (A) و (B) كل مرفوع إلى المعامل الجزيئي الظاهر في التفاعل :

$$(12-3) \quad r_1 = k_1[A]^a[B]^b$$

وبالمثل فإن معدل سرعة التفاعل الانعكاسي يتناسب طردياً مع حاصل ضرب تراكيز النواتج (C) و (D) كل مرفوع إلى قوى معاملات النواتج الجزيئية :

$$(12-4) \quad r_2 = k_2[C]^c[D]^d$$

وعند الاتزان يصبح معدل سير التفاعل الأمامي مساوياً لمعدل سير التفاعل الانعكاسي ويقسمه معادلة (13-4) على معادلة (13-3) نحصل على قانون فعل الكتلة التالية :

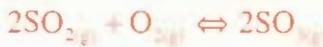
$$(12-5) \quad \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b} = \frac{k_1}{k_2} = K$$

حيث يطلق على الرمز (K) بثابت الاتزان وهو ميزة لكل تفاعل لا تتغير قيمته عند درجة الحرارة الثابتة .

\*\*\*

مثال (12-1)

احسب ثابت الاتزان للتفاعل أدناه :



علماً بأن التراكيز التالية أخذت عند الإتزان :

$$[\text{SO}_3] = 0.071 \text{ mol/L}$$

$$[\text{O}_2] = 0.018 \text{ mol/L}$$

$$[\text{SO}_2] = 0.035 \text{ mol/L}$$

الحل:

نكتب معادلة ثابت الإتزان من المعادلة الموزونة:

$$K = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{O}_2][\text{SO}_2]^2}$$

نعوض في المعادلة:

$$K = \frac{[0.071 \text{ mol/L}]^2}{[0.018 \text{ mol/L}][0.035 \text{ mol/L}]^2} = \frac{0.005041 \text{ mol/L}}{0.018 \times 0.001225 (\text{mol/L})^2}$$
$$= \frac{0.005041}{2.205 \times 10^{-5}} = 2.28 \times 10^5 \text{ L/mol}$$

نلاحظ مما سبق أن وحدة ثابت الاتزان تعتمد على وزن المعادلة ومعامل الجزيئية فيها.

### 12-3 الضغط الجزئي وثابت الاتزان:

يمكن إيجاد العلاقة بين ضغط الغاز الجزئي وتركيزه من معادلة الغاز المثالية:

$$(12-6) \quad PV = nRT \quad , \quad P = \left(\frac{n}{V}\right)RT$$

وبما أن  $\left(\frac{n}{V}\right)$  هي عدد المولات للغاز في وحدة الحجم فذاك يعني التركيز (C)

$$(12-7) \quad \therefore P = CRT$$

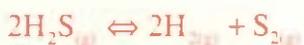
فالمعادلة (12-7) تعني أن الضغط يساوي التركيز ويتناسب معه طردياً حيث إن (RT) هي ثابت التناسب وعليه يمكننا معرفة قيمة ثابت الاتزان  $K_p$  باستخدام نفس

المعادلة رقم (5-13) وذلك بالتعويض عن ضغط الغاز الجزئي بدلاً من التركيز وعليه فإن وحدة الثابت تعتمد على جزيئية التفاعل ووزن المعادلة.

مثال: (2-12)

❖ ❖ ❖

احسب ثابت الاتزان الضغطي ( $K_p$ ) للتفاعل أدناه



حيث قيس الضغط الجزئي للغازات عند الاتزان فوجدت كما يلي:

$$P_{\text{H}_2\text{S}} = 1.15 \times 10^2 \text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2} = 1.10 \text{ atm}$$

$$P_{\text{S}_2} = 2.42 \text{ atm}$$

الحل

من المعادلة الموزونة فإن ثابت الاتزان الضغطي:

$$\begin{aligned} K_p &= \frac{(P_{\text{H}_2})^2 \times (P_{\text{S}_2})}{(P_{\text{H}_2\text{S}})^2} \\ &= \frac{(1.10 \text{ atm})^2 \times (2.42 \text{ atm})}{(1.15 \times 10^2 \text{ atm})^2} \\ &= \frac{2.92 \text{ atm}^3}{1.3225 \times 10^6 \text{ atm}^2} \\ &= 2.21 \times 10^{-6} \text{ atm} \end{aligned}$$

أتضح لنا من المثال أعلاه أنه من الممكن معرفة ثابت الاتزان المنسوب إلى الضغط

في هذه الحالة يرمز له بالحرف ( $K_p$ ) وليس  $K$ . فما هي العلاقة بينهما؟

في حالة التفاعل العام رقم (12-2) فإن :

$$(12-8) \quad K_p = \frac{(P_C)^c (P_D)^d}{(P_A)^a (P_B)^b}$$

وبالتعويض عن قيمة الضغط من معادلة رقم (12-7) تصبح معادلة (12-8) كما

يلي :

$$(12-9) \quad K_p = \frac{(C_C \times RT)^c (C_D \times RT)^d}{(C_A \times RT)^a (C_B \times RT)^b}$$

$$(12-10) \quad K_p = \frac{(C_C)^c (C_D)^d}{(C_A)^a (C_B)^b} \times \frac{(RT)^{c+d}}{(RT)^{a+b}}$$

$$(12-11) \quad = K(RT)^{(c+d)-(a+b)}$$

$$(12-12) \quad K_p = K(RT)^{\Delta n}$$

حيث إن  $(\Delta n)$  هي الفرق بين مجموع معامل النواتج والمتفاعلات

$$(12-13) \quad \Delta n = (c + d) - (a + b)$$

\*\*\*

مثال (12-3)

من المثال رقم (12-2) احسب ثابت الاتزان  $K$  للتفاعل عند درجة حرارة  $24^\circ$

مئوية .

الحل:

نحسب القيم  $(T)$  و  $(\Delta n)$

$$T = 24 + 273 = 297 \text{ K}$$

$$\Delta n = (2 + 1) - (1) = 1$$

نعوض في المعادلة رقم (12-12) :

$$K_p = K \left( 297 \text{ K} \times 0.0821 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}} \right)^1$$

$$\therefore K = \frac{297 \text{ K} \times 0.0821 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}}}{2.21 \times 10^{-6} \text{ atm}}$$

$$= 1.10 \times 10^7 \text{ L/mol}$$

#### 12-4 الاتزان المتجانس وغير المتجانس:

يُعد الاتزان متجانساً (homogeneous) إذا كانت كل المتفاعلات والنواتج في حالة غازية ويُعد غير متجانس (heterogeneous) إذا كانت إحدى أو بعض المتفاعلات أو النواتج في حالة فيزيائية غير غازية كحالة السيولة أو الصلابة. فالتفاعل لإنتاج غاز الأمونيا في معادلة رقم (12-1) ذو اتزان متجانس أما الاتزان غير المتجانس فيمكن أن يمثله التفاعل التالي:



وفي هذه الحالة نجد أن المادة الأولية في حالتها الصلبة أما النواتج في حالتها الغازية. وفي حالة الاتزان غير المتجانس فإن المادة الصلبة أو السائلة لا أثر لها في الاتزان نفسه ولذا لا داعي لإدخال تراكيز المواد الصلبة أو السائلة في معادلة ثابت الاتزان. على ضوء ذلك يمكننا كتابة ثابت الاتزان للتفاعل في معادلة رقم (12-14) كما يلي:



#### 12-5 تحديد اتجاه التفاعل:

إن من فوائد معرفة قيمة ثابت الاتزان تحديد اتجاه التفاعل وليس سرعته. فإذا

كانت قيمة ثابت الاتزان أكبر من الرقم 1 بكثير فمعنى ذلك أن المتفاعلات في نقصان والنواتج في ازدياد وأن التفاعل في اتجاه تكوين النواتج أي نحو اليمين. وعلى عكس ذلك إن كانت قيمة ثابت الاتزان أقل من الرقم 1 بكثير فيعني ذلك أن التفاعل الانعكاسي هو السائد والنواتج غير ثابتة وأن اتجاه التفاعل إلى اليسار.

من السهل في بعض الأحيان معرفة جهة التفاعل فمثلاً إذا بدأنا بالمتفاعلات دون وجود أي تركيز من النواتج، فلا بد أن يتحرك التفاعل إلى ناحية اليمين لتكوين النواتج والعكس صحيح إذا بدأ بمادة منتجة، فلننتظر حتى تتفكك في اتجاه اليسار حتى تتكون المتفاعلات مرة أخرى، أما إذا بدأ التفاعل في وجود كل من المتفاعلات والنواتج فمن الصعب معرفة جهة التفاعل وإلى أي جهة يمكن تغييره حتى يصل نقطة الاتزان. يمكننا في هذه الحالة معرفة ذلك بتقدير قيمة حاصل التفاعل (reaction quotient) ويرمز له بالحرف (Q) ثم مقارنته بثابت الاتزان (K). يمكن تقدير قيمة حاصل التفاعل بتطبيق قانون فعل الكتلة مستخدمين التراكيز الأولية (initial concentrations) بدلاً من التراكيز عند الاتزان وعليه فإن حاصل التفاعل للتفاعل في معادلة رقم (2-12) تكون:

$$Q = \frac{(C)^c (D)^d}{(A)^a (B)^b} \quad (12-16)$$

حيث إن الأقواس المفتوحة ( ) تعني التراكيز الأولية.

وبالمقارنة فهناك ثلاثة احتمالات وهي:

- ١ - إذا كانت (Q) تساوي (K) فمعنى ذلك أن النظام في اتزان.
- ٢ - إذا كانت قيمة (Q) أكبر من قيمة (K) فمعنى ذلك أن نسبة التراكيز الأولية للنواتج أكبر من التراكيز الأولية للمتفاعلات ولحدوث اتزان لا بد لتفاعل أن

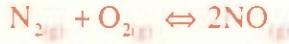
يتجه إلى اليسار نحو تكوين المتفاعلات .

٣- إذا كانت قيمة (Q) أصغر من قيمة (K) فمعنى ذلك أن نسبة التراكيز الأولية للنواتج أصغر من التراكيز الأولية للمتفاعلات ولحدوث اتزان لا بد للتفاعل أن يتجه نحو اليمين لتكوين النواتج .

مثال: (12-4)

\*\*\*

بين في أي اتجاه تتغير نقطة الاتزان ليصبح التفاعل في حالة اتزان للتفاعل أدناه؟



إذا كان ثابت الاتزان (K) يساوي  $5.0 \times 10^{-2}$  علما بأن التراكيز الأولية كما يلي :

$$[\text{NO}] = 1.0 \times 10^{-5}$$

$$[\text{O}_2] = 2.0 \times 10^{-2}$$

$$[\text{N}_2] = 1.0 \times 10^{-2}$$

الحل:

نحسب قيمة (Q) :

$$\begin{aligned} Q &= \frac{(\text{NO})^2}{(\text{N}_2)(\text{O}_2)} \\ &= \frac{(1.0 \times 10^{-5} \text{ mol/L})^2}{(1.0 \times 10^{-2} \text{ mol/L})(2.0 \times 10^{-2} \text{ mol/L})} \\ &= \frac{1.0 \times 10^{-10} (\text{mol/L})^2}{2.0 \times 10^{-4} (\text{mol/L})^2} \\ &= 5.0 \times 10^{-7} \end{aligned}$$

∴ قيمة (K) أكبر بكثير من قيمة (Q) وهذا يعني أن نسبة التراكيز لأوليا للنواتج أصغر من التراكيز الأولية للمتفاعلات .

∴ لابد للتفاعل أن يتجه نحو اليمين حتى يصل نقطة الاتزان .

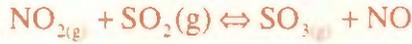
## 12-6 تحديد التراكيز عند الاتزان:

من أهم تطبيقات ثابت الاتزان الكيميائي تحديد تراكيز المتفاعلات أو لنواتج في هذه الحالة يجب اتباع الخطوات التالية:

- ١ - اكتب معادلة وزنها .
- ٢ - اكتب معادلة الاتزان .
- ٣ - حدد التراكيز عند الاتزان وفي هذه الحالة تعطي قيمة ثابت الاتزان أهميتها في تحديد اتجاه التفاعل فإذا كانت قيمتها كبيرة جداً فمعنى ذلك أن كل المتفاعلات في أقل تركيز لها ويرمز لها بالحرف المجهول (X) في حين أن النواتج تصبح تراكيزها بزيادة (X) وإن كانت قيمة ثابت الاتزان صغيرة فمعنى ذلك أن النواتج هي التي تعطي قيمة (X) بينما تنقص قيمة تراكيز المتفاعلات بقليل أي بمقدار (X) .
- ٤ - نعوض التراكيز أعلاه في معادلة الاتزان فنحصل على معادلة جبرية فيها مجهول (X) فنحلها لنعرف قيمة (X) .
- ٥ - عوض عن قيمة (X) لمعرفة التراكيز عند الاتزان .



إذا كان ثابت اتزان التفاعل أدناه يساوي 0.88 عند درجة حرارة 45° مئوية



إذا بدأنا التفاعل بإضافة 0.12 مول / لتر لكل من ثاني أكسيد النيتروجين وثاني أكسيد الكبريت - احسب التركيز لكل من النواتج عند الاتزان .

الحل

نتبع الخطوات الخمس أعلاه كما يلي :

من المعادلة الموزونة فإن :

$$K = \frac{[\text{SO}_3][\text{NO}]}{[\text{NO}_2][\text{SO}_2]}$$

بما أن قيمة ثابت الاتزان صغيرة فالنواتج تعطي قيمة صغيرة بمقدار (X) وتنقص المتفاعلات بنفس هذه القيمة وعليه :

$$[\text{NO}_2] = 0.12 - x$$

$$[\text{SO}_2] = 0.12 - x$$

$$[\text{SO}_3] = x$$

$$[\text{NO}] = x$$

نعوض في المعادلة أعلاه :

$$0.88 = \frac{x^2}{(0.12 - x)^2}$$

$$\sqrt{0.88} = 0.94 = \frac{x}{(0.12 - x)}$$

$$0.11 - (0.94 X) - X = 0$$

$$0.11 = 1.93 X$$

$$X = 0.057 \text{ mol/L}$$

∴ تركيز النواتج:

$$[\text{SO}_2] = 0.057 \text{ Mol/L}$$

$$[\text{NO}] = 0.057 \text{ mol/L}$$

مثال (12-6)

\*\*\*

إذا كان ثابت الاتزان لتفكك اليود هو 0.46 عند درجة حرارة الغرفة، فإذا كان تركيزه هو 0.10 مول / لتر احسب تركيز اليوديد عند الاتزان؟



الحل:

من المعادلة الموزونة فإن:

$$K = \frac{[\text{I}^-]^2}{[\text{I}_2]}$$

وبما أن ثابت الاتزان قيمة صغيرة فمعنى ذلك أن اليود يتفكك بقيمة قليلة جداً

وبمقدار (X)

∴ تصبح التراكيز عند الإتزان كما يلي:

$$[\text{I}_2] = 0.10 - X$$

$$[\text{I}^-] = 2X$$

ثم نعوض في معادلة الاتزان:

$$0.46 = \frac{(2X)^2}{(0.1 - X)}$$

$$4X^2 + 0.46X - 0.046 = 0$$

وهذه معادلة من الدرجة الثانية:  $aX^2 + bx + c = 0$

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

∴ نقسم على 4

$$X^2 + 0.12 - 0.012 = 0$$

$$\therefore a = 1$$

$$b = 0.12$$

$$c = 0.012$$

$$\begin{aligned} x &= -0.12 \pm \sqrt{\frac{(0.12)^2 + (4 \times 0.012)}{2}} \\ &= -0.12 \pm \sqrt{0.0312} \\ &= -0.12 \pm 0.18 \\ x &= 0.06 \end{aligned}$$

حيث لا تقبل القيمة السالبة.

$$\therefore \text{تركيز اليوديد} = 2 \times 0.06$$

$$= 0.12 \text{ mol/L}$$

## ١٢-٦ قاعدة ليشاتيليه:

لقد أثبتت التجارب العملية أن بالإمكان تغيير حالة اتزان التفاعل بتغيير نسبة تراكيز المواد المتفاعلة والمنتجة لأي تفاعل وذلك بثلاث طرق مختلفة:

١ - إضافة أو إبعاد المتفاعلات أو النواتج.

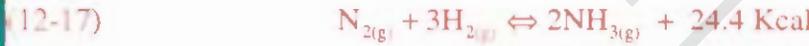
٢ - التغيير في الحجم .

٣ - التغيير في درجة الحرارة .

فقد نصت قاعدة ليشاتيليه (Lechatelier Principle) على أنه إذا عرض أي تفاعل في حالة اتزان كيميائي إلى إجهاد خارجي - أي تغيرت الظروف - فإن الاتزان سيتغير بتغيير نقطة الاتزان في الاتجاه العكسي، بحيث يحفظ للتفاعل توازنه الحقيقي الأول وينتهي ذاك الإجهاد . يعني ذلك أنه إذا تغيرت ظروف التفاعل بتأثير تغيير في تراكيز إحدى المتفاعلات، أو بتغيير في درجة الحرارة أو الضغط فإن التفاعل يحفظ اتزانه الحقيقي بإزالة التغيير في هذه العوامل المؤثرة، حيث يظهر لتغيير في تراكيز المواد المنتجة ويحفظ لثابت الاتزان قيمته الحقيقية .

ولتطبيق هذه القاعدة :

سنأخذ تفاعل إنتاج الأمونيا كمثال يناسب الطرق المختلفة التي تؤثر في اتزان التفاعل .



١ - إضافة أو إبعاد إحدى المتفاعلات أو النواتج :

فمثلاً إذا قمنا بزيادة غاز النيتروجين يؤثر ذلك في اتزان التفاعل ويوجه التفاعل من اليسار إلى اليمين لتكوين نواتج إضافية ليحفظ الاتزان . وكذا الحال عند زيادة الهيدروجين وفي حالة تقليل تركيز غاز الأمونيا يتجه التفاعل من اليمين إلى اليسار في الاتجاه الانعكاسي ليحفظ الاتزان .

والجدير بالذكر هنا أن إضافة أو تقليل المتفاعلات أو النواتج في الحالة السائلة أو

لصلبة لا تحدث أي تغيير في اتران التفاعل وتقتصر هذه الظاهرة على الغازات فقط .

## ٢- تغيير الحجم:

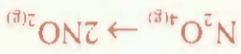
أثبتت التجارب أنه إذا قل حجم النظام في حالة اتران يتجه التفاعل نحو التفاعل لذي ينتج عنه نقصان في عدد مولات التفاعل .

والمعكس صحيح إذا زاد حجم النظام في حالة اتران يتجه التفاعل نحو التفاعل لذي ينتج عنه زيادة في عدد مولات التفاعل . فإذا تتبعنا تفاعل (12-17) فواضح أن لتفاعل الأممي ينتج عنه تقليل في عدد المولات من ٤ مولات إلى اثنين فيفضل لتفاعل هذا الاتجاه عند تقليل الحجم . أما الزيادة في الحجم فينتج عنها توجيه لتفاعل إلى الاتجاه العكسي .

وكما عرفنا سابقاً فإن الضغط يتناسب عكسياً مع الحجم في تفاعلات الغازات زيادة الحجم تعني نقصان الضغط والعكس صحيح ولهذا السبب ينطبق ما شرحناه على الزيادة والنقصان في الضغط وبنفس المنطق يؤثر على توجيه التفاعل فزيادة لضغط ينتج عنها توجيه للتفاعل نحو نقصان عدد المولات والعكس صحيح .

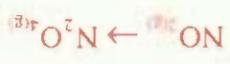
## ٣- التمييز في درجة الحرارة:

وإذا تمعنا معادلة التفاعل نفسه في معادلة (12-17) يتضح أن التفاعل ماص لحرارة بديل كمية الحرارة الموجبة مع النواتج لذا فإن الارتفاع في درجة حرارة تفاعل ينتج عنه توجيه التفاعل نحو النواتج وأن تخفيض درجة الحرارة ينتج عنه توجيه التفاعل نحو الاتجاه العكسي من اليمين إلى اليسار . وعلى نقيض ذلك التفاعلات الطاردة للحرارة يمكن توجيهها نحو النواتج بتقليل درجة حرارة التفاعل

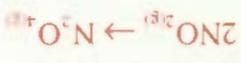


الاسمي

والانقلاب في اتجاه اليمين مع زيادة درجة الحرارة نتيجة لتغير في الإنتالبي ماص للحرارة وزيادة درجة الحرارة ماص للحرارة في اتجاه اليمين.



ب - زيادة الإنتالبي في اتجاه اليمين حيث يقل عدد الجزيئات في الاتجاه اليمين.



أ - إذا زيد الإنتالبي في اتجاه اليمين.

الحل:

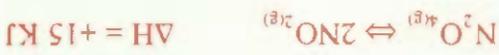
ج - إذا زيدت درجة الحرارة.

ب - إذا زيد الإنتالبي.

أ - إذا زيد تركيز ثاني أكسيد النيتروجين.

الانقلاب:

لم يتغير الإنتالبي في اتجاه اليمين مع زيادة درجة الحرارة 500° ممتدة في اتجاه اليمين في هذا الانقلاب في اتجاه اليمين.



مثال: (12-7)



ذلك على عملية تحييد الحمض.

وهذا ما يحدث عند إضافة أجزاء من الحمض الكبريتيك إلى الماء.

## أسئلة وتمارين

١- التفاعل:



احسب تركيز (C) عند الاتزان في وجود 1.74 مول/ليتر من (A) مع 0.775 مول/ليتر من (B) علماً بأن ثابت الاتزان يساوي  $4.55 \times 10^5$  ؟

(الإجابة = 690)

٢- يحتوى إناء حجمه 2.82 لتر على 4.06 مول من غاز (AB) عند درجة حرارة 344 كلفن وعند الاتزان يتفكك الغاز حسب المعادلة:



ويبقى 1.64 مول منه. احسب ثابت الاتزان عند نفس درجة الحرارة.

(الإجابة = 0.544)

٣- قيس تراكيز الغازات المتفاعلة والناتج عند الاتزان كما في المعادلة التالية:



فوجدت كما يلي على التوالي: 3.00، 1.00، 6.00 مول/ليتر. احسب تركيز غاز الأكسجين ( $O_2$ ) اللازم إضافته ليصبح تركيز الغاز الناتج ( $SO_3$ ) هو 7.00 مول/ليتر.

(الإجابة = 2.06)

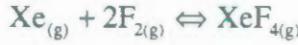
٤- يحتوي إناء على 1.00 مول يود عند درجة حرارة قدرها  $1200^\circ C$ . يتفكك اليود



احسب ثابت الاتزان للتفاعل أعلاه .

( الإجابة = 0.01 )

٥- يحدث التفاعل التالي عند درجة حرارة الغرفة

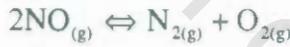


فنتج 60% من  $\text{XeF}_4$  . فإذا بدأ التفاعل بتفاعل 0.40 مول من الزنون ( $\text{Xe}$ ) مع 0.80 مول من الفلورين ( $\text{F}_2$ ) في إناء حجمه 2.0 لتر فما مقدار قيمة ثابت الاتزان .

( الإجابة = 59 ) .

٦- وضع 2.00 مول من غاز أكسيد النيتروز ( $\text{NO}$ ) في دورق عند درجة حرارة 2273

كلفن وعند الاتزان نتج 1.52 مول من كل من النيتروجين ( $\text{N}_2$ ) والأكسجين ( $\text{O}_2$ ) . احسب ثابت الاتزان للتفاعل عند نفس درجة الحرارة .



( الإجابة = 10.0 )

٧- للتفاعل عند درجة حرارة 1537 كلفن



احسب ثابت الاتزان ( $K_p$ ) عند نفس درجة الحرارة علماً بأن الضغط احزئي للمتفاعلات كالتالي :

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = 0.997 \text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2} = 2.70 \times 10^{-4} \text{ atm}$$

$$P_{\text{O}_2} = 1.35 \times 10^{-4} \text{ atm}$$

( الإجابة =  $9.90 \times 10^{-12}$  )