

جامعة حرري

كلية الهندسة - السنة الأولى - الفصل الدراسي الأول

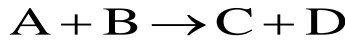
كيمياء عامة (د. عمر قبله + د. إسراء)

المجموعات (A, B, C, D, E, F, G and H)

محاضرة (9)

الإتزان الكيميائي Chemical equilibrium

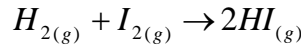
التفاعل الكيميائي قد يستمر في الإتجاه الطردي حتى يستهلك تماما أحد المتفاعلات أو جميعها. ولكي يكتمل التفاعل يمينا يجب أن يسمح لأحد النواتج على الأقل بالانفصال عن بيئة التفاعل.



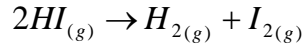
• إذا ظلت كل النواتج في بيئة التفاعل فإنها تتفاعل مع بعضها ليصبح التفاعل قابلا للإنعكاس.

وبمرور الوقت يمكن الوصول إلى حالة من الثبات (Steady state) حيث يصبح معدل التفاعل الطردي مساويا لمعدل التفاعل العكسي. عند هذه النقطة تصبح تراكيز النواتج والمتفاعلات ثابتة ويكون التفاعل قد وصل إلى مرحلة الإتزان الكيميائي.

ويمكن تعريف الإتزان الكيميائي بأنه العملية أو الحالة التي يكون فيها لتفاعلين متعاكسين نفس معدل التفاعل (Same rate). ويتم التعبير عن ذلك بسهمين متعاكسين فمثلا إذا تم وضع غازي H_2 و I_2 في وعاء وتركوا ليتفاعلا على النحو

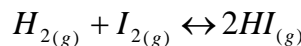


في البدء يكون تركيز المكون HI صفرا ويكون التفاعل المتوقع هو بين H_2 و I_2 لكن بمرور الوقت يزداد تركيز الناتج (HI) وتبدأ جزيئاته المتزايدة بالتصادم ليبدأ التفاعل العكسي.



ولأن تركيز HI صغيرا في البداية فإن التفاعل العكسي يكون بطيئا ولكن مع زيادة التركيز يبدأ معدل التفاعل العكسي في الإزدياد. وبالمقابل كلما زاد معدل التفاعل الطردي فإن تركيز ال (H_2) و (I_2) يقل. وبذلك يبدأ معدل التفاعل الطردي في التباطؤ إلى الدرجة التي يصبح معها معدل التفاعلين متساويا وهذا ما يعرف بحالة الإتزان.

• عند الإتزان تصبح تراكيز المتفاعلات والنواتج ثابتة. ويمكن أن يتحقق هذا الإتزان سواء بدأنا ب H_2 أو I_2 أو HI بمعنى أن الوصول إلى الإتزان غير مرتبط باتجاه التفاعل. ولذلك يعبر عن هذه المرحلة بسهمين أحدهما في الإتجاه الطردي والآخر يشير للإتجاه العكسي (Reversible).



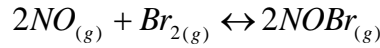
وهذا ما نسميه بالتفاعل القابل للانعكاس ويمكن تعريفه بأنه التفاعل الذي تتحول فيه المتفاعلات إلى نواتج والنواتج إلى متفاعلات بصورة متزامنة أو آنية (Simultaneous).

العلاقة الكمية لمكونات خليط متزن Equilibrium mixture stoichiometry

عندما تصل المتفاعلات والنواتج لحالة الإتزان في وعاء مغلق يمكننا حساب تراكيز المكونات إذا علمنا تركيز أحد مكونات الخليط والتراكيز الأولية للمتفاعلات.

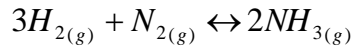
مثال (1):

إذا تم وضع 0.0930 مول من NO و 0.0562 مول من Br₂ حتى الوصول للإتزان وكان هناك 0.0612 مول من الناتج NOBr عند الإتزان. ماهو عدد مولات (تركيز) كل مادة في هذا الخليط عند الإتزان.



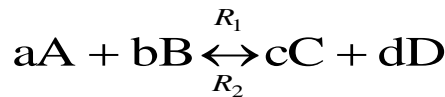
مثال (2):

إذا تم وضع 0.78 مول من N₂ و 1.88 مول من H₂ في وعاء مغلق حتى مرحلة الإتزان وكان الناتج 0.52 مول من الأمونيا (NH₃). ماهو عدد مولات كل مكون في الخليط عند الإتزان.



ثابت الإتزان: Equilibrium constant

ثابت الإتزان هو قيمة رقمية تصف تراكيز المتفاعلات والنواتج في نظام عند حالة إتزان كيميائي. مثلاً



هنا يتم التعبير عن ثابت الإتزان على النحو:-

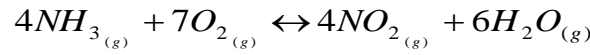
$$K_{eq} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

وتشير الأقواس إلى أن تراكيز المكونات بالمول/لتر ويرفع كل تركيز للقوة التي تساوي عدد مولاته في التفاعل.

❖ تذكر دائما:

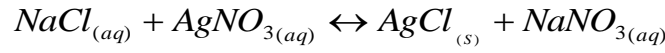
أن تراكيز الغازات وتراكيز المواد المتجانسة في المحلول فقط هي التي يمكن التعبير عنها بثابت الإتزان. وذلك لأن المواد الصلبة النقية والسوائل النقية لها تراكيز ثابتة. فمثلا تركيز الماء النقي هو 55.5 مول/لتر سواء كان الحجم 50مل أو 750مل او اكثر لا فرق في ذلك.

• ماحتاجه للتعبير عن ثابت الإتزان هو فقط معادلة موزونة ووصف الحالة الفيزيائية للمكونات. مثلا



$$K_{eq} = \frac{[NO_2]^4 [H_2O]^6}{[NH_3]^4 [O_2]^7}$$

** في المعادلة التالية استبعد (AgCl) كنتاج عن معادلة الإتزان لأنه مادة صلبة.

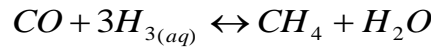


المعادلة تحتوي على مول واحد من كل مكون

$$K_{eg} = \frac{[NaNO_3]}{[NaCl].[AgNO_3]}$$

مثلا:

عند درجة حرارة محددة كانت التراكيز المولية للمتفاعلات والنواتج هي $[CO]=0.613$ و $[H_2]=1.839$ و $[CH_4]=0.387$ و $[H_2O]=0.387$ ماهي قيمة ثابت الإتزان؟؟ (درجة الحرارة ثابتة).



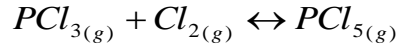
$$K_{eq} = \frac{[CH_4].[H_2O]}{[CO].[H_2]^3} = \frac{[0.387].[0.387]}{[0.613].[1.839]^3} = 0.0393$$

-(لاحظ: وجود أربعة خانوات عشرية)

مثال:

عند درجة حرارة محددة كانت التراكيز المولية عند الإتزان لمكونات المعادلة أدناه هي:-

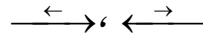
$$(PCl_5 = 0.25), (Cl_2 = 0.82), (PCl_3 = 0.16)$$



$$K_{eq} = \frac{[PCl_5]}{[PCl_3].[Cl_2]} = \frac{[0.25]}{[0.16].[0.82]} =$$

موقع أو موضع الإتزان: Equilibrium Position

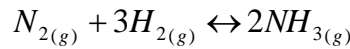
المقصود هنا أن الإتزان قد يكون ميله أكبر نحو اليمين أو اليسار، وقد يعبر عن ذلك أحيانا بسهمين احدهما صغير والآخر كبير.



و هناك عدة عوامل تؤثر على الإتزان هي التركيز، درجة الحرارة، الضغط وإضافة عامل حفز.

1- التركيز:

في حالة الغازات فإن زيادة كمية أحد المتفاعلات أو سحب كمية منه يجعل التفاعل يتحرك في الإتجاه المعاكس للزيادة أو النقص ليعود لحالة الإتزان

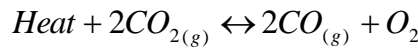


إضافة زيادة في تركيز H_2 أو N_2 يجعل الإتزان يتجه يمينا وكذلك يحدث ذلك إذا تم سحب جزء من غاز النشادر (NH_3) الناتج.

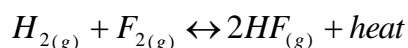
2- تأثير الحرارة:

يتأثر الاتزان بالحرارة حيث أن رفع درجة الحرارة سوف يجبر التفاعل على الإتجاه إلى الجهة التي يمتص فيها الحرارة، وبناء على ذلك فإن التفاعلات التي يكون فيها التفاعل الطردى (الأمامي) ماص

للحرارة (Endothermic Forward Reaction)

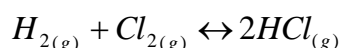
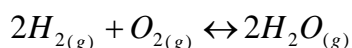


فإن قيمة K_{eq} سوف تزداد برفع درجة الحرارة والعكس صحيح بالنسبة للتفاعلات التي يكون فيها التفاعل الأمامي طارد للحرارة (Exothermic Forward Reaction) حيث إن رفع درجة الحرارة في هذه الحالة يؤدي إلى نقص في قيمة K_{eq} . وتؤثر الحرارة أيضا على السرعة التي يصل فيها التفاعل إلى حالة الإتزان وذلك لأن رفع درجة الحرارة يؤدي إلى زيادة عدد التصادمات وإلى زيادة طاقة التصادم للمواد المتفاعلة وبالتالي تزداد سرعة التفاعل.



3- تأثير الضغط:

يكون تأثير الضغط أوضح عندما تكون مكونات الإلتزان غازات لأن الضغط يؤثر بصورة رئيسية على الحجم وكذلك عندما يتغير عدد المولات الكلي مثلما هو الحال في التفاعلين أدناه:

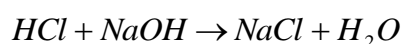


في التفاعل الأول يتأثر الإلتزان بالضغط لأن ثلاثة مول من المتفاعلات ينتج عنها مولين من النواتج وبذلك يمكن أن يتأثر موقع الإلتزان. أما في التفاعل الثاني فإن مولين من المتفاعلات ينتج عنها مولين من النواتج وهنا لا يحدث تأثير يذكر على موقع الإلتزان.

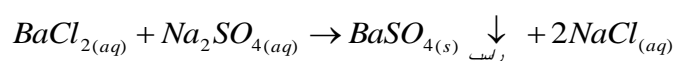
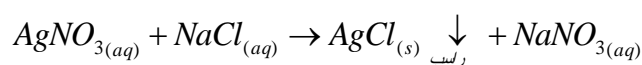
4- تأثير عامل الحفز: يؤدي فقط لزيادة معدل التفاعل الطردي والعكسي بنفس الدرجة.

معظم التفاعلات الكيميائية قابلة للإنعكاس. ويكتمل التفاعل الكيميائي كلياً ناحية اليمين في عدد محدود جداً من التفاعلات مثلاً:

1- عندما يكون احد النواتج سائلاً ضعيف التآين مثل الماء في تفاعلات التعادل.



2- عندما ينفصل أحد النواتج في صورة راسب صلب في وعاء التفاعل كما هو الحال في تفاعلات الترسيب.



3- عندما يغادر أحد النواتج بيئة التفاعل كلياً في شكل غاز.

