مدونة المناهج السعودية

https://eduschool40.blog

الموقع التعليمي لجميع المراحل الدراسية

في المملكة العربية السعودية

الباب الثامن

الاتزان الكيميائي

Chemical Equilibrium

مقدمة و مفاهيم

تنقسم التفاعلات الكيميائية ،حسب تحول المواد المتفاعلة إلى نواتج، إلى تفاعلات تامة (غير عكسية) و تفاعلات غير تامة (عكسية) .

أ- تفاعلات تامة (غير عكسية): هي تفاعلات تحدث في اتجاه واحد بحيث لا تستطيع المواد الناتجة من التفاعل من أن تتحد مع بعضها البعض مرة أخرى لتكوين المواد المتفاعلة تحت ظروف التجربة.
يرمز له في التفاعل بسهم واحد ,مثال: تفاعل الفلور مع الهيدروجين كما في المعادلة التالية:

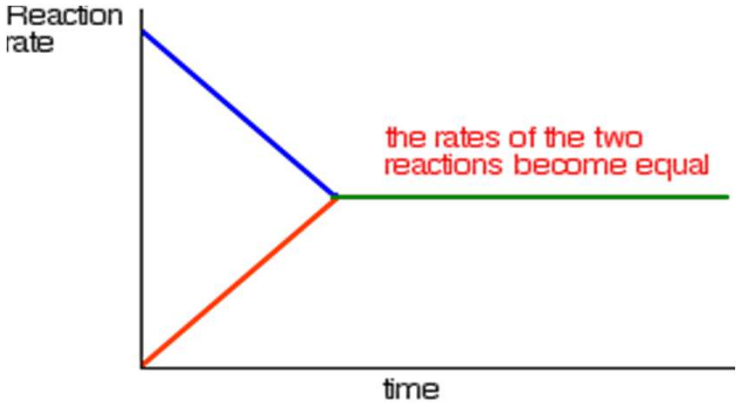
$$H_2 + F_2 \longrightarrow 2HF$$

ب - تفاعلات غير تامة (عكسية): هي تفاعلات غير مكتملة و تحدث في الاتجاهين الأمامي و العكسي.
و يرمز له في التفاعل بسهمين منعكسين.
مثال: التفاعل العكسي بين غاز ثاني أكسيد النيتروجين و غاز رباعي أكسيد النيتروجين:

$$N_2O_4\,(g) \rightleftharpoons 2NO_2\,(g)$$

•الاتزان الكيميائي Chemical Equilibrium :

الاتزان الكيميائي هو الحالة التي تتساوى عندها سرعة كل من التفاعل الامامى والعكسي، مع بقاء تراكيز المواد المتفاعلة و الناتجة ثابتة بمرور الوقت.



•يكون التفاعل فى حالة اتزان عندما يكون معدل التفاعل الامامى مساويا لمعدل التفاعل العكسى

معدل التفاعل الامامى = معدل التفاعل العكسى

يتم التعبير عن هذه الحالة من الاتزان الكيميائي **بثابت الإتزان (K),** و بحسب طبيعة المواد المتفاعلة يتم التعبير عنها إما بالمولارية (للمحاليل) أو بالظغوط الجزئية (للغازات).

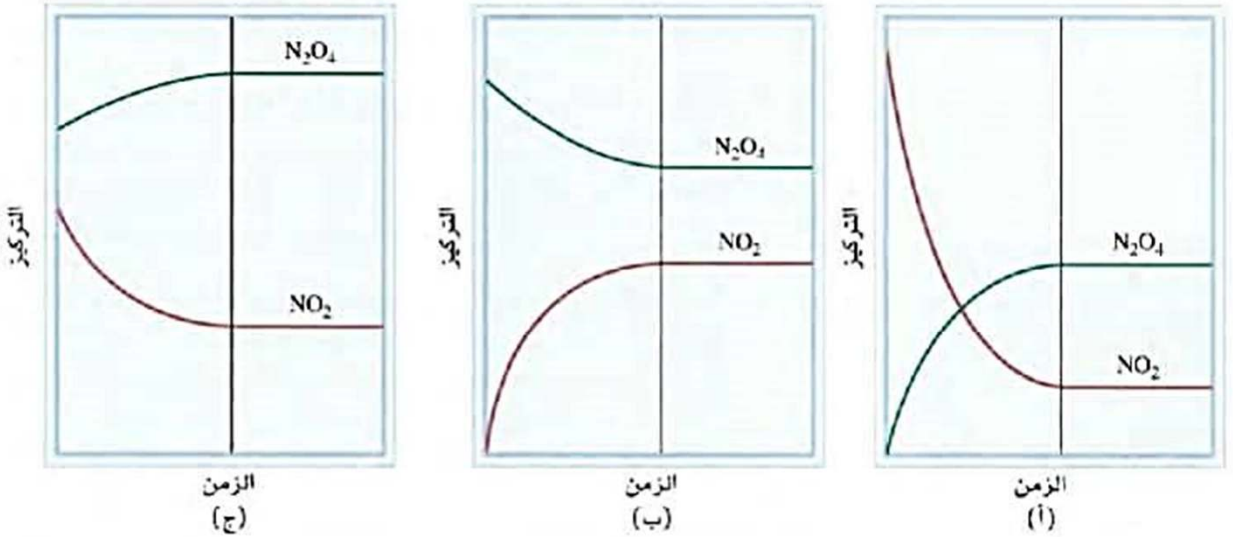
مثال : التفاعل العكسي بين غاز ثاني أكسيد النيتروجين(NO_2) و غاز رباعي أكسيد النيتروجين (N_2O_4)

$$N_2O_4\,(g) \rightleftharpoons 2NO_2\,(g)$$

حيث يمكن متابعة سير التفاعل بسهولة: لأن غاز N_2O_4 لا لون له، أما غاز NO_2 فلونه بني غامق و يمكن رؤيته بوضوح في الهواء الملوث.
فإذا كان هناك كمية معروفة من N_2O_4 تمّ حقنها في قارورة مفرغة من الهواء، عندها سيظهر اللّون البنّي و هذا يعني تكوين جزيئات NO_2 و تزداد درجة اللّون عند استمرار تفكك N_2O_4 حتّى الوصول إلى حالة الإتّزان، بحيث بعد هذه الحالة لن نلاحظ أي تغيير على درجة اللّون.

$$K = [NO_2]^2 / [N_2O_4]$$

نلاحظ أنّ رقم الأسّ 2 في $[NO2]^2$ و هو المقصود به أنه معاملة التكافئ في المعادلة



الشكل 1.15
التغير في تراكيز NO_2 و N_2O_4 مع الزمن في ثلاث حالات (أ) بداية NO_2 فقط موجود. (ب) N_2O_4 فقط موجود. (ج) بداية مخلوط من NO_2 و N_2O_4 موجود. وفي كل حالة ينشأ الاتزان بعين الخط العمودي.

٣. ثابت الاتزان الكيميائي (K) The equilibrium constant :

- رمزه K او K_c
- ثابت الإتزان K ليس له وحدة
- هو عبارة عن علاقة بين تراكيز المواد المتفاعلة والناتجة عند الإتّزان.
- هو عبارة عن حاصل القسمة، حيث البسط هو حاصل ضرب تراكيز المواد الناتجة و كل منها مرفوع لقوة تساوي الرقم التكافئي الموجود في المعادلة الموزونة، و تطبق الطريقة نفسها على تراكيز المواد المتفاعلة عند الإتزان في المقام.
- عند تطبيق قانون الإتزان الكيميائي على التفاعل

$$aA + bB \leftrightarrow cC + dD$$

نحصل على المعادلة التالية:

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

حيث:

- [A] و[B] التراكيز المولارية للمتفاعلات
- [C] و[D] التراكيز المولارية للنواتج

مثال ١:

للتفاعل $N_2O_{4(g)} \leftrightarrow 2NO_{2(g)}$

احسب ثابت الاتزان اذا كانت كميات المواد الموجودة عند الاتزان فى اناء سعته ٢لتر عند درجة حرارة ٢٥C° كما يلى

$N_2O_4 = 8.54 \times 10^{-2}$ mol

$NO_2 = 2.82 \times 10^{-2}$ mol

الحل:

نحسب أولا تراكيز الاتزان

$[N_2O_4] = 8.54 \times 10^{-2}$ mol / 2L = 4.27×10^{-2} mol/L

$[NO_2] = 2.82 \times 10^{-2}$ mol / 2L = 1.41×10^{-2} mol/L

ثم نحسب ثابت الاتزان

$$K = [NO_2]^2 / [N_2O_4] = (1.41 \times 10^{-2}\ mol/L)^2 / (4.27 \times 10^{-2}\ mol/L)$$

$$K = 4.66 \times 10^{-3}\ mol/L$$

ينقسم الإتزان إلى: ١. الاتزان المتجانس ٢. الاتزان غير المتجانس

١) الإتزان المتجانس

- الإتزان المتجانس يعني أن المتفاعلات و النواتج موجودة على نفس الحالة الفيزيائية

مثال: تفاعل أكاسيد النيتروجين الذي أخذناه مسبقا :

$$N_2O_{4(g)} \leftrightarrow 2NO_{2(g)}$$

ثابت الإتزان لهذا التفاعل هو:

$$Kc = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$

بحيث أن K_c تعني أنه تمّ التعبير عن التّراكيز بالمول لكل لتر.

٢) الاتزان غير المتجانس:

•عندما يكون الاتزان بين مواد تشمل الحالة الصلبة (s) أو السائلة (l) بالاضافة الى الغازات (g) فيسمى الاتزان فى هذه الحالة بالاتزان غير المتجانس.

•تراكيزالمواد السائلة و الصلبة ثابتة مهما اختلفت كميّاتها لذالك لا تكتب في قانون الاتزان. (تركيز الغازات يكتب فقط).

مثال ٣:

أكتب تعبير ثابت الإتزان للمعادلات الآتية :

1. $CaCO_{3(s)} \Leftrightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$ $K_c = [CO_2]$

2. $C_{10}H_{8(s)} \Leftrightarrow C_{10}H_{8(g)}$ $Kc = [C_{10}H_8]_g$

3. $2Fe(s) + 2CO_2(g) \rightleftarrows 2FeO(s) + 2CO(g)$

4. $NH_4Cl(s) \rightleftarrows NH_3(g) + HCl(g)$

٤. العوامل المؤثرة فى الاتزان:

٤.١ ـ قاعدة لوشاتلييه *Le Chatelier's principle*

- قانون Le Chatelier يساعد على تنبؤ اتجاه التفاعل عندما يحدث تغير في التركيز، الضغط، الحجم او درجة الحرارة.
- ينص هذا القانون على انه اذا بذل جهد خارجي على تفاعل في حالة اتزان فان ذالك يؤدي الى ازاحة التفاعل في اتجاه يخفف هذا الجهد.
- تعني كلمة جهد انه يمكن التاثير على التفاعلات باربعة عوامل و هي:

تغيير في :
- ✓ التركيز
- ✓ الضغط
- ✓ الحجم

او

- ✓ درجة الحرارة

التي تبعد التفاعل عن حالة الاتزان

٢ .٤- التغير في التركيز

- اذا اضيفت مادة معينة الى تفاعل في حالة اتزان فان التفاعل سيتجه نحو الاتجاه الذي يقلل من تركيز المادة المضافة.

مثال عند اضافة غاز الهيدروجين الى التفاعل:

$$H_2\,(g) + I_2\,(g) \leftrightarrow \quad 2HI\,(g)$$

سيكون التفاعل من اليسار الى اليمين هو السائد حتى نصل الى حالة اتزان جديدة، و اذا اضفنا HI سيتجه التفاعل نحو اليسار. و اذا تم سحب كمية من HI فان التفاعل سيتجه نحو اليمينلتعويض النقص في تركيز HI

٣ .٤- التغير في الضغط:

- تتأثر التفاعلات المتزنة بتغيير الضغط فقط في حالة اختلاف عدد مولات النواتج عن عدد مولات المتفاعلات حيث ان التغيير في الضغط يؤثر على جميع المواد الموجودة في اناء التفاعل.

عند زيادة الضغط يتجه التفاعل نحو عدد المولات الاقل

فمثلا عند زيادة الضغط سيتجه التفاعل التالي نحو انتاج مزيد من الامونيا، و ينعكس الاتجاه عند تخفيض الضغط.

$$N_2\,(g) + 3H_2\,(g) \leftrightarrow 2NH_3\,(g)$$

٤.٤- التغير في درجة الحرارة:

هناك نوعان من التفاعلات :

- تفاعلات طاردة للحرارة (Exothermic Reactions) و هذه يكون فيها التغير في المحتوى الحراري (ΔH) لها ذا قيمة سالبة.
- تفاعلات ماصة للحرارة (Endothermic Reactions) وفي هذه الحالة يكون التغير في المحتوى الحراري (ΔH) لها ذا قيمة موجبة.
- في التفاعلات المتزنة الماصة للحرارة ، تعتبر الحرارة أحد المتفاعلات.
- في التفاعلات المتزنة الطاردة للحرارة ، تعتبر الحرارة أحد النواتج.

- تجدر الاشارة الى انه عند تغيير درجة الحرارة فان قيم Kc او Kp ستتغير.

- عند اعتبار الحرارة احد المتفاعلات (في حالة التفاعل الماص للحرارة) او احد النواتج (في حالة التفاعل ال طارد للحرارة) يمكن التنبؤ باتجاه التفاعل كما درسنا في حالة التغيير في التركيز.

٤.٥ ـ تأثير الحوافز (Catalysts):

ليس هناك أي تاثير للمواد الحافزة على اتجاه الاتزان الكيميائي بل انها تعمل على زيادة سرعة التفاعل في الاتجاهين بشكل متساو. فبشكل عام تؤدي اضافة العامل المحفزة الى تسريع الوصول الى حالة الاتزان.

الجدول التالي يلخص العوامل المؤثرة على حالة الاتزان الكيميائي

العوامل المؤثرة	حالة الاتزان		ثابت الاتزان
زيادة تركيز المتفاعلات	ينزاح نحو اليمين		لا تتغير قيمته
زيادة تركيز النواتج	ينزاح نحو اليسار		
نقص تركيز المتفاعلات	ينزاح نحو اليسار		
نقص تركيز النواتج	ينزاح نحو اليمين		
زيادة الضغط	ينزاح نحو اتجاه عدد المولات الأقل	عند التساوي لا يؤثر	
نقص الضغط	ينازح نحو اتجاه عدد المولات الاكثر		
زيادة درجة الحرارة	طارد للحرارة		تقل قيمته
	ماص للحرارة		تزداد قيمته
نقص درجة الحرارة	طارد للحرارة		تزداد قيمته
	ماص للحرارة		تقل قيمته