

الفصل II :التوازنات الكيميائية في المحاليل

الأستاذة : العيد نسيمة

1. التوازنات الكيميائية

التفاعل الكيميائي هو تحول للمادة من متفاعلات (و هي العناصر المستهلكة) إلى نواتج (و التي تمثل العناصر المتشكلة).

- يكون التفاعل تاما إذا تم في اتجاه واحد حيث انه يتوقف عند الاستهلاك التام لأحد المتفاعلات و تحوله إلى نواتج.
$$A + B \rightarrow C + D$$

- يكون التفاعل عكوسا إذا كان لا يستمر في اتجاه واحد حتى يكتمل و لا تؤدي إلى الاختفاء التام للمتفاعلات ، فالمواد الناتجة تتحد مع بعضها البعض مرة أخرى لتعطي المواد المتفاعلة تحت ظروف التجربة نفسها، فيحدث التفاعل في الاتجاهين و يحدث بينهما توازن كيميائي. . يرمز للتفاعل العكوس بسهم مزدوج.



في المحاليل المائية يشارك الماء و العناصر الكيميائية المتواجدة فيه في تفاعلات و توازنات كيميائية و التي يمكن تصنيفها حسب طبيعة العناصر (بروتونات أو الكترولونات أو مركبات...). نذكر منها

- التوازنات حمض-أساس

- توازنات الأكسدة والارجاع

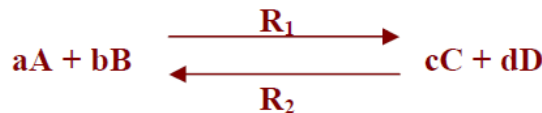
- توازنات الترسيب

تشكل هذه التوازنات الثلاثة مواضيع للفصول القادمة التي سنقوم بدراستها.

2- ثابت الاتزان

من وجهة نظر حركية التفاعل الكيميائي، يتم الوصول إلى حالة التوازن عندما تتساوى سرعة التفاعل المباشر مع سرعة التفاعل العكسي.

➤ فلنعتبر تفاعل يتم في ظروف ثابتة من الضغط و الحرارة. نعبر عن هذا التفاعل بالمعادلة التالية :



حيث يمثل A,B, C, D العناصر الكيميائية و تمثل a, b, c, d بالترتيب معاملات الستوكيومترية في معادلة التفاعل. و تمثل R_1 سرعة التفاعل الامامي و R_2 سرعة التفاعل العكسي.

• التعبير عن ثابت الاتزان باستعمال التركيز المولي K_c

تكون سرعة التفاعل متناسبة طرديا مع تراكيز المكونات حيث

$$R_1 = K_1 [A]^a [B]^b$$

$$R_2 = K_2 [C]^c [D]^d$$

حيث K_1 ; K_2 ثوابت السرعة

عند الاتزان عند درجة حرارة T . $R_1 = R_2$.

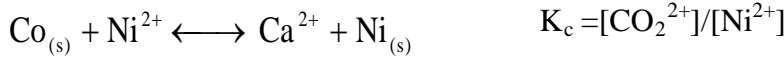
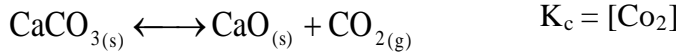
$$K_1 [A]^a [B]^b = K_2 [C]^c [D]^d$$

$$K_c = \frac{K_1}{K_2} = \frac{[A]^a \cdot [B]^b}{[C]^c \cdot [D]^d}$$

تكون قيمة K_c ثابتة عند درجة حرارة T معينة.

ملاحظة : الأنواع الكيميائية التي تشارك في التفاعل الكيميائي في الحالة الصلبة (s) أو السائلة النقية (l) لا تشارك في التعبير عن ثابت التوازن.

مثال :



• التعبير عن ثابت الاتزان باستعمال الكسر المولي K_x

يعبر عن ثابت الاتزان باستعمال الكسر المولي $X_i = n_i/n_{tot}$ كالتالي

$$K_x = \frac{X_C^c \cdot X_D^d}{X_A^a \cdot X_B^b}$$

• التعبير عن ثابت الاتزان باستعمال الضغط K_p

من اجل تفاعل يتم في وسط غازي. يكون من الانسب التعبير عن ثابت الاتزان بواسطة الضغط الجزئي P_i .

لذلك بالنسبة لتفاعل كيميائي في الطور الغازي يتم عند درجة حرارة T نعبّر عن ثابت الاتزان باستعمال الضغط K_p كالتالي .

$$K_p = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b}$$

العلاقة ما بين K_p و K_x و K_c

➤ أن العلاقة بين الضغط وتركيز الغاز تعطى بواسطة قانون الغاز المثالي: $PV = nRT$ ، وبما أن التركيز

$C = n/V$ ، اذن من اجل المكون الغازي i يكون لدينا :

$$. "P_i = (n_i/V) RT = C_i RT"$$

حيث يمثل C_i التركيز المولي للمكون i . و بالتالي من أجل المكون A

$$C_i = [A] = P_A/RT$$

$$P_A = [A].RT \text{ و}$$

***بالتعويض في K_p**

$$K_p = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b} = \left(\frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \right) \cdot RT^{(c+d)-(a+b)} = K_c (RT)^\Delta$$

حيث $\Delta = (c+d)-(a+b)$

➤ الضغط الجزئي ، المشار إليه بـ P_i ، للغاز المثالي "i" في خليط من الغازات المثالية يساوي جداء الكسر

المولي و الضغط الكلي للغاز:

$$P_i = x_i.P_t$$

لان $x_i = n_i/n_T$ اما الضغط الكلي فيساوي $P_t = (nT/V).RT$

$$(P_i = x_i.P_t \text{ و بالتالي } P_i = (n_i/V).RT$$

***بالتعويض في K_p**

$$K_p = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b} = \left(\frac{[X]^c \cdot [X]^d}{[X]^a \cdot [X]^b} \right) \cdot P^{(c+d)-(a+b)} = K_x (P)^\Delta$$

حيث $\Delta = (c+d)-(a+b)$

3. معامل التفكك

من المهم معرفة كمية المتفاعلات التي تحولت الى نواتج في اتران كيميائي معين. و لأجل ذلك نستعمل معامل التفكك . و

الذي يرمز له بـ α . و هو النسبة ما بين كمية المادة المتفككة و كمية المادة الابتدائية لمتفاعل ما.

$$\alpha = n \text{ متفككة} / n \text{ ابتدائية}$$

كلما زادت نسبة تفكك متفاعل كملل اقترب معامل التفكك من الوحدة 1. حيث ان معامل التفكك يكون محصورا ما بين 0 و

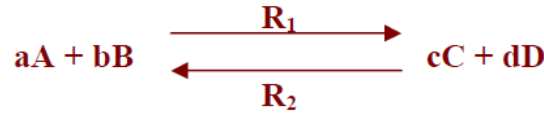
1

4. العوامل المؤثرة على الاتزان

حسب قاعدة لوشاتلييه « Le chateliet » :كل نظام في حلة اتزان في حالة تعرضه الى تغيير (حرارة- ضغط او تركيز). فان النظام سيتجه الى الاتجاه الذي يعاكس هذا التغيير. أهم العوامل التي تؤثر على الاتزان هي :

1- التركيز

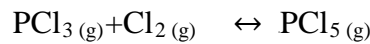
ان الزيادة في تركيز أحد المكونات (المواد المتفاعلة أو النواتج) في نظام التفاعل لن يؤثر على قيمة ثابت الاتزان حيث ان تراكيز المواد الاخرى سوف تتغير بطريقة تحافظ بها على قيمة K_C ثابتة .
مثلا لدينا التفاعل التالي :



ان الزيادة في تركيز المكون A سوف يؤدي الى زيادة تركيز المتفاعل B و زيادة تراكيز المكونين C و D . وبالتالي تبقى قيمة ثابت الاتزان ثابتة و ما يتغير هو فقط تراكيز عناصر التفاعل عند الاتزان. أي انه و حسب قاعدة لوشاتلييه فان التفاعل سوف يتجه نحو اليمين حتى ينقص من تركيز المكون A .

مثال:

لدينا التوازن التالي



1- ما تأثير إزالة كمية من الكلور على موضع الاتزان؟

ا. ينزاح الاتزان نحو اليمين

ب. ينزاح الاتزان نحو اليسار

ج. لا ينزاح الاتزان

2- ما تأثير إضافة بعض من PCl_5 على موضع الاتزان؟

ا. ينزاح الاتزان نحو اليمين

ب. ينزاح الاتزان نحو اليسار

ج. لا ينزاح الاتزان

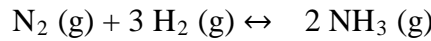
الحل

1- بما أن الكلور يقع في الطرف الأيسر من معادلة الاتزان. إذا أزلنا كمية منه ، فسيستجيب الاتزان وفقاً لقاعدة لوشاتيليه لمقاومة هذا التغير. سينزاح الاتزان إلى الطرف الأيسر بغرض تعويض الكلور الذي أزيل (الخيار ب) .

2- بما أن PCl_5 يقع في الطرف الأيمن من معادلة الاتزان. إذا أضفنا كمية منه ، فسيستجيب الاتزان وفقاً لقاعدة لوشاتيليه لمقاومة هذا التغير. سينزاح الاتزان إلى الطرف الأيسر بغرض استهلاك PCl_5 المضاف الذي أزيل (الخيار ب) .

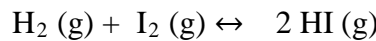
2- الضغط

أن العلاقة ما بين الضغط و كمية المادة (عدد المولات) هي علاقة طردية ($PV = nRT$). يزداد الضغط الكلي لمحلول ذو حجم ثابت اذا ازداد عدد المولات. لذا فانه ,حسب قانون لوشاتيليه, لمقاومة زيادة الضغط في توازن معين فان التوازن سينزاح إلى الاتجاه الذي يُنتج عدداً أقل من جزيئات الغاز(بغرض الانقاص من الضغط).
مثال لاحظ التفاعل التالي



- في هذا التفاعل، يتفاعل جزيء واحد من N_2 مع ثلاثة جزيئات من H_2 لتكوين جزيئين من NH_3 .
- في الطرف الأيسر من المعادلة، تُوجد أربعة جزيئات، وفي الطرف الأيمن لا يُوجد سوى جزيئين فقط. تحرك الاتزان في الاتجاه الأمامي سيكون كمية أكبر من NH_3 ، فسيحدث انخفاض في عدد الجزيئات الكلي في النظام. وهذا ما يؤدي إلى انخفاض في الضغط الكلي للنظام ($PV = nRT$).
- إذا زاد الضغط الكلي للنظام، فسيقاوم النظام التغير في الضغط من خلال إزاحة الاتزان إلى الجانب الأيمن. ويتكوّن قدرٌ أكبر من الأمونيا عندما تتحقق حالة الاتزان.

توجد بعض التفاعلات في التي الحالة الغازية تحتوي طرفي المعادلة فيها على عدد متساو من مولات الجسيمات الغازية. كمثال على ذلك تفاعل الهيدروجين مع اليود الغازي، لإنتاج غاز يوديد الهيدروجين:

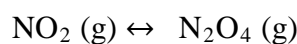


في هذه الحالة، لا يؤثر تغيير الضغط الكلي لخليط الاتزان على موضع الاتزان. من غير الممكن أن يقاوم النظام التغير الطارئ على الضغط بإزاحة موضع الاتزان ناحية اليسار أو اليمين.

ملاحظة : عند دراسة تأثير الضغط على الاتزان و نحتسب فقط عدد مولات الأنواع الكيميائية التي تشارك في التفاعل الكيميائي في الحالة الغازية (g).

3- الحرارة

لدينا التوازن ما بين ثاني أكسيد النيتروجين مع رابع أكسيد ثنائي النيتروجين:



إن التفاعل الأمامي ناشر للحرارة في هذه الحالة. و بالتالي ، فإن التفاعل العكسي ماص للحرارة.

- إذا قمنا برفع درجة الحرارة لهذا النظام و هذا بوضع خليط الاتزان لهذه الغازات في الماء الساخن مثلا، فستضاف طاقة حرارية إلى النظام. تفترض قاعدة لوشاتيليه أن النظام سيقوم بمقاومة هذا التغيير. بغرض امتصاص الحرارة الإضافية، و بالتالي فإن الاتزان سينزاح في اتجاه التفاعل الماص للحرارة أي نحو اليسار.
- و بالعكس إذا قمنا بخفض حرارة الخليط بوضع خليط الاتزان في ماء بارد مثلا ، فسينزاح الاتزان في اتجاه التفاعل الناشر للحرارة لمقاومة هذا التغيير. أي انه سينزاح نحو اليمين.