

الاتزان الكيميائي

الباب السابع

مفهوم الاتزان الكيميائي

ا/ عاطف خليفة
ماجستير الكيمياء العضوية

! تجربة لتوضيح مفهوم الاتزان الكيميائي الديناميكي :

%ضع قليلا من الماء في أناء مغلق على موقد.

حدوث عمليتان متضادتان (متعاكستان) هما التبخر والتكثيف كما يلي:

- 1- في بداية التكثيف يكون معدل التبخر هو العملية السائدة ويصاحبها زيادة في الضغط البخاري .
- 2- باستمرار التسخين تستمر عملية التبخر ويزداد معدل التكثيف
- 3- تستمر عملية التبخر حتى يتساوى الضغط البخاري مع ضغط بخار الماء المشبع وعندها :

تلاحظ

معدل التبخر = معدل التكثيف

الضغط البخاري

هو ضغط بخار الماء الموجود في الهواء عند درجة حرارة معينة .

ضغط بخار الماء المشبع

هو أقصى ضغط لبخار الماء يمكن أن يوجد في الهواء عند درجة حرارة معينة.

الاستنتاج

! عند حالة الاتزان بين سرعة التبخر وسرعة التكثيف يكون:.

ماء(سائل) ← تبخر → ماء(بخار)
← تكثيف →

الاستنتاج العام

1- أن الوصول إلى حالة الاتزان لايعنى توقف التغير في الاتجاهين الطردى العكسي وكن حدوثهما مستمر في كلا اتجاهين بنفس المعدل.

2-

.. هو نظام ساكن على المستوى المرني ونظام ديناميكي على المستوى غير المرني

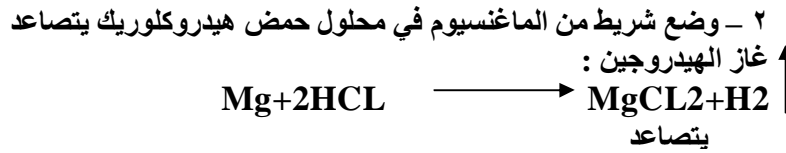
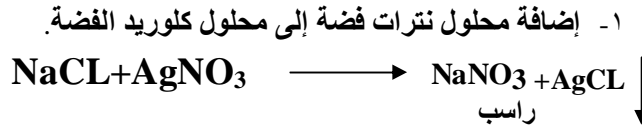
النظام المتزن

ويسمى أيضا(الاتزان الديناميكي)

تعريفها:

هي تفاعلات تحدث في اتجاه واحد (اتجاه النواتج) بحيث لا تستطيع المواد الناتجة أن تتحد مع بعضها مرة أخرى لتكون المواد المتفاعلة تحت نفس الظروف وذلك بسبب: **خروج أحد النواتج من حيز التفاعل في صورة غاز أو راسب .**

أمثلة



علل

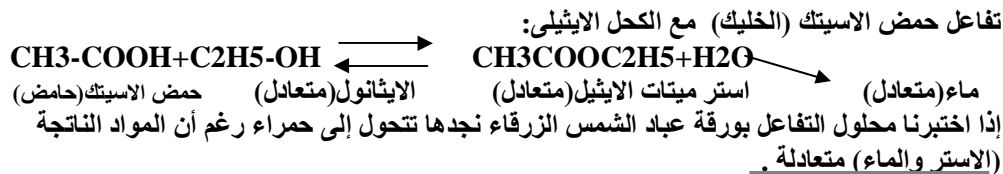
- ١ - تفاعل كلوريد الصوديوم مع نترات الفضة تفاعل تام
- ٢ - تفاعل الفلزات التي تسبق الهيدروجين (Zn, Mg, ...) مع الأحماض

التفاعلات الانعكاسية (غير التامة)

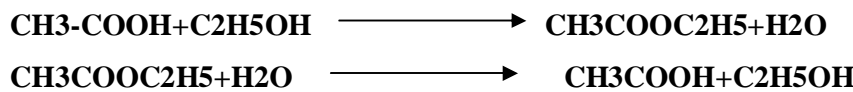
تعريف

هي تفاعلات غير مكتملة وتحدث في الاتجاهين الطردى والعكسي وتكون المتفاعلات والنواتج موجودة باستمرار في حيز التفاعل (**وعدم خروج غاز أو راسب**)

مثال



السبب في ذلك التفاعل انعكاسي غير تام يسير في الاتجاهين الطردى والعكسي وبالتالي فإن المتفاعلات والنواتج موجودة باستمرار في حيز التفاعل وهذا يفسر حموضة الخليط لوجود حمض الاستيك باستمرار في حيز التفاعل :



علل

- ١ - تفاعل حمض الخليك مع الايثانول تفاعل انعكاسي
- ٢ - يحمر محلول تفاعل حمض الاسيتيك والكحول الايثيلي ورقة عباد الشمس الزرقاء رغم أن نواتج التفاعل متعادلة

اعاطف خليفة
ماجستير الكيمياء
العضوية

هام

١- يصل التفاعل إلى حالة الاتزان عندما :

معدل التفاعل الطردى = معدل التفاعل العكسي

٢- الوصول إلى حالة الاتزان : لايعنى توقف التفاعل ولكنة:

يستمر في كلا الاتجاهين الطردى والعكسي

الاتزان الكيمائي في التفاعلات الانعكاسية

تعريف

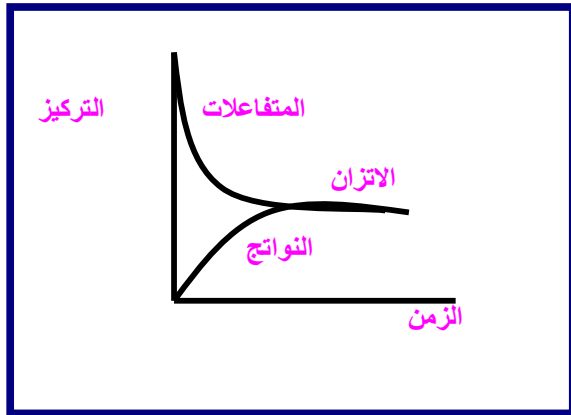
هو نظام ديناميكي في التفاعلات الانعكاسية يحدث عندما يتساوى معدل التفاعل الطردى مع معدل التفاعل العكسي وتثبت تراكيزات المتفاعلات والنواتج ويظل الاتزان قائما طالما كانت جميع المتفاعلات والنواتج موجودة في وسط التفاعل (لم يتصاعد غاز أو راسب) وما دامت ظروف التفاعل ثابتة من الضغط ودرجة الحرارة .
(وقد يكون بلوغ الاتزان بطيئا أو سريعا)

تعريف آخر

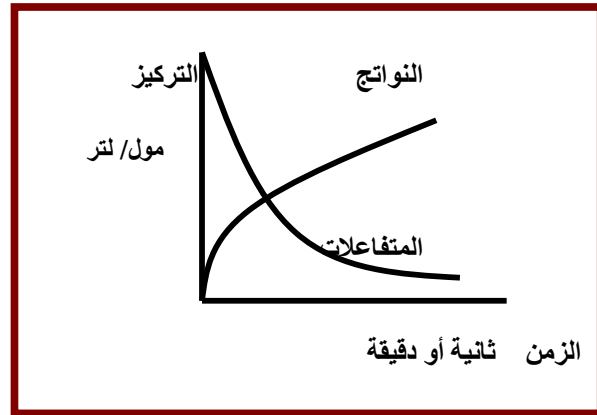
هو نوع من أنواع الاتزان الديناميكي يحدث في التفاعلات المنعكسة عندما تتساوى سرعة (معدل) التفاعل الطردى مع سرعة (معدل) التفاعل العكسي وتثبت تراكيزات المتفاعلات والنواتج عند ثبوت الضغط ودرجة الحرارة

معدل التفاعل الكيمائي

هو مقدار التغير في تراكيز المتفاعلات (أو النواتج) في وحدة الزمن



تفاعل انعكاسي



تفاعل تام

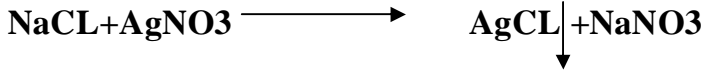
١- التفاعل التام: يقل تركيز المتفاعلات إلى أنا تستهلك تماما ويزداد تركيز النواتج.
٢- التفاعل الانعكاسي: زيادة تركيز النواتج وقلة تركيز المتفاعلات يستمران إلى أن يصلا إلى حالة الاتزان أي ثبات تركيز كل منهما

من الشكل البياني السابق

عاطف خليفة /
ماجستير الكيمياء
العضوية

تقسيم التفاعلات الكيميائية حسب سرعتها

تفاعلات تنتهي في زمن قصير جدا (الأيونية) مثل تفاعل كلوريد الصوديوم ونترات الفضة .



تفاعلات لحظية

غالبًا تفاعلات تساهمية .
مثل : تفاعل الزيوت مع الصودا الكاوية لتكوين الصابون والجليسرين

تفاعلات بطيئة نسبيا

قد يتطلب حدوثها شهورا (كهر وكيميائية) مثل صدأ الحديد

تفاعلات بطيئة جداً

العوامل التي تؤثر على معدل التفاعل الكيميائي

- | | |
|---------------------------|---------------------------|
| ١- طبيعة المواد المتفاعلة | ٢- تركيز المواد المتفاعلة |
| ٣- درجة حرارة التفاعل | ٤- الضغط |
| ٥- العوامل الحفازة | ٦- الضوء |

١- طبيعة المتفاعلات

مساحة السطح
المعرض للتفاعل

نوع الروابط في
المتفاعلات

١ - الرابطة الايونية: عندما تكون المواد المتفاعلة ايونية فإن التفاعل يكون لحظيا وسريعا..... **لأن:**
أيونات المتفاعلات تتفاعل بسرعة بمجرد خلطها معا .
مثل: تفاعل كلوريد الصوديوم ونترات الفضة (السابق)

التفاعلات الايونية لحظية؟

علل

٢- الرابطة التساهمية: عندما تكون المواد المتفاعلة تساهمية فإن التفاعل يكون بطيء..... **لأن:** التفاعل يتم بين جزيئات مع بعضها البعض.
مثل: تفاعل حمض الاستيك مع الايثانول بطيء..... (علل)

التفاعلات العضوية تفاعلات بطيئة؟

علل

مساحة السطح المعرض للتفاعل (تجزئة المادة)

ب

بزيادة تجزئة المادة تزداد مساحة السطح المعرض للتفاعل بين المتفاعلات كلما زادت سرعة التفاعل

تجربة لاثبات ذلك

- ١- الحضر وزنين متساويين من فلز الخارصين (الزنك) أحدهما على هيئة مسحوق والأخرى عبارة عن كتلة واحدة.
- ٢- ضع كل وزن على حدة في أنبوبة اختبار أضف إلى كل أنبوبة حجم ماء مساو من حمض الهيدروكلوريك المخفف

المشاهدة

- التفاعل في حالة المسحوق يكون سريعا وينتهي في وقت اقل من التفاعل في حالة الكتلة الواحدة
أي انه كلما زادت تجزئة المادة زادت مساحة السطح المعرض للتفاعل كلما زادت سرعة التفاعل .

علل

- ١- يفضل استخدام المتفاعلات في صورة مسحوق؟
- ٢- تفاعل مسحوق (تراب) الخارصين مع الأحماض أسرع من تفاعل قطعة من الخارصين؟
- ٣- صدأ برادة الحديد أسرع من صدأ قطعة من الحديد؟

(أ) كلما زاد التركيز اي زاد عدد جزيئات المتفاعلات زادت فرص التصادم بين الجزيئات في وحدة الزمن اي زادت سرعة التفاعل .

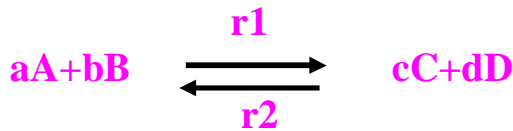
تزداد سرعة التفاعل بزيادة تركيز المتفاعلات ؟ **علل**

(ب) اكتشف العالمان النرويجيان : "جولد برج _ وفاج" القانون الذي يبين العلاقة بين :
(سرعة التفاعل الكيميائي وتركيز المتفاعلات C) يعرف بقانون فعل الكتلة

قانون فعل الكتلة

عند ثبوت درجة الحرارة تتناسب سرعة التفاعل الكيميائي تتناسب طرديا مع حاصل ضرب التركيزات الجزيئية لمواد التفاعل (كل مرفوع لأس يساوي عدد الجزيئات أو الايونات في معادلة التفاعل الموزونة) .

الإثبات (توضيح قانون فعل الكتلة)



حيث: r_1 = معدل (سرعة) التفاعل الطردى
 r_2 = معدل (سرعة) التفاعل العكسي

$$r_1 \propto [A]^a [B]^b$$

$$r_1 = k_1 [A]^a [B]^b$$

$$r_2 \propto [C]^c [D]^d$$

$$r_2 = k_2 [C]^c [D]^d$$

عند حالة الاتزان
 $r_1 = r_2$

$$k_1 [A]^a [B]^b = k_2 [C]^c [D]^d$$

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

$$K_c = \frac{k_1}{k_2}$$

ثابت الاتزان يسمى K_c

ا/ عاطف خليفة
ماجستير الكيمياء
العضوية

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

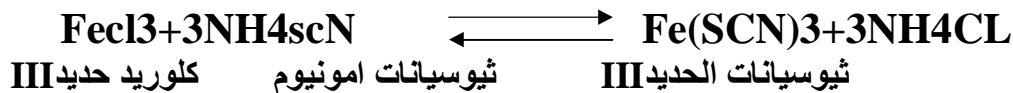
حاصل ضرب تركيز النواتج مرفوع لأس يساوي عدد مولاته
اي أن ثابت الاتزان $K_c =$ حاصل ضرب تركيز المتفاعلات مرفوع لأس يساوي عدد مولاته

إذا زاد تركيز المتفاعلات (اي من معاملات المقام)
لا بد أن تزداد تركيزات النواتج (يزداد البسط)
لكي تظل قيمة K_c ثابتة للتفاعل
والعكس صحيح

هام جدا

مثال عملي تطبيقي لقانون فعل الكتلة

إضافة محلول كلوريد الحديد III (اصفر باهت) إلى محلول ثيوسيانات الامونيوم (عديم اللون) يصبح لون الخليط احمر دموي لتكون ثيوسيانات الحديد III



- 1- إذا أضيف زيادة من كلوريد الحديد III نجد أن : لون المحلول يزداد احمرارا مما يدل على تكون المزيد من ثيوسيانات الحديد III .
- 2- اي أن زيادة تركيز احد المتفاعلات الداخلة في الاتزان في احد طرفي المعادلة ينتج عنه : إزاحة (توجيه) التفاعل في الاتجاه الأخر
- 3- وعندما يتساوى معدل التفاعل الطردى (r 1) مع معدل التفاعل العكسي (r 2) فان التفاعل يكون قد وصل إلى حالة الاتزان :
معدل التفاعل الطردى :.

$$r_1 \propto [\text{FeCl}_3] [\text{NH}_4\text{SCN}]^3$$

$$r_1 = k_1 [\text{FeCl}_3] [\text{NH}_4\text{SCN}]^3$$

$$r_2 \propto [\text{NH}_4\text{Cl}]^3 [\text{Fe}(\text{SCN})_3]$$

$$r_2 = k_2 [\text{NH}_4\text{Cl}]^3 [\text{Fe}(\text{SCN})_3]$$

عند الاتزان $r_1 = r_2$

ا/ عاطف خليفة
ماجستير الكيمياء
العضوية

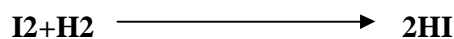
تابع المثال

$$K_c = \frac{K_1}{K_2} = \frac{[\text{NH}_4\text{Cl}]^3 [\text{Fe}(\text{SCN})_3]}{[\text{FeCl}_3] [\text{NH}_4\text{SCN}]^3}$$

$$K_c = \frac{[\text{Fe}(\text{SCN})_3] [\text{NH}_4\text{SCN}]^3}{[\text{FeCl}_3] [\text{NH}_4\text{SCN}]^3}$$

عند إضافة المزيد من FeCl_3 (يزداد المقام) لابد أن يزداد البسط (يزداد اللون الأحمر) حتى تظل قيمة K_c ثابتة

مسألة



إذا علمت أنا تركيزات اليود والهيدروجين ويوديد الهيدروجين عند الاتزان هي على الترتيب
1.563 مول/التر - 0.221 - 0.221

احسب ثابت الاتزان K_c للتفاعل

$$50 = \frac{(1.563)}{(0.221)(0.221)} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{I}_2][\text{H}_2]} = K_c$$

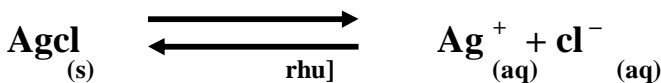
دلالة ثابت الاتزان K_c

هام جدا

إذا كانت قيمة ثابت الاتزان K_c صغيرة (أقل من الواحد الصحيح) $K_c < 1$

تعني أن: تركيز النواتج أقل من تركيز المتفاعلات في المقام وهذا يعني أن التفاعل يسير فلا الاتجاه العكسي ويكون التفاعل العكسي له دور فعال والتفاعل لا يسير بشكل جيد تجاه النواتج.

مثال



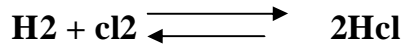
نوبان كلوريد الفضة في الماء .:

$$K_c = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 1.7 \times 10^{-10}$$

قيمة K_c صغيرة تدل على عدم نوبان كلوريد الفضة في الماء

٢ إذا كان قيمة K_c ثابت الاتزان كبيرة (أكبر من الواحد الصحيح) $K_c < 1$
تعنى أن : تركيز النواتج في البسط أكبر من تركيز المتفاعلات في المقام
مما يعنى أن التفاعل يسير في الاتجاه الطردى والذي يزيد من تركيز النواتج
أى أن التفاعل يسير بشكل جيد (يسير قرب نهايته)

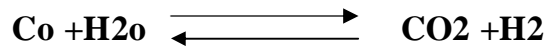
مثال



$$K_c = 4.04 \times 10^{32}$$

٣ إذا كانت قيمة ثابت الاتزان K_c تقترب من الواحد الصحيح
فهذا يدل على أن التفاعل يحتوى على كميات متقاربة من المتفاعلات والنواتج

مثال



$$K_c = 1$$

٤ لا يكتب تركيز الماء كمذيب ولا المواد الصلبة ولا الرواسب في حساب K_c (ثابت الاتزان) حيث أنها
- تعتبر ذات تركيزات ثابتة مهما اختلفت كميتها .
- كذلك يعتبر تركيز الماء أو المذيب بوحه عام ثابت لان قيمته لا تتغير بدرجة ملموسة

علل

لا يكتب تركيز الماء أو المواد الصلبة أو الرواسب في معادلة حساب ثابت الاتزان

٥ (أ) في التفاعلات الماصة للحرارة :

{قيمة K_c تتناسب طرديا مع درجة الحرارة }

أى إذا زادت قيمة K_c عند رفع درجة الحرارة

يدل ذلك على زيادة تركيز النواتج بالتسخين وهذا يعنى أن التفاعل ماص للحرارة

(ب) في التفاعلات الطاردة للحرارة :

{قيمة K_c تتناسب عكسيا مع درجة الحرارة }

أى إذا قلت قيمة K_c عند رفع درجة الحرارة

يدل ذلك على نقص تركيز النواتج عند التسخين وهذا يعنى أن التفاعل طارد للحرارة

برفع درجة الحرارة تزداد سرعة التفاعل الكيميائي

كثير من التفاعلات تتضاعف سرعتها برفع درجة الحرارة عشرة درجات مئوية بعض المشاهدات

- ١ - تحفظ المواد الغذائية صيفا في الثلاجات (علل)
لان ذلك يبطئ من سرعة تفاعلات التحلل التي تحدث فيها وتفسدها
- ٢ - تستخدم اواني الطهي من البرستو " اواني الضغط " (علل)
للحصول على درجة حرارة عالية لأحداث التفاعلات اللازمة لطهي الطعام بسرعة كبيرة في وقت قصير

تفسير تأثير درجة الحرارة على سرعة التفاعل الكيميائي

يتم ذلك في ضوء نظرية التصادم بين الجزيئات:.

- ١ - يشترط لحدوث التفاعل الكيميائي أن تتصادم جزيئات المتفاعلات ذات السرعات العالية جدا فقط
- ٢ - وذلك لان طاقتها العالية (طاقة الحركة) تمكنها من كسر الروابط بي جزيئتها فيحدث التفاعل
- ٣ - على ذلك لابد أن يمتلك الجزيء الحد الأدنى من الطاقة الحركية لكي يتفاعل عند الاصطدام وتسمى طاقة التنشيط

الاستنتاج

من النظرية نستنتج انه برفع درجة الحرارة (تأثير درجة الحرارة):

- ١ - تزداد طاقة التنشيط وتزداد طاقة الحركة
- ٢ - يزيد عدد الجزيئات المنشطة
- ٣ - تزداد احتمالات التصادم بين الجزيئات
- ٤ - تزداد سرعة التفاعل الكيميائي

ملاحظات هامة

هي الحد الأدنى من الطاقة الحركية التي يجب أن يمتلكها الجزيء لكي يتفاعل عند الاصطدام

طاقة التنشيط

هي الجزيئات التي تملك طاقة حركية مساوية لطاقة التنشيط أو تفوقها

الجزيئات المنشطة

- ١ - ما المقصود بكل من :
طاقة التنشيط - الجزيئات المنشطة
- ٢ - وضح تأثير درجة الحرارة على سرعة التفاعل الكيميائي

أسئلة

تجربة عملية لاثبات تأثير درجة الحرارة على سرعة تفاعل متزن

ا/ عاطف خليفة
ماجستير الكيمياء العضوية



١- احضر دورق زجاجي به غاز ثاني أكسيد النيتروجين NO₂ لونه بني محمر ضعة في كاس به ماء مثلج

المشاهدة : نلاحظ أن اللون يخف تدريجيا حتى يصفر ثم يزول اللون

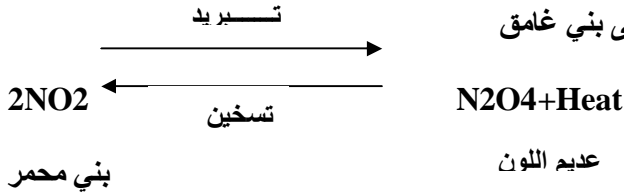
٢- اخرج الدورق من المخروط البارد ثم اتركه ليعود لدرجة حرارة الغرفة

المشاهدة : نلاحظ أن اللون البني المحمر يبدأ في الظهور ويعود كما كان

٣- ضع الدورق في كاس به ماء ساخن

المشاهدة : نلاحظ أن لون الغاز في الدورق يتحول إلى بني غامق

٤- معادلة الاتزان:



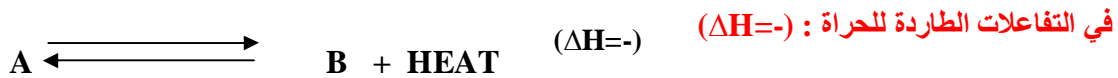
الاستنتاج من التجربة السابقة :

إن إزاحة (امتصاص) الحرارة من تفاعل متزن طارد للحرارة ينتج عنه سير التفاعل في الاتجاه الطردى وتزداد سرعة التفاعل الطردى (الذي ينتج عنه حرارة)

- ١- يختفي اللون البني المحمر لثاني أكسيد النيتروجين عند وضعة في ماء بارد
- ٢- يزداد اللون البني المحمر لثاني أكسيد النيتروجين عند وضعة في ماء ساخن

علل

ملاحظات هامة



(أ) عند رفع درجة الحرارة

ينشط التفاعل في الاتجاه الذي يقلل الحرارة

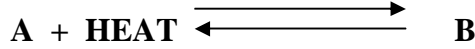
ينشط التفاعل في الاتجاه العكسي

ويسير التفاعل في اتجاه المتفاعلات (تقل قيمة KC)

(ب) عند خفض درجة الحرارة

ينشط التفاعل في الاتجاه الذي يرفع الحرارة

ينشط التفاعل في الاتجاه الطردى ويسير التفاعل في اتجاه تكوين النواتج (تزداد قيمة KC)



في التفاعلات الماصة للحرارة : ($\Delta H=+$)

(أ) عند رفع درجة الحرارة

ينشط التفاعل في الاتجاه الذي يقلل الحرارة
ينشط التفاعل في الاتجاه الطردى
ويزداد تكوين النواتج

تزداد قيمة K_C

(ب) عند خفض درجة الحرارة

ينشط التفاعل في الاتجاه العكسي
يقل تكوين النواتج
يسير التفاعل في اتجاه المتفاعلات

تقل قيمة K_C

تأثير الضغط

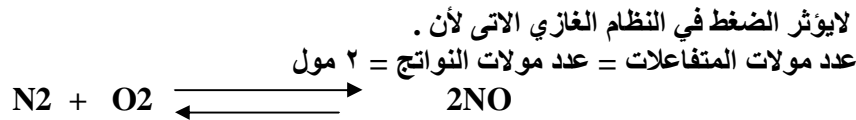
١- يؤثر الضغط :

- في الأنظمة الغازية المتجانسة
- عدد مولات (حجوم) المتفاعلات لايساوى عدد مولات (حجوم) النواتج

٢- لا يؤثر الضغط في :

- الأنظمة غير الغازية
- الأنظمة الغازية التي يكون فيها { عدد مولات المتفاعلات = عدد مولات النواتج }

مثال



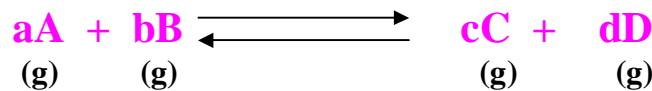
٣- توضيح تأثير الضغط على نظام غازي متزن :

- يكون تأثير الضغط على النظام دائما ضد الحجم (عدد المولات) فإذن :
- (أ) زيادة الضغط تجعل التفاعل ينشط في اتجاه الحجم الأقل (عدد المولات الأقل)
- (ب) تقليل الضغط يجعل التفاعل ينشط في اتجاه الحجم الأكبر (عدد المولات الأكبر)

٤- حساب قيمة ثابت الاتزان في الأنظمة الغازية :

يعبر عن التركيز (مولر) في الحالة الغازية بالضغط الجزئي للغاز)

(أ) حساب قيمة ثابت الاتزان K_p بدلالة الضغوط الجزئية للغازات



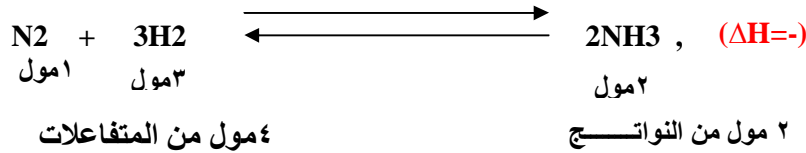
١/ عاطف خليفة
ماجستير الكيمياء
العضوية

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

الضغوط الجزئية للنواتج مرفوع لأس يساوى عدد المولات
الضغوط الجزئية للمتفاعلات مرفوع لأس يساوى عدد المولات
 $=K_p$

(ب) حساب قيمة ثابت الاتزان K_c بدلالة تركيزات الغازات المتفاعلة والناتجة عن طريق القانون

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



مثال

١- **زيادة الضغط:**

ينشط التفاعل في اتجاه الحجم الأقل (عدد المولات الأقل)

ينشط التفاعل في الاتجاه الطردى

$$r_2 < r_1$$

لذلك يزداد معدل تكوين النشادر

٢- **تقليل الضغط:**

ينشط التفاعل في اتجاه الحجم الأكبر (عدد المولات الأكبر)

ينشط التفاعل في الاتجاه العكسي

$$r_2 > r_1$$

لذلك يزداد معدل تحلل النشادر ويزداد تكوين كل من النيتروجين والهيدروجين

٣- **حساب قيمة ثابت الاتزان:**

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

١- يزداد معدل تكوين النشادر من عنصرين برفع الضغط والتبريد

٢- في تفاعل هبر بوش نستخدم ضغط عالي ٢٠٠ ضغط جوى

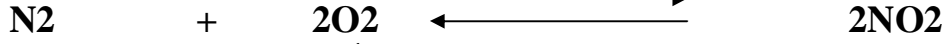
٣- في هبر بوش لابد من التسخين عند ٥٠٠ درجة مئوية عند بداية التفاعل

علل

ا / عاطف خليفة
ماجستير الكيمياء
العضوية

مسألة

احسب ثابت الاتزان K_p للتفاعل :



إذا كانت الضغوط الجزئية هي لغاز النيتروجين 0.2 ضغط جوى وغاز الأوكسجين 1 ضغط جوى ولثاني أكسيد النيتروجين 2 ضغط جوى

$$K_p = \frac{P_{NO_2}^2}{P_{N_2} \times p_{O_2}^2} = \frac{(2)^2}{(0.2)(1)^2} = 20$$

الحل

العوامل التي تؤثر على تفاعل كيميائي متزن

$A=B$

٣- درجة الحرارة

٢- الضغط

١- التركيز

قاعدة لوشاتيليه

إذا حدث تغير في احد العوامل المؤثرة على نظام في حالة اتزان (مثل التركيز والضغط ودرجة الحرارة) فإن النظام ينشط في الاتجاه الذي يقلل او يلغي تأثير هذا التغير

العوامل الحفازة

العامل الحفاز

مادة تغير من معدل التفاعل الكيميائي دون أن تتغير أو تغير من وضع الاتزان ويلزم منها القليل.

- ١- يقلل من طاقة التنشيط اللازمة للتفاعل
- ٢- يسرع التفاعل الطردى والعكسي معا بنفس النسبة وبالتالي لا يؤثر على موضع الاتزان في التفاعلات الانعكاسية
- ٣- الحافز تخصصي

العوامل الحفازة لاتؤثر على التفاعلات الانعكاسية

علل

- ١- الحافز يوفر طاقة ويعمل على عدم رفع تكاليف المنتج
- ٢- يستخدم أكثر من مرة

البعد الاقتصادي للحافز

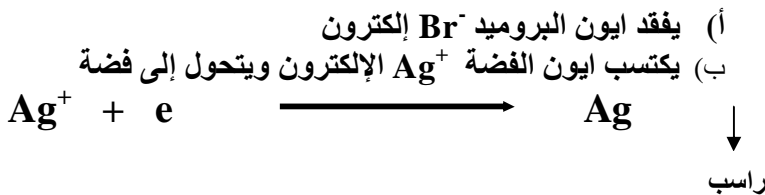
- ١- يستخدم عوامل حفز في صناعة الاسمنت والأغذية وفي البتر وكيمائيات
- ٢- يستخدم محولات حفزية في شاحنات السيارات للحد من التلوث
- ٣- الإنزيمات (جزء بروتين) عوامل حفز في العمليات الحيوية

أمثلة للحافز

تأثير الضوء

تتأثر بعض التفاعلات الكيميائية بالضوء

- ١- التمثيل (البناء) الضوئي :
 - يقوم الكلوروفيل في النبات بامتصاص الضوء في وجود CO_2 و H_2O يكون الكربوهيدرات (السكريات).
- ٢- أفلام التصوير :
 - تحتوي على بروميد الفضة $AgBr$ في طبقة جلاتينية وعند سقوط الضوء عليها :



تزداد كمية الفضة المرسبة بزيادة شدة الإضاءة ويمتص البروم Br_2 في الطبقة الجلاتينية

أمثلة

ا/ عاطف خليفة
ماجستير الكيمياء العضوية

الاتزان الايوني

تطبيقات قانون فعل الكتلة على حالات الاتزان الايوني

حاصل الإذابة

التميو

تأين الماء

المحاليل الالكتروليئية

١- المحاليل الالكتروليئية

• المركبات الأيونية :

- تذوب في الماء تتفكك إلى ايونات موجبة وايونات سالبة ومحاليلها موصلات جيدة

للتيار الكهربى

فهي الكتروليتات قوية تامة التأين .

• المركبات التساهمية : الروابط فيها تساهمية

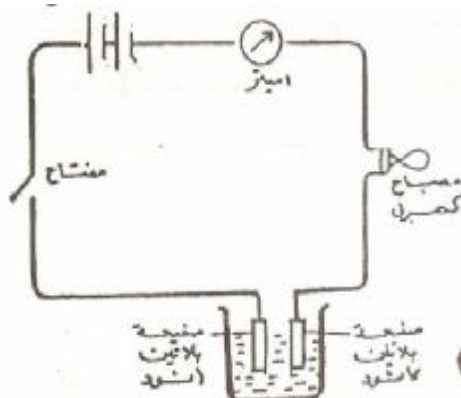
- بعضها يتأين تأينا تاما مثل غاز كلوريد الهيدروجين في الماء

- وبعضها يتأين تأين ضعيفا مثل حمض الخليك (الاسيتيك) في الماء

**** اى أن بعض المركبات التساهمية الكتروليت قوى والأخر الكتروليت ضعيف**

تجارب للإستدلال على وجود الايونات في محاليل الالكتروليتيات
(محاليل المركبات التساهمية)

تجربة ١



اختبر التوصيل الكهربى لكل من : حمض الخليك النقى
وغاز كلوريد الهيدروجين الجاف الذائب في البنزين .

= المشاهدة :

عدم إضاءة المصباح في كلا الحالتين

= الاستنتاج :

كلا من المحلولين لا يحتوى على ايونات توصل التيار

الكهربى.

تجربة ٢

تجربة ٣

١/ عاظم خليفة
ماجستير الكيمياء العضوية

١- أذب 0.1 مول من غاز كلوريد الهيدروجين في لتر ماء
٢- وبالمثل 0.1 مول من حمض الخليك النقي في لتر ماء
(للحصول على محلولين متساويين في التركيز)
٣- اختبر التوصيل الكهربى لهذين المحلولين
= المشاهدة :

١- يضيء المصباح بشدة فى حالة كلوريد الهيدروجين فى الماء
٢- الإضاءة خافتة فى حالة حمض الخليك فى الماء

= الاستنتاج :

١- محلول HCL يحتوى على وفرة من الايونات اى تام التأين كل الجزيئات تحولت إلى ايونات
٢- محلول حمض الخليك يحتوى على نسبة قليلة من الايونات تأن ضعيف محدود بعض الجزيئات تحولت إلى الايونات

١- اختبر تأثير تخفيف كلا المحلولين السابقين على التوصيل الكهربى (شدة اضاءة المصباح)
٢- وذلك بتخفيفهما إلى 0.01 ثم 0.001 مولر .
= المشاهدة :
١- لا تتأثر شدة اضاءة المصباح فى حالة تخفيف كلوريد الهيدروجين
٢- تزداد شدة الإضاءة فى حالة تخفيف حمض الخليك

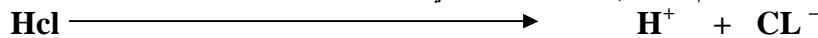
علل:

١- لا يتغير توصل حمض الهيدروكلوريك للكهرباء عند التخفيف .
٢- تزداد درجة التوصيل الكهربى لحمض الخليك بالتخفيف .

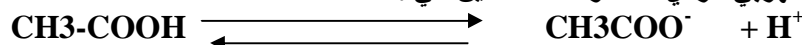
الاستنتاج العام من جملة التجارب السابقة

١- المركبات التساهمية :

مثل: غاز كلوريد الهيدروجين الجاف وحمض الاسيتيك "الخليك" النقي تتأين في وجود الماء
٢- يكون تأين كلوريد الهيدروجين تأينا تاما تتحول كلا الجزيئات إلى ايونات ولذلك لا يتأثر بالتخفيف وهذا يعكس التوصيل الكهربى الجيد له (اى انه الكتروليت قوى تام التأين) معادلة التأين هي:

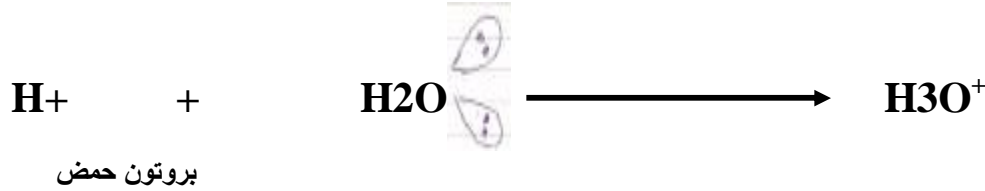


٣- يكون تأين حمض الخليك (الاسيتيك) تأينا محدود جدا (ضعيف) تتحول بعض الجزيئات إلى ايونات ويزداد تأينه بالتخفيف وتوجد جزيئات لم تتأين وهذا يعكس التوصيل الكهربى الرديء له ومعادلة التأين هي :



ايون الهيدرونيوم (البروتون المماه) H3O⁺

- 1- لا يوجد ايون الهيدروجين (البروتون) الناتج من تأين الأحماض في محاليلها المائية منفردا
- 2- لأنه يجذب إلى زوج الالكترونات الحر الموجود في اوريبتال على ذرة الأوكسجين في احد جزيئات الماء فيرتبط مع جزيء الماء برابطة تناسقية ويعرف هذا البروتون بالبروتون المماه أو ايون الهيدرونيوم



هو ايون موجب ناتج من ارتباط بروتون حمض مع جزيء ماء برابطة تناسقية

تعريف

- 1- لا يوجد ايون الهيدروجين (البروتون) الناتج من تأين الأحماض في محاليلها المائية منفردا
- 2- ايون الهيدرونيوم يعرف بالبروتون المماه

علل

مفاهيم هامة

هو عملية تحويل جزيئات غير متأينة إلى ايونات

1- التأين

تحويل كل الجزيئات غير المتأينة إلى ايونات ويحدث في
الالكتروليتات القوية

2- التأين التام

هو عملية تحويل جزء ضئيل (بعض) الجزيئات غير المتأينة إلى ايونات والعكس .
ويحدث في الكتروليتات الضعيفة وتنشأ حالة اتزان بين الجزيئات والايونات .

3- التأين الضعيف (غير التام)

الاتزان الايوني

ينشأ هذا النوع من الاتزان في محاليل الالكتروليتات الضعيفة بين جزيئاتها وبين الايونات الناتجة عنها .

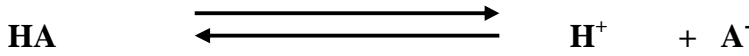
- 1- يمكن تطبيق قانون فعل الكتلة على محاليل الالكتروليتات الضعيفة فقط وذلك لوجود جزيئات وايونات في حالة اتزان
- 2- لايمكن تطبيق قانون فعل الكتلة على الالكتروليتات القوية لأن محاليلها لا تحتوى على جزيئات غير مفككة فهي تامة التأيين (علل)
- 3- تمكن العالم (استيفلد) من إيجاد العلاقة بين درجة التفكك (α) والتركيز C مول/ لتر للالكتروليتات الضعيفة

ملاحظة هامة

اعاطف خليفة
ماجستير الكيمياء
العضوية

قانون استيفلد (للتخفيف)

= نفرض أن لدينا حمض إحادى البروتون HA ضعيف عند اذابته في الماء يتفكك عدد من جزيئاته تبعاً للمعادلة .:



= وبتطبيق قانون فعل الكتلة على النظام المتزن فإن ثابت تأين الحمض K a

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

[HA]

= فإذا فرضنا أن موجب واحداً من الحمض الضعيف HA قد أذيب في حجم (V) لتر من المحلول يكون

عدد المولات المتفككة

درجة التفكك =

عدد المولات الكلية قبل التفكك

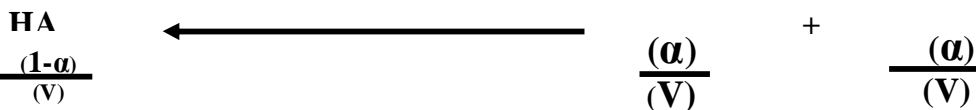
= فإذا كان :

عدد المولات المتفككة (α) مول

يكون عدد المولات غير المتفككة من HA يساوى ($1-\alpha$) مول

وعدد مولات كل من A- و H+ الناتجة = (α) مول

وحيث أن التركيز C = عدد المولات ÷ الحجم بالتر فإن :



== وبالتعويض في قانون فعل الكتلة فإن ::

$$K_a = \frac{\frac{(\alpha)}{v}}{\frac{(1-\alpha)}{v}}$$

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

ا/ عاطف خليفة
ماجستير الكيمياء
العضوية

تعرف هذه العلاقة بقانون استيفلد للتخفيف وهو يبين العلاقة بين درجة التأيين α ودرجة التخفيف .

نص قانون استيفلد

عند درجة الحرارة الثابتة فإن درجة التأيين α تزداد بزيادة التخفيف لتظل

قيمة k_a ثابتة .

= وفي حالة الالكتروليتات الضعيفة فإن:

درجة التأيين α تكون صغيرة بحيث يمكن إهمالها وعليه فإن القيمة

$(1-\alpha)$ يمكن اعتبارها = 1 تقريبا

وتصبح العلاقة :

$$K_a = \frac{\alpha^2}{v}$$

= وحيث أن تركيز الحمض الضعيف (c) = $v \div 1$ مول / لتر
أذا يمكن كتابة المعادلة :

١/ عاظم خليفة
ماجستير الكيمياء
العضوية

$$K_a = \alpha^2 \times C$$

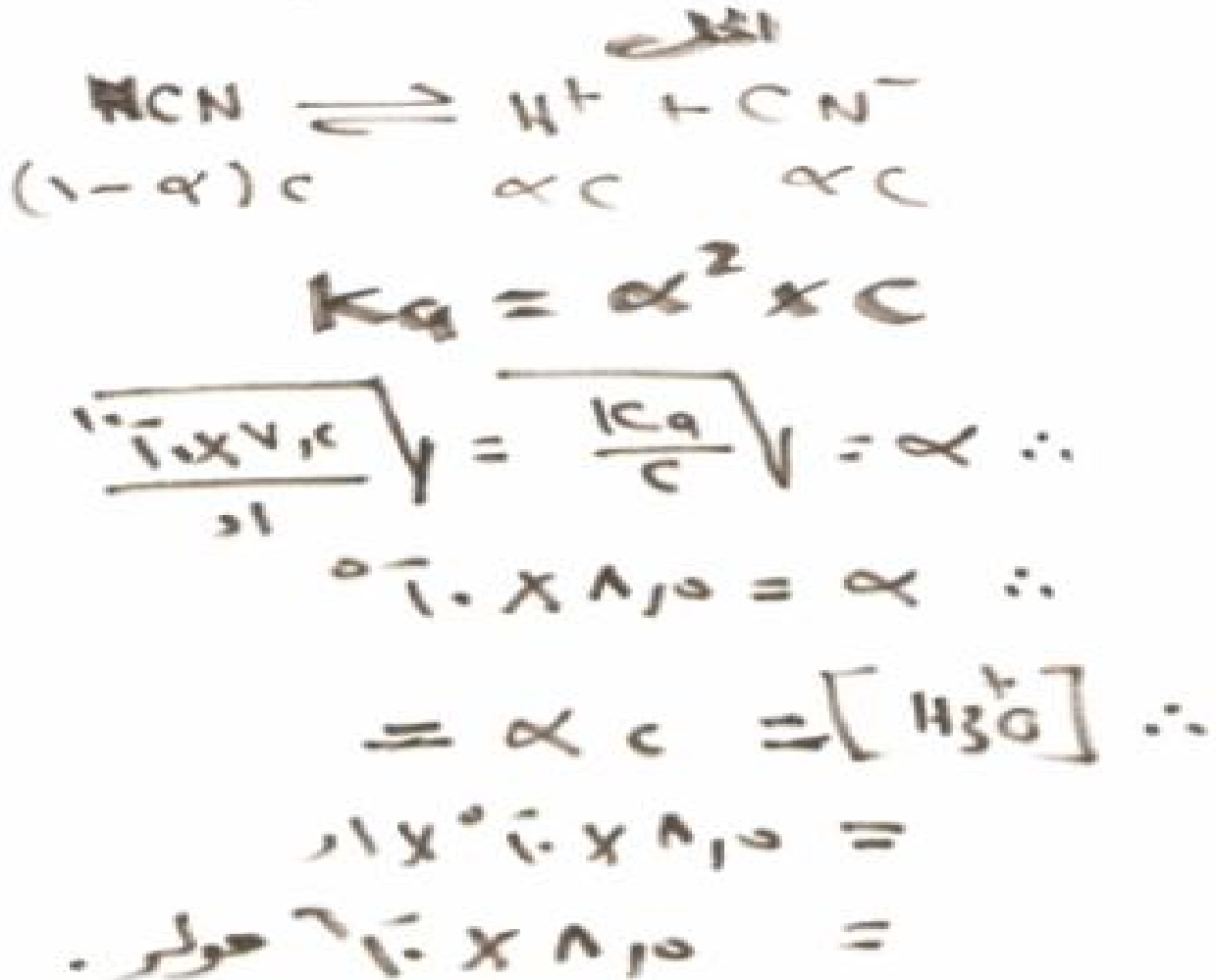
اي أن كلما زاد التخفيف (قل التركيز) زادت درجة التفكك والعكس

- ١- تزداد درجة التأين بزيادة التخفيف عند ثبوت درجة الحرارة
- ٢- يستدل على قوة الأحماض من قيمة ثابت التأين K_a

علل

احسب ايونات الهيدروجين في محلول 0.1 مولاري من حمض الهيدروسيانيك HCN عند 25 درجة م علما بأن ثابت التأين للحمض $K_a = 7.20 \times 10^{-10}$

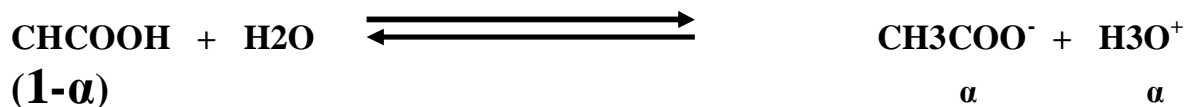
مثال



تطبيقات قانون استفالد

١ - حساب تركيز ايون الهيدرونيوم للأحماض الضعيفة

• عندما يتفكك حمض ضعيف مثل حمض الخليك تركيزه (c) في الماء حسب المعادلة



فان ثابت التفكك (التأين) لهذا التفاعل :

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1.8 \times 10^{-5}$$

من المعادلة :

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

• لان الحمض ضعيف فان مقدار مايتفكك (α) ضئيل

∴ المقدار (C- α) = C تركيز الحمض الاصلى

بما أن C = [CH₃COOH] مول / لتر.

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{C}$$

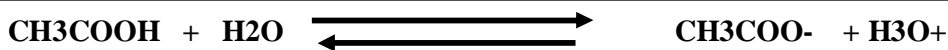
*تركيز ايون الهيدروجين (الهيدرونيوم) ∴ :

$$\sqrt{K_a \cdot C} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

احسب ايون الهيدروجين في محلول 0.1 مولارى حمض الخليك عند درجة 25 درجة مئوية علما بأن ثابت تأين الحمض 1.8×10^{-5}

مثال

الحل



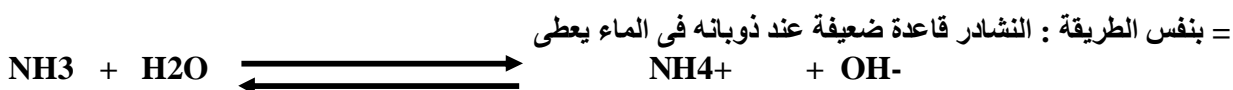
$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{C}$$

$$\sqrt{K_a \cdot C} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\sqrt{1.8 \times 10^{-5} \times 0.1} = [\text{H}_3\text{O}^+] \\ = 1.243 \times 10^{-5} \text{ مولر}$$

ا / عاطف خليفة
ماجستير الكيمياء
العضوية

٢- حساب تركيز ايون الهيدروكسيل OH^- للقواعد الضعيفة



$$K_a = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

في العادلة تبين تكوين مول واحد من NH_4^+ ومول واحد من OH^-

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{[\text{NH}_3]}$$

• مايتأين من النشادر صغيرا جدا لذلك فإن :.

$$C_b = [\text{NH}_3]$$

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{C_b}$$

$$\sqrt{C_b \times K_b} = [\text{OH}^-]$$

قوانين هامة لحل المسائل

ا/ عاطف خليفة
ماجستير الكيمياء
العضوية

1- $K_a = \alpha^2 C$

2- $\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C}}$

3- $[H_3O^+] = \alpha C$

الأحماض الضعيفة

في الحمض الضعيف

$$\sqrt{K_a \cdot C} = [H_3O^+]$$

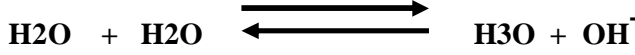
في القاعدة الضعيفة

$$[OH^-] = \sqrt{C_b \times K_b}$$

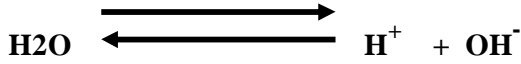
تأين الماء

ثانيا

- الماء النقي الكتروليت ضعيف يثوصل التيار الكهربائي توصيلا ضعيفا
- ويعبر عن تأينه الاتزان كالاتي ::



ولتبسيط تكتب كالاتي :



:: ثابت الاتزان يكون:

$$K_c = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

ا/ عاطف خليفة
ماجستير الكيمياء العضوية

** ونظرا لأن :

- مقدار ما يتأين من الماء لا يذكر كما يتضح من ثابت الاتزان 10^{-14}
- فإن تركيز الماء غير المتأين يعتبر مقدار ثابت
- {H₂O} = ثابت
- :: تؤول العلامة السابقة بعد إهمال تركيز الماء غير المتأين الى ::

الحاصل الايوني للماء

$$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14} \text{ مول/لتر}$$

** وحيث أن الماء متعادل التأثير على عباد الشمس فيكون ::

[H⁺] المسنول عن الحامضية = [OH⁻] المسنول عن القاعدية = 10^{-7} مولر
ولذلك فان :

$$K_w = 10^{-7} \times 10^{-7} = 10^{-14}$$

- 1- الماء متعادل التأثير على عباد الشمس
- 2- يهمل تركيز الماء غير المتأين عند حساب ثابت تأين الماء
- 3- يمكن حساب تركيز ايون الهيدروكسيل بمعلومية تركيز ايون الهيدروجين

علل

الحاصل الايوني للماء K_w

هو حاصل ضرب تركيزي ايون الهيدروجين الموجب وايون الهيدروكسيل السالب الناتجين من تأين الماء ويساوي 10^{-14} مول / لتر .

$$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14} \text{ MOL / L}$$

إذا زاد تركيز ايون الهيدروجين يقل ايون الهيدروكسيل بنفس المقدار
والعكس صحيح حتى تظل قيمة K_w ثابتة .

ملاحظة

١/ عاطف خليفة
ماجستير الكيمياء
العضوية

الأس "الرقم" الهيدروجيني PH

تعريف

هو اللوغاريتم السالب (للأساس ١٠) لتركيز ايون الهيدروجين .
 $PH = -\log [H^+]$
وهو أسلوب للتعبير عن درجة الحموضة أو القاعدية للمحاليل المائية ومحصور بين قيمتين (صفر و ١٤)

الاستنتاج

$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$
∴ لو $K_w = -\log [H^+][OH^-] = -\log [H^+] - \log [OH^-]$
بإستبدال - لو بالحرف p تصبح المعادلة

$$14 = POH + PH = Pkw$$

دلالة الأس الهيدروجيني، PH

١- PH أقل من ٧ ∴ المحلول حامضي
٢- PH = ٧ ∴ المحلول متعادل
٣- PH أكبر من ٧ ∴ المحلول قاعدي

تزداد القاعدية ← | → تزداد الحمضية
١٤ | ٧ | صفر

عل

١- ماء البحر قاعدي
٢- ماء المطر حامضي

لاحظ أن :

جهاز قياس PH يسمى PH meter

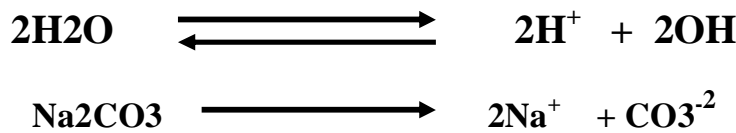
احضر أربعة أنابيب اختبار وضع :

- ١- في الأولى محلول كربونات صوديوم Na_2CO_3
 - ٢- في الثانية محلول كلوريد الامونيوم NH_4Cl
 - ٣- في الثالثة محلول اسيتات (خلات) امونيوم CH_3COONH_4
 - ٤- في الرابعة محلول ملح الطعام كلوريد الصوديوم $NaCl$
- ** اختبر المحاليل الأربعة بورق عباد الشمس :

التجربة	المشاهدة	الاستنتاج	قيمة PH
١- تأثير محلول Na_2CO_3	تزرق ورقة عباد الشمس	المحلول قاعدي	اكبر من ٧
٢- تأثير محلول كلوريد الامونيوم NH_4Cl	تحمّر ورقة عباد الشمس	المحلول حمضي	اقل من ٧
٣- تأثير محلول اسيتات (خلات) امونيوم CH_3COONH_4	لا تتأثر	المحلول متعادل	تساوى ٧
٤- تأثير محلول ملح الطعام كلوريد الصوديوم $NaCl$	لا تتأثر	المحلول متعادل	تساوى ٧

١- تميؤ ملح كربونات الصوديوم (ملح مشتق من حمض ضعيف مع قاعدة قوية)

التفسير



معادلات التأيّن



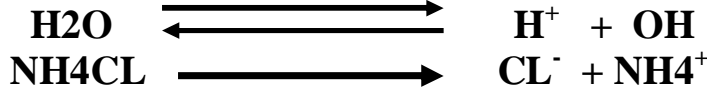
١- لا يتكون هيدروكسيد الصوديوم لأنه الكتروليت قوى تام التأيّن وبذلك ايونات الهيدروكسيد توجد حرة في المحلول .

٢- يتكون حمض الكربوني وهو حمض ضعيف يوجد في صورة جزيئات ويعزى إلى اتحاد ايونات الهيدروجين الناتجة من تأين الماء مع ايونات الكربونات في المحلول (حمض الكربونيك ضعيف التأيّن)

- وينشأ عن ذلك سحب مستمر لأيونات الهيدروجين من اتزان الماء وتبعاً لقاعدة لو شاتيليه تتأين جزيئات أخرى من الماء يترتب عليها تراكم وزيادة تركيز ايونات الهيدروكسيل ويصبح تركيزها اكبر من تركيز ايون الهيدروجين

٣- من ١ و ٢ يصبح تركيز ايونات الهيدروكسيل اكبر من تركيز ايونات الهيدروجين وعلى هذا يكون الرقم الهيدروجيني اكبر من ٧ ويكون المحلول قلويًا يزرق ورقة عباد الشمس

٢- تميؤ ملح كلوريد الامونيوم (ملح مشتق من حمض قوى مع قاعدة ضعيفة)



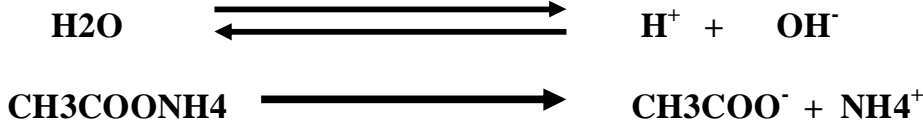
معادلات التأيين



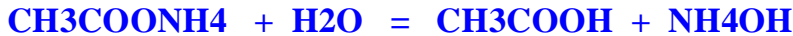
/ عاطف خليفة
ماجستير الكيمياء العضوية

- ١- لايتكون حمض الهيدروكلوريك لأنه الكتروليت قوى فيكون تام التأيين (H^+ و Cl^-) وتوجد ايونات الهيدروجين حرة في المحلول وايونات الكلوريد السالبة لتؤثر في اتزان الماء
- ٢- يتكون هيدروكسيل الامونيوم وهو الكتروليت ضعيف التأيين حيث تتفاعل ايونات الامونيوم مع ايونات الهيدروكسيل الناتجة من تأين الماء ،،، ونتيجة لسحب ايونات الهيدروكسيل من اتزان تأين الماء يختل الاتزان وتبعاً لقاعدة لوشاتيلية تتأين جزيئات أخرى من الماء .
- ٣- من ١ و ٢ تتراكم ايونات الهيدروجين ويصبح تركيزها اكبر من تركيز ايون الهيدروكسيل وبذلك يصبح المحلول حامضياً (يحمّر ورقة عباد الشمس) (PH اقل من ٧) .

٣- تميؤ ملح اسيتات (خلات) الامونيوم (ملح مشتق من حمض ضعيف مع قاعدة ضعيفة)



معادلات التأيين



- ١- يتكون حمض الخليك هيدروكسيد الامونيوم وكلاهما الكتروليت ضعيف
- ٢- مما يعنى أن تركيز ايونات الهيدروجين القليل الناتج من تأين الحمض الضعيف يكافئ تركيز ايونات الهيدروكسيل القليل الناتج من تأين القلوي الضعيف .
- ٣- فيكون المحلول متعادلاً و (PH= 7)

علل

- ١- محلول كربونات الصوديوم قلوي
- ٢- محلول كلوريد الامونيوم حمضي
- ٣- محلول خلات الامونيوم متعادلاً

٤ - تميؤ ملح كلوريد الصوديوم (ملح الطعام) ملح مشتق من حمض قوى مع قاعدة قوية



معادلات التأيين

ا/ عاطف خليفة
ماجستير الكيمياء العضوية

- ١ - لا يتكون حمض الهيدروكلوريك القوى التام التأيين ولا يتكون هيدروكسيد الصوديوم القلوي القوى التام التأيين
 - ٢ - لذا تبقى ايونات الهيدروجين وايونات الهيدروكسيل الناتجين من تأين الماء كما هي
 - ٣ - اى أن تركيز ايون الهيدروجين = تركيز ايون الهيدروكسيل
- ** ويكون المحلول متعادلا (PH = ٧)

هو عكس التعادل فعند ذوبان الملح فى الماء ينتج الحمض والقلوي المشتق منهما الملح وتعتمد الخاصية الحامضية والقاعدية لمحلول الملح على قوة كل من الحمض والقلوي الناتجين من ذوبان الملح فى الماء

التميؤ

رابعاً حاصل الاذابة K_{sp}

- عند إضافة مذاب إلى كمية معينة من المذيب عند درجة حرارة معينة نجد أن :
 - ١ - المذيب يذيب كميات المذاب المضافة إليه
 - ٢ - ولا تستمر عملية الذوبان إلى مالا نهاية حيث إننا نصل إلى مرحلة يتشبع فيها المحلول
 - ٣ - ولا يكون له القدرة على إذابة المزيد طالما بقى حجم المحلول ثابتا ودرجة الحرارة ثابتة
 - ٤ - وبذلك فإن إضافة اى كمية من المذاب تترسب فى المحلول وتنشأ :
- حالة اتزان ديناميكي بين المادة الصلبة (المذاب) والمحلول (المذيب)
وتكزن سرعة الذوبان = سرعة الترسيب
ويبقى تركيز المحلول ثابت ويمكن تطبيق قانون فعل الكتلة فى هذه الحالة
مثال : عن إذابة بروميد الرصاص شحيح الذوبان فى الماء
فإن ثابت الاتزان فى هذه الحالة يكون :



$$K_c = \frac{[\text{Pb}^{+2}] [\text{Br}^{-1}]^2}{[\text{PbBr}_2]}$$

وحيث أن تركيز $PbBr_2$ الصلب يظل ثابت تقريبا فإن

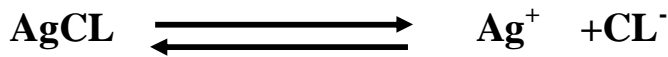
$$K_{SP} = [Pb^{+2}] [Br^{-1}]^2$$

حاصل الإذابة لأي مركب أيوني شحيح الذوبان هو حاصل ضرب تركيز ايوناته مقدره بالمول / لتر والتي توجد في حالة اتزان مع محلولها المشبع

حاصل الاذابه K_{SP}

مثال: إذا كانت درجة ذوبان كلوريد الفضة $AgCl$ هي 10^{-5} مول/لتر . احسب قيمة حاصل الإذابة.

الحل:



$$K_{SP} = [Ag^{+}][Cl^{-}]$$

$$K_{sp} = 10^{-5} \times 10^{-5} = 10^{-10}$$

ترواحمد الله رب العالمين

عداد الأستاذ/ عاطف خليفة



الباب السابع

الانتران الكيميائي

أعطف خليفة

ماجستير الكيمياء العضوية