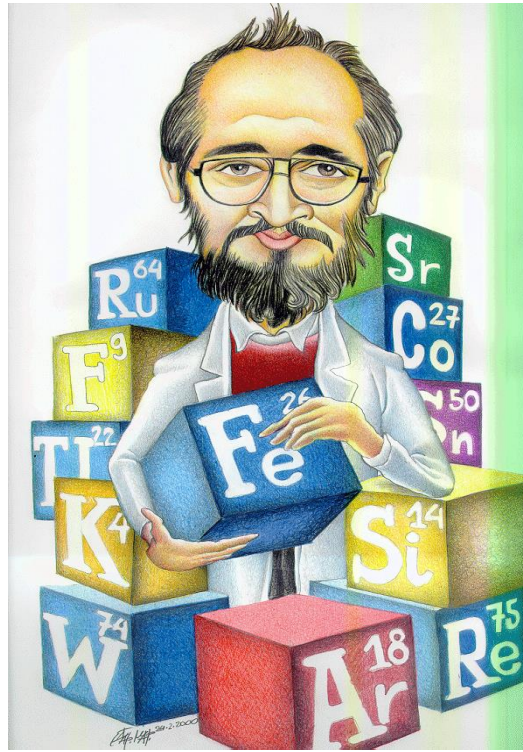


الحسام في الكيمياء

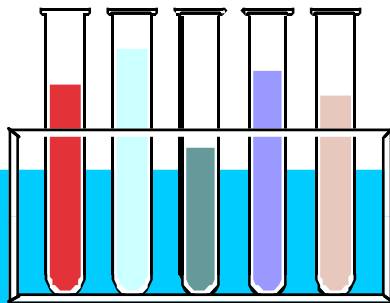
مراجعة الباب الثالث

الإتزان الكيميائي



الثانوية العامة

Mr. Hossam Sewify



المفاهيم العلمية

الإتزان الكيمياءى

مراجعة الباب الثالث

المصطلح	العبرة
النظام المتزن	نظام ساكن على المستوى المرئى وديناميكى على المستوى غير المرئى.
الضغط البخارى	ضغط بخار الماء الموجود فى الهواء الجوى عند درجة حرارة معينة.
ضغط بخار الماء المشبع	أقصى ضغط لبخار الماء يمكن أن يتواجد فى الهواء عند درجة حرارة معينة.
التفاعلات التامة	تفاعلات تسير فى اتجاه واحد بسبب خروج أحد النواتج من حيز التفاعل.
التفاعلات الانعكاسية	تفاعلات تسير فى الاتجاهين الطردى والعكسى وتكون المواد الداخلة والناجئة من التفاعل موجودة باستمرار فى حيز التفاعل.
الاتزان الكيمياءى	نظام ديناميكى يحدث عندما يتساوى معدل التفاعل الطردى مع معدل التفاعل العكسى مع ثبوت تراكيزات المتفاعلات والنواتج تحت ظروف واحدة من الضغط ودرجة الحرارة.
معدل التفاعل	هو مقدار التغير فى تركيز المواد المتفاعلة فى وحدة الزمن.
قانون فعل الكتلة	عند ثبوت درجة الحرارة تتناسب سرعة التفاعل الكيمياءى تناسباً طردياً مع حاصل ضرب تراكيزات المواد المتفاعلة كل مرفوع الى أس يساوى عدد الجزيئات أو الأيونات فى المعادلة الموزونة.
نظرية التصادم	يشترط لحدوث التفاعل الكيمياءى أن تصطدم جزيئات المواد المتفاعلة بحيث تكون الجزيئات المتصادمة ذات الطاقة الحركية العالية فقط هى التى تتفاعل.
طاقة التنشيط	الحد الأدنى من الطاقة التى يجب أن يمتلكها الجزيء لكى يتفاعل عند الاصطدام.
الجزيئات المنشطة	هى الجزيئات ذات الطاقة الحركية المساوية لطاقة التنشيط أو تفوقها.
K_c	ثابت الاتزان معبراً عنه بالتركيزات للنواتج والمتفاعلات.
K_p	ثابت الاتزان معبراً عنه بالضغط الجزئية للغازات.
قاعدة لوشاتيليه	إذا حدث تغير فى أحد العوامل المؤثرة على نظام فى حالة اتزان مثل التركيز أو الضغط أو درجة الحرارة فإن النظام ينشط فى الاتجاه الذى يقلل أو يلغى تأثير هذا التغير.
العامل الحفاز	مادة يلزم منها القليل لتغير معدل التفاعل الكيمياءى دون أن تتغير أو تغير من وضع الاتزان.
العامل الحفاز	مادة تقلل طاقة التنشيط دون أن تتغير أو تغير من وضع الاتزان.
الإنزيمات	جزيئات من البروتين تتكون فى الخلايا الحية تعتبر عوامل حفز للعديد من العمليات البيولوجية والصناعية.
أيون الهيدرونيوم	ينتج عن إذابة الأحماض فى الماء. (البرتون المماه) ينتج من اتحاد أيون الهيدروجين الموجب مع زوج حر من الإلكترونات فى أكسجن الماء برابطة تناسقية
التأين	عملية تحويل جزيئات غير متأينة إلى أيونات.
التأين التام	يحدث فى الإلكتروليتات القوية وفيه تتحول كل الجزيئات الغير متأينة إلى أيونات.
التأين الغير التام	يحدث فى الإلكتروليتات الضعيفة وفيه يتأين بعض الجزيئات ولا يتأين البعض الآخر.
قانون استفالذ	يوضح العلاقة بين درجة التفكك (α) والتركيز (C) للمحاليل. قانون يستخدم لإيجاد العلاقة بين درجة التأين والتخفيف عند درجة الحرارة الثابتة تزداد درجة التأين (α) بزيادة التخفيف.
الاتزان الأيونى	ينشأ فى محاليل الإلكتروليتات الضعيفة بين جزيئاتها وبين الأيونات الناتجة عنها.
الحاصل الأيونى للماء	هو حاصل ضرب تركيز أيون الهيدروجين وأيون الهيدروكسيد الناتجين من تأين الماء ويساوى 10^{-14} مول/لتر.

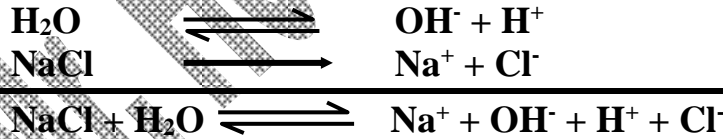
المصطلح	العبارة
الأس الهيدروجينى (pH)	هو اللوغاريتم السالب (للأساس ١٠) لتركيز أيون الهيدروجين أسلوب للتعبير عن درجة الحموضة أو القاعدية للمحاليل المائية بأرقام من الصفر إلى ١٤
الأس الهيدروكسيدى (pOH)	هو اللوغاريتم السالب (للأساس ١٠) لتركيز أيون الهيدروكسيد
التعادل	تفاعل الحمض مع القاعدة لتكوين الملح والماء.
التميؤ	هو تبادل أيونات الملح والماء لتكوين الحمض والقاعدة المشتق منهما الملح.
المحلول المشبع	محلول فيه تكون المادة المذابة فى حالة اتزان ديناميكى مع المادة الغير مذابة.
درجة الذوبان	تركيز المحلول المشبع من الملح شحيح الذوبان عند درجة حرارة معينة.
حاصل الإذابة K_{sp}	هو حاصل ضرب تركيز الأيونات التى توجد فى حالة اتزان مع محلولها المشبع.

دور العلماء واسهامهم فى تقدم العلم

العالم	أهم الأعمال
جولد بروج وفاج	أوجدوا القانون الذى يعبر عن العلاقة بين سرعة التفاعل وتركيز المواد المتفاعلة (قانون فعل الكتلة)
لوشاتيليه	وضع قاعده تعرف باسمه نصف تأثير العوامل المختلفة من تركيز وحرارة وضغط على الأنظمة المتزنة.
استفالد	تمكن من إيجاد العلاقة بين درجة التفكك الفأ (α) والتركيز (C) بالمول/لتر للمحاليل.

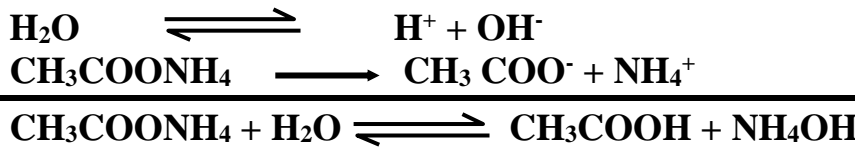
تذكر جيداً

التميؤ: هو تبادل أيونات الملح والماء لتكوين الحمض والقاعدة المشتق منهما الملح.
[١] تميؤ كلوريد الصوديوم (ملح مشتق من حمض قوى وقاعدة قوية):



وبلاحظ من التفاعل ما يأتى:

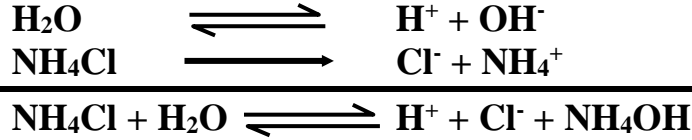
- (أ) لا يتكون حمض الهيدروكلوريك لأنه إلكتروليت قوى تام التأيّن وتظل (H^+) فى الماء
(ب) لا يتكون هيدروكسيد صوديوم لأنه إلكتروليت قوى تام التأيّن وتظل (OH^-) فى الماء
(ج) إذن يصبح المحلول متعادل لأن تركيز (H^+) = تركيز (OH^-)
pH = 7
[٢] تميؤ أسيتات الأمونيوم (ملح مشتق من حمض ضعيف وقلوى ضعيف)



وبلاحظ من التفاعل ما يأتى:

- (أ) يتكون حمض الأسيتيك وهو إلكتروليت ضعيف التأيّن.
(ب) يتكون هيدروكسيد الأمونيوم وهو إلكتروليت ضعيف التأيّن.
(ج) إذا يصبح المحلول متعادل التركيز لأن تركيز (H^+) = تركيز (OH^-)
pH = 7

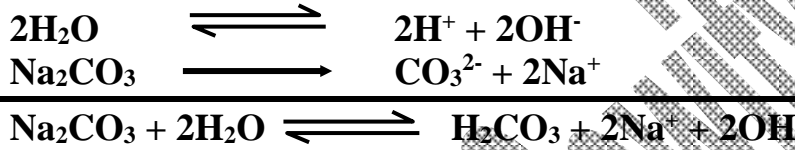
[٣] تميؤ كلوريد الأمونيوم (ملح مشتق من حمض قوى مع قاعدة ضعيفة)



ويلاحظ من التفاعل ما يأتى:

- لا يتكون حمض الهيدروكلوريك لأنه إلكترونيته قوى تام التأين وتظل (H⁺) فى الماء.
- أيونات (OH⁻) تتحد مع أيونات الأمونيوم وتتكون جزيئات هيدروكسيد الأمونيوم ضعيفة التأين وبذلك يقل تركيز أيونات (OH⁻) من المحلول فيختل الإتزان.
- وتبعاً لقاعدة لوشاتلييه ولكي يعود الإتزان إلى حالته الأصلية تتأين جزيئات أخرى من الماء حتى تعوض النقص فى أيونات (OH⁻) فيزداد تراكم أيونات (H⁺) فى المحلول.
- إذا أصبح المحلول حمضياً لأن تركيز (H⁺) أكبر من تركيز (OH⁻) ويكون pH < 7

[٤] تميؤ كربونات الصوديوم (ملح مشتق من حمض ضعيف وقاعدة قوية)



ويلاحظ من التفاعل ما يأتى:

- لا يتكون هيدروكسيد صوديوم لأنه إلكترونيته قوى تام التأين وتظل أيونات (OH⁻) فى الماء.
- أيونات (H⁺) تتحد مع أيونات الكربونات ويتكون حمض الكربونيك ضعيف التأين وبذلك تنقص أيونات (H⁺) من المحلول فيختل الإتزان.
- وتبعاً لقاعدة لوشاتلييه ولكي يعود الإتزان إلى حالته الأولى تتأين جزيئات أخرى من الماء حتى تعوض النقص فى أيونات (H⁺) فيزداد تراكم أيونات (OH⁻) فى المحلول.
- إذن يصبح المحلول قلوياً لأن تركيز أيونات (OH⁻) أكبر من تركيزات أيونات (H⁺) وبذلك يكون pH > 7

أهم التعليقات

- رفع درجة الحرارة يسبب زيادة معدل التفاعل. لأنه يزيد من طاقة حركة الجزيئات وبالتالي زيادة نسبة الجزيئات المنشطة وزيادة معدل التصادم فيزداد معدل التفاعل.
- تفاعل محلول نترات الفضة مع كلوريد الصوديوم تام. لأن التفاعل يتكون فيه راسب كلوريد الفضة الذى يخرج من وسط التفاعل.



(٣) التحلل الحرارى لنترات النحاس (II) تفاعل تام: لخروج O₂, NO₂ من حيز التفاعل.

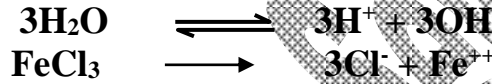


- تفاعل حمض الهيدروكلوريك المخفف مع مسحوق الخارصين أسرع من تفاعله مع قطعة واحدة لها نفس كتلة المسحوق: لأنه كلما زادت مساحة السطح المعرض للتفاعل ازدادت سرعة التفاعل.
- تفاعلات المركبات الأيونية أسرع من تفاعلات المركبات التساهمية: لأن فى المركبات الأيونية يكون التفاعل بين الأيونات مباشرة ولذلك يكون لحظى وسريع بينما فى المركبات التساهمية يحتاج لكسر الروابط أولاً.
- احمرار ورقة عباد الشمس الزرقاء عند وضعها فى وعاء به مول حمض خليك ومول كحول إيثيلي بالرغم من الأستر متعادل التأثير: لأنه تفاعل إنعكاسى وبذلك يوجد حمض الخليك فى حيز التفاعل لتحلل الأستر مانياً إلى حمض وكحول مرة أخرى.
- تفاعل حمض الأستيك مع الإيثانول تفاعل انعكاسى. لوجود كل من المتفاعلات والنواتج فى حيز التفاعل.

- (٨) تزداد سرعة التفاعل الكيميائى بزيادة تركيز المتفاعلات: بسبب زيادة عدد الجزيئات المتفاعلة فتزداد فرص التصادم بين الجزيئات فى وحدة الزمن فيزداد معدل التفاعل.
- (٩) لا يؤثر العامل الحفاز على وضع الاتزان: لأنه يعمل على خفض طاقة التنشيط لكل من المتفاعلات والنواتج لذلك فهو يسرع التفاعل العكسى والطردى معاً.
- (١٠) يفضل تجزئة العامل الحفاز عند الاستخدام: لأنه إذا زادت مساحة سطح الحفاز زاد معدل التفاعلات الكيميائية.
- (١١) لا يكتب تركيز الماء أو المواد الصلبة فى معادلة حساب ثابت الاتزان: لأن تركيزها يظل ثابت مهما اختلفت كميتها.
- (١٢) يزداد معدل تكوين غاز النشادر عند خفض درجة الحرارة ورفع الضغط:



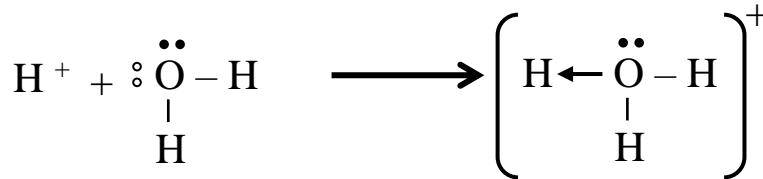
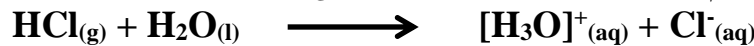
- لأن التفاعل طارد للحرارة ومصحوب بنقص حجم الغاز فإنه حسب قاعدة لوشاتيليه فإن خفض درجة الحرارة ورفع الضغط يجعل هذا التفاعل ينشط فى الاتجاه الطردى وهو تكوين غاز النشادر.
- (١٣) تفاعل تحضير النشادر فى الصناعة طارد للحرارة إلا أنه يحتاج إلى درجة حرارة مرتفعة لكي يبدأ: لأن هذه الدرجة الكافية لتصل المتفاعلات لدرجة التنشيط والتي تحتاجها لبدأ التفاعل.
- (١٤) محلول كلوريد الحديد (III) حمضى التأثير على عباد الشمس: عند ذوبان FeCl_3 فى الماء يكون $\text{Fe}(\text{OH})_3$ قلوئى ضعيف على هيئة راسب بنى محمر يودى لاختلال الاتزان لذلك يتأين الماء ويعطى H^+ لتعويض نقص الهيدروكسيد حسب قاعدة لوشاتيليه.



بالجمع



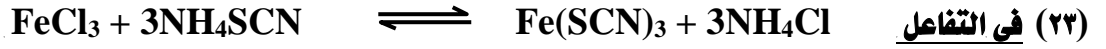
- (١٥) لا يطبق قانون فعل الكتلة على محاليل الإلكتروليتات القوية: لأن الإلكتروليتات القوية تامة التأين فيسير التفاعل فى اتجاه واحد فقط هو تكوين الأيونات ولا يحدث اتزان بينها وبين الجزيئات.
- (١٦) تزداد درجة توصيل محلول حمض الأستيك للتيار الكهربى عند تخفيفه بالماء، بينما لا تتأثر درجة توصيل محلول حمض الهيدروكلوريك بالتخفيف: لأن حمض الأستيك من الأحماض الضعيفة غير تامة التأين التى يزداد تأينها بالتخفيف، بينما حمض الهيدروكلوريك من الأحماض القوية تامة التأين.
- (١٧) توصيل محلول حمض الخليك للتيار الكهربى يكون رديئاً بينما توصيل حمض الهيدروكلوريك يكون جيداً: لأن حمض الخليك يكون غير تام التأين بينما حمض الهيدروكلوريك تام التأين فى المحلول المائى.
- (١٨) عند ذوبان غاز كلوريد الهيدروجين فى البنزين فإن محلوله لا يوصل التيار الكهربى: وذلك لعدم وجود أيونات
- (١٩) تفاعل كلوريد الصوديوم مع محلول نترات الفضة تفاعل لخطئ وسريع بينما عند تكوين الصابون يكون التفاعل بطئاً لأن التفاعل يتم بين الأيونات مباشرة فى حالة محلول نترات الفضة مع محلول كلوريد الصوديوم. بينما عند تكوين الصابون يكون التفاعل بطئاً لأن التفاعل يتم بين جزيئات مركبات تساهمية غير متأينة.
- (٢٠) أيون الهيدرونيوم يسمى بالبروتون الماء: لأنه ينتج من ارتباط أيون الهيدروجين الناتج من تأين الحمض مع زوج إلكترونات حر من ذرة الأكسجين فى الماء برابطة تناسقية.
- تكوين أيون الهيدرونيوم H_3O^+ عند ذوبان الأحماض فى الماء:



أيون هيدرونيوم

(٢١) لا يوجد أيون الهيدروجين منفرداً فى محاليل الأحماض المائية. لأنه يرتبط مع جزئ الماء برابطة تناسقية نتيجة انجذابه إلى زوج إلكترونات حر الموجود على ذرة أكسجين جزئ الماء.

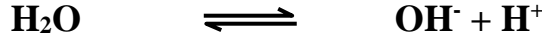
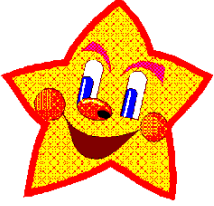
(٢٢) يتلون المحلول باللون الأحمر الدموى عند إضافة محلول كلوريد الحديد III إلى محلول ثيوسيانات الأمونيوم. لأن التفاعل ينشط فى الاتجاه الطردى وهو اتجاه تكوين ثيوسيانات حديد III ذات اللون الأحمر الدموى.



(٢٣) تقل درجة اللون الأحمر الدموى بإضافة محلول كلوريد الأمونيوم: لأنه عند زيادة تركيز أحد النواتج فإن التفاعل ينشط فى الاتجاه العكسى وهو اتجاه تكوين ثيوسيانات الأمونيوم عديم اللون.

(٢٤) الماء النقى متعادل التأثير على عباد الشمس. لأن تركيز أيونات $[\text{OH}^-] = [\text{H}^+] = 10^{-7}$ مول/لتر

(٢٥) تميؤ ملح كلوريد الصوديوم متعادل التأثير على عباد الشمس.



(أ) لا يتكون حمض الهيدروكلوريك لأنه إلكتروليت قوى تام التأيين وتظل (H^+) فى الماء

(ب) لا يتكون هيدروكسيد صوديوم لأنه إلكتروليت قوى تام التأيين وتظل (OH^-) فى الماء

(ج) إذن يصبح المحلول متعادل لأن تركيز $(\text{H}^+) = \text{تركيز } (\text{OH}^-)$ فيصبح الرقم الهيدروجينى للمحلول (٧)

$$[\text{pH} = 7]$$

(٢٦) تستخدم محولات حفزية بشكمانات السيارات: لتحويل الغازات الضارة الملوثة للهواء إلى نواتج آمنة.

(٢٧) يستخدم النيكل المجرأ لحصول على السمن الصناعى: لأن عملية التجزئة تزيد من مساحة السطح المعرض للتفاعل مما يعمل على زيادة سرعة التفاعل.



(٢٨) يزول لون غاز ثاني أكسيد النيتروجين عند تبريده: لأن التفاعل طارد للحرارة لذا يسير فى الاتجاه الطردى وهو اتجاه تكوين N_2O_4 عديم اللون بخفض درجة الحرارة حسب قاعدة لوشاتيليه.

(٢٩) عند تغير حجم إناء التفاعل للتفاعلات التى تحتوى على مواد غازية فإن حالة الاتزان للتفاعل قد تتغير.

قوانين ومسائل

قانون فعل الكتلة



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

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

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

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

$$r_1 = r_2$$

عند الاتزان:

$$k_1 [\text{FeCl}_3] [\text{NH}_4\text{SCN}]^3 = k_2 [\text{Fe}(\text{SCN})_3] [\text{NH}_4\text{Cl}]^3$$

$$\frac{k_1}{k_2} = K_c = \frac{[\text{Fe}(\text{SCN})_3] [\text{NH}_4\text{Cl}]^3}{[\text{FeCl}_3] [\text{NH}_4\text{SCN}]^3}$$

مقدار ثابت يرمز له بالرمز K_c ويعرف بثابت الاتزان لهذا التفاعل خارج قسمة $\frac{k_1}{k_2}$

حاصل ضرب تركيز النواتج

ثابت الاتزان $K_c =$

حاصل ضرب تركيز المتفاعلات

كل مرفوع لأس يساوى عدد مولات الجزيئات أو الأيونات فى معادلة التفاعل الموزونه

ملاحظة هامة:

عند حساب ثابت الاتزان لا يكتب تركيز الماء أو المواد الصلبة أو الرواسب حيث يعتبر تركيزها مقدار ثابت لأن قيمته لا تتغير بدرجة ملموسة.

ثابت الاتزان K_p

حاصل ضرب الضغط الجزئى للنواتج

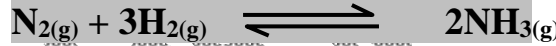
ثابت الاتزان $K_p =$

حاصل ضرب الضغط الجزئى للمتفاعلات

كل مرفوع لأس يساوى عدد مولات الجزيئات فى معادلة التفاعل الموزونه

وبالتالى يكون ثابت الاتزان K_p لتفاعل تكوين النشادر

$$K_p = \frac{P^2(\text{NH}_3)}{P(\text{N}_2) \times P^3(\text{H}_2)}$$

مثال [١] اكتب معادلة ثابت الاتزان K_c . K_p للتفاعلات الآتية:

$$K_p = \frac{P^2(\text{NH}_3)}{P(\text{N}_2) \times P^3(\text{H}_2)} \quad \text{أو} \quad K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$

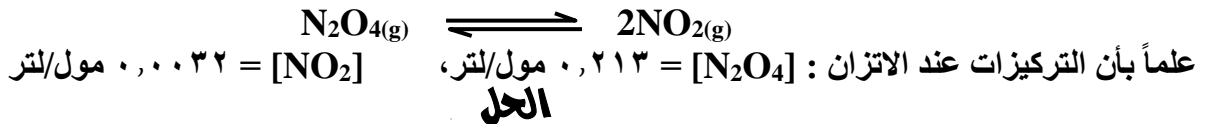


$$K_c = \frac{[\text{Ba}(\text{NO}_3)_2]}{[\text{AgNO}_3]^2[\text{BaCl}_2]}$$

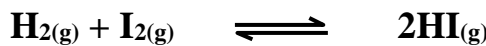


$$K_p = \frac{P(\text{CO}_2) \times P(\text{H}_2)}{P(\text{CO}) \times P(\text{H}_2\text{O})} \quad \text{أو} \quad K_c = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}$$

مثال [٢] احسب قيمة ثابت الاتزان للتفاعل الآتى:



$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{(0.0032)^2}{0.213} = 48 \times 10^{-6}$$



مثال [٣] فى التفاعل المتزن:

احسب ثابت الاتزان K_p إذا كانت ضغوط الغازات عن الاتزان ٠,٨ ، ٠,١ ، ٠,١ ، ٠,٨ ضغط جو على الترتيب لكل من HI ، I_2 ، H_2

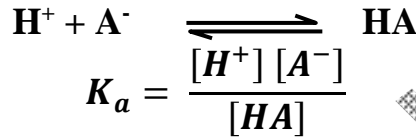
الحل

$$K_p = \frac{P^2(HI)}{P(H_2) \times P(I_2)} = \frac{(0.8)^2}{(0.1) \times (0.1)} = 64$$

قانون استفالد

الاستنتاج:

نفرض أن لدينا مولاً واحداً من حمض ضعيف أحادى البروتون صيغته الافتراضية (HA) عند إذابته فى (V) لتر من المحلول يتفكك عدد من جزيئاته تبعاً للمعادلة:



فإذا كانت:

عدد المولات المتفككة (α) مول

يكون عدد المولات غير المتفككة من HA = (1 - α) مول

يكون عدد مولات كل من H^+ و A^- الناتجة = (α) مول

عدد المولات

= (C) وحيث أن التركيز

الحجم باللتر



$$\left[\frac{1 - \alpha}{V} \right] \quad \left[\frac{\alpha}{V} \right] \quad \left[\frac{\alpha}{V} \right]$$

تركيز النواتج

= K_a ويكون ثابت الاتزان

تركيز المتفاعلات

$$K_a = \frac{\left[\frac{\alpha}{V} \right] \left[\frac{\alpha}{V} \right]}{\left[\frac{1 - \alpha}{V} \right]} = \frac{\alpha^2}{V(1 - \alpha)}$$

تعرف هذه العلاقة بقانون استفالد: "أنه عند ثبوت درجة الحرارة فإن درجة التأين (α) تزداد بزيادة التخفيف" (لتظل قيمة K_a) ثابتة

فى حالة الإلكتروليت الضعيف تكون قيمة (α) صغيرة جداً حيث يعتبر $1 = (1 - \alpha)$ وتصبح العلاقة:

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

$$\alpha^2 = K_a \times V \quad \alpha = \sqrt{K_a \times V}$$

وحيث أن تركيز الحمض الضعيف (C_a) = $\frac{1}{V}$ mol/L

فيمكن كتابة المعادلة السابقة كالتالى:

$$K_a = \alpha^2 \times C_a \quad \alpha^2 = \frac{K_a}{C_a} \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C_a}}$$

مثال [٤] ما نسبة تأين محلول 0.1 mol/L من حمض الخليك علماً بأن ثابت التأين للحمض $[K_a = 1.8 \times 10^{-5}]$

الحل

$$K_a = \alpha^2 \times C \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C}} = \sqrt{\frac{1.8 \times 10^{-5}}{0.1}} = 1.34 \times 10^{-2}$$

نسبة التأين = درجة التفكك $\times 100$

$$= 1.34 \times 10^{-2} \times 100 = 1.34 \%$$

مثال [٥] احسب درجة التفكك فى محلول 0.1 mol/L من حمض البوريك H_3BO_3 عند $25^\circ C$ علماً بأن ثابت الاتزان للحمض $[K_a = 5.8 \times 10^{-10}]$

مثال [٦] احسب تركيز غاز الأمونيا NH_3 فى درجة $25^\circ C$ إذا كانت درجة التفكك $= 4.2 \times 10^{-1}$ علماً بأن ثابت الاتزان $[K_b = 1.8 \times 10^{-5}]$

مثال [٧] احسب ثابت التأين لحمض الفورميك تركيزه 0.1 مولارى علماً بأن نسبة التأين 4.5% عند درجة حرارة $20^\circ C$

حساب تركيز أيون الهيدرونيوم للأحماض الضعيفة



$$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

حيث أن $[H_3O^+] = [CH_3COO^-]$ وحمض الخليك ضعيف يعتبر تركيزه ثابت C فإن :

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{C}$$

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

مثال [٨] احسب تركيز أيون الهيدروجين فى محلول 0.1 مولارى لحمض الخليك عند $25^\circ C$ علماً بأن ثابت الاتزان للحمض $[K_a = 1.8 \times 10^{-5}]$

الحل

$$[H_3O^+] = \sqrt{K_a \times C} = \sqrt{1.8 \times 10^{-5} \times 0.1} = 1.34 \times 10^{-3} \text{ molar}$$

مثال [٩] احسب تركيز أيون $[H_3O^+]$ فى محلول مائى حجمه 500 مل يحتوى على 0.48 مول من حمض HCl

الحل:

$$\text{الحجم باللتر} = \frac{500}{1000} = 0.5 \text{ لتر.}$$

$$\text{التركيز} = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم باللتر}} = \frac{0.48}{0.5} = 0.96 \text{ مول / لتر}$$



بما أن حمض HCl حمض قوى تام التآين
∴ تركيز ايونات الهيدرونيوم الناتجة من الحمض = تركيز الحمض = 0,96 مول/لتر

مثال [10] إذا كان تركيز أيون الهيدروجين $[H^+]$ يساوى $2,1 \times 10^{-10}$ مول/لتر فى محلول حمض بنزويك تركيزه 0,07 مولارى احسب ثابت الاتزان K_a للحمض.

حساب تركيز أيون الهيدروكسيد للقواعد الضعيفة



$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

حيث أن $[NH_4^+] = [OH^-]$

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

وتركيز النشادر يعتبر مقدار ثابت C_b فان

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

مثال [11] احسب تركيز أيون الهيدروكسيد $[OH^-]$ فى محلول 0.1 mol/L من هيدروكسيد ضعيف عند درجة 25° م علماً بأن قيمة ثابت الاتزان $[K_b = 1.7 \times 10^{-5}]$

الحل

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

$$= \sqrt{0.1 \times 1.7 \times 10^{-5}} = 1.33 \times 10^{-3}$$

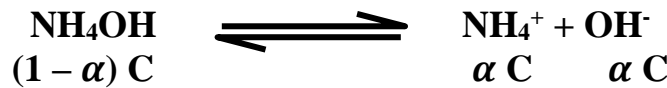
الأس الهيدروجينى (pH)

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$-\log K_w = -\log ([H^+][OH^-]) = -\log [H^+] - \log [OH^-]$$

$$pK_w = pH + pOH = 14$$

مثال [12] من المعادلة التالية التى توضح تآين قاعدة ضعيفة (هيدروكسيد الأمونيوم) تركيزها $C = 0,1$ مولارى حيث α هى درجة تآين القاعدة فإذا كان ثابت تآين القاعدة $K_b = 1,6 \times 10^{-5}$



احسب كل من:

[1] درجة تآين القاعدة.

[3] الرقم الهيدروكسيدى pOH للمحلول.

[2] تركيز أيون الهيدروكسيد.

[4] الرقم الهيدروجينى pH للمحلول.

الحل

$$[1] \alpha = \sqrt{\frac{K_b}{C}}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{1.6 \times 10^{-5}}{0.1}} = 0.0124$$

$$[2] [OH^-] = \sqrt{K_b \times C}$$

$$= \sqrt{1.6 \times 10^{-5} \times 0.1} = 1.264 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

[3] pOH = $-\log[\text{OH}^-]$
 $= -\log(1.264 \times 10^{-3}) = 2.9$

[4] pH = $14 - \text{pOH}$
 $= 14 - 2.9 = 11.1$

مثال [١٣] إذا كان تركيز أيون الهيدروكسيد لمحلول ما $1 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ احسب تركيز أيون الهيدروجين للمحلول وقيمة pH. علماً بأن الحاصل الأيونى للماء 1×10^{-14}

الحل

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-5}} = 1 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$$

pH = $-\log[\text{H}^+] = -\log 10^{-9} = 9$
pOH = $14 - \text{pH} = 14 - 9 = 5$

مثال [١٤]

حمض البوريك H_3BO_3 حمض ضعيف فى درجة 25°C تركيزه (C) = 0.1 مولارى وثابت الاتزان له $K_a = 5.8 \times 10^{-10}$ احسب كل من: [١] تركيز أيونات الهيدروجين [٢] قيمة pH له

الحل

[1] $[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \times C}$
 $= \sqrt{5.8 \times 10^{-10} \times 0.1} = 7.615 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$

[2] pH = $-\log[\text{H}^+]$
 $= -\log(7.615 \times 10^{-6}) = 5.12$

مثال [١٥] احسب pH لهيدروكسيد أمونيوم عندما يذاب 30 جم منه لتكوين 300 مل من المحلول علماً بأن $K_b = 3 \times 10^{-3}$

الحل

$$\text{حجم المحلول باللتر} = \frac{300}{1000} = 0.3 \text{ لتر}$$

$$\text{كتلة واحد مول من } \text{NH}_4\text{OH} = 14 + 5 + 16 = 35 \text{ جم}$$

$$\text{التركيز} = \frac{\text{كتلة المذاب بالجرام}}{\text{كتلة المول} \times \text{الحجم باللتر}} = \frac{30}{0.3 \times 35} = 2.86 \text{ مول / لتر}$$

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

$$= \sqrt{3 \times 10^{-3} \times 2.86} = 9.3 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

pOH = $-\log[\text{OH}^-]$
 $= -\log(9.3 \times 10^{-2}) = 1.03$
pH = $14 - \text{pOH} = 14 - 1.03 = 12.96$

مثال [١٦]

احسب قيمة pOH لمحلول 0.1 مولارى من حمض الكربونيك H_2CO_3 علماً بأن ثابت الاتزان $K_a = 4.4 \times 10^{-7}$

الحل

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

$$= \sqrt{0.1 \times 4.4 \times 10^{-7}} = 2.1 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log 2.1 \times 10^{-4} = 3.7$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 3.7 = 10.3$$

مثال [١٧] أوجد قيمة pH ووضوح التأثير الحمضى أو القلوى أو المتعادل للمحاليل التالية حيث تركيز أيون الهيدروجين بها هو [أ] 10^{-6} [ب] 10^{-2} [ج] 10^{-7}

حاصل الإذابة (K_{Sp})

لأى مركب أيونى شحيح الذوبان هو حاصل ضرب تركيز أيوناته مقدرة بالمول/لتر مرفوع كل منها لأس يساوى عدد الأيونات والتي توجد فى حالة اتزان مع محلولها المشبع

عند إضافة مذاب إلى كمية معينة من المذيب عند درجة حرارة معينة فإنه يحدث الذوبان إلى حد معين عندها لا يتم الذوبان ما دامت كمية المذيب ودرجة الحرارة ثابتة وتنشأ حالة الاتزان الميكانيكى وتكون سرعة الذوبان تساوى سرعة الترسيب ويمكن تطبيق قانون فعل الكتلة.

فعند إذابة بروميد الرصاص شحيح الذوبان فى الماء.



ثابت الاتزان:

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

وحيث أن تركيز PbBr_2 الصلب يظل ثابتاً تقريباً فإن:

$$K_{Sp} = [\text{Pb}^{2+}][\text{Br}^-]^2 \text{ (حاصل الإذابة)}$$

لحساب حاصل الإذابة:

- ← تكتب المعادلة التى توضح ذوبان وتأيّن المادة المراد تقدير حاصل الإذابة لها.
- ← تكتب العلاقة الرياضية لـ K_{Sp}
- ← إذا كان فى المعطيات تركيزات الأيونات نعوض بالتركيزات المعطاه فى المسألة فى العلاقة الرياضية مباشرة.
- ← إذا كان فى المعطيات درجة ذوبان الملح. (فإن درجة ذوبان الملح = تركيز الملح) ونوجد تركيز كل أيون (بمعرفه عدد مولات كل أيون من معادلة التفاعل) من تركيز الملح.
- ← وقد يكون فى المعطيات تركيز أحد الأيونات فقط والمطلوب تعيين حاصل الإذابة.
- ← إذا كان فى المعطيات درجة الذوبانية بالجرام/لتر والمطلوب تعيين حاصل الإذابة بالقسمة على الكتلة المولية للملح نحصل على الذوبانية بالمول/لتر.
- درجة الذوبانية للملح = تركيز الملح

مثال [١٨] إذا كانت درجة ذوبان كلوريد الفضة AgCl هى 10^{-10} مول/لتر احسب قيمة حاصل الإذابة.

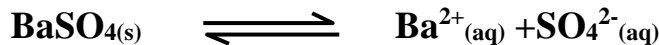
الحل



$$K_{Sp} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

$$K_{Sp} = 10^{-5} \times 10^{-5} = 10^{-10} \text{ mol/l}$$

مثال [١٩] فى حالة الاتزان التالى:



إذا كان تركيز أيون Ba^{2+} عند الاتزان هى 1.0×10^{-4} مول/لتر احسب قيمة حاصل الإذابة لـ BaSO_4

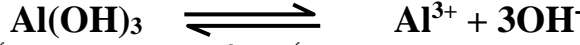
الحل

$$[Ba^{2+}] = [SO_4^{2-}] = 1.04 \times 10^{-5}$$

$$K_{Sp} = [Ba^{2+}] [SO_4^{2-}] = (1.04 \times 10^{-5}) (1.04 \times 10^{-5}) = 1.08 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$$

مثال [٢٠] إذا كانت درجة ذوبان هيدروكسيد الألومنيوم $Al(OH)_3$ شحيح الذوبان فى الماء هى 10^{-6} مول/لتر احسب حاصل الإذابة K_{Sp}

الحل

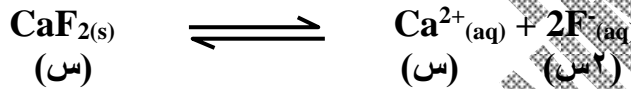


لكل مول يذوب من $Al(OH)_3$ يدخل المحلول ١ مول من أيون Al^{3+} و ٣ مول من أيون (OH^-)

$$K_{Sp} = [Al^{3+}][OH^-]^3 = (3 \times 10^{-6})^3 \times 10^{-6} = 27 \times 10^{-24} \text{ mol/L}$$

مثال [٢١] إذا علمت أن قيمة حاصل الإذابة K_{Sp} لـ CaF_2 هى 3.9×10^{-11} احسب تركيز أيونات الفلوريد عند الاتزان

الحل



$$\text{و } [F^-] = 2x$$

$$K_{Sp} = 3.9 \times 10^{-11} = [Ca^{2+}][F^-]^2 = x(2x)^2 = 4x^3$$

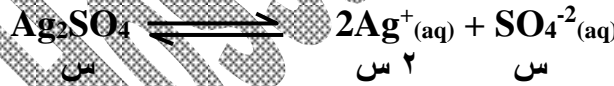
$$x = \sqrt[3]{\frac{3.9 \times 10^{-11}}{4}} = 2.1 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[F^-] = 2 \times 2.1 \times 10^{-4} = 4.2 \times 10^{-4} \text{ مول / لتر}$$

$$\text{تركيز أيونات الفلوريد } = 2 \times 2.1 \times 10^{-4} = 4.2 \times 10^{-4} \text{ مول / لتر}$$

مثال [٢٢] إذا كان حاصل الإذابة لمحلول كبريتات الفضة 1.5×10^{-5} احسب تركيز هذا الملح.

الحل



$$[Ag^+] = 2x$$

$$[SO_4^{2-}] = x$$

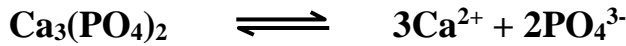
$$K_{Sp} = [Ag^+]^2 [SO_4^{2-}] = (2x)^2 \times x = 4x^3 = 1.5 \times 10^{-5}$$

$$x = \sqrt[3]{\frac{1.5 \times 10^{-5}}{4}} = 0.0155 \text{ mol/L}$$

مثال [٢٣] احسب قيمة حاصل الإذابة (K_{Sp}) لمحلول فوسفات الكالسيوم $Ca_3(PO_4)_2$ شحيح الذوبان فى الماء

علمًا بأن تركيز أيونات الكالسيوم (1×10^{-8}) مول/لتر وتركيز أيونات الفوسفات (5×10^{-6}) مول/لتر.

الحل



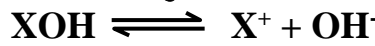
$$K_{Sp} = [Ca^{2+}]^3 [PO_4^{3-}]^2$$

$$= (1 \times 10^{-8})^3 (5 \times 10^{-6})^2 = 1.25 \times 10^{-28}$$

$$= 1.25 \times 10^{-28} \text{ مول / لتر}$$

مثال [٢٤] مركب قلوي احادي الهيدروكسيد شحيح الذوبان فى الماء قيمة الأس الهيدروجيني له ٨ احسب قيمة حاصل الإذابة له.

الحل



$$pH = 8$$

$$pOH = 14 - pH = 14 - 8 = 6$$

$$[OH^-] = 1 \times 10^{-6}$$

$$[OH^-] = [X^+] = 1 \times 10^{-6}$$

$$K_{sp} = [OH^-] [X^+] = (1 \times 10^{-6}) \times (1 \times 10^{-6}) \\ = 1 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$$

تذكر المقارنات الآتية

التفاعل الإنمكاسى	التفاعل التام
تفاعلات غير منتهية تسير فى اتجاهين أحدهما طردى والآخر عكسى، حيث توجد المواد المتفاعلة والمواد الناتجة من التفاعل باستمرار فى حيز التفاعل	تفاعلات تحدث فى اتجاه واحد بسبب خروج أحد النواتج من حيز التفاعل فى صورة راسب أو غاز، حيث لا تستطيع المواد الناتجة أن تتحد مع بعضها مرة أخرى لتكوين المواد المتفاعلة تحت ظروف التجربة
$CH_3COOH + C_2H_5OH \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_5 + H_2O$	$NaCl + AgNO_3 \longrightarrow NaNO_3 + AgCl$ $Mg + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2$
التفاعلات البطيئة	التفاعلات اللحظية
معدلها بطيئ نسبياً	تنتهى فى وقت قصير جداً
المواد المتفاعلة ذات روابط تساهمية	المواد المتفاعلة ذات روابط أيونية
التفاعلات العضوية مثل تفاعل الزيوت مع الصودا الكاوية وتكوين الصابون.	تفاعل كلوريد الصوديوم مع نترات الفضة وتكوين راسب أبيض من كلوريد الفضة.
الاتزان الأيونى	الاتزان الكيميائى
ينشأ هذا الاتزان فى محاليل الإلكتروليتات الضعيفة بين جزيئاتها والأيونات الناتجة ويثبت فيه تركيز الأيونات والجزيئات.	هو نظام ديناميكى يحدث عندما يتساوى معدل التفاعل الطردى مع معدل التفاعل العكسى وتثبت تركيزات كل من المتفاعلات والنواتج ويظل الاتزان قائماً مادامت النواتج والمتفاعلات فى حيز التفاعل وظروف التفاعل ثابتة مثل (الضغط ودرجة الحرارة).
التأين الضعيف	التأين التام
يحدث فى الإلكتروليتات الضعيفة	يحدث فى الإلكتروليتات القوية
فيه يتحول جزء ضئيل من الجزيئات غير المتأينة إلى أيونات	فيه تتحول كل الجزيئات غير المتأينة إلى أيونات
$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$	$HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$
التفاعل الماص	التفاعل الطارد
كمية النواتج عند الاتزان تزداد بزيادة درجة الحرارة	كمية المتفاعلات عند الاتزان تزداد بزيادة درجة الحرارة
عند درجات الحرارة المرتفعة تكون (K_c) كبيرة	عند درجات الحرارة المرتفعة تكون (K_c) صغيرة
إلكتروليتات ضعيفة	إلكتروليتات قوية
مركبات تتأين تأيناً غير تام (ضعيف) عند ذوبانها فى الماء أى تحتوى على جزيئات وأيونات	مركبات تتأين تأيناً تاماً عند ذوبانها فى الماء إلى أيونات موجبة وسالبة
توصل التيار الكهربى بدرجة ضعيفة	توصل التيار الكهربى بدرجة قوية
$CH_3COOH - NH_4OH$	$NaOH - KOH - HCl - NaCl$

معايير قلووية	معايير متعادلة	معايير حمضية
pH > 7	pH = 7	pH < 7
١٤ ١٣ ١٢ ١١ ١٠ ٩ ٨	٧	٦ ٥ ٤ ٣ ٢ ١
تزداد القاعدية	متعادل	تزداد الحمضية

أثر الضغط على تفاعل فى حالة اتزان:
يطبق على التفاعلات الإنعكاسية الغازية فقط.

تقليل الضغط (زيادة الحجم)	زيادة الضغط (تقليل الحجم)
يجعل التفاعل يسير تجاه الزيادة فى الحجم أى تجاه عدد الجزيئات الأكثر	يجعل التفاعل يسير فى اتجاه النقص فى الحجم أى تجاه عدد الجزيئات الأقل

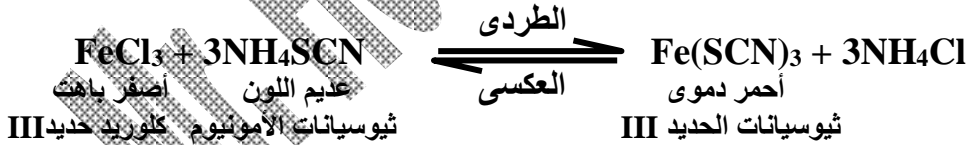
تذكر التجارب الآتية

أشرح تجربة توضح بها تأثير مساحة السطح المعرض للتفاعل على سرعة التفاعل:-
تجربة:- نضع حجمان متساويان من حمض الهيدروكلوريك المخفف على كتلتين متساويتين من الخارصين إحداهما على هيئة مسحوق والأخرى عبارة عن كتلة واحدة كل على حدة فى أنبوبة اختبار.
المشاهدة: التفاعل فى حالة المسحوق أسرع من التفاعل فى حالة الكتلة الواحدة.
الاستنتاج: كلما زادت مساحة سطح المادة المتفاعلة المعرض للتفاعل كلما زاد معدل التفاعل.

أشرح تجربة عملية لتوضيح تأثير التركيز على تفاعل فى حالة اتزان:

[أ] إضافة محلول كلوريد الحديد (III) (لونه أصفر) بالتدريج إلى محلول ثيوسيانات الأمونيوم (عديم اللون) **المشاهدة:**

- يصير لون خليط التفاعل أحمر دموى بسبب تكون ثيوسيانات حديد III ويسير التفاعل فى الإتجاه الطردى.
- [ب] وعند إضافة محلول كلوريد الأمونيوم إلى أنبوبة الاختبار.
- يقل اللون الأحمر الدموى بسبب تكون كلوريد حديد III ولونه أصفر باهت ويسير التفاعل فى الإتجاه العكسى.



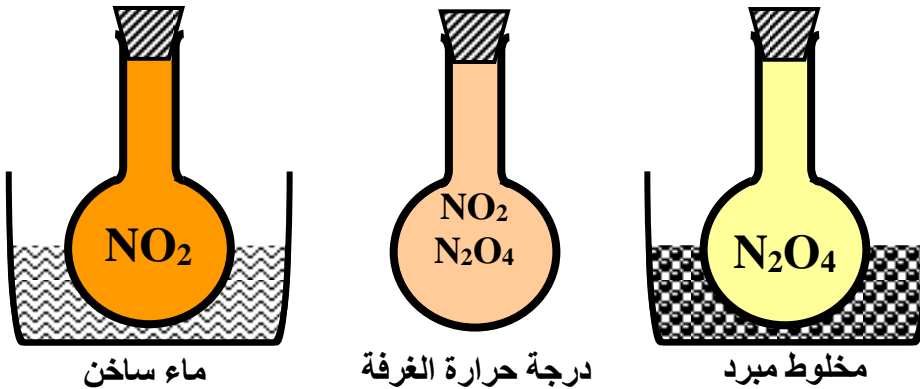
التفسير:

- زيادة تركيز المتفاعلات يجعل سرعة التفاعل الطردى تزيد.
- زيادة تركيز النواتج يجعل سرعة التفاعل العكسى تزيد.

أشرح تجربة لإيضاح تأثير درجة الحرارة

على سرعة تفاعل فى حالة اتزان:-

التجربة:



- نحضر دورق زجاجى يحتوى على غاز ثانى أكسيد نيتروجين (لونه بنى محمر) وهو عبارة عن خليط من (NO₂/N₂O₄) فى حالة اتزان.
- عند وضع الدورق فى الماء

البارد.

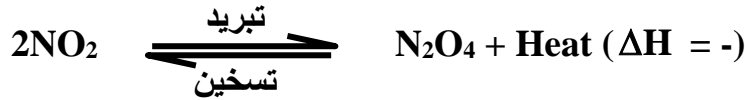
المشاهدة: فإن اللون البنى يزول لتحول ثانى أكسيد النيتروجين (NO_2) إلى رابع أكسيد نيتروجين (N_2O_4) عديم اللون.

• إذا اخرج الدورق من الماء البارد.

المشاهدة: فإن اللون البنى يبدأ فى الظهور مرة أخرى.

• إذا وضع الدورق فى الماء الساخن

المشاهدة: فإن اللون البنى يزيد لتحول (N_2O_4) إلى (NO_2)



الإستنتاج العام:

أثر درجة الحرارة على تفاعل كيميائى متزن:

فى التفاعل الطارد للحرارة: $\Delta H = (-)$

• خفض درجة الحرارة يودى إلى سير التفاعل فى الاتجاه الطردى.

• رفع درجة الحرارة يودى إلى سير التفاعل فى الاتجاه العكسى.

فى التفاعل الماص للحرارة: $\Delta H = (+)$

• خفض درجة الحرارة يودى إلى سير التفاعل فى الاتجاه العكسى.

• رفع درجة الحرارة يودى إلى سير التفاعل فى الاتجاه الطردى.

أشرح تجربة لاختبار التوصيل الكهربى لحمض الخليك النقى وغاز كلوريد الهيدروجين الجاف الذائب فى البنزين:

المشاهدة

↪ المصباح لا يضى فى حالة المحلولين.

الإستنتاج:

↪ كل منهما لا يوصل التيار الكهربى لعدم وجود أيونات تعمل على توصيل التيار.

أشرح تجربة توضح التوصيل الكهربى لكل من محلول ٠,١ مولارى من غاز كلوريد الهيدروجين ومحلول ٠,١ مولارى من حمض الخليك.

المشاهدة:

↪ المصباح يضى بشدة مع حمض الهيدروكلوريك، ويضى إضاءة خافتة مع حمض الخليك.

الإستنتاج:

↪ حمض الهيدروكلوريك يحتوى على وفرة من الأيونات بخلاف حمض الخليك.

↪ كلاهما يوصل التيار الكهربى ويكون التوصيل فى حالة محلول كلوريد الهيدروجين أعلى من حالة محلول حمض الخليك.

أشرح تجربة توضح تأثير تخفيف كل من محلول حمض الهيدروكلوريك وحمض الخليك من ٠,١ إلى ٠,٠١ مولارى.

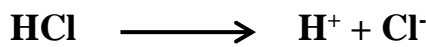
المشاهدة:

↪ شدة إضاءة المصباح لا تتأثر بتخفيف حمض الهيدروكلوريك بينما تزداد بتخفيف حمض الخليك.

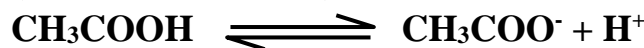
الإستنتاج:

نستنتج من هذه التجارب أن بعض المركبات التساهمية مثل غاز كلوريد الهيدروجين الجاف وحمض الخليك تتأين فى وجود الماء

↪ **كلوريد الهيدروجين:** HCl يتأين تأين تام (محلول إلكترولى قوى)



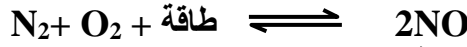
↪ **حمض الخليك:** CH_3COOH يكون تأينه محدود جداً (محلول إلكترولى ضعيف)



أسئلة متنوعة

[1] اخترا الإجابة الصحيحة:

(1) في النظام المتزن التالي:



يمكن زيادة كمية NO بإحدى الطرق التالية:

[أ] تقليل كمية O_2 [ب] تقليل كمية N_2 [ج] زيادة درجة الحرارة. [د] زيادة الضغط.

(2) حمض الكربونيك

[أ] إلكتروليت قوى. [ب] إلكتروليت ضعيف. [ج] لا إلكتروليت. [د] تام التآين.

(3) يسير التفاعل في الاتجاه العكسي عندما تكون قيمة ثابت الاتزان K_c

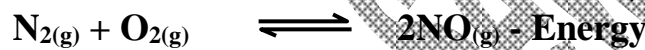
[أ] أكبر من واحد. [ب] أقل من واحد. [ج] واحد

(4) قيمة pH للمحلول الذي يحتوي على أقل تركيز من أيونات OH^-

[أ] 1 [ب] 7 [ج] 10 [د] 12

(5) يعتبر ثابت التآين K_c لحمض الأضعف.[أ] 10^{-10} [ب] 10^{-4} [ج] 10^{-7} [د] 10^{-14}

(6) لا يتأثر اتزان التفاعل التالي بـ



[أ] رفع درجة الحرارة. [ب] زيادة تركيز غاز النيتروجين.

[ج] خفض الضغط. [د] سحب أكسيد النيتريك من وسط التفاعل.

(7) المحلول الذي له رقم هيدروجيني 6,5 يكون محلولاً

[أ] حمضياً ضعيفاً [ب] حمضياً قوياً [ج] قلوياً قوياً [د] قلوياً ضعيفاً

(8) المحلول الذي فيه pH له أكبر من 7 من المعاليل التالية هو

[أ] NaCl [ب] NH_4NO_3 [ج] CH_3COONa [د] NH_4Cl

(9) المحلول يكون حمضى التأثير على عباد الشمس عندما يكون pH له

[أ] يساوى 7 [ب] أقل من 7 [ج] يساوى 9 [د] أكبر من 10

(10) في التفاعل المتزن الطارد للحرارة فإن رفع درجة الحرارة يجعل التفاعل يسير في الاتجاه

[أ] الطردى. [ب] العكسى. [ج] يتوقف التفاعل. [د] لا توجد إجابة صحيحة.

(11) عند إذابة أسيتات الصوديوم في الماء فإن المحلول الناتج

[أ] حمضياً [ب] متعادلاً. [ج] قلوياً [د] يحمر دوار الشمس.

(12) يتفاعل حمض الهيدروكلوريك مع المغنسيوم تفاعلاً تاماً نظراً

[أ] لأنه يحدث عند درجة حرارة مرتفعة. [ب] لأنه يحدث تحت ضغط مرتفع.

[ج] لخروج غاز الهيدروجين من حيز التفاعل. [د] لوجود اتزان بين المتفاعلات والنواتج.

(13) إذا كان K_a كما بالجدول

حمض الكربونيك	حمض الخليك	حمض الهيدروفلوريك	حمض الكبريتوز
H_2CO_3	CH_3COOH	HF	H_2SO_3
$4,4 \times 10^{-7}$	$1,8 \times 10^{-5}$	$7,7 \times 10^{-4}$	$1,7 \times 10^{-2}$

يمكن ترتيب هذه الأحماض الضعيفة تبعاً لقوتها، حسب تأينها في الماء كما يلي

[أ] الكبريتوز < الهيدروفلوريك < الخليك < الكربونيك.

[ب] الكربونيك < الخليك < الهيدروفلوريك < الكبريتوز.

[ج] الكربونيك < الهيدروفلوريك < الكبريتوز < الخليك.

[د] الهيدروفلوريك < الخليك < الكبريتوز < الكربونيك.

(١٤) فيما يلى ثوابت تأين (K_a) لأربعة أحماض ضعيفة فإن $K_a = \dots\dots\dots$ تعتبر ثابت الاتزان لأضعف حمض.
 [أ] 1×10^{-5} [ب] 1×10^{-4} [ج] $7,1 \times 10^{-3}$ [د] $1,7 \times 10^{-2}$

(١٥) من التفاعلات اللحظية تفاعل ...

[أ] حمض الخليك والكحول الإيثيلى لتكوين أستر خللات الإيثيل والماء.

[ب] وضع شريط من الماغنسيوم فى محلول حمض الهيدروكلوريك.

[ج] محلول نترات الفضة مع محلول كلوريد الصوديوم.

[د] الإجابتان [ب] ، [ج] صحيحتان.

(١٦) يزيد ارتفاع درجة الحرارة من سرعة التفاعل الكيميائى نظراً لأنه ...

[أ] يزيد أعداد الجزيئات المنشطة.

[ب] يمكن الجزيئات المتفاعلة من كسر الروابط بين ذراتها.

[ج] يزيد من فرص التصادم بين الجزيئات المتفاعلة.

[د] جميع الإجابات السابقة صحيحة.

(١٧) الاتزان الأيونى ينشأ فى محاليل الإلكتروليتات الضعيفة بين ...

[أ] جزيئات المتفاعلات وجزيئات النواتج.

[ب] جزيئات المتفاعلات وأيونات النواتج.

[ج] أيونات المتفاعلات وجزيئات النواتج.

[د] أيونات المتفاعلات وأيونات النواتج.

(١٨) من الصفات العامة لمحاليل القواعد المائية ...

[أ] pH لها أقل من ٧

[ب] تحمر محلول عباد الشمس.

[ج] لها طعم لاذع.

[د] تحول لون الميثيل البرتقالى إلى اللون الأصفر.

(١٩) يتأثر الاتزان الكيميائى لأى تفاعل متزن بالعوامل التالية ما عدا ...

[أ] الضغط.

[ب] درجة الحرارة.

[ج] التركيز.

[د] العامل الحفاز.

(٢٠) يتفاعل محلول كلوريد الصوديوم مع محلول نترات الفضة تفاعل ...

[أ] تام.

[ب] لحظى.

[ج] انعكاسى.

[د] (أ) و (ب) معاً

(٢١) تحمر ورقة دوار الشمس بوضعها فى محلول تفاعل الأسترة بين حمض الخليك والكحول الإيثيلى نظراً لأن

[أ] الكحول الإيثيلى لا يؤثر على ورقة دوار الشمس.

[ب] لحدوث اتزان ديناميكى وتساوى معدلى التفاعلين الطردى والعكسى.

[ج] التفاعل انعكاسى ويظل حمض الخليك فى خليط التفاعل.

[د] الإجابتان (ب) و (ج) صحيحتان.

(٢٢) من التفاعلات البطيئة نسبياً تفاعل

[أ] محلول نترات الفضة مع محلول كلوريد الصوديوم.

[ب] الزيوت مع الصودا الكاولية لتكوين الصابون والجلسرين.

[ج] وضع شريط من الماغنسيوم فى محلول حمض الهيدروكلوريك.

[د] محلول هيدروكسيد الصوديوم مع محلول حمض الهيدروكلوريك.

(٢٣) محلول غاز كلوريد الهيدروجين فى البنزين

[أ] يحتوى على أيونات ويضئ المصباح الكهربى المتصل بقطبين مغموسين فى محلوله.

[ب] لا يحتوى على أيونات ولا يضئ المصباح المتصل بقطبين مغموسين فى محلوله.

[ج] الرابطة بين ذرتى جزئى الغاز فى محلوله رابطة أيونية.

[د] الإجابتان (أ) و (ب) صحيحتان.

(٢٤) التميؤ هو تفاعل كيميائى

[أ] عكس تفاعل التعادل.

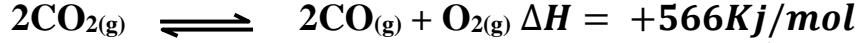
[ب] يحدث للأملاح المشتقة من حمض ضعيف وقاعدة قوية أو العكس.

[ج] يحدث للأملاح المشتقة من حمض ضعيف وقاعدة ضعيفة.

[د] جميع الإجابات صحيحة.

- (٢٥) طبيعة المواد المتفاعلة فى التفاعل الكيميائى تتوقف على
- [أ] نوع الروابط فى جزيئات المتفاعلات.
[ج] مساحة السطح المعرض للتفاعل.
[ب] تركيز المواد المتفاعلة.
[د] أ، ج معاً.

[٢] لديك الإتزان الآتى:



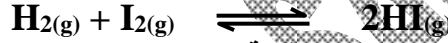
- ما أثر تغيير درجة حرارة النظام على كل من:
[أ] انحياز اتجاه التفاعل.
[ب] قيمة ثابت الاتزان.

الحل

بما أن التفاعل ماص للحرارة وحسب مبدأ لوشاتيليه:

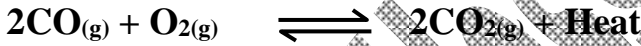
- فإن رفع درجة حرارة التفاعل يودى إلى انحياز اتجاه التفاعل نحو الطرف الأيمن (الاتجاه الطردى) فيزداد تركيز المواد الناتجة وتزيد قيمة ثابت الاتزان.
- فإن خفض درجة حرارة التفاعل يودى إلى انحياز اتجاه التفاعل نحو اليسار فيزداد تركيز CO_2 وتقل قيمة ثابت الاتزان.

[٣] لديك الإتزان الآتى:



- معتمداً على مبدأ لوشاتيليه ما أثر كل من العوامل الآتية على انحياز اتجاه التفاعل عند ثبوت درجة الحرارة
- [أ] إضافة جديدة من I_2 .
[ب] تقليل تركيز H_2 .
[ج] إزاحة HI من التفاعل.
[د] تقليل حجم الغاز.
[هـ] تقليل الضغط الكلى للنظام.
[و] إضافة عامل حفاز.

[٤] التفاعل الانعكاسى التالى فى حالة اتزان:

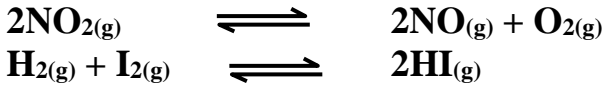


- إذا رغبت فى زيادة تركيز غاز ثانى أكسيد الكربون الناتج من التفاعل. أذكر تأثير زيادة أو نقصان العوامل التالية لتحقيق هذه الرغبة:
(أ) الضغط. (ب) درجة الحرارة. (ج) تركيز غاز O_2 .

الحل

- [أ] زيادة الضغط تعمل زيادة سرعة التفاعل الطردى مما يودى إلى زيادة حجم ثانى أكسيد الكربون.
[ب] بما أن التفاعل طارد للحرارة فإن التبريد يعمل على زيادة سرعة التفاعل الطردى وزيادة حجم CO_2
[ج] زيادة تركيز O_2 يعمل زيادة سرعة التفاعل الطردى مما يودى إلى زيادة حجم ثانى أكسيد الكربون

[٥] فى التفاعلين التالين:



لماذا يتأثر وضع الاتزان بتغير حجم الوعاء فى التفاعل الأول ولا يتأثر فى التفاعل الثانى.

الحل

- فى التفاعل الأول لأن حجوم المتفاعلات لا تساوى حجوم النواتج.
- فى التفاعل الثانى حجوم المتفاعلات تساوى حجوم النواتج.
- وعند تساوى حجوم المتفاعلات والنواتج فإن الضغط لا يؤثر على موضع الإتزان.

[٦] "الماء النقى إلكترونيته ضعيف"

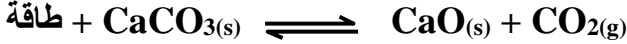
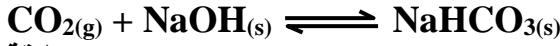
[أ] اكتب معادلة الاتزان التى تعبر عن تأين الماء.

[ب] ما نوع اتزان الماء.

[ج] ما قيمة كل مما يأتى للماء: (١) الحاصل الأيونى. (٢) قيمة pH

[د] لماذا يهمل حساب تركيز الماء فى ثابت الاتزان.

[٧] اكتب تعبير ثابت الاتزان Kc لكل مما يأتى:



[٨] ضع علامة (✓) أمام العبارة الصحيحة وعلامة (×) أمام العبارة الخاطئة فى كل من العبارات الآتية:

(١) يتغير ثابت الاتزان عند تغير تراكيز مواد التفاعل.

(٢) ثابت الاتزان لا يعتمد على الحالة الفيزيائية لمواد التفاعل.

(٣) عند رفع درجة حرارة النظام لتفاعل طارد للحرارة فإن ثابت الاتزان الجديد يزداد.

[٩] رتب المركبات التالية تبعاً لقيمة pH لمحاليلها المائية:



الحل

NaCl	CH ₃ COONa	NH ₄ Cl
pH = 7	pH > 7	pH < 7

الترتيب:

CH ₃ COONa	NaCl	NH ₄ Cl
pH > 7	pH = 7	pH < 7
قلوى	متعادل	حمض

[١٠] رتب المحاليل المائية الآتية ترتيباً تصاعدياً من الحامض إلى القاعدي:

(نترات البوتاسيوم - كلوريد الأمونيوم - هيدروكسيد الصوديوم)

[١١] وضع بالمعادلات فقط ناتج تميؤ الملح الأتئين فى الماء، ثم حدد أى المحلولين رقمه الهيدروجينى أكبر من (٧) وأيهما أقل من (٧):

[أ] خلاص الصوديوم. [ب] كلوريد الأمونيوم.

[١٢] أحضرت طالبة أنبوتين، وضعت فى الأولى محلول كربونات صوديوم وفى الثانية محلول كلوريد أمونيوم وكشفت عن المحلولين بورقة عباد الشمس الزرقاء فوجدت أن الورقة تظل زرقاء فى محلول الأنبوتية الأولى وتحمّر فى الثانية.

فسر هذه النتيجة مع كتابة المعادلات.

Find us on:
facebook®

FACEBOOK.COM/HOSSAM-SEWIFY-CHEMISTRY