

تعليمي



مؤسسة فودافون  
مصر  
للتنمية المجتمعية



مؤسسة  
حياة كريمة



# الكيمياء للثانوية العامة

مبادرة  
تقدر في ١٠ ايام

# الباب الثالث

الانتران في الأنظمة المترنة

الانتران  
الكيميائي

تعليمي



مؤسسة فودافون  
مصر  
لتنمية المجتمع



مؤسسة  
حياة كريمة



الاتزان في الأنظمة المتزنة

الاتزان في الأنظمة الكيميائية

الاتزان في الأنظمة الفيزيائية



عند وضع كمية من الماء في إناء مغلق على موقد مشتعل ، فعند الوصول إلى درجة الغليان يحدث اتزان ديناميكي بين عمليتين متضادتين (متعاكستين) هما عمليتي التبخر والتكاثف ، كالتالي :



عند تساوي عدد جزيئات الماء المتبخرة مع عدد جزيئات البخار المتكاثفة يحدث اتزان ديناميكي يتساوى فيها سرعة التبخر وسرعة التكثيف

ويمثل على النحو التالي :

ماء (سائل)  $\xrightarrow{\text{تبخير}}$  ماء (بخار)  $\xleftarrow{\text{تكاثف}}$



وتستمر عملية التبخر مع بدأ حدوث عملية التكاثف حتى يتساوى الضغط البخاري مع ضغط بخار الماء المشبع

ضغط بخار الماء المشبع : أقصى ضغط لبخار الماء يمكن أن يتواجد في الهواء عند درجة حرارة معينة.



في بداية التسخين تكون عملية تبخير الماء هي السائدة يصحبها زيادة في الضغط البخاري

الضغط البخاري : ضغط بخار الماء الموجود في الهواء عند درجة حرارة معينة.



مؤسسة  
حياة كريمة



مؤسسة فودامون  
مصر  
للتربية المجتمعية

تعليمي



## النظام المتزن

نظام ساكن على المستوى المرئي ونظام ديناميكي على المستوى غير المرئي.

وكما يحدث اتزان في الأنظمة الفيزيائية يحدث أيضاً اتزان في العديد من التفاعلات الكيميائية



مؤسسة  
حياة كريمة

مؤسسة فودافون  
مصر  
للتربية المجتمعية



تعليمي



## الالتزان في الأنظمة الكيميائية

ويمكن تقسيم التفاعلات الكيميائية إلى نوعين هما :

### التفاعلات الكيميائية

تفاعلات غير تامة (انعكاسية)

تفاعلات تامة (غير انعكاسية)



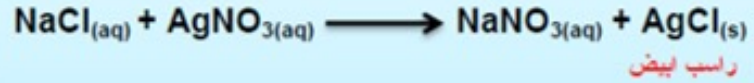
## التفاعلات التامة (غير الانعكاسية) Complete

### التفاعلات التامة

تفاعلات تسير في اتجاه واحد غالباً (الاتجاه الطردى تقريباً) حيث يصعب على المواد الناتجة التي تحتوي على غاز أو راسب أن تتحد مع بعضها مرة أخرى لتكوين المواد المتفاعلة في نفس ظروف إجراء التفاعل

### أمثلة

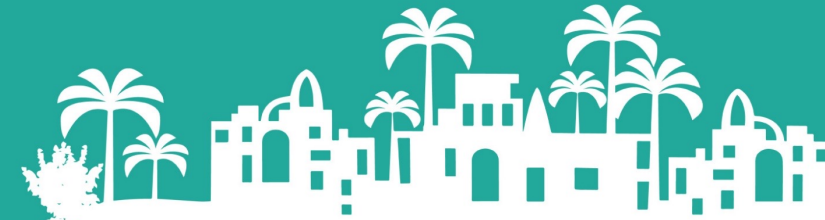
١- عند إضافة محلول كلوريد الصوديوم إلى محلول نترات الفضة تلاحظ تكون راسب أبيض من كلوريد الفضة



٢- إذا وضع شريط من المغنسيوم في محلول حمض الهيدروكلوريك يتصاعد غاز الهيدروجين



- في التفاعل الأول ترسب كلوريد الفضة (خرج من حيز التفاعل)
- وفي التفاعل الثاني تصاعد الهيدروجين (خرج من حيز التفاعل)



## التفاعلات الإنعكاسية (غير التامة) Reversible Reactions

### التفاعلات

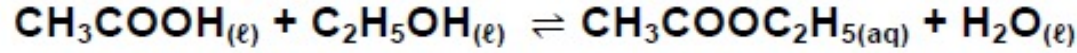
تفاعلات تسير في الإتجاهين الطردى والعكسي معاً وتكون المواد المتفاعلة والمواد الناتجة من التفاعل موجودة باستمرار في حيز التفاعل.





## مثال

عند تفاعل مول من حمض الأسيتيك (الخليك) مع مول من الكحول الإيثيلي (الإيثانول) فإن المتوقع من معادلة التفاعل الآتية تكون مول من الإستر أسيتات (خلات) الإيثيل ومول من الماء.



ماء      إستر أسيتات (خلات) الإيثيل      كحول إيثيلي (إيثانول)      حمض أسيتيك (خليك)

- ولكن إذا اخترنا محلول تفاعل الأسترة بورقة عباد الشمس زرقاء نجدها تحمر رغم أن المواد الناتجة من التفاعل متعادلة التأثير على عباد الشمس

- التفاعل السابق ليس من التفاعلات التامة التي تسير في اتجاه تكوين النواتج فقط ، ويعتبر من التفاعلات المنعكسة التي تصدر في كلا الاتجاهين الطردى والعكسي.



- وبالتالي فإن المواد المتفاعلة والمواد الناتجة من التفاعل تكون موجودة باستمرار في حيز التفاعل عند الاتزان ، وهذا يفسر سبب حموضة خليط التفاعل لوجود حمض الخليك.



مؤسسة فودامون  
مصر  
للتربية المجتمعية

تعليمي

## علل ...؟

١- تفاعل حمض الهيدروكلوريك المخفف مع الماغنسيوم تفاعل تام بينما تفاعل حمض الخليك مع الإيثانول تفاعل إنعكاسي

لأن التفاعل الأول يسير في الإتجاه الطردى فقط بسبب تصاعد غاز الهيدروجين أي خروجه من حيز التفاعل ، أما التفاعل الثاني يسير في الإتجاهين الطردى والعكسي معاً لوجود المتفاعلات والنواتج باستمرار في حيز التفاعل.

٢- عند إضافة حمض الخليك إلى الإيثانول واختبار التفاعل بورقة عباد الشمس الزرقاء فإنها تحمر رغم أن النواتج متعادلة التأثير على عباد الشمس.

لأن هذا التفاعل من التفاعلات الإعكاسية التي تسير الإتجاهين الطردى والعكسي معاً أي أن احمرار ورقة عباد الشمس يكون بسبب وجود حمض الخليك في الأنبوبة.



مؤسسة فودامون  
مصر  
للتربية المجتمعية

تعليمي

## الإتزان الكيميائي في التفاعلات الإنعكاسية

نظام ديناميكي يحدث عندما يتساوى معدل التفاعل الطردى مع معدل التفاعل العكسي وتثبت تركيزات المتفاعلات والنواتج ويظل الاتزان قائماً طالما كانت جميع المواد المتفاعلة والنااتجة موجودة في وسط التفاعل (لم يتصاعد غاز ولم يتكون راسب ) وما دامت ظروف التفاعل مثل درجة الحرارة أو الضغط ثابتة.

## ملاحظات

- يصل التفاعل إلى حالة الاتزان عندما يصبح (معدل التفاعل الطردى = معدل التفاعل العكسي)
- الوصول إلى حالة الاتزان لا يعني توقف التفاعل ولكن يستمر في كلا الاتجاهين الطردى والعكسي بنفس السرعة
- الخروج من حيز التفاعل تعني عدم القدرة على التفاعل ولا تعني بالضرورة الخروج من إناء التفاعل.



مؤسسة فودامون  
مصر  
للتربية المجتمع

تعليمي

## معدل التفاعل الكيميائي Rate of Chemical Reaction

### ملاحظات

- وحدة قياس تركيز المحلول (mol/L).
- وحدة قياس الزمن (الثانية) أو (الدقيقة).

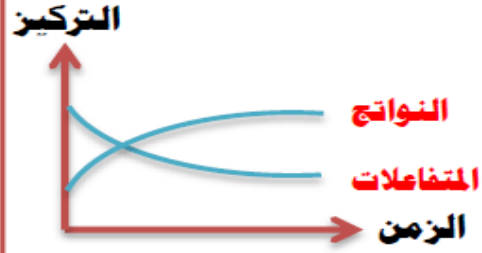
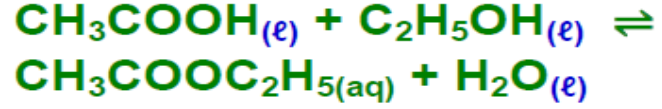
### معدل (سرعة) التفاعل

مقدار التغير في تركيز المواد المتفاعلة  
في وحدة الزمن.

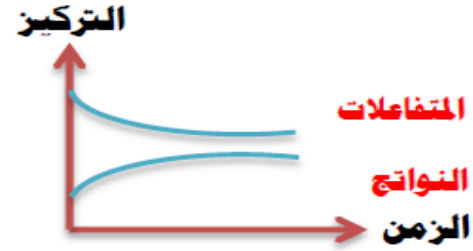


## التفاعلات الإنعكاسية

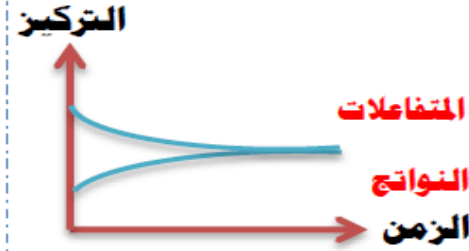
يقبل تركيز المواد المتفاعلة ويزداد تركيز المواد الناتجة إلى أن يصل إلى حالة الاتزان.



تفاعل إنعكاسي متزن  
تركيز النواتج < تركيز  
المتفاعلات



تفاعل إنعكاسي متزن  
تركيز النواتج > تركيز  
المتفاعلات



تفاعل إنعكاسي متزن  
تركيز النواتج = تركيز  
المتفاعلات

## التفاعلات التامة

يقبل تركيز المواد المتفاعلة إلى أن تستهلك تقريباً ويزداد تركيز المواد الناتجة من التفاعل.



تفاعل تام  
تركيز المتفاعلات أقل ما  
يمكن وتركيز النواتج أكبر  
ما يمكن

عند الإتزان : معدل التفاعل الطردي = معدل التفاعل العكسي



## التفاعلات الكيميائية حسب معدل (سرعة) التفاعل

تفاعلات بطيئة جداً

تفاعلات بطيئة نسبياً

تفاعلات لحظية تقريباً



## أنواع التفاعلات الكيميائية حسب معدل (سرعة)

١- تفاعلات لحظة تقريباً : تفاعلات تنتهي نسبياً في وقت قصير جداً.

مثل : تفاعل محلول نترات الفضة مع محلول كلوريد الصوديوم حيث ينتج راسب أبيض شحيح الذوبان من كلوريد الفضة بمجرد خلط المواد المتفاعلة.

٢- تفاعلات بطيئة نسبياً : تفاعلات تنتهي في وقت أطول نسبياً

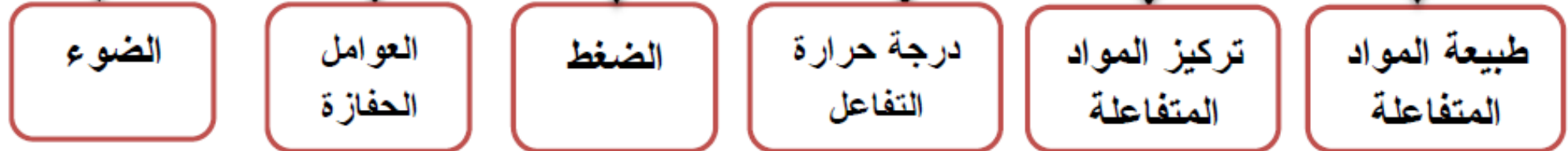
مثل : تفاعل الزيوت النباتية مع الصودا الكاوية لتكوين الصابون والجلسرين.

٣- تفاعلات بطيئة جداً : تفاعلات يتطلب حدوثها شهوراً عديدة.

مثل : تفاعل تكوين صدأ الحديد.



## العوامل التي تؤثر على معدل التفاعل الكيميائي





## ١ طبيعة المواد المتفاعلة

يقصد بطبيعة المواد المتفاعلة عاملان مهمان هما :

(أ) نوع الترابط في المواد المتفاعلة.

(ب) مساحة السطح المعرض للتفاعل.

أ- نوع الترابط في المواد المتفاعلة :

١- عندما تكون المواد المتفاعلة أيونية تكون التفاعلات لحظية وسريعة جداً ... علل ؟  
لأن التفاعل يتم بين الأيونات حيث أن أيونات المواد المتفاعلة تتفاعل بسرعة بمجرد خلطها  
مثال : تفاعل محلول كلوريد الصوديوم مع محلول نترات الفضة.

٢- عندما تكون المواد المتفاعلة تساهمية تكون التفاعلات بطيئة عادة ... علل ؟  
لأن التفاعل يتم بين الجزيئات

مثال : معظم التفاعلات العضوية مثل : تفاعل الأسترة بين حمض الخليك (الأستيك) والكحول الإيثيلي (الإيثانول).  
ب- مساحة السطح المعرض للتفاعل :  
كلما زادت مساحة السطح المعرض للتفاعل بين المواد المتفاعلة (درجة التجزئة) زادت سرعة التفاعل.

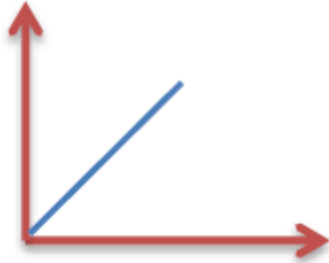


مؤسسة فودامون  
مصر  
للتربية المجتمعية

تعليمي

## تجربة

معدل التفاعل



مساحة السطح

توضح أثر مساحة سطح المتفاعلات على سرعة التفاعل الكيميائي

### الخطوات :

- ضع كتلتين متساويتين من الخارصين في أنبوتي اختبار ، إحداهما على هيئة مسحوق والأخرى كتلة واحدة.
- أضف إلى كل منهما نفس الحجم من حمض الهيدروكلوريك المخفف.

المشاهدة : التفاعل في حالة المسحوق ينتهي في وقت أقل من التفاعل في حالة الكتلة الواحدة.

الاستنتاج : كلما زادت مساحة سطح المتفاعلات المعرض للتفاعل ، كلما كان معدل التفاعل أسرع



## علل

- تفاعل مسحوق الخارصين مع حمض الهيدروكلوريك أسرع مما لو كان الخارصين كتلة متماسكة.
  - تحترق نشارة الخشب أسرع من احتراق قطعة خشب متماسكة لها نفس الكتلة.
  - تصدأ برادة الحديد أسرع من صدأ قطعة حديد متماسكة.
  - يفضل استخدام المتفاعلات في صورة مسحوق بدلاً من قطع متماسكة.
- لأن سرعة التفاعل تزداد بزيادة مساحة السطح المعرض للتفاعل أي بزيادة التجزئة.



مؤسسة  
حياة كريمة

مؤسسة فودافون  
مصر  
للتربية المجتمعية



تعليمي



## ٢ تركيز المواد المتفاعلة

كلما زاد عدد الجزيئات المتفاعلة (أي كلما زاد التركيز) زادت فرص التصادم وزادت سرعة التفاعل الكيميائي

### علل

يزداد معدل التفاعل بزيادة تركيز المتفاعلات.  
لزيادة فرص التصادم بين الجزيئات

وقد أوجد العالمان النرويجيان جولدبرج **Guldberg** ، وفاج **Waage** القانون الذي يعبر عن العلاقة بين سرعة التفاعل الكيميائي وتركيز المواد المتفاعلة ، وهو ما يعرف بقانون فعل الكتلة.



## قانون فعل الكتلة Law of Mass Action

يتناول هذا القانون تأثير التركيز على معدل

### قانون فعل الكتلة

عند ثبوت درجة الحرارة تتناسب سرعة التفاعل الكيميائي تناسباً طردياً مع حاصل ضرب التركيزات لمواد التفاعل (كل مرفوع لأس يساوي عدد مولات الجزيئات أو الأيونات في معادلة التفاعل موزونة).



توضح قانون فعل الكتلة (تأثير التركيز على معدل التفاعل الكيميائي)

### الخطوات :

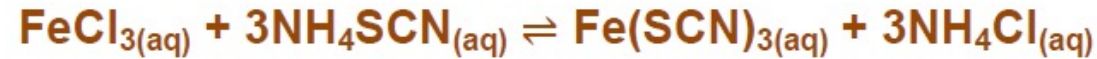
- 1- أضف محلول كلوريد الحديد III (أصفر باهت) تدريجياً إلى محلول ثيوسينات الأمونيوم (عديم اللون).
- 2- أضف المزيد من محلول كلوريد الحديد III.

### المشاهدة :

- 1- يتلون المحلول باللون الأحمر الدموي.
- 2- يزداد لون المحلول احمراراً

### الاستنتاج :

عند زيادة التركيز الجزيئي لمحلول كلوريد الحديد III ينشط التفاعل في اتجاه تكوين ثيوسينات الحديد III (أي يزداد معدل التفاعل الطردى)



كلوريد الأمونيوم	ثيوسينات الحديد III	ثيوسينات أمونيوم	كلوريد الحديد III
(عديم اللون)	(أحمر دموي)	(عديم اللون)	(أصفر باهت)



## استنتاج قانون ثابت الاتزان $K_c$

عندما يتساوى معدل التفاعل العكسي ( $r_2$ ) مع معدل التفاعل الطردي ( $r_1$ ) في التفاعل السابق فإن التفاعل قد وصل إلى حالة الاتزان ، ويعبر عن كلا المعدلين للتفاعل بما يأتي.

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

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

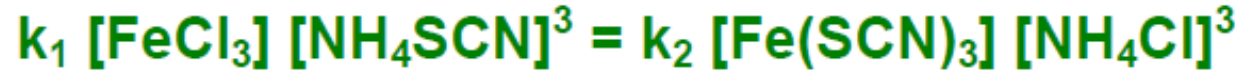
## ملاحظات

- الأقواس المستطيلة [ ] تدل على التركيزات بوحدة (mol/L).
- ثابت معدل التفاعل الطردي ، ( $k_1$ ) ثابت معدل التفاعل العكسي.



عند الاتزان يتساوى معدل التفاعل الطردى ( $r_1$ ) مع معدل التفاعل العكسي ( $r_2$ )

$$r_1 = r_2$$



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

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





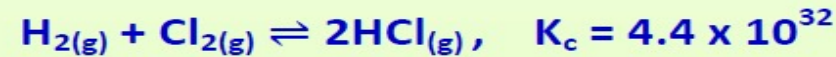
١- القيم الصغيرة لثابت الاتزان ( $K_c < 1$ ) تعني أن حاصل ضرب تركيز النواتج (في البسط) أقل من حاصل ضرب تركيز المواد المتفاعلة (في المقام) "كل مرفوع لأس يساوي عدد مولاته" مما يعني أن التفاعل لا يسير بشكل جيد نحو تكوين النواتج وأن التفاعل العكسي هو السائد (له دور فعال أو الأسهل حدوثاً)



مثال : ذوبانية كلوريد الفضة في الماء :

القيم الصغيرة لثابت الاتزان  $K_c$  للتفاعل السابق تدل على أن كلوريد الفضة شحيح الذوبان في الماء.

٢- القيم الصغيرة لثابت الاتزان ( $K_c > 1$ ) تعني أن حاصل ضرب تركيز النواتج (في البسط) أكبر من حاصل ضرب تركيز المواد المتفاعلة (في المقام) "كل مرفوع لأس يساوي عدد مولاته" مما يعني أن التفاعل لا يسير بشكل جيد نحو تكوين المتفاعلات وأن التفاعل الطردي هو السائد (له دور فعال أو الأسهل حدوثاً).



مثال : تفاعل الكلور مع الهيدروجين :

القيم الكبيرة لثابت الاتزان  $K_c$  للتفاعل السابق تدل على صعوبة انحلال كلوريد الهيدروجين إلى عنصريه.

٣- لا يكتب تركيز الماء النقي كمذيب أو المواد الصلبة أو الرواسب في معادلة حساب ثابت الاتزان ... علل ؟

لأنها تركيزات ثابتة بوجه عام مهما اختلفت كميتها لأن قيمتها لا تتغير بدرجة ملموسة ومقدار ما يتفكك منها مقدار ضئيل جداً.

٤- القيمة العددية لثابت الاتزان  $K_c$  لا تتغير بتغير تركيز المواد المتفاعلة أو الناتجة عند نفس درجة الحرارة.

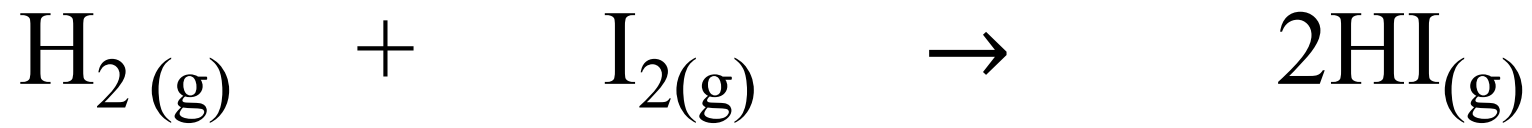


مؤسسة فودامون  
مصر  
للتربية المجتمع

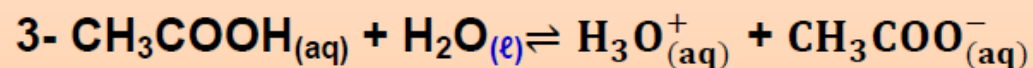
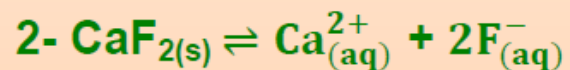
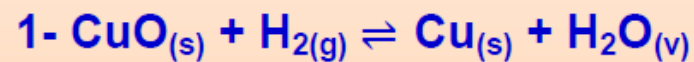
تعليمي

مؤسسة  
حياة كريمة

## أثر تغير التركيز علي تفاعل متزن



اكتب معادلة ثابت الاتزان للتفاعلات التالية :



**الاجابة**

$$1- K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]}{[\text{H}_2]}$$

$$2- K_c = [\text{Ca}^{2+}] [\text{F}^{-}]^2$$

$$3- K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^{-}][\text{H}_3\text{O}^{+}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$



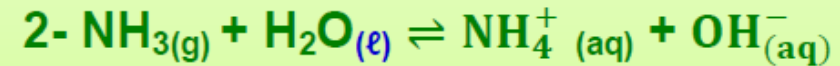
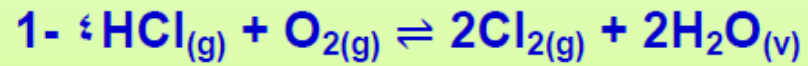
## مثال ٢

اكتب المعادلات الكيميائية التي تعبر عنها معادلات ثابت الاتزان التالية :

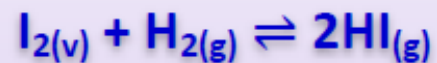
$$1- K_c = \frac{[Cl_2]^2 [H_2O]^2}{[HCl]^4 [O_2]}$$

$$2- K_c = \frac{[NH_4^+] [OH^-]}{[NH_3]}$$

**الإجابة**



### مثال ٣



احسب ثابت الاتزان للتفاعل التالي :

إذا علمت أنه عند الاتزان كانت تركيزات كل من :

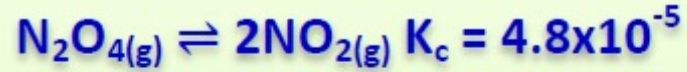
اليود  $0.221 \text{ mol/L}$  ، والهيدروجين  $0.221 \text{ mol/L}$  ، ويوديد الهيدروجين  $1.563 \text{ mol/L}$

**الإجابة**

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



## مثال ٤



احسب تركيز ثاني أكسيد النيتروجين  $\text{NO}_2$  في التفاعل التالي :

علماً بأن : تركيز  $[\text{N}_2\text{O}_4] = 0.213 \text{ mol/L}$

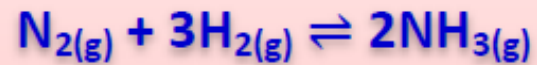
**الإجابة**

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} \quad 4.8 \times 10^{-5} = \frac{[\text{NO}_2]^2}{0.213}$$

$$[\text{NO}_2]^2 = 4.8 \times 10^{-5} \times 0.213 = 1.0224 \times 10^{-5} \quad [\text{NO}_2] = \sqrt{1.0224 \times 10^{-5}} = 3.2 \times 10^{-3}$$



## مثال ه



احسب قيمة ثابت معدل التفاعل العكسي للتفاعل التالي :

علماً بأن : تركيز  $[\text{N}_2] = 0.025 \text{ mol/L}$  ، وتركيز  $[\text{H}_2] = 0.2 \text{ mol/L}$  ، وتركيز  $[\text{NH}_3] = 0.4 \text{ mol/L}$  وثابت معدل التفاعل الطردي = 40

### الإجابة

$$K_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$

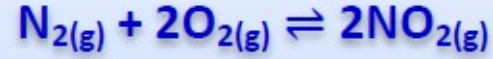
$$\frac{40}{k_2} = \frac{0.4^2}{0.025 \times 0.2^3}$$

$$K_2 = \frac{40 \times 0.025 \times 0.2^3}{0.4^2} = 0.5$$



## مثال 6

احسب ثابت إتزان للتفاعل التالي :



- علماً بأن : عدد مولات كل من النيتروجين ، والأكسجين ، وثاني أكسيد النيتروجين عند الإتزان على الترتيب تساوي (0.04 mol ، 0.16 mol ، 0.8 mol) حجم إناء التفاعل 0.5 L

### الإجابة

∴ التركيز =  $\frac{\text{عدد المولات}}{\text{حجم المحلول (L)}}$  ، فيكون تركيز كل من :

$$[\text{N}_2] = \frac{0.04}{0.5} = 0.08 \text{ mol/L}$$

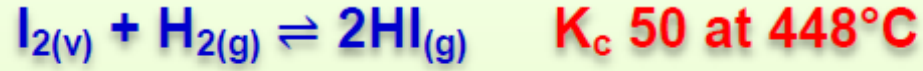
$$[\text{O}_2] = \frac{0.16}{0.5} = 0.32 \text{ mol/L}$$

$$[\text{NO}_2] = \frac{0.8}{0.5} = 1.6$$

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2][\text{O}_2]^2} = \frac{1.6^2}{0.08 \times 0.32^2} = 312.5$$







هل التفاعل التالي في حالة اتزان أم لا ؟

حيث أن تركيزات كل من اليود والهيدروجين ويوديد الهيدروجين بوحدة (mol/L) عند الإتزان على الترتيب تساوي :  
 $5 \times 10^{-3}$  ،  $2.5 \times 10^{-5}$  ،  $2 \times 10^{-3}$

**الإجابة**

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = \frac{(5 \times 10^{-3})^2}{(2.5 \times 10^{-5}) \times (2 \times 10^{-3})} = 500$$

التفاعل غير متزن لأن قيمة ثابت الإتزان الجديدة لا تساوي قيمة ثابت الإتزان الموجودة بالمسألة عند نفس درجة



## مثال 8

خلط مول من اليود مع مول من الهيدروجين في إناء حجمه 2 L عند درجة حرارة معينة فإذا علمت أن كمية كل من اليود والهيدروجين المتبقية عند الاتزان 0.2 mol ، احسب قيمة ثابت الإتزان  $K_c$

### الإجابة

	$H_{2(g)} +$	$I_{2(v)} \rightleftharpoons$	$2HI_{(g)}$
عدد المولات الإبتدائية قبل التفاعل	1	1	0
التغير الحادث في عدد المولات	-0.8	-0.8	-0.8
عدد المولات النهائية عند الإتزان	0.2	0.2	1.6
التركيز عند الإتزان = $\frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم (L)}}$	$\frac{0.2}{2} = 0.1$	$\frac{0.2}{2} = 0.1$	$\frac{1.6}{2} = 0.8$

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{(0.8)^2}{0.1 \times 0.1} = 64$$



# تأثير درجة الحرارة

## تفسير تأثير درجة الحرارة

يمكن تفسير تأثير درجة الحرارة على سرعة التفاعل الكيميائي في ضوء نظرية التصادم التي تفترض أنه يشترط لحدوث التفاعل الكيميائي أن تصطدم جزيئات المواد المتفاعل بحيث تكون :

الجزيئات المتصادمة ذات السرعات العالية جداً فقط هي التي تتفاعل ... علل ؟  
لأن طاقتها الحركية العالية تمكنها من كسر الروابط بين الجزيئات فيحدث التفاعل الكيميائي.

أي أن : زيادة درجة الحرارة تؤدي إلى زيادة طاقة حركة الجزيئات فيزداد عدد التصادمات بين الجزيئات فتزداد سرعة التفاعل

## الجزيئات المنشطة

الجزيئات ذات الطاقة الحركية المساوية لطاقة التنشيط أو تفوقها

## طاقة التنشيط

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



## ملاحظات

- نستنتج من هذه النظرية أن زيادة درجة الحرارة يزيد نسبة الجزيئات المنشطة وبالتالي يزيد معدل التفاعل الكيميائي.
- قد وجد أن كثيراً من التفاعلات الكيميائية **تتضاعف** سرعتها تقريباً إذا ارتفعت درجة الحرارة بمقدار **١٠ درجات**

## تذكر أن

التفاعل الماص للحرارة	التفاعل الطارد للحرارة	وجه المقارنة
موجبة (+)	سالبة (-)	إشارة $\Delta H$
تمتص في المتفاعلات (يسار السهم)	تنطلق في النواتج (يمين السهم)	الحرارة Heat (Energy)





## ملاحظات

- في التفاعل الطارد للحرارة : يسير التفاعل في الاتجاه الطردى بالتبريد وفي الاتجاه العكسي بالتسخين.
- في التفاعل الماص للحرارة : يسير التفاعل في الاتجاه الطردى بالتسخين وفي الاتجاه العكسي بالتبريد.
- معدل التفاعل الكيميائي يتناسب طردياً مع كلاً من :  
مساحة السطح المعرض للتفاعل وتركيز المواد المتفاعلة ودرجة حرارة التفاعل.



مؤسسة فودافون  
مصر  
للتربية المجتمعية



تعليمي



## علل...؟

- ١- بالرغم من أن تحضير النشادر من عنصرية تفاعل طارد للحرارة إلا أن التفاعل لا يتم إلا بالتسخين ؟  
للحصول على طاقة التنشيط اللازمة لكسر الروابط بين ذرات الجزيئات المتفاعلة.
- ٢- فساد الأطعمة بسرعة صيفاً إذا لم توضع في الثلاجة؟  
لأن ارتفاع درجة الحرارة يساعد على زيادة سرعة تفاعلات التحلل للأطعمة التي تؤدي إلى فسادها سريعاً.
- ٣- تستخدم أواني الضغط (البرستو) لطهي الطعام في وقت قصير؟  
لاستخدامها في الحصول على درجات حرارة عالية في وقت قصير مما يزيد من سرعة التفاعلات اللازمة لعملية الطهي.
- ٤- من الخطأ تسخين اسطوانة البوتاجاز للإسراع من خروج الغاز؟  
لأن الحرارة تزيد من سرعة تبخير الغاز فيزيد الضغط إلى حد لا يتحمله جدار الإسطوانة مما يؤدي إلى انفجارها



مؤسسة فودامون  
مصر  
للتربية المجتمعية

تعليمي

# أثر تغير الحرارة على تفاعل متزن



تعليمي



مؤسسة فودامون  
مصر  
للتربية المجتمعية



مؤسسة  
حياة كريمة







## ثابت الاتزان (بدلالة الضغوط الجزئية) $K_p$

يعبر عن ثابت الاتزان في التفاعلات الغازية (مثل : تفاعل تحضير غاز النشادر من عنصريه) بالرمز  $K_p$  للدلالة على تركيز المواد معبراً عنه بالضغط الجزئي.

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

(بدلالة الضغوط الجزئية)

\* العاقة بين الضغوط الجزئية للمواد المتفاعلة وثابت الاتزان  $K_p$  :  
- دالة ثابتة لان العامل الوحيد الذي يؤثر علي ثابت الاتزان  $K_p$  ,  $K_c$  هو درجة الحرارة فقط



## شروط تأثير الضغط على تفاعل كيميائي

- ١- التفاعل يكون متزن (انعكاسي)
- ٢- المتفاعلات والنواتج تكون في الحالة الغازية.
- ٣- عدد مولات جزيئات المتفاعلات لا تساوي عدد مولات جزيئات النواتج.

## ملاحظات

- ١- القيمة العددية لثابت الاتزان  $K_p$  للتفاعل لا تتغير بتغير الضغوط الجزئية للغازات المتفاعلة أو الناتجة في نفس درجة الحرارة.
- ٢- الضغط يرتبط بعدد المولات أي كلما زاد عدد مولات الغاز زاد ضغطه.
- ٣- زيادة الضغط على تفاعل غازي متزن يؤدي إلى سير التفاعل في الاتجاه الذي يقل فيه عدد المولات والعكس صحيح
- ٤- الضغط الكلي للتفاعل هو مجموع الضغوط الجزئية لغازاته (والمرتبطة بعدد مولات كل غاز).



مؤسسة فودامون  
مصر  
للتربية المجتمعية

تعليمي

## مثال

احسب ثابت الاتزان ( $K_p$ ) للتفاعل :  
وإذا كان ضغط الغاز  $\text{NO}_2 = 2 \text{ atm}$  ، الغاز  $\text{O}_2 = 1 \text{ atm}$  ، الغاز  $\text{N}_2 = 0.2 \text{ atm}$  وأكتب تعليقاً على قيمته ، ثم احسب الضغط الكلي للتفاعل.

الإجابة

$$K_p = \frac{(P_{\text{NO}_2})^2}{(P_{\text{N}_2}) \times (P_{\text{O}_2})^2} = \frac{2^2}{0.2 \times 1^2} = 20$$

ثابت الإتزان أكبر من الواحد الصحيح أي أن التفاعل الطردى هو السائد.  
الضغط الكلي للتفاعل  $= P_{\text{NO}_2} + P_{\text{O}_2} + P_{\text{N}_2} = 2 + 1 + 0.2 = 3.2 \text{ atm}$



## تأثير العوامل الحفازة

علمت مما سبق أن التفاعلات البطيئة تحتاج إلى تسخين لكي تسير بمعدل أسرع ، ولكن إذا كنا بصدد تطبيق هذه التفاعلات في الصناعة فإن دور الكيميائي في المصنع يبرز في البحث عن أفضل السبل لزيادة الانتاج وتحسينه بأقل التكاليف وبالتالي استعمال مواد حفازة Catalysts

## علل

في التفاعلات الكيميائية الصناعية يفضل استخدام العوامل الحفازة عن التسخين لزيادة معدل التفاعل. لأن تكاليف الطاقة اللازمة للتسخين لإحداث هذه التفاعلات ستكون عالية مما يؤدي إلى رفع أسعار السلع المنتجة لتحميل تكاليف الطاقة على أسعارها.

## العامل الحفاز

- مادة يلزم منها القليل لتغيير معدل التفاعل الكيميائي دون أن تتغير أو تغير من وضع الاتزان.
- مادة تزيد من معدل التفاعلات البطيئة دون الحاجة لزيادة درجة الحرارة.



مؤسسة  
حياة كريمة

مؤسسة فودامون  
مصر  
للتربية المجتمعية

تعليمي

- 1- يزيد من سرعة التفاعلات الكيميائية البطيئة.
- 2- يقلل من طاقة التنشيط اللازمة للتفاعل وبالتالي يوفر الطاقة اللازمة للتسخين لحدوث هذه التفاعلات البطيئة أو يقلل من استهلاك هذه الطاقة الحرارية.
- 3- لا يغير من وضع الاتزان في التفاعلات الانعكاسية ... علل ؟  
لأنه يزيد من سرعة التفاعل العكسي والطردي بنفس المعدل.

□ معدل التفاعل الطردي



معدل التفاعل العكسي



مؤسسة  
حياة كريمة

مؤسسة فودامون  
مصر  
للتربية المجتمعية



تعليمي



## مجالات استخدام العامل الحفاز

- ١- تستخدم الحفازات في أكثر من 90% من العمليات الصناعية مثل : الأسمدة والبتروكيماويات والأغذية.
- ٢- توضع في المحولات الحفزية المستخدمة في شاحنات السيارات لتحويل غازات الاحتراق الملوثة للجو إلى نواتج آمنة
- الحفازات : قد تكون عناصر فلزية أو أكاسيدها أو مركباتها.
- ٣- الإنزيمات : هي جزيئات من البروتين تتكون في الخلايا الحية.
- وظائفها : تعمل كعوامل حفز للعديد من العمليات البيولوجية والصناعية.



مؤسسة فودافون  
مصر  
للتربية المجتمعية

تعليمي



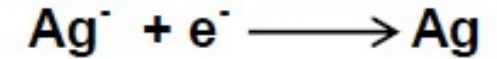
## تأثير الضوء



بعض التفاعلات تتأثر بالضوء مثل :

١- في عملية البناء الضوئي يقوم الكلوروفيل في النبات بامتصاص الضوء وتكوين الكربوهيدرات في وجود ثاني أكسيد الكربون والماء.

٢- أفلام التصوير تحتوي على بروميد الفضة في طبقة جيلاتينية وعندما يسقط الضوء عليها فإنه يعمل على اكتساب أيون الفضة الموجب لإلكترون من أيون البروميد السالب ليتحول إلى فضة ويمتص البروم المتكون في الطبقة الجيلاتينية وكلما زادت شدة الضوء زادت كمية الفضة المتكونة.



مؤسسة  
حياة كريمة

مؤسسة فودافون  
مصر  
للتلمية المجتمع



تعليمي



## قاعدة لوشاتيليه

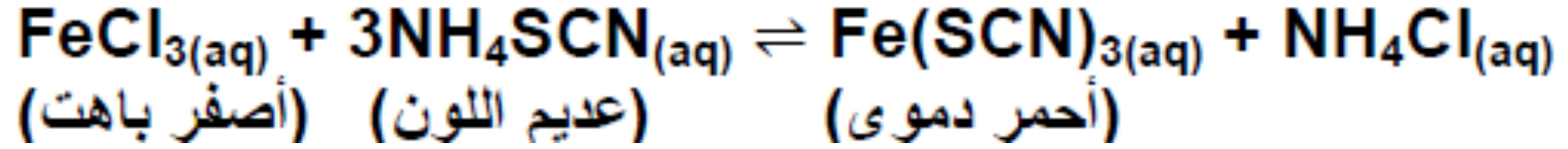
من جملة المشاهدات السابقة وغيرها استطاع العالم الفرنسي لوشاتيليه "Le Chateller" أن يضع قاعدة تعرف باسمه وهي تصف تأثير العوامل المختلفة من تركيز وحرارة وضغط على الأنظمة المتزنة

## قاعدة لوشاتيليه

إذا حدث تغير في أحد العوامل المؤثرة على نظام في حالة اتزان مثل : التركيز ، الضغط ، درجة الحرارة فإن النظام ينشط في الاتجاه الذي يقلل أو يلغي تأثير هذا التغير.



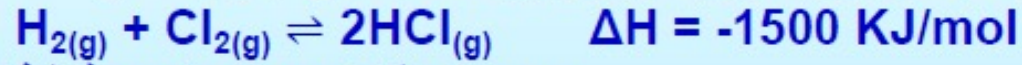
## تلخيص قاعدة لوشاتيليه



## تطبيقات على قاعدة لوشاتيليه

### مثال 1

ما أثر التغيرات التالية على كمية (تركيز) كلوريد الهيدروجين الناتجة في الإتزان التالي :



- أ- إضافة المزيد من الكلور.  
ب- سحب الهيدروجين من وسط التفاعل.  
ج- رفع درجة الحرارة (التسخين).  
د - استخدام وعاء أصغر حجماً (زيادة الضغط).

### الإجابة

- أ- يزاح الإتزان في الإتجاه الطردى فتزداد كمية كلوريد الهيدروجين.  
ب- يزاح الإتزان في الاتجاه العكسي فتقل كمية كلوريد الهيدروجين.  
ج- يزاح الإتزان في الاتجاه العكسي فتقل كمية كلوريد الهيدروجين.  
د- لا تتغير كمية كلوريد الهيدروجين.



## مثال 2

ما أثر التغيرات التالية على التفاعل المتزن التالي :



- أ- وضع خليط التفاعل في مخلوط مبرد.  
ب- تسخين خليط التفاعل.  
ج- استخدام وعاء أكبر حجماً.  
د - سحب كمية من  $\text{NO}_2$  من وسط التفاعل.

**الإجابة**

- أ- يزاح الإتزان في الإتجاه العكسي.  
ب- يزاح الإتزان في الاتجاه الطردي.  
ج- يزاح الإتزان في الاتجاه الطردي.  
د- يزاح الإتزان في الاتجاه الطردي.



مؤسسة  
حياة كريمة

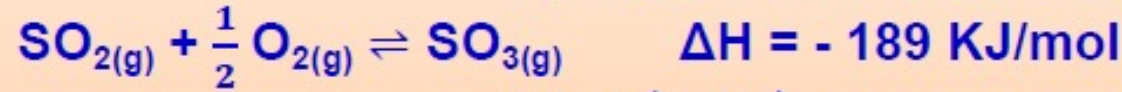
مؤسسة فودامون  
مصر  
للتربية المجتمع

تعليمي



### مثال 3

ما أثر التغيرات التالية على كمية (تركيز)  $\text{SO}_3$  الإتزان التالي :



- أ- زيادة تركيز الأوكسجين.  
ب- رفع درجة الحرارة.  
ج- خفض الضغط.

#### الإجابة

- أ- يزاح الإتزان في الاتجاه الطردي فتزداد كمية  $\text{SO}_3$ .  
ب- يزاح الإتزان في الاتجاه العكسي فتقل كمية  $\text{SO}_3$ .  
ج- يزاح الإتزان في الاتجاه العكسي فتقل كمية  $\text{SO}_3$ .



مؤسسة فودامون  
مصر  
للتربية المجتمع

تعليمي

## تذكر جيداً

- ١- إذا كانت قيمة الـ  $K_C$  أو  $K_P$  أكبر من الواحد الصحيح فإن التفاعل الطردى هو السائد .
- ٢- إذا كانت قيمة الـ  $K_C$  أو  $K_P$  أكبر من الواحد الصحيح فإن التفاعل الطردى هو السائد .
- ٣- عندما تتناسب قيم  $K_C$  لنفس التفاعل طردياً مع قيم درجات الحرارة فهذا يدل على أن التفاعل ماص للحرارة.
- ٤- عندما تتناسب قيم  $K_C$  لنفس التفاعل عكسياً مع قيم درجات الحرارة فهذا يدل على أن التفاعل طارد للحرارة.



مؤسسة فودامون  
مصر  
للتربية المجتمعية

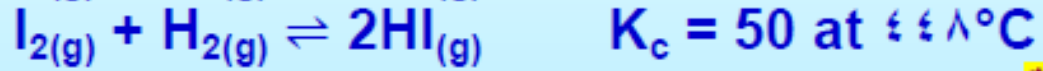
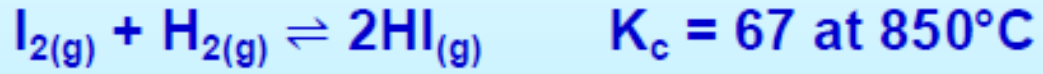
تعليمي



مؤسسة  
حياة كريمة

## مثال ١٩

للتفاعل التالي قيمتان لثابت الإتزان عند درجتى حرارة مختلفتين ، هل التفاعل طارد أم ماص للحرارة ؟ مع التفسير.



### الإجابة

التفاعل ماص للحرارة لأن قيمة ثابت الإتزان تتناسب طردياً مع درجة الحرارة.

أي أن بزيادة درجة الحرارة تزداد قيمة ثابت الإتزان ، فيزداد تركيز النواتج ويقل تركيز المتفاعلات ، فيزاح التفاعل في الإتجاه الطردي.



## الأتزان الأيونى

### تطبيقات قانون فعل الكتلة على حالات الأتزان الأيونى



حاصل الإذابة

التميو

تأين الماء

المحاليل الإلكتروليتية





## أولاً : المحاليل الإلكتروليتية

### أنواع المواد حسب قدرتها على التوصيل للتيار الكهربى

#### إلكتروليتات

مواد محاليلها أو مصهوراتها توصل التيار الكهربى لاحتوائها على أيونات (مماهه أو حرة)

#### لا إلكتروليتات

مواد محاليلها أو مصهوراتها لا توصل التيار الكهربى لعدم احتوائها على أيونات (مماهه أو حرة)

أمثلة :

\* محلول السكر فى الماء \* محلول الكحول الإيثيلى.  
\* محلول HCl فى البنزين \* حمض الخليك الثلجى.



# إلكتروليات

## إلكتروليات ضعيفة

مواد غير تامة التآين (يتحول جزء ضئيل جزئياتها إلى أيونات) وتتوصل التيار الكهربى توصيلاً ضعيفاً.

١- محاليل الأملاح شحيحة الذوبان فى الماء.

- كلوريد الفضة  
 $AgCl$   
- بروميد الرصاص II  
 $PbBr_2$

٢- محاليل الأحماض الضعيفة.

- حمض الفوسفوريك  
 $H_3PO_4$   
- حمض الخليك  
 $CH_3COOH$   
- كل الأحماض العضوية (الكربوكسيلية).

٣- محاليل القلويات الضعيفة.

- هيدروكسيد الأمونيوم  
 $NH_4OH$

## إلكتروليات قوية

مواد تامة التآين (يتحول جميع جزئياتها إلى أيونات) وتتوصل التيار الكهربى توصيلاً قوياً.

١- محاليل الأملاح تامة الذوبان فى الماء.

- كلوريد الصوديوم  
 $NaCl$   
- كبريتات البوتاسيوم  
 $K_2SO_4$

٢- محاليل الأحماض المعدنية القوية.

- حمض الكبريتيك  
 $H_2SO_4$   
- حمض النيتريك  
 $HNO_3$   
- حمض البيروكلوريك  
 $HClO_4$   
- حمض الهيدروكلوريك  
 $HCl$   
- حمض الهيدروبروميك  
 $HBr$   
- حمض الهيدرويودييك  
 $HI$

٣- محاليل القلويات القوية.

- هيدروكسيد الصوديوم  
 $NaOH$   
- هيدروكسيد البوتاسيوم  
 $KOH$   
- هيدروكسيد الباريوم  
 $Ba(OH)_2$



## تجارب عملية على التآين

### تجربة

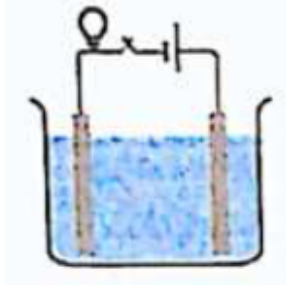
توضح التوصيل الكهربى لحمض الخليك النقي "الثلجى" وغاز كلوريد الهيدروجين الذائب فى البنزين

#### الخطوات :

اختبر التوصيل الكهربى لحمض الخليك النقي (الثلجى) وغاز كلوريد الهيدروجين الذائب فى البنزين باستخدام دائرة كهربية بسيطة.

الملاحظة : المصباح لا يضىء فى الحالتين

الاستنتاج : كلاهما لا يحتوى على أيونات تعمل على توصيل التيار الكهربى.

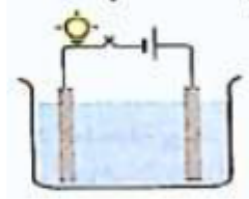


لإثبات أن حمض الهيدروكلوريك إلكتروليت قوي ومحلول حمض الخليك إلكتروليت ضعيف  
الخطوات :

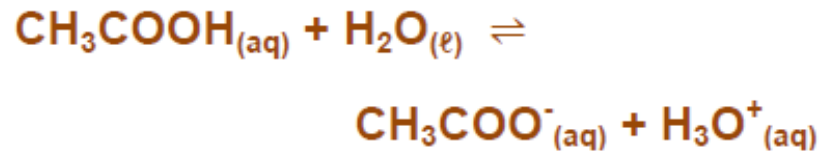
أختبر التوصيل الكهربى لمحلولي (كلوريد الهيدروجين في الماء وحمض الخليك في الماء) تركيز كل منهما 0.1 mol/L

### في حالة حمض الخليك

الملاحظة : يضى المصباح إضافة خافتة.

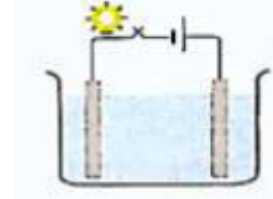


حمض الخليك تأينه غير تام في الماء (إلكتروليت ضعيف)



### في حالة حمض الهيدروكلوريك

الملاحظة : يضى المصباح بشدة



الاستنتاج : حمض الهيدروكلوريك تأينه تام في الماء (إلكتروليت قوي)



## تجربة

توضح أثر التخفيف على تأين محلولي حمض الهيدروكلوريك ، وحمض الخليك  
الخطوات :

- 1- اختبر التوصيل الكهربى لمحلولي (حمض الهيدروكلوريك ، وحمض الخليك) تركيز كل منهما  $0.1 \text{ mol/L}$
- 2- خفف المحلولين السابقين إلى :  $0.01 \text{ mol/L}$  ثم إلى  $0.001 \text{ mol/L}$

## الملاحظة :

- 1- يضىء المصباح بشدة مع حمض الهيدروكلوريك ، بينما يضىء إضاءة خافتة مع محلول حمض الخليك.
  - 2- لا تتأثر شدة إضاءة المصباح بتخفيف حمض الهيدروكلوريك ، بينما تزداد بتخفيف حمض الخليك.
- الاستنتاج : فى الإلكتروليتات الضعيفة بزيادة التخفيف تزداد درجة التأين.



مؤسسة فودامون  
مصر  
للتربية المجتمع

تعليمي

## مقارنة بين عملية التفكك وعملية التأين

عملية التفكك	عملية التأين
عملية تحول وحدات صيغة المركبات الأيونية غير المتفككة - والمرتبطة بقوى جذب إلكتروستاتيكية - إلى أيونات موجبة وأيونات سالبة عند ذوبانها في الماء.	عملية تحول جزيئات المركبات التساهمية غير المتأينة إلى أيونات موجبة وأيونات سالبة عند ذوبانها في الماء.
* المركبات الأيونية الصلبة تامة في التفكك في الماء ومحاليلها موصلة جيدة للتيار الكهربائي مثل : كلوريد الصوديوم الذائب في الماء.	١- مواد تأينها (١٠٠% تقريباً) ، وتامة التوصيل الكهربائي. مثل : غاز كلوريد الهيدروجين الذائب في الماء. ٢- مواد تأينها (محدود جداً) ، وضعيفة التوصيل الكهربائي مثل : حمض الخليك النقي الذائب في الماء.

## يمكن تقسيم عملية التأين إلى تأين تام وتأين غير تام

التأين التام	التأين الضعيف	
عملية تحول كل الجزيئات غير المتأينة إلى أيونات ، وتحدث في الإلكتروليتات القوية.	عملية تحول جزء ضئيل من الجزيئات غير المتأينة إلى أيونات ، وتحدث في الإلكتروليتات الضعيفة.	<b>التعريف</b> <input checked="" type="checkbox"/>
$HCl_{(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$	$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$	<b>مثال</b> <input type="checkbox"/>



مؤسسة فودافون  
مصر  
للتربية المجتمعية

تعليمي

## الأتزان الأيونى

أتزان ينشأ فى محاليل الإلكتروليتات الضعيفة بين جزيئاتها غير المتأينة والأيونات الناتجة عنها.

## مقارنة بين الأتزان الكيمائى والأتزان الأيونى

الأتزان الأيونى	الأتزان الكيمائى	التعريف
أتزان ينشأ فى محاليل الإلكتروليتات الضعيفة بين جزيئاتها والأيونات الناتجة.	نظام ديناميكى يحدث عندما يتساوى معدل التفاعل الطردى مع معدل التفاعل العكسى وتثبت تركيزات المتفاعلات والنواتج ويظل الأتزان قائماً طالما كانت جميع المواد المتفاعلة والناتجة موجودة فى وسط التفاعل (لم يتصاعد غاز ولم يتكون راسب) وما دامت ظروف التفاعل مثل درجة الحرارة أو الضغط ثابتة.	
$\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$	$\text{CH}_3\text{COOH}_{(l)} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	مثال



## أيون الهيدرونيوم (البروتون الماه) [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>]

لا يوجد أيون الهيدروجين (البروتون) الناتج من تأين الأحماض في محاليلها المائية منفرداً ... علل ؟  
لأنه ينجذب إلى زوج الإلكترونات الحر الموجود على ذرة أكسجين أحد جزيئات الماء ويرتبط مع جزئ الماء برابطة تناسقية مكوناً أيون الهيدرونيوم





## علل لما يأتي

- ١- محلول كلوريد الهيدروجين في البنزين لا يوصل التيار الكهربى بينما محلوله في الماء يوصل التيار الكهربى. لأنه يذوب في البنزين على هيئة جزيئات غير متأينة و يذوب في الماء على هيئة أيونات ويكون تام التأين
- ٢- محلول حمض الهيدروكلوريك جيد التوصيل الكهربى بينما محلول حمض الخليك ضعيف التوصيل الكهربى. لأن حمض الهيدروكلوريك تام التأين في الماء أما حمض الخليك غير تام التأين.
- ٣- لا يتأثر التوصيل الكهربى لحمض الهيدروكلوريك بالتخفيف بينما يزداد التوصيل الكهربى لحمض الخليك بالتخفيف. لأن حمض الهيدروكلوريك تام التأين وبالتالي تتحول كل جزيئاته إلى أيونات ، بينما حمض الخليك غير تام التأين وبالتالي هناك جزيئات من الحمض لم تتأين يزداد تأينها بالتخفيف.
- ٤- لا يمكن تطبيق قانون فعل الكتلة على محاليل الإلكتروليتات القوية. لأن الإلكتروليتات القوية محاليلها تامة التأين وبالتالي لا تحتوي محاليلها على جزيئات غير متأينة.
- ٥- يمكن تطبيق قانون فعل الكتلة على محاليل الإلكتروليتات الضعيفة فقط لأن الإلكتروليتات الضعيفة محاليلها غير تامة التأين وبالتالي تحتوي محاليلها على جزيئات غير متأينة.



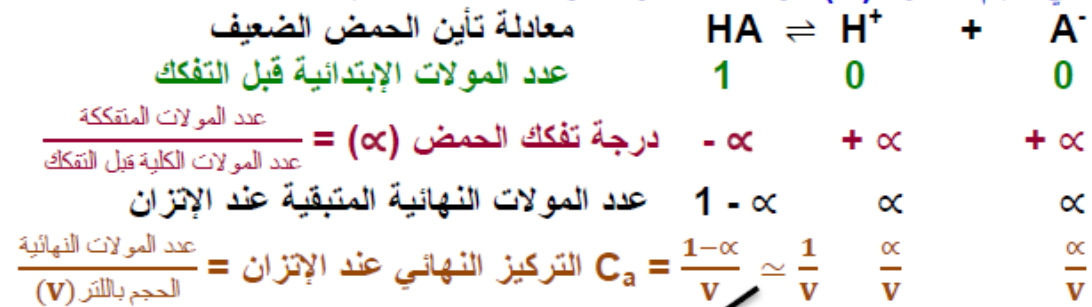
## قانون استفال للتخفيف (١٨٨٨ م)

### قانون استفال للتخفيف

يمكن استفال من ايجاد العرفة العكسية بين درجة التفكك أو التأيين ( $\alpha$ ) والتركيز (C) بوحدة mol/L لمحاليل الإلكتروليتات الضعيفة.

### إثبات قانون استفال

- نترض أن لدينا مولاً واحداً من حمض ضعيف أحادي البروتون صيغته الافتراضية (HA)  
- أذيب في حجم مقداره (V) لتر من المحلول ، وفقاً للمعادلة التالية :



قيمة  $\alpha$  صغيرة جداً يمكن إهمالها



مؤسسة فودامون  
مصر  
للتربية المجتمعية

تعليمي

- وبتطبيق قانون فعل الكتلة على التفاعل يمكن حساب ثابت إتزان الحمض  $K_a$  :

$$= \frac{\frac{\alpha}{V} \times \frac{\alpha}{V}}{\frac{1}{V}} \longrightarrow K_a = \frac{\alpha^2}{\frac{1}{V}} \longrightarrow K_a = \frac{\alpha^2}{V} = \alpha^2 \times \frac{1}{V}$$

- وتكون الصيغة النهائية لقانون استنفاد على إحدى الصور التالية :

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

Or

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

Or

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C_a}}$$

وتعرف هذه العلاقة بقانون استنفاد للتخفيف وهو يبين العلاقة الكمية بين درجة التآين ( $\alpha$ ) ودرجة تخفيفه ويتضح منها

" أنه عند ثبوت درجة الحرارة فإن درجة تآين الإلكتروليت الضعيف ( $\alpha$ ) تزداد بزيادة التخفيف لتظل قيمة  $K_a$  ثابتة "



## الجدول التالي يبين قيم ثابت التآين لبعض الاحماض الضعيفة.

اسم الحمض	الصيغة الجزيئية	ثابت التآين ( $K_a$ )
حمض الكبريتوز	$H_2SO_3$	$1.7 \times 10^{-2}$
حمض الهيدروفلوريك	HF	$6.7 \times 10^{-4}$
حمض النيتروز	$HNO_2$	$5.1 \times 10^{-4}$
حمض الخليك (الأسيتيك)	$CH_3COOH$	$1.8 \times 10^{-5}$
حمض الكربونيك	$H_2CO_3$	$4.4 \times 10^{-7}$
حمض البوريك	$H_2BO_3$	$5.8 \times 10^{-10}$

## إثبات قانون استفالذ

$K_b = \alpha^2 \times C_b$   
العلاقة بين ثابت التآين ( $K_b$ ) لقاعدة  
ضعيفة وتركيزها ( $C_b$ ) ودرجة تأينها ( $\alpha$ )

$K_a = \alpha^2 \times C_a$   
العلاقة بين ثابت التآين ( $K_a$ ) لحمض  
ضعيف وتركيزه ( $C_a$ ) ودرجة تأينه ( $\alpha$ )



## مثال ٢٠

احسب درجة تأين في محلول 0.1 mol/L من حمض الهيدروسيانيك (HCN) عند 25°C علماً بأن ثابت إتزان الحمض  $(K_a) = 7.2 \times 10^{-10}$

الإجابة

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C_a}} = \sqrt{\frac{7.2 \times 10^{-10}}{0.1}} = 8.49 \times 10^{-5}$$



## مثال ٢١

احسب ثابت التأيين ( $K_a$ ) لحمض عضوي ضعيف أحادي البروتون إذا كانت نسبة تأين هذا الحمض تساوي 3% وتركيزه 0.2 mol/L

الإجابة

$$\alpha = 3\% = \frac{3}{100} = 0.03$$

$$K_a = \alpha^2 \times C_a = (0.03)^2 \times 0.2 = 1.8 \times 10^{-5}$$



مؤسسة  
حياة كريمة

مؤسسة فودامون  
مصر  
للتربية المجتمعية

تعليمي



## مثال ٢٢

احسب درجة تأين في محلول  $0.01 \text{ mol/L}$  من محلول الأمونيا ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ) عند  $25^\circ\text{C}$  علماً بأن ثابت إتزان القاعدة ( $K_b$ )  $= 1.6 \times 10^{-5}$

**الإجابة**

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_b}{C_b}} = \sqrt{\frac{1.6 \times 10^{-5}}{0.01}} = 0.04$$

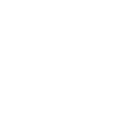


## منال ٢٣

احسب تركيز الميثيل أمين  $\text{CH}_3\text{NH}_2$  علماً بأن  
ثابت إتزانه  $(K_b) = 9 \times 10^{-6}$  ودرجة تأينه  
 $0.015 = (\alpha)$

**الإجابة**

$$C_b = \frac{K_b}{\alpha^2} = \frac{9 \times 10^{-6}}{(0.015)^2} = 0.04 \text{ mol / L}$$



مؤسسة  
حياة كريمة

مؤسسة فودافون  
مصر  
للتربية المجتمعية

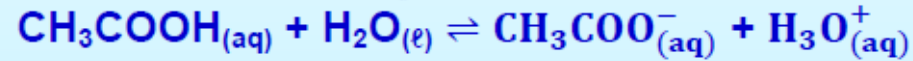
تعليمي





تركيز أيون الهيدرونيوم  $[H_3O^+]$  للأحماض الضعيفة.

- عندما يتفكك حمض ضعيف مثل حمض الخليك تركيزه ( $C_a$ ) في الماء حسب المعادلة :



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

فإن ثابت التفكك لهذا التفاعل :

$$[H_3O^+] = [CH_3COO^-]$$

من المعادلة السابقة يتضح أن :

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{[CH_3COOH]}$$

بذلك فإن قيمة ثابت الاتزان :

استنتاج هام

$$\therefore K_a = \alpha^2 \times C_a \dots\dots(1)$$

$$\therefore [H_3O^+] = \sqrt{K_a \times C_a} \dots\dots(2)$$

بالتعويض من المعادلة (1) في المعادلة (2)

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

$$\sqrt{\alpha^2 \times C_a \times C_a}$$

$$\therefore [H_3O^+] = \alpha \times C_a$$

∴ الحمض ضعيف فإن درجة تفكك ( $\alpha$ ) مقدار ضئيل جداً يمكن إهماله.

∴ تركيز حمض الخليك عند الاتزان ( $C_a - \alpha$ ) = تركيز حمض

الخليك الأصلي ( $C_a$ )

وبالتعويض في قانوني ثابت الاتزان :

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

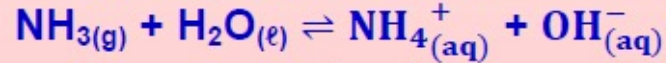
$$\therefore [H_3O^+] = \sqrt{K_a \times C_a}$$



## القواعد الضعيفة

القواعد التي تتفكك في المحلول المائي جزئياً.

يمكن حساب تركيز أيون الهيدروكسيد  $[OH^-]$  في القواعد الضعيفة.  
مثل أيون الهيدرونيوم في الأحماض الضعيفة  
على سبيل المثال .. فإن المصادر من القواعد الضعيفة وعندما تذاب في الماء يحدث التفاعل المتزن التالي:



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

فإن ثابت التفكك لهذا التفاعل :

$$[NH_4^+] = [OH^-]$$

من المعادلة السابقة يتضح أن :

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{[NH_3]}$$

بذلك فإن قيمة ثابت الاتزان :

∴ القاعدة ضعيفة فإن درجة تفكك ( $\alpha$ ) مقدار ضئيل جداً يمكن إهماله.  
∴ تركيز النشادر عند الإتزان ( $C_b - \alpha$ ) = تركيز النشادر الأصلي ( $C_b$ )

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

وبالتعويض في قانوني ثابت الاتزان :

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

## استنتاج هام

$$\therefore K_a = \alpha^2 \times C_b \dots\dots(1)$$

$$\therefore [OH^-] = \sqrt{K_b \times C_b} \dots\dots(2)$$

بالتعويض من المعادلة (1) في المعادلة (2)

$$\therefore [OH^-] = \sqrt{K_b \times C_b} = \sqrt{\alpha^2 \times C_b \times C_b}$$

$$\therefore [OH^-] = \alpha \times C_b$$



مؤسسة  
حياة كريمة



مؤسسة فودامون  
مصر  
للتربية المجتمعية

تعليمي



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

العلاقة بين تركيز أيون الهيدروكسيد  $[\text{OH}^-]$  في محلول قاعدة ضعيفة وتركيزها  $(C_b)$  وثابت تأينها  $(K_b)$

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

العلاقة بين تركيز أيون الهيدروجين (الهيدرونيوم)  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  في محلول حمض ضعيف وتركيزه  $(C_a)$  وثابت تأينه  $(K_a)$



### مثال ٢٥

احسب تركيز أيون الهيدروكسيد لمحلول 0.01 M من هيدروكسيد الأمونيوم ، علماً بأن ثابت تأين هيدروكسيد الأمونيوم  $3.6 \times 10^{-5}$

الإجابة

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

$$\sqrt{3.6 \times 10^{-5} \times 0.01}$$

$$\therefore [\text{OH}^-] = 6 \times 10^{-4} \text{ mol / L}$$

### مثال ٢٤

احسب تركيز أيون الهيدرونيوم لمحلول 0.1 mol/L من حمض الخليك (at 25°C) ، علماً بأن ثابت تأين حمض الخليك  $1.8 \times 10^{-5}$

الإجابة

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

$$\sqrt{1.8 \times 10^{-5} \times 0.1}$$

$$\therefore [\text{H}_3\text{O}^+] = 1.34 \times 10^{-3} \text{ mol / L}$$



$[OH^-] = \alpha \times C_b$   
العلاقة بين تركيز أيون الهيدروكسيد  $[OH^-]$   
في محلول قاعدة ضعيفة وتركيزها  $(C_b)$  و  
درجة تأينها  $(\alpha)$

$$[H_3O^+] = \alpha \times C_a$$

العلاقة بين تركيز أيون الهيدروجين (الهيدرونيوم)  
 $[H_3O^+]$  في محلول حمض ضعيف وتركيزه  
 $(C_a)$  و درجة تأينه  $(\alpha)$



### مثال ٢٧

احسب تركيز أيون الهيدروكسيد لمحلول 0.05 M من من محلول النشادر (at 25°C) ، علماً بأن نسبة تأينه 1.25%

الإجابة

$$\alpha = 1.25\% = \frac{1.25}{100} = 0.0125$$

$$\therefore [\text{OH}^-] = \alpha \times C_b = 0.0125 \times 0.05$$

$$\therefore [\text{OH}^-] = 6.25 \times 10^{-4} \text{ mol / L}$$

### مثال ٢٦

احسب تركيز أيون الهيدرونيوم لمحلول 0.1 mol/L من حمض الخليك (at 25°C) ، علماً بأن نسبة تأينه 2.5%

الإجابة

$$\alpha = 2.5\% = \frac{2.5}{100} = 0.025$$

$$\therefore [\text{H}_3\text{O}^+] = \alpha \times C_a = 0.025 \times 0.1$$

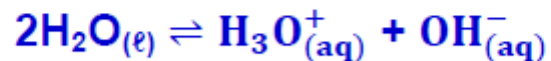
$$\therefore [\text{H}_3\text{O}^+] = 2.5 \times 10^{-3} \text{ mol / L}$$



## تأين الماء

### ثانياً : تأين الماء

الماء النقي إلكتروليت ضعيف يوصل التيار الكهربى توصيلاً ضعيفاً ، ويعبر عن تأينه بالاتزان التالى :



- وللتبسيط يمكن كتابة المعادلة السابقة كالتالى :  $\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{H}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$

ويعبر عن ثابت الاتزان كما يلي :  $K_w = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$

∴ مقدار ما يتأين من الماء لا يذكر كما يتضح من قيمة ثابت الاتزان فإن تركيز الماء غير المتأين يعتبر مقدار ثابت ومن ثم يؤول التعبير السابق إلى العلاقة التالية بعد إهمال تركيز الماء غير المتأين.  $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$

وحيث أن : الماء النقي متعادل التأثير على عباد الشمس ... علل ؟.

لأن تركيز أيون الهيدروجين المسنول عن الحموضة مساوياً لتركيز أيون الهيدروكسيل المسنول عن القلوية.

ولذلك فإن :  $K_w = [10^{-7}][10^{-7}] = 10^{-14}$



## الحاصل الأيوني للماء (K<sub>w</sub>)

حاصل ضرب تركيزي أيون الهيدروجين وأيون الهيدروكسيل الناتجين من تأين الماء ويساوي  $1 \times 10^{-14}$  عند  $25^\circ\text{C}$

## ملاحظات

- الحاصل الأيوني للماء يساوي عددياً  $10^{-14}$  عند  $25^\circ\text{C}$  ، وهو يعني أن الماء إلكتروليت ضعيف جداً
- الحاصل الأيوني للماء مقدار ثابت فإذا زاد تركيز أيون الهيدروجين قل تركيز أيون الهيدروكسيل بنفس المقدار وإذا عرف تركيز أحد الأيونين أمكن معرفة تركيز الآخر

## الأس أو الرقم الهيدروجيني ( pH )

نوع المحلول	pH	pOH
حمضي	أقل من 7	أكبر من 7
قاعدي	أكبر من 7	أقل من 7
متعادل	يساوي 7	يساوي 7

- اللوغاريتم السالب (للأساس 10) لتركيز أيون الهيدروجين.
- أسلوب للتعبير عن درجة الحموضة أو القاعدة للمحاليل المائية.

الصيغة الرياضية له :  $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$

حيث أن حرف (p) يعني (- log)

وإذا رجعنا لمعادلة الحاصل الأيوني للماء وبأخذ اللوغاريتم السالب لهذه المعادلة فإنها تصبح :

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

$$-\log 10^{-14} = (-\log 10^{-7}) + (-\log 10^{-7})$$

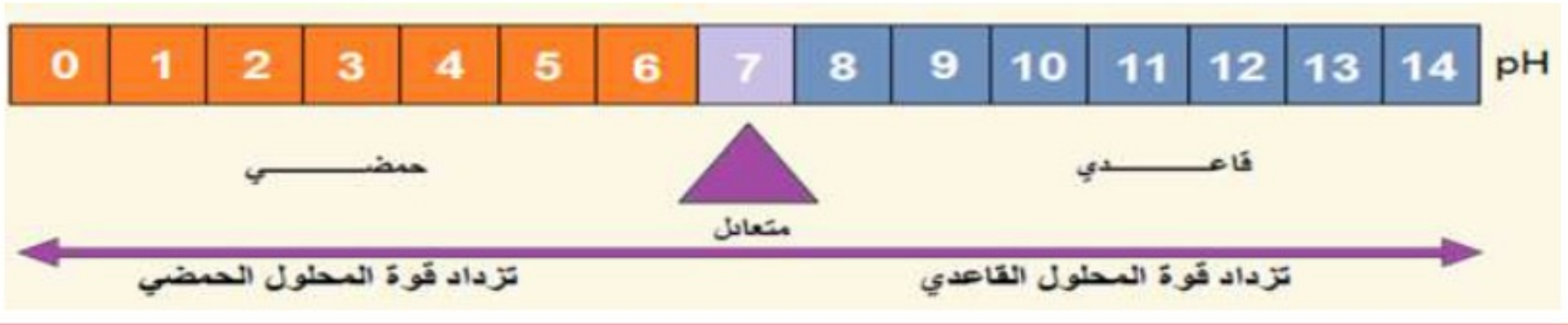
وباستبدال القيمة (- log) بالحرف (p) فإن المعادلة تصبح :  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$



جهاز قياس الرقم الهيدروجيني







### ملاحظات

- ١- قيمة  $K_w$  ثابتة للماء أو المحاليل المائية وتساوي  $1 \times 10^{-14}$  (at 25°C)
  - ٢- قيمة  $pK_w$  ثابتة للماء أو المحاليل المائية وتساوي 14 (at 25°C)
  - ٣- المحلول حمضي التأثير على عباد الشمس يتميز بأن تركيز أيونات الهيدروجين كبير (أكبر من  $10^{-7}$ ) لذلك تكون قيمة pH له منخفضة (أقل من 7)
- مثال : تركيز أيون الهيدروجين  $10^{-4} \text{ mol / L}$  أي قيمة  $\text{pH} = 4$



الحاصل الأيوني للماء  $K_w = [H^+] [OH^-] = [10^{-7}] [10^{-7}] = 10^{-14}$

الرقم الهيدروكسيدي

$$pOH = -\log [OH^-]$$
$$[OH^-] = 10^{-pOH}$$

الرقم الهيدروجيني

$$pH = -\log [H^+] = -\log [H_3O^+]$$
$$[H^+] = [H_3O^+] = 10^{-pH}$$

$$pH + pOH = 14$$



## مثال ٢٩

هيدروكسيد الأمونيوم قاعدة ضعيفة تركيزها (0.1 mol / L) ، وثابت تأينها  $K_b = 1.6 \times 10^{-5}$  ، احسب ما يلي :

(١) درجة تأين القاعدة.  
(٢) تركيز أيون الهيدروكسيل في المحلول القاعدي.  
(٣) الرقم الهيدروكسيلي pOH للمحلول.  
(٤) الرقم الهيدروجيني pH للمحلول.

الإجابة

$$(1) \alpha = \sqrt{\frac{K_b}{C_b}} = \sqrt{\frac{1.6 \times 10^{-5}}{0.1}} = 0.0126$$

$$(2) [OH^-] = \sqrt{K_b \times C_b} = \sqrt{1.6 \times 10^{-5} \times 0.1} = 1.26 \times 10^{-3}$$

$$(3) pOH = -\log [OH^-] = -\log (1.26 \times 10^{-3}) = 2.89$$

$$(4) pH = pK_w - pOH = 14 - 2.89 = 11.11$$



أذيب 0.6 g من حمض الخليك في كمية من الماء حتى أصبح حجم المحلول 500 mL ، فإذا علمت أن :  
ثابت إتران الحمض  $1.8 \times 10^{-5}$  ، احسب الأس الهيدروكسيلي لحمض الخليك. [ H = 1 , C = 12 , O = 16 ]

**الإجابة**

الكتلة المولية لحمض الخليك (CH<sub>3</sub>COOH) = (2 × 16) + (4 × 1) + (2 × 12) = 60 g

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{كتلة المادة}}{\text{كتلة المول}} = \frac{0.6}{60} = 0.01 \text{ mol}$$

$$\text{حجم المحلول} = \frac{500}{1000} = 0.5 \text{ L}$$

$$\text{تركيز الحمض (C}_a\text{)} = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{حجم المحلول (L)}} = \frac{0.01}{0.5} = 0.02 \text{ mol / L}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \times C_a} = \sqrt{1.8 \times 10^{-5} \times 0.02} = 6 \times 10^{-4} \text{ mol / L}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (6 \times 10^{-4}) = 3.22$$

$$\text{pOH} = \text{pK}_w - \text{pH} = 14 - 3.22 = 10.78$$



### مثال ٣١

احسب قيمة الأس الهيدروكسيلي لمحلول  $0.2 \text{ mol / L}$  من حمض الأسيتيك نسبة تأينه  $0.05 \%$

الإجابة

$$\therefore \text{درجة التآين } (\alpha) = \frac{0.05}{100} = 5 \times 10^{-4}$$

$$\therefore [\text{H}^+] = \alpha \times C_a = 5 \times 10^{-4} \times 0.2 = 1 \times 10^{-4} \text{ mol / L}$$

$$\therefore \text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (1 \times 10^{-4}) = 4$$

$$\therefore \text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 4 = 10$$

### مثال ٣٢

احسب تركيز أيون الهيدروكسيل لحمض الأس الهيدروجيني له يساوي 3.5

الإجابة

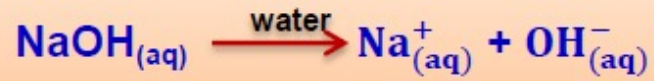
$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3.5} = 3.16 \times 10^{-4} \text{ mol / L}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{3.16 \times 10^{-4}} = 3.16 \times 10^{-11} \text{ mol / L}$$



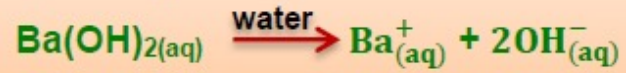
### الإلكتروليتات القوية

القواعد القوية أحادية الهيدروكسيد ( $2OH^-$ )



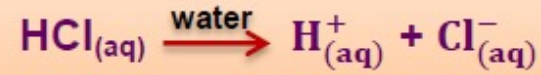
$$[OH^-] = C_b$$

القواعد القوية ثنائية الهيدروكسيد ( $2OH^-$ )



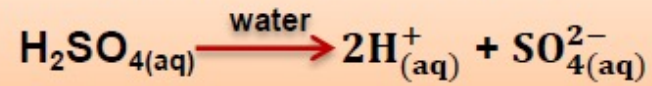
$$[OH^-] = 2 \times C_b$$

الأحماض القوية أحادية البروتون ( $H^+$ )



$$[H^+] = C_a$$

الأحماض القوية ثنائية البروتون ( $2H^+$ )

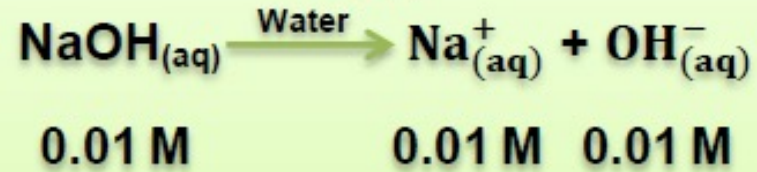


$$[H^+] = 2 \times C_a$$



### مثال ٣٥

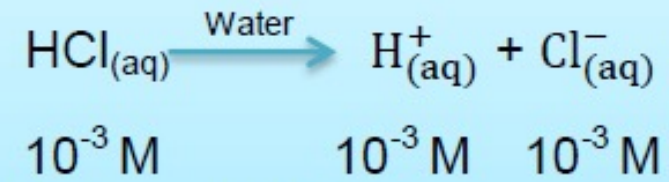
احسب الأس الهيدروجيني والأس الهيدروكسيلي والأس الهيدروجيني  
لمحلول (0.01 mol / L) من هيدروكسيد الصوديوم  
الإجابة



$$\begin{aligned} \therefore [\text{OH}^-] &= C_b = 0.01 \text{ M} \\ \therefore \text{pOH} &= -\log [\text{OH}^-] = -\log (0.01) = 2 \\ \therefore \text{pH} &= 14 - \text{pOH} = 14 - 2 = 12 \end{aligned}$$

### مثال ٣٣

احسب الأس الهيدروجيني والأس الهيدروكسيلي  
لمحلول (10<sup>-3</sup> mol / L) من حمض الهيدروكلوريك  
الإجابة



$$\begin{aligned} \therefore [\text{H}^+] &= C_a = 10^{-3} \text{ M} \\ \therefore \text{pH} &= -\log [\text{H}^+] = -\log (10^{-3}) = 3 \\ \therefore \text{pOH} &= 14 - \text{pH} = 14 - 3 = 11 \end{aligned}$$



### مثال ٣٦

احسب الأس الهيدروجيني لمحلول (0.001 mol / L) من هيدروكسيد الباريوم.  
الإجابة

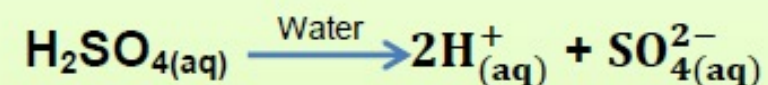


0.001 M                      0.001 M    0.002 M

∴  $[\text{OH}^{-}] = 2 \times C_b = 2 \times 0.001 = 0.002 \text{ M}$   
∴  $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^{-}] = -\log (0.002) = 2.7$   
∴  $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2.7 = 11.3$

### مثال ٣٤

احسب الأس الهيدروكسيلي لمحلول (0.005 mol / L) من حمض الكبريتيك.  
الإجابة



0.005 M                      0.01 M    0.005 M

∴  $[\text{H}^{+}] = 2 \times C_a = 2 \times 0.005 = 0.01 \text{ M}$   
∴  $\text{pH} = -\log [\text{H}^{+}] = -\log (0.01) = 2$   
∴  $\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 2 = 12$





### مثال ٣٧

أذيب 5.6 g من هيدروكسيد البوتاسيوم في كمية من الماء حتى أصبح حجم المحلول 200 mL احسب قيمة الرقم الهيدروجيني لهذا المحلول. [K = 39 , O = 16 , H = 1]  
الإجابة

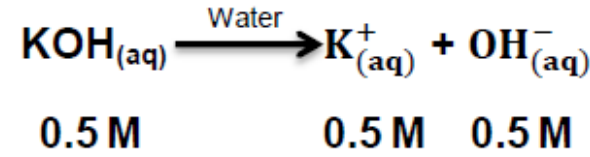
الكتلة المولية لهيدروكسيد البوتاسيوم (KOH)  $56 \text{ g} = 39 + 16 + 1$

$$0.1 \text{ mol} = \frac{5.6}{56} = \frac{\text{كتلة المادة}}{\text{كتلة المول}}$$

$$0.2 \text{ L} = \frac{200}{1000} = \text{حجم المحلول}$$

$$0.5 \text{ mol / L} = \frac{0.1}{0.2} = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{حجم المحلول (L)}} = (C_b) \text{ تركيز هيدروكسيد البوتاسيوم}$$

: هيدروكسيد البوتاسيوم قلوي قوي تام التأيّن يتفكك تبعاً للتفاعل التالي :



$$[\text{OH}^-] = C_b = 0.5$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (0.5) = 0.3$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 0.3 = 13.7$$



## خلاصة القوانين

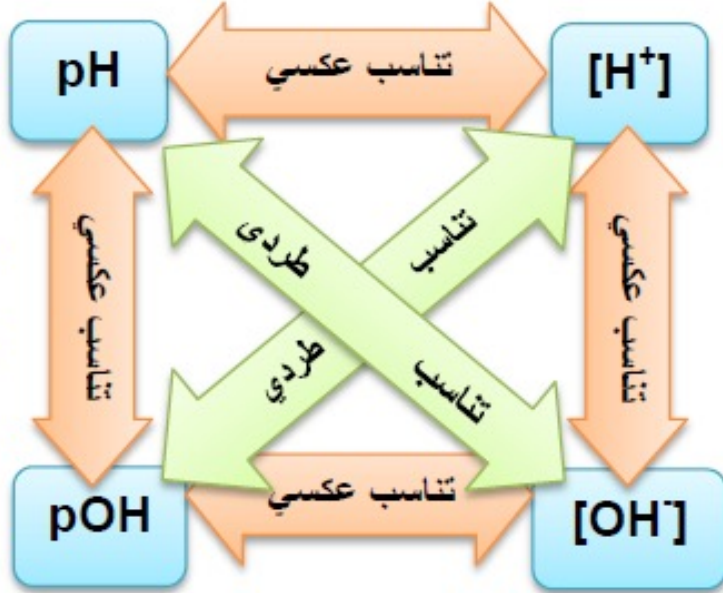
القاعدة الضعيفة		الحمض الضعيف	
$\alpha = \sqrt{\frac{K_b}{C_b}}$	درجة التفكك	$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C_a}}$	درجة التفكك
$[OH^-] = \sqrt{K_b \times C_b}$	تركيز أيون الهيدروكسيل	$[H_3O^+] = \sqrt{K_a \times C_a}$	تركيز أيون الهيدرونيوم
$[OH^-] = 10^{-pOH}$		$[H_3O^+] = 10^{-pH}$	
$[OH^-] = \alpha \times C_b$		$[H_3O^+] = \alpha \times C_a$	
$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{[H_3O^+]}$		$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{[OH^-]}$	
$pOH = -\log [OH^-]$	الأس الهيدروكسيلي	$pH = -\log [H_3O^+]$	الأس الهيدروجيني
$pOH = pK_w - pH$		$pH = pK_w - pOH$	
$pOH = 14 - pH$		$pH = 14 - pOH$	
$[H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$			
$pH + pOH = 14$			



## علاقات هامة

تزداد قوة القلوي الضعيف كلما :

- زادت قيمة  $[OH^-]$
- قلت قيمة  $[H^+]$
- زادت قيمة pH
- قلت قيمة pOH
- زادت قيمة  $(K_b)$
- زادت قيمة درجة التفكك ( $\alpha$ )



تزداد قوة الحمض الضعيف كلما :

- زادت قيمة  $[H^+]$
- قلت قيمة  $[OH^-]$
- زادت قيمة pOH
- قلت قيمة pH
- زادت قيمة  $(K_a)$
- زادت قيمة درجة التفكك ( $\alpha$ )



## ثالثاً : التحلل المائي للأملح (التميو)

تفاعل الملح مع الماء لتكوين الحمض والقلوي المشتق منهما الملح

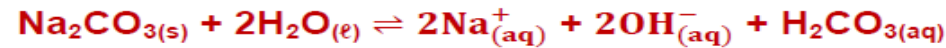
### تجربة

احضر أربع أنابيب اختبار وضع في الأولى محلول كربونات الصوديوم وفي الثانية محلول كلوريد الأمونيوم وفي الثالثة محلول أسيتات (خلات) الأمونيوم وفي الرابعة محلول كلوريد الصوديوم ، واكشف عن المحاليل الأربعة بورق عباد الشمس وتأكد من صحة البيانات الموضحة في الجدول التالي.

الاستنتاج	المشاهدة	التجربة
المحلول قاعدي	تزرق ورقة عباد الشمس	١- تأثير محلول كربونات الصوديوم $\text{Na}_2\text{CO}_3$
المحلول حمضي	تحمر ورقة عباد الشمس	٢- تأثير محلول كلوريد الأمونيوم $\text{NH}_4\text{Cl}$
المحلول متعادل	لا تتأثر	٣- تأثير محلول أسيتات الأمونيوم $\text{CH}_3\text{COONH}_4$
المحلول متعادل	لا تتأثر	٤- تأثير محلول كلوريد الصوديوم $\text{NaCl}$

ويمكن تفسير نتائج الجدول السابق كما يلي :

- ١- التحلل المائي (تميو) ملح كربونات الصوديوم (ملح مشتق من حمض ضعيف وقاعدة قوية)
- يتأين الماء كإلكتروليت ضعيف ليعطي أيونات الهيدروجين ( $\text{H}^+$ ) وأيونات الهيدروكسيل ( $\text{OH}^-$ )
- عند إذابة كربونات الصوديوم .. فإنها تتفكك إلى أيونات الصوديوم وأيونات الكربونات تبعاً للمعادلات التالية :



ويتضح من التفاعلات السابقة ما يلي :

- لا يتكون هيدروكسيد صوديوم ؛ لأنه إلكتروليت قوي تام التأيين فيزداد تركيز أيونات ( $\text{OH}^-$ ) الناتجة من تأين الماء في المحلول ، ولا يؤثر أيونات الصوديوم في إتزان الماء

- يتكون حمض الكربونيك ، لأنه إلكتروليت ضعيف غير تام التأيين فيقل تركيز أيونات ( $\text{H}^+$ ) الناتجة من تأين الماء لاتحادها مع أيونات الكربونات في المحلول

- ولكي يسترجع الاتزان ثانياً فإنه تبعاً لقاعدة لوشاتيليه تتأين جزيئات أخرى من الماء لتعوض النقص في تركيز أيونات ( $\text{H}^+$ )

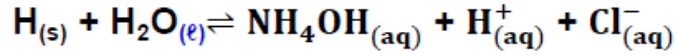
- ويترتب على ذلك تراكم أو زيادة تركيز أيونات ( $\text{OH}^-$ ) ويصبح تركيزها أكبر من تركيز أيونات ( $\text{H}^+$ )

- وعلى ذلك يكون الرقم الهيدروجيني ( $\text{pH} > 7$ ) ويكون محلول كربونات الصوديوم قاعدياً



## (٢) التطل المائي (تميو) ملح كلوريد الامونيوم ( ملح مشتق من حمض قوى وقاعدة ضعيفة )

- يتأين الماء كإلكتروليت ضعيف ليعطي أيونات الهيدروجين (H<sup>+</sup>) وأيونات الهيدروكسيل (OH<sup>-</sup>) .
  - عند إذابة كلوريد الأمونيوم .. فإنها تتفكك إلى أيونات الكلوريد وأيونات الأمونيوم تبعاً للمعادلات التالية
- 1-  $\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)} \rightleftharpoons \text{NH}_4_{(aq)} + \text{Cl}^{-}_{(aq)}$
- 2-  $\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{OH}^{-}_{(aq)} + \text{H}^{+}_{(aq)}$



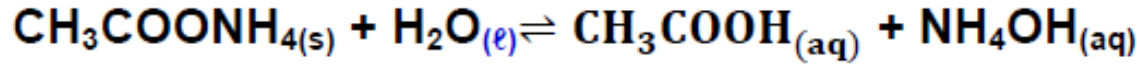
\* ويتضح من التفاعلات السابقة ما يلي:

- لا يتكون حمض الهيدروكلوريك ؛ لأنه إلكتروليت قوى تام التأيين فيزداد تركيز أيونات (H<sup>+</sup>) الناتجة من تأين الماء في المحلول ، ولا يؤثر أيونات الكلوريد في إتزان الماء.
- يتكون هيدروكسيد الأمونيوم ، لأنه إلكتروليت ضعيف غير تام التأيين فيقل تركيز أيونات (OH<sup>-</sup>) الناتجة من تأين الماء لإتحادها مع أيونات الأمونيوم في المحلول.
- ولكي يسترجع الاتزان ثانياً فإنه تبعاً لقاعدة لوشاتيليه تتأين جزيئات أخرى من الماء لتعوض النقص في تركيز أيونات (OH<sup>-</sup>)
- ويترسب على ذلك تراكم أو زيادة تركيز أيونات (H<sup>+</sup>) ويصبح تركيزها أكبر من تركيز أيونات (OH<sup>-</sup>)
- وعلى ذلك يكون الرقم الهيدروجيني (pH < 7) ويكون محلول كلوريد الأمونيوم حامضياً.



### (٣) التحلل المائي (تميو) ملح أسيتات الأمونيوم ( ملح مشتق من حمض ضعيف وقلوي ضعيف )

- يتأين الماء كإلكتروليت ضعيف ليعطي أيونات الهيدروجين ( $H^+$ ) وأيونات الهيدروكسيل ( $OH^-$ ) .
- عند إذابة أسيتات الأمونيوم .. فإنها تتفكك إلى أيونات الأسيتات وأيونات الأمونيوم تبعاً للمعادلات التالية

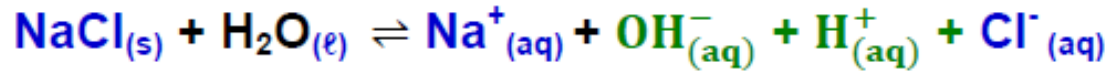
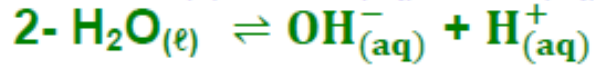


- يتكون كل من حمض الأسيتيك وهيدروكسيد الأمونيوم ؛ لأن كلاهما إلكتروليت ضعيف غير تام التآين.
- مما يعني أن تركيز أيونات يكافئ تركيز أيونات ( $OH^-$ )
- وعلى ذلك يكون الرقم الهيدروجيني ( $pH = 7$ ) ويكون محلول أسيتات الأمونيوم متعادلاً.



#### (٤) التحلل المائي كلوريد صوديوم ( ملح مشتق من حمض قوى وقاعدة قوية )

- يتأين الماء كإلكتروليت ضعيف ليعطي أيونات الهيدروجين ( $H^+$ ) وأيونات الهيدروكسيل ( $OH^-$ ).
- عند إذابة كلوريد الصوديوم .. فإنها تتفكك إلى أيونات الصوديوم وأيونات الكلوريد تبعاً للمعادلات التالية



- لا يتكون أى من حمض الهيدروكلوريك أو هيدروكسيد الصوديوم ؛ لأن كلاهما إلكتروليت قوى تام التآين.
- مما يعنى أن تركيز أيونات ( $H^+$ ) يكافئ تركيز أيونات ( $OH^-$ )
- وعلى ذلك يكون الرقم الهيدروجيني ( $pH = 7$ ) ويكون محلول كلوريد الصوديوم متعادلاً.





## مقارنة بين التميؤ والتعادل

التعادل	التميؤ
تفاعل حمض وقلوى لينتج ملح وماء	عملية ذوبان الملح فى الماء لينتج الحمض والقلوى المشتق منهما الملح. وتعتمد الخاصية الحامضية والقاعدية لمحلول الملح على قوة كل من الحمض والقلوى الناتجين من ذوبان الملح فى الماء



مؤسسة  
حياة كريمة

مؤسسة فودامون  
مصر  
للتربية المجتمع



تعليمي



## رابعاً حاصل الإذابة

- لكل ملح صلب حد معين للذوبان في الماء عند درجة حرارة معينة وعند الوصول لهذا الحد تصبح المادة المذابة في حالة إتزان ديناميكي مع المادة غير المذابة ويوصف المحلول حينئذ بالمحلول المشبع ، ويطلق على تركيزه درجة الذوبان .

### درجة الذوبان

تركيز المحلول المشبع من الملح شحيح الذوبان عند درجة حرارة معينة

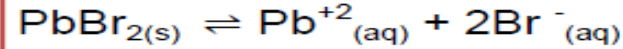
### المحلول المشبع

المحلول الذي تكون المادة المذابة فيه في حالة إتزان ديناميكي مع المادة غير المذابة

### ملاحظات

- مدى ذوبانية الأملاح الصلبة في الماء واسع جداً
1. ذوبانية نترات البوتاسيوم  $KNO_3$  في الماء تساوي  $31.6 \text{ g} / 100 \text{ g}$  عند  $20^\circ\text{C}$
  2. ذوبانية كلوريد الفضة  $AgCl$  في الماء تساوي  $0.0016 \text{ g} / 100 \text{ g}$  عند  $20^\circ\text{C}$

فإذا أخذت كمية من برميد الرصاص II ( $PbBr_2$ ) ورجت في الماء ، فإن كمية ضئيلة جداً سوف تذوب ويتأين جزء منها وفقاً للمعادلة الآتية:



$$K_{sp} = \frac{[Pb^{2+}][Br^{-}]^2}{[PbBr_2]}$$

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

وبتطبيق قانون فعل الكتلة عليها فإن ثابت الإتزان :

وحيث أن تركيز  $PbBr_2$  الصلب يظل ثابتاً تقريباً فإن



## مثال ٤٠

- رتب المواد شحيحة الذوبان التالية والتي لها قيمة حاصل الإذابة الموضحة تصاعدياً حسب سرعة الترسيب
- كبريتات الفضة  $Ag_2SO_4$  ( $1.1 \times 10^{-5}$ )
  - هيدروكسيد الخارصين  $Zn(OH)_2$  ( $1.0 \times 10^{-18}$ )
  - هيدروكسيد الحديد III  $Fe(OH)_3$  ( $1.0 \times 10^{-36}$ )
  - كربونات الكالسيوم  $CaCO_3$  ( $4.9 \times 10^{-11}$ )

### الإجابة

كبريتات الفضة > كربونات الكالسيوم > هيدروكسيد الخارصين > هيدروكسيد الحديد III

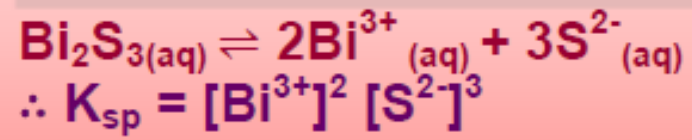


مؤسسة فودامون  
مصر  
للتربية المجتمعية

تعليمي

### مثال 41

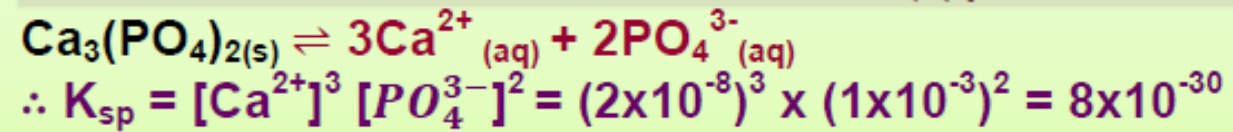
أكتب تعبيراً لحاصل إذابة محلول مشبع من كبريتيد البزموت  $\text{Bi}_2\text{S}_3$   
الإجابة



## مثال 42

احسب قيمة حاصل الإذابة لملح فوسفات الكالسيوم  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  ، علماً بأن :  
- تركيز أيونات الكالسيوم  $2 \times 10^{-8} \text{ mol / L}$  (٢) تركيز أيونات الفوسفات  $1 \times 10^{-3} \text{ mol / L}$

الإجابة



تعليمي



مؤسسة شودافون  
مصر  
للتنمية المجتمعية



مؤسسة  
حياة كريمة



شكراً

إعداد : أ. إيمان الدهشان

تواصل معنا

[contact@hayakarima.com](mailto:contact@hayakarima.com)