

### الأهداف

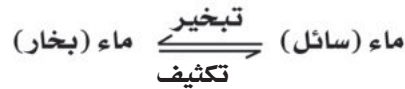
في نهاية دراسة الطالب لباب الاتزان الكيميائي ينبغي أن يكون قادراً على أن :

- يعرف النظام المتزن .
- يوضح العوامل التي تؤثر في معدل التفاعل الكيميائي .
- يكتب نص قانون فعل الكتلة .
- يطبق قانون فعل الكتلة على التفاعلات المتزنة ويحسب ثابت الاتزان .
- يعدد العوامل التي تؤثر على حالة الاتزان .
- يكتب نص قاعدة لوشاتيليه .
- يجري بعض الحسابات المتعلقة بالاتزان الكيميائي .
- يوضح مفهوم الاتزان الأيوني .
- يشرح تأين الماء والحاصل الأيوني للماء .
- يوضح مفهوم الأس الهيدروجيني «الرقم الهيدروجيني» ودلالته على المحاليل المائية .
- يشرح مفهوم التميؤ «التحلل المائي» .
- يوضح مفهوم حاصل الإذابة وتطبيقاته .
- يجري بعض الحسابات المتعلقة بالاتزان الكيميائي .
- يقدر عظمة الخالق في الدقة المتناهية لخلق الكون .
- يقدر جهود العلماء في تقدم علم الكيمياء .

الاتزان الكيميائي  
Chemical Equilibrium

**النظام المتزن** هو نظام ساكن على المستوى المرنى ونظام ديناميكي على المستوى غير المرنى . فإذا وضعت كمية من الماء فى إناء مغلق على موقد نشاهد حدوث عمليتين متضادتين أو متعاكستين هما عمليتا التبخير والتكثيف، فى بداية التسخين يكون معدل تبخير الماء هى العملية السائدة يصحبها زيادة فى الضغط البخارى (هو ضغط بخار الماء الموجود فى الهواء عند درجة حرارة معينة) وتستمر عملية التبخير حتى يتساوى الضغط البخارى مع ضغط بخار الماء المشبع (وهو أقصى ضغط لبخار الماء يمكن أن يتواجد فى الهواء عند درجة حرارة معينة).

وبذلك تحدث حالة اتزان بين سرعة التبخير وسرعة التكثيف ويكون عندها عدد جزيئات الماء التى تتبخر مساو لعدد جزيئات البخار التى تتكثف .



وكما يحدث اتزان فى الأنظمة الفيزيائية يحدث أيضا اتزان فى العديد من التفاعلات الكيميائية ويمكن تقسيم التفاعلات الكيميائية إلى نوعين هما :

١- تفاعلات تامة (غير انعكاسية) .

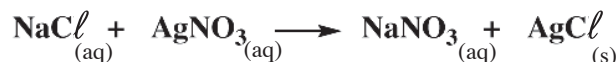
٢- تفاعلات انعكاسية .

(١) التفاعلات التامة Complete Reactions

فى هذا النوع تسير التفاعلات فى اتجاه واحد غالبا (الاتجاه الطردى تقريبا) حيث يصعب على المواد الناتجة التى تحتوى على غاز أو راسب أن تتحد مع بعضها مرة أخرى لتكوين المواد المتفاعلة فى نفس ظروف إجراء التفاعل.

ومن أمثلة التفاعلات التامة :

أ- عند إضافة محلول كلوريد الصوديوم إلى محلول نترات الفضة نلاحظ تكون راسب أبيض من كلوريد الفضة .

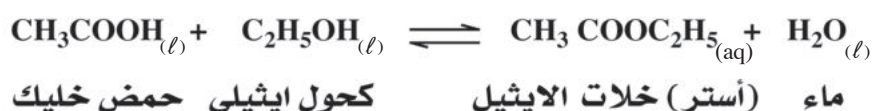


**ب -** إذا وضع شريط من الماغنسيوم فى محلول حمض هيدروكلوريك يتصاعد غاز الهيدروجين .



### (٢) التفاعلات الانعكاسية Reversible Reactions:

عند تعادل مول من حمض الخليك مع مول من الكحول الايثيلى فإن المتوقع من معادلة التفاعل الآتية تكون مول من الأستر (أسيئات الايثيل) ومول من الماء .



ولكن إذا اختبرنا محلول التفاعل بورقة عباد الشمس زرقاء نجدها تحمر رغم أن المواد الناتجة من التفاعل متعادلة التأثير على عباد الشمس . فما سبب هذه الحموضة إذن ؟  
التفاعل السابق ليس من التفاعلات التامة والتي تسير فى إتجاه تكوين النواتج فقط ويعتبر من التفاعلات المنعكسة التى تسير فى كلا الاتجاهين الطردى والعكسى .

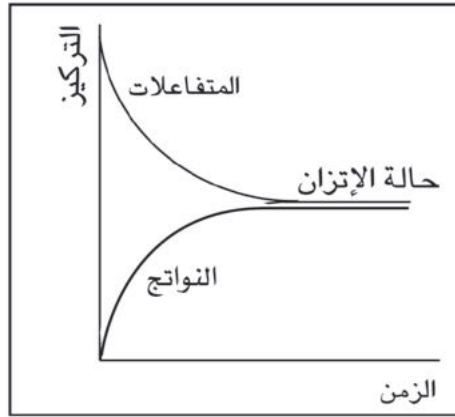


وبالتالى فإن المواد المتفاعلة والمواد الناتجة من التفاعل تكون موجودة باستمرار فى حيز التفاعل عند الإتزان وهذا يفسر حموضة خليط التفاعل لوجود حمض الخليك.

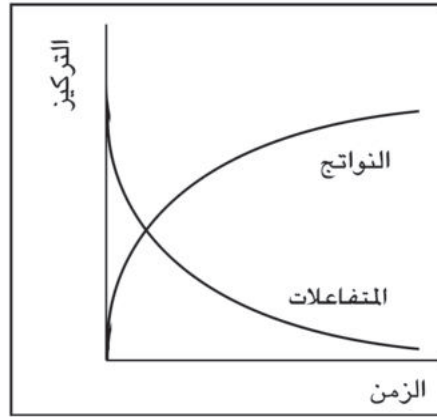
**الاتزان الكيميائي فى التفاعلات الانعكاسية :** هو نظام ديناميكي يحدث عندما يتساوى معدل التفاعل الطردى مع معدل التفاعل العكسى وتثبت تركيزات المتفاعلات والنواتج ويظل الاتزان قائماً طالما كانت جميع المواد المتفاعلة والناتجة موجودة فى وسط التفاعل (لم يتصاعد غاز ولم يتكون راسب) وما دامت ظروف التفاعل مثل درجة الحرارة أو الضغط ثابتة .

### معدل التفاعل الكيميائي Rate of Chemical Reaction

تقاس سرعة التفاعل الكيميائي بتغير تركيز المواد المتفاعلة في وحدة الزمن ويعبر عن وحدات التركيز بالمول في كل لتر من المحلول وعن الزمن بالدقائق أو الثواني . وأثناء حدوث التفاعل الكيميائي التام نسبياً يقل تركيز المواد المتفاعلة إلى أن تستهلك تقريباً ويزداد تركيز المواد الناتجة من التفاعل شكل (٣ - ١) . أما في حالة التفاعلات الانعكاسية فإن زيادة تركيز المواد الناتجة وقلة تركيز المواد المتفاعلة يستمران إلى أن يصلا إلى حالة اتزان شكل (٣ - ٢) .



شكل (٣ - ٢)



شكل (٣ - ١)

ومن التفاعلات الكيميائية ما ينتهي نسبياً في وقت قصير جداً وهي التفاعلات اللحظية تقريباً مثل تفاعل نترات الفضة مع كلوريد الصوديوم حيث ينتج راسب شحيح الذوبان من كلوريد الفضة الأبيض بمجرد خلط المواد المتفاعلة .

وهناك تفاعلات معدلها بطئ نسبياً مثل تفاعل الزيوت النباتية مع الصودا الكاوية لتكوين الصابون والجليسرين وهناك تفاعلات يتطلب حدوثها شهوراً عديدة مثل تفاعل تكوين صدأ الحديد .

### العوامل التي تؤثر على معدل (سرعة) التفاعل الكيميائي :

تتأثر سرعة التفاعل الكيميائي بعدد من العوامل هي :

- ١- طبيعة المواد المتفاعلة .
- ٢- تركيز المواد المتفاعلة .
- ٣- درجة حرارة التفاعل .
- ٤- الضغط .



٥- العوامل الحفازة .

٦- الضوء .

(١) طبيعة المواد المتفاعلة : يقصد بطبيعة المواد المتفاعلة عاملان مهمان هما :

أ- نوع الترابط في المواد المتفاعلة :

عندما تكون المواد المتفاعلة أيونية مثل تفاعل محلول كلوريد الصوديوم مع محلول نترات الفضة فإن هذه التفاعلات تكون لحظية وسريعة جداً لأن أيونات المواد المتفاعلة تتفاعل بسرعة بمجرد خلطها. أما التفاعلات التي تتم بين المواد المرتبطة بالروابط التساهمية مثل التفاعلات العضوية فتكون بطيئة عادة

ب- مساحة السطح المعرض للتفاعل :

تلعب درجة تجزئة المادة دوراً مهماً في زيادة سرعة التفاعل، فإذا أحضرت كتلتين متساويتين من فلز الخارصين أحدهما على هيئة مسحوق والأخرى عبارة عن كتلة واحدة ووضعت كلا على حدة في أنبوبة اختبار وأضفت إلى كل أنبوبة حجمين متساويين من حمض الهيدروكلوريك المخفف فإنك تشاهد أن التفاعل في حالة المسحوق ينتهي في وقت أقل من التفاعل في حالة الكتلة الواحدة . أي أنه كلما زادت مساحة السطح المعرض للتفاعل بين المواد المتفاعلة كلما كان معدل التفاعل أسرع .

(٢) تركيز المواد المتفاعلة :

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

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

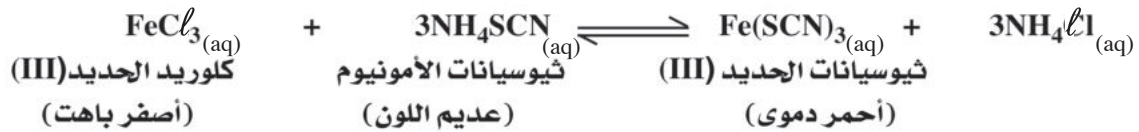
يتناول هذا القانون تأثير التركيز على معدل التفاعل وينص على :



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

ولتوضيح قانون فعل الكتلة يمكنك إجراء التجربة الآتية :

عند إضافة محلول كلوريد الحديد (III) ( ذو اللون الأصفر الباهت ) تدريجياً إلى محلول ثيوسيانات الأمونيوم (عديم اللون) يصير لون خليط التفاعل أحمر دموي لتكون ثيوسيانات الحديد (III) ويمكن تمثيل التفاعل بالاتزان التالي :



فإذا أضيف مزيداً من كلوريد الحديد (III) نجد أن لون المحلول يزداد إحمراراً مما يدل على تكوين مزيد من ثيوسيانات الحديد (III) .

وعندما يتساوى معدل التفاعل العكسي ( $r_2$ ) والطردي ( $r_1$ ) في التفاعل السابق فإن التفاعل يكون قد وصل إلى حالة اتزان . ويعبر عن كلا المعدلين للتفاعل بما يأتي :

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

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

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

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

والأقواس المستطيلة [ ] تدل على التركيزات بوحدة (Mol/L) أما  $k_1$  ,  $k_2$  فهما ثابتا معدل التفاعل الطردي والعكسي على الترتيب وعند الاتزان يتساوى معدل التفاعلين .

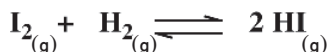
$$r_1 = r_2$$

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

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

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

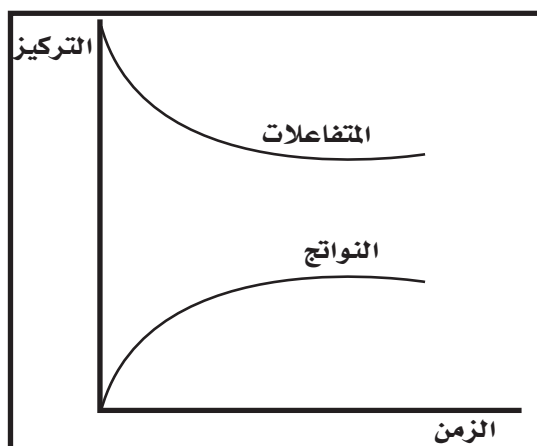
مثال : احسب ثابت الاتزان للتفاعل



إذا علمت أن تركيزات اليود والهيدروجين ويوديد الهيدروجين عند الاتزان هي على

الترتيب 1.563 , 0.221 , 0.221 mol/L

الحل :



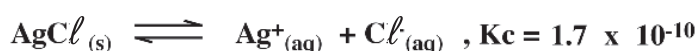
شكل (٣ - ٣)

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

$$K_c = \frac{(1.563)^2}{0.221 \times 0.221} = 50$$

ويلاحظ ما يلي:

- (أ) القيم الصغيرة لثابت الاتزان ( $K_c < 1$ ) تعنى أن حاصل ضرب تركيز النواتج (في البسط) أقل من حاصل ضرب تركيز المواد المتفاعلة (في المقام) (كل مرفوع لأس عدد مولاته) مما يعنى أن التفاعل لا يسير بشكل جيد نحو تكوين النواتج وأن التفاعل العكسى له دور فعال . شكل (٣ - ٣) .  
مثال ذلك ذوبانية كلوريد الفضة في الماء :



- قيمة  $K_c$  في التفاعل السابق تدل على أن كلوريد الفضة شحيح الذوبان في الماء .  
(ب) القيم الكبيرة لثابت الاتزان ( $K_c > 1$ ) تعنى أن التفاعل يستمر إلى قرب نهايته . أى أن التفاعل الطردى هو السائد تقريباً ، مثال لذلك تفاعل الكلور مع الهيدروجين :



- (ج) لا يكتب تركيز الماء النقى كمذيب أو المواد الصلبة أو الرواسب في معادلة حساب ثابت الاتزان حيث أنها تعتبر ذات تركيز ثابت بوجه عام مهما اختلفت كميتها لأن قيمتها لا تتغير بدرجة ملموسة .  
(د) القيمة العددية لثابت الاتزان لا تتغير بتغير تركيز المواد المتفاعلة أو الناتجة عند نفس درجة الحرارة .

### (٢) تأثير درجة الحرارة على سرعة التفاعل :

يمكن تفسير تأثير درجة الحرارة على سرعة التفاعل الكيميائي في ضوء نظرية التصادم التي تفترض أنه يشترط لحدوث التفاعل الكيميائي أن تصطدم جزيئات المواد المتفاعلة بحيث تكون الجزيئات المتصادمة ذات السرعات العالية جداً فقط هي التي تتفاعل لأن طاقتها الحركية العالية تمكنها من كسر الروابط في الجزيئات فيحدث التفاعل الكيميائي. وعلى ذلك لابد أن يمتلك الجزيء حد أدنى من الطاقة الحركية لكي يتفاعل عند الاصطدام ، ويسمى هذا الحد الأدنى بطاقة التنشيط .

وتعرف **طاقة التنشيط** : بأنها الحد الأدنى من الطاقة التي يجب أن يمتلكها الجزيء لكي يتفاعل عند الاصطدام . وتسمى الجزيئات ذات الطاقة الحركية المساوية لطاقة التنشيط أو تفوقها بالجزيئات المنشطة . ونستنتج من هذه النظرية أن زيادة درجة الحرارة يزيد نسبة الجزيئات المنشطة وبالتالي يزيد معدل التفاعل الكيميائي . وقد وجد أن كثيراً من التفاعلات الكيميائية تتضاعف سرعتها تقريباً إذا ارتفعت درجة الحرارة بمقدار عشر درجات مئوية .

### تجربة لايضاح تأثير درجة الحرارة على سرعة تفاعل متزن :

- إذا أحضرنا دورق زجاجي يحتوي غاز ثنائي أكسيد النيتروجين المعروف بلونه البنّي المحمر ووضعناه في إناء به مخلوط مبرد ، نجد أن حدة اللون تخف تدريجياً حتى يزول

اللون البنّي المحمر شكل (٣ - ٤)



شكل (٣ - ٤)

وإذا أخرج الدورق من المخلوط المبرد ثم ترك ليعود إلى درجة حرارة الغرفة (25 °C) نجد أن اللون البنّي المحمر يبدأ في الظهور ولا يلبث أن يعود إلى ما كان عليه وتزداد درجة



اللون كلما ارتفعت درجة الحرارة ويمكن تمثيل ما حدث بالإتزان التالي :



نستنتج من التجربة السابقة أن إزاحة (امتصاص) الحرارة من تفاعل متزن طارد للحرارة ينتج عنها سير التفاعل في الاتجاه الطردى الذى ينتج فيه حرارة .

#### ٤- تأثير الضغط :

تجدر الإشارة إلى أن تركيز المواد في المحاليل يعبر عنها عادة بالمولارية ويتم التعبير عنها بوضع المادة بين قوسين مربعين [ ] أما إذا كانت المواد الداخلة في التفاعل أو الناتجة منه في الحالة الغازية فإن التعبير عن التركيز يتم عادة باستخدام ضغطها الجزئى . وعلى سبيل المثال يحضر غاز النشادر في الصناعة من عنصريه طبقاً للتفاعل التالى :



نلاحظ أن : 4 mol من الجزيئات تتفاعل لينتج 2 mol من جزيئات النشادر أى أن تكوين النشادر يكون مصحوباً بنقص في عدد المولات، وبالتالي ينقص في الحجم، وقد وجد أنه بالضغط والتبريد يزداد معدل تكون غاز النشادر. نستنتج من المثال السابق أن زيادة الضغط أو التبريد على تفاعل غازى متزن تجعله ينشط في الاتجاه الذى يقل فيه الحجم.

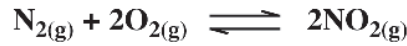
ويعبر عن ثابت الاتزان في التفاعلات الغازية (مثل تفاعل تحضير غاز النشادر من عنصريه) بالرمز  $K_p$  للدلالة على تركيز المواد معبراً عنه بالضغط الجزئى.

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

وكما هو الحال في  $K_c$  فإن قيمة  $K_p$  للتفاعل لا تتغير بتغير الضغوط الجزئية للغازات المتفاعلة أو الناتجة في نفس درجة الحرارة ويكون الضغط الكلى للتفاعل هو مجموع الضغوط الجزئية لغازاته (والمرتبطة بعدد مولات كل غاز)



**مثال :** أحسب ثابت الاتزان Kp للتفاعل :



إذا كان ضغط الغاز  $\text{NO}_2$  2 atm ، الغاز  $\text{O}_2$  1 atm ، الغاز  $\text{N}_2$  0.2 atm

**الحل :**

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

∴ ثابت الاتزان = 20

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

#### قاعدة لوشاتلييه : Le Chatelier Principle

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 يلغى تأثير هذا التغير .

#### (٥) 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 تكاليف الطاقة اللازمة للتسخين لإحداث هذه التفاعلات ستكون عالية مما يؤدي إلى رفع أسعار السلع المنتجة لتحميل تكاليف الطاقة على أسعارها .

ومن هنا يبرز دور الكيميائي في المصنع الذي يتضمن البحث عن أفضل السبل لزيادة الإنتاج وتحسينه بأقل التكاليف ، وقد وجد أن معظم التفاعلات البطيئة يمكن إتمامها باستعمال مواد تزيد من معدلها دون الحاجة لزيادة درجة الحرارة ، وتعرف هذه المواد بالعوامل الحفازة Catalysts .

ويعرف العامل الحفاز بأنه مادة يلزم منها القليل لتغير معدل التفاعل الكيميائي دون أن تتغير أو تغير من وضع الاتزان .

ويقوم العامل الحفاز بتقليل طاقة التنشيط اللازمة للتفاعل فهو يسرع التفاعل العكسي والطردى فى نفس الوقت .

وتستخدم الحفازات فى أكثر من 90% من العمليات الصناعية مثل صناعة الأسمدة والبتروكيماويات والأغذية . وتوضع فى المحولات الحفزية المستخدمة فى شاحنات السيارات لتحويل غازات الاحتراق الملوثة للجو إلى نواتج آمنة والحفازات هى عناصر فلزية أو أكاسيدها أو مركباتها. وتعمل الانزيمات (وهى جزيئات من البروتين تتكون فى الخلايا الحية) كعوامل حفز للعديد من العمليات البيولوجية والصناعية .

#### (٦) تأثير الضوء :

تتأثر بعض التفاعلات الكيميائية بالضوء ويعتبر التمثيل الضوئى مثالا لذلك حيث يقوم الكلوروفيل فى النبات بامتصاص الضوء وتكوين الكربوهيدرات فى وجود ثانى أكسيد الكربون والماء . كما أن أفلام التصوير تحتوى على بروميد فضة فى طبقة جيلاطينية وعندما يسقط الضوء عليها فإنه يعمل على أكتساب أيون الفضة الموجب للإلكترون من أيون البروميد السالب ليتحول إلى فضة ويمتص البروم المتكون فى الطبقة الجيلاتينية وكلما زادت شدة الضوء زادت كمية الفضة المتكونة .



### الاتزان الأيوني

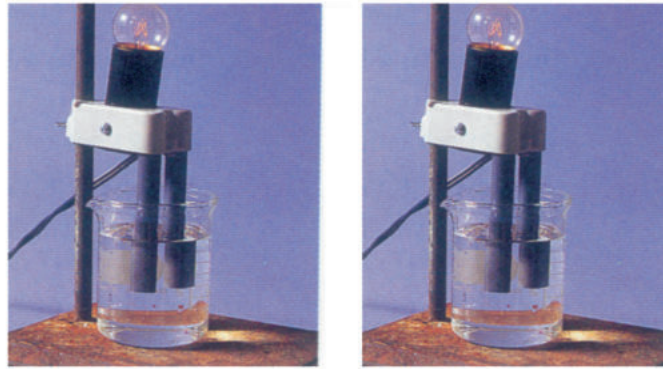
#### تطبيقات قانون فعل الكتلة على حالات الاتزان الأيوني :

##### أولاً : المحاليل الإلكتروليتية :

هناك مواد صلبة متأيئة تماماً مثل كلوريد الصوديوم وعند ذوبان مثل هذه المواد في الماء فإنها تتفكك إلى أيوناتها الموجبة والسالبة ومحاليل هذه المواد موصلة جيدة للتيار الكهربى . وتعرف هذه المواد بالمركبات الأيونية حيث وترتبط أيوناتها الموجبة والسالبة بقوى الجذب الإلكتروستاتيكية .

أما المركبات التساهمية فتكون الروابط بين ذراتها تساهمية مثل غاز كلوريد الهيدروجين الجاف وحمض الخليك النقى . وفى وجود الماء تتأين هاتان المادتان . غير أن غاز كلوريد الهيدروجين يكون تأينه 100% تقريباً بينما حمض الخليك يكون تأينه محدوداً جداً . ويمكن الاستدلال على ما سبق بإجراء التجارب التالية :

**تجربة (١) :** اختبار التوصيل الكهربى لحمض الخليك النقى (الثلجى) وغاز كلوريد الهيدروجين الذائب فى البنزين باستخدام الجهاز المبين بالشكل (٣ - ٥) . تشاهد أن المصباح لا يضىء فى كلتا الحالتين مما يدل على أن كلا المحلولين لا يحتوى على أيونات تعمل على توصيل التيار .



شكل (٣ - ٥)

**تجربة (٢) :** أذب 0.1 mol من غاز كلوريد الهيدروجين فى 1 L من الماء وبالمثل أذب 0.1 mol من حمض الخليك النقى فى 1 L من الماء وبذلك يكون لديك محلولان متساويان فى التركيز من حمض الخليك وحمض الهيدروكلوريك . اختبار التوصيل الكهربى لهذين المحلولين



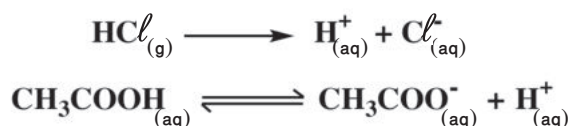
تشاهد أن المصباح يضيء بشدة مع حمض الهيدروكلوريك ويضيء إضاءة خافتة مع حمض الخليك مما يدل على أن الأول يحتوى على وفرة من الأيونات بخلاف الثانى .

**تجربة (٣) :** اختبر تأثير تخفيف كلا المحلولين السابقين على توصيل التيار الكهربى (شدة إضاءة المصباح) وذلك بتخفيفهما إلى 0.01 mol/L - 0.001mol/L . ولاحظ ما يحدث .  
تلاحظ أن شدة إضاءة المصباح لا تتأثر بتخفيف حمض الهيدروكلوريك بينما تزداد بتخفيف حمض الخليك .

الاستنتاج : نستنتج من جملة التجارب السابقة :

أن المركبات التساهمية مثل غاز كلوريد الهيدروجين الجاف وحمض الخليك (الأسيتيك) النقى تتأين فى وجود الماء ويكون تأين كلوريد الهيدروجين تأيئاً تاماً بينما تأين حمض الخليك (الأسيتيك) محدوداً جداً ، وهذا يعكس التوصيل الجيد لمحلول الحمض الأول للتيار الكهربى ويكون التوصيل الرديء لمحلول الحمض الثانى . ولذلك لا يتأثر تأين حمض الهيدروكلوريك بالتخفيف بينما يزداد تأين حمض الخليك بالتخفيف دلالة على وجود جزيئات من الحمض لم تتأين .

وعلى ضوء المشاهدات السابقة يمكن تمثيل تأين كلا من الحامضين كما يلى :



والجدول التالى يبين قيم ثابت التأين لبعض الأحماض الضعيفة .  
وترتب الأحماض الضعيفة تنازلياً تبعاً لتناقص قوتها بدلالة ثابت تأينها (Ka)

اسم الحمض	الصيغة الجزيئية	ثابت التأين (Ka)
حمض الكبريتوز	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	1.7 x 10 <sup>-2</sup>
حمض الهيدروفلوريك	HF	6.7 x 10 <sup>-4</sup>
حمض النيتروز	HNO <sub>2</sub>	5.1 x 10 <sup>-4</sup>
حمض الخليك (الأسيتيك)	CH <sub>3</sub> COOH	1.8 x 10 <sup>-5</sup>
حمض الكربونيك	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	4.4 x 10 <sup>-7</sup>
حمض البوريك	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	5.8 x 10 <sup>-10</sup>

(الجدول للإطلاع فقط)

### أيون الهيدرونيوم :

لا يوجد أيون الهيدروجين (البروتون) الناتج من تأين الأحماض في محاليلها المائية منفرداً ولكنه يجذب إلى زوج الإلكترونات الحر الموجود على ذرة أكسجين أحد جزيئات الماء ويرتبط مع جزئ الماء برابطة تناسقية ويعرف هذا البروتون بالبروتون المماه Hydrated أو أيون الهيدرونيوم ويرمز له بالرمز  $H_3O^+$  .



ويمكن بلورة المفاهيم السابقة كما يلي :

**التأين :** هو عملية تحول جزيئات غير متأينة إلى أيونات .

**التأين التام :** هو عملية تحول كل الجزيئات غير المتأينة إلى أيونات، وتحدث في الإلكتروليتات القوية

**التأين الضعيف :** هو عملية تحول جزء ضئيل من الجزيئات غير المتأينة إلى أيونات ويحدث في الإلكتروليتات الضعيفة . وتوجد في المحلول باستمرار حالتان متعاكستان هما تفكك الجزيئات إلى أيونات واتحاد الأيونات لتكوين جزيئات فتنشأ حالة اتزان بين الأيونات والجزيئات غير المفككة ويمكن تمثيل ذلك بالمعادلة

( $\infty$ )



مادة إلكتروليتية ضعيفة

أيونات حرة

ويعرف هذا النوع من الاتزان بالاتزان الأيوني :

**الاتزان الأيوني :** ينشأ هذا النوع من الاتزان في محاليل الإلكتروليتات الضعيفة بين جزيئاتها والأيونات الناتجة عنها .

ولا يمكن تطبيق قانون فعل الكتلة على محاليل الإلكتروليتات القوية لأن محاليلها تامة التأين. وقد تمكن «استفالد» عام 1988 من إيجاد العلاقة بين درجة التفكك أو التأين ألفا ( $\infty$ ) والتركيز mol/L (C) لمحاليل الإلكتروليتات الضعيفة.

### إثبات قانون استفالد Ostwald :

نفرض أن لدينا مولاً واحداً من حمضاً ضعيفاً أحادي البروتون صيغته الافتراضية HA. عند إذابته في الماء يتفكك عدد من جزيئاته تبعاً للمعادلة :



وبتطبيق قانون فعل الكتلة على هذا النظام المتزن فإن :

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

حيث تمثل  $[H^+]$  ،  $[A^-]$  ،  $[HA]$  تركيزات كل من الأيونات الناتجة وجزيئات الحمض غير المتأينة عند حالة الاتزان  $K_a$  وهو ثابت تأين أو تفكك الحمض. فإذا افترضنا أن مولاً واحداً من الحمض الضعيف (HA) قد أذيب في (V) لتر من المحلول فعند الاتزان تكون :

$$\text{درجة التفكك} = \frac{\text{عدد المولات المتفككة}}{\text{عدد المولات الكلية قبل التفكك}}$$

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

مول وعدد مولات كل من  $H^+$  و  $A^-$  الناتجة  $\alpha$  مول .

$$\text{وحيث أن التركيز (C) = } \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم باللتر (V)}}$$

تكون تركيزات المواد عند الاتزان بالمول لتر هي :



$$\frac{(1-\alpha)}{V} \quad \frac{\alpha}{V} \quad \frac{\alpha}{V}$$

وبالتعويض في معادلة قانون فعل الكتلة فإن :

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



وتعرف هذه العلاقة **بقانون استفالد للتخفيف** وهو يبين العلاقة الكمية بين درجة التآين ( $\alpha$ ) ودرجة التخفيف ويتضح منها :  
 «أنه عند ثبوت درجة الحرارة فإن درجة التآين ( $\alpha$ ) تزداد بزيادة التخفيف» (لتظل قيمة  $K_a$  ثابتة)، وفي حالة الألكتروليتات الضعيفة فإن درجة التآين ( $\alpha$ ) تكون صغيرة بحيث يمكن إهمالها وعليه فإن القيمة ( $1-\alpha$ ) يمكن اعتبارها تساوى الواحد تقريباً وتصبح العلاقة :

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

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

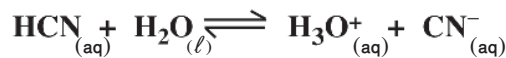
فيمكن كتابة المعادلة السابقة على النحو التالي :

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

أى كلما زاد التخفيف (قل التركيز) زادت درجة التفكك والعكس صحيح .

**مثال :** احسب درجة التفكك فى محلول  $0.1 \text{ mol/L}$  من حمض الهيدروسيانيك HCN عند  $25^\circ\text{C}$  علماً بأن ثابت تأين الحمض  $K_a = 7.2 \times 10^{-10}$

**الحل :**



بتطبيق قانون (استفالد)

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

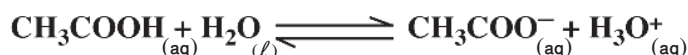
$$\therefore \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C_a}}$$

$$\therefore \alpha = \sqrt{\frac{7.2 \times 10^{-10}}{0.1}} = 8.5 \times 10^{-5}$$



### حساب تركيز أيون الهيدرونيوم للأحماض الضعيفة :

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



$$= \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = K_a \quad \text{فإن ثابت التفكك لهذا التفاعل}$$

ومن المعادلة السابقة فإن مقدار ما ينتج من أيونات الخلات  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  يساوى مقدار ما

ينتج من أيونات الهيدرونيوم  $\text{H}_3\text{O}^+$  :

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

وبذلك فإن قيمة ثابت الاتزان :

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

ونظراً لأن الحمض ضعيف فإن ما يتفكك منه مقدار ضئيل ( $\alpha$ ) يمكن إهماله ومن ذلك

فإن تركيز حمض الخليك عند الاتزان ( $C_a - \alpha$ ) = تركيز حمض الخليك الأصى (C)

وبالتعويض فى قانون ثابت الاتزان :

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

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

مثال :

احسب تركيز أيون الهيدرونيوم فى محلول 0.1mol/L حمض خليك عند 25°C

علماً بأن ثابت تأين الحمض  $1.8 \times 10^{-5}$  .

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

$$[H_3O^+] = \sqrt{0.1 \times 1.8 \times 10^{-5}} = 1.342 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

### حساب تركيز أيون الهيدروكسيل للقواعد الضعيفة :

القواعد التى تتأين فى المحلول المائى جزئياً تسمى قواعد ضعيفة ويمكن حساب تركيز أيون الهيدروكسيل بنفس طريقة حساب تركيز أيون الهيدرونيوم السابق ذكرها وعلى سبيل المثال فإن النشادر الهيدريد قاعده عند ذوبانه فى الماء يكون هيدروكسيد امونيوم وهو قلوي ضعيف



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

وتبين معادلة التآين السابقة تكوين مول واحد من كل من أيونى  $NH_4^+$  والهيدروكسيل .

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

ونظراً لأن ثابت تفكك النشادر صغير فإن جزءاً قليلاً جداً منه يتفكك وعند الاتزان فإن

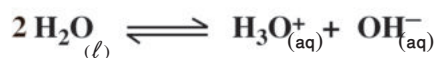
تركيز الامونيا المتبقية  $[NH_3]$  يساوى تركيز الأمونيا الأصلية  $(C_b)$ .

$$[OH^-] = \sqrt{C_b \times K_b} \quad , \quad K_b = \frac{[OH^-]^2}{C_b}$$

### ثانياً : تأين الماء :

الماء النقى الكتروليت ضعيف يوصل التيار الكهربى توصيلاً ضعيفاً ويعبر عن تأينه

بالاتزان التالى :



وللتبسيط يمكن كتابة المعادلة السابقة كالتالي :



ويعبر عن ثابت الاتزان كما يلي :

$$K_w = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 10^{-14}$$

ونظراً لأن مقدار ما يتأين من الماء لا يذكر كما يتضح من قيمة ثابت الاتزان فإن تركيز

الماء غير المتأين يعتبر مقداراً ثابتاً ومن ثم يؤول التعبير السابق إلى العلاقة التالية بعد

إهمال تركيز الماء غير المتأين والذي يعتبر ثابت في ثابت الاتزان .

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

وحيث إن الماء النقي متعادل التأثير على عباد الشمس فيكون تركيز أيون الهيدروجين

المسئول عن الحموضة مساوياً لتركيز أيون الهيدروكسيل المسئول عن القلوية ولذلك فإن :

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

**الحاصل الأيوني للماء ( $K_w$ ) :**

يعرف حاصل ضرب تركيزي أيون الهيدروجين وأيون الهيدروكسيل الناتجين من تأين

الماء بالحاصل الأيوني للماء ويساوي  $1 \times 10^{-14}$  وهو مقدار ثابت فإذا زاد تركيز أيون

الهيدروجين قل تركيز أيون الهيدروكسيل بنفس المقدار وإذا عرف تركيز أحد الأيونين

أمكن معرفة تركيز الآخر.

**الأس (الرقم) الهيدروجيني pH Value :**

هو اللوغاريتم السالب (لأساس 10) لتركيز أيون الهيدروجين أي  $-\log [\text{H}^+]$

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

**الحرف (p) يعني  $(-\log)$**

وهو أسلوب للتعبير عن درجة الحموضة أو القاعدية للمحاليل المائية فإذا رجعنا لمعادلة

الحاصل الأيوني للماء وبأخذ اللوغاريتم السالب لهذه المعادلة فإنها تصبح :

$$-\log K_w = (-\log [\text{H}^+]) + (-\log [\text{OH}^-]) = -\log 10^{-14}$$

وباستبدال القيمة (- log) بالحرف ( p ) فإن المعادلة تصبح :

$$pK_w = pH + pOH = 14$$

فالمحلول المتعادل يكون قيمة الرقم الهيدروجيني له  $pH = 7$  وقيم الرقم الهيدروكسيلى له  $pOH = 7$  ، والمحلول ذو الرقم الهيدروجيني  $pH = 5$  مثلا يكون الرقم الهيدروكسيلى له  $pOH = 9$  والمحلول ذو الرقم الهيدروجيني  $pH = 8$  يكون الرقم الهيدروكسيلى له  $pOH = 6$  وعليه فإن المحاليل الحامضية يكون قيمة الرقم الهيدروجيني لها  $pH < 7$  والرقم الهيدروكسيلى لها  $pOH > 7$  ، أما المحاليل القاعدية يكون قيمة الرقم الهيدروجيني  $pH > 7$  والرقم الهيدروكسيلى  $pOH < 7$



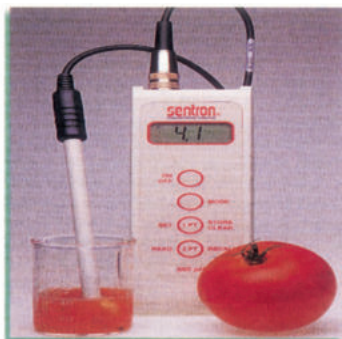
وبيين الجدول التالى الرقم الهيدروجيني لبعض المحاليل :

الرقم الهيدروجيني	المادة
Zero	محلول 1mol/L حمض هيدروكلوريك
1	محلول 0.1mol/L حمض هيدروكلوريك
1.8 - 1.6	العصير المعدى
2.3	عصير الليمون
2.9	الخل
3.5	عصير البرتقال
4.0	عصير العنب
4.2	عصير الطماطم
5.0	القهوة
6.2	ماء المطر
6.6 - 6.3	اللبن
7 - 5.5	البول
7	الماء النقى
7.4 - 6.2	اللعاب
7.45 - 7.35	الدم
8.4	ماء البحر
8.6 - 7.8	العصارة المرارية
10.5	مستحلب المانيزيا
11.0	محلول 0.1mol/L من الأمونيا
12.0	صودا الغسيل
13.0	محلول 0.1mol/L هيدروكسيد صوديوم
14.0	محلول 1mol/L هيدروكسيد صوديوم

↑  
حامضى  
متعادل  
قلوى  
↓

للايضاح فقط .





جهاز قياس الرقم الهيدروجيني  
( pH meter )

### ثالثاً : التحلل المائي للأملاح ( التميؤ ) Hydrolysis :

شكل ( ٣ - ٦ )

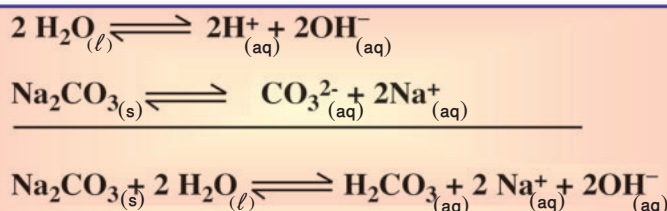
تجربة : أحضر أربع أنابيب اختبار وضع فى الأولى محلول كربونات الصوديوم وفى الثانية محلول كلوريد الأمونيوم وفى الثالثة محلول أسيتات ( خلات ) الأمونيوم وفى الرابعة محلول كلوريد الصوديوم واكشف عن المحاليل الأربعة بورق عباد الشمس وتأكد من صحة البيانات الموضحة فى الجدول التالى .

تجربة	المشاهدة	الاستنتاج
١- تأثير محلول $\text{Na}_2\text{CO}_3$	تزرق ورقة عباد الشمس	المحلول قاعدى
٢- تأثير محلول $\text{NH}_4\text{Cl}$	تحمر ورقة عباد الشمس	المحلول حمضى
٣- تأثير محلول $\text{CH}_3\text{COONH}_4$	لا تتأثر	المحلول متعادل
٤- تأثير محلول $\text{NaCl}$	لا تتأثر	المحلول متعادل

ويمكن تفسير نتائج الجدول السابق كما يلى :

١- التحلل المائي لملاح كربونات الصوديوم ( ملح مشتق من حمض ضعيف مع قاعدة قوية ) :

يتأين الماء كالكتروليت ضعيف ليعطى أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيل وعند إذابة كربونات الصوديوم فإنها تتفكك إلى أيونات صوديوم وأيونات كربونات :



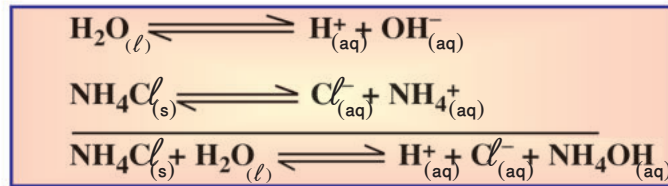
ويلاحظ من التفاعل تكون حمض الكربونيك وأيونات كل من الصوديوم والهيدروكسيل ويرجع عدم تكوين هيدروكسيد الصوديوم إلى أنه الكتروليت قوى والمعروف أن الالكتروليتات القوية تكون تامة التأين ، أما تكون حمض الكربونيك فيعزى إلى اتحاد



أيونات الهيدروجين الناتجة من تأين الماء مع أيونات الكربونات فى المحلول وتعطى حمض الكربونيك ضعيف التأين ، وينشأ عن ذلك سحب مستمر لأيونات الهيدروجين من اتزان تأين الماء فيختل الاتزان ، ولكى يسترجع ثانية فإنه تبعاً لقاعدة لوشاتلييه تتأين جزيئات أخرى من الماء لتعوض النقص فى تركيز أيونات الهيدروجين الأمر الذى يترتب عليه تراكم أو زيادة تركيز أيونات الهيدروكسيل ويصبح تركيزها أكبر من تركيز أيونات الهيدروجين وعلى ذلك يكون الرقم الهيدروجينى  $PH > 7$  ويكون محلول كربونات الصوديوم قلويًا .

٢- التحلل المائى لملح كلوريد الأمونيوم (ملح مشتق من حمض قوى مع قاعدة ضعيفة) :

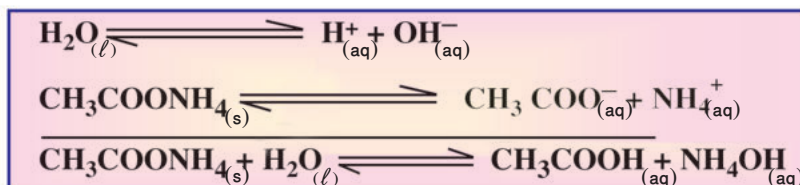
يمكن تمثيل ذوبان كلوريد الأمونيوم فى الماء بالمعادلات التالية :



يتضح من التفاعل أنه ينتج من ذوبان كلوريد الأمونيوم فى الماء أيونات الهيدروجين وأيونات الكلوريد وهيدروكسيد الأمونيوم. ولا يتكون حمض الهيدروكلوريك لأنه الكتروليت قوى فيكون تام التأين ( $\text{H}^+$  ,  $\text{Cl}^-$ ) أى أن وجود أيونات الكلوريد لا تؤثر فى اتزان الماء أما أيونات الأمونيوم فهى تتفاعل مع أيونات الهيدروكسيل الناتجة من تأين الماء لتعطى هيدروكسيد الأمونيوم وهو الكتروليت ضعيف التأين ونتيجة لسحب أيونات الهيدروكسيل من اتزان تأين الماء يختل الاتزان ، ولكى يسترجع ثانية فإنه تبعاً لقاعدة لوشاتلييه تتأين جزيئات أخرى من الماء لتعوض النقص فى أيونات الهيدروكسيل ، وبذلك تتراكم أيونات الهيدروجين ويصبح تركيزها أكبر من تركيز أيونات الهيدروكسيل وبذلك يصبح المحلول حامضياً .

٣- التحلل المائى لملح أسيتات (خلات) الأمونيوم (ملح مشتق من حمض ضعيف مع قاعدة ضعيفة) :

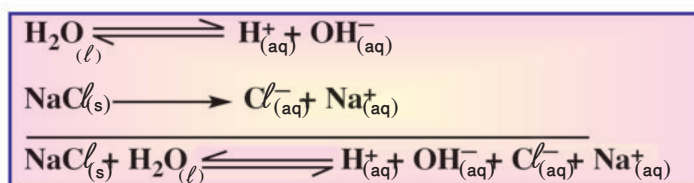
يمكن تمثيل ذوبان أسيتات الأمونيوم فى الماء بالمعادلات الآتية :



وفى هذه الحالة يتكون حمض الخليك وهيدروكسيد الأمونيوم وكلاهما الكتروليت ضعيف مما يعنى أن تركيز أيونات الهيدروجين القليل الناتج من تأين الحمض الضعيف يكافئ تركيز أيونات الهيدروكسيل القليل الناتج من تأين القلوى الضعيف فيكون المحلول متعادلاً .

٤- التحلل المائى لمالح كلوريد الصوديوم (مالح مشتق من حمض قوى مع قاعدة قوية) :

يمكن تمثيل ذوبان كلوريد الصوديوم فى الماء بالمعادلات الآتية :



وفى هذه الحالة لا يتكون حمض الهيدروكلوريك القوى والتام التأين وهيدروكسيد الصوديوم القلوى القوى والتام التأين ، لذا تبقى أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيل الناتجين من تأين الماء كما هى ويكون المحلول متعادلاً .

مما سبق يمكن أن نستنتج أن التميؤ هو عكس التعادل فعند ذوبان المالح فى الماء ينتج الحمض والقلوى المشتق منهما المالح وتعتمد الخاصية الحامضية والقاعدية لمحلول المالح على قوة كل من الحمض والقلوى الناتجين من ذوبان المالح فى الماء .

#### رابعاً : حاصل الإذابة :

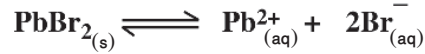
لكل ملح صلب حد معين للذوبان فى الماء عند درجة حرارة معينة، وعند الوصول إلى هذا الحد تصبح المادة المذابة فى حالة اتزان ديناميكي مع المادة غير المذابة، ويوصف المحلول حينئذ بالمحلول المشبع.

ومدى ذوبانية الأملاح الصلبة فى الماء واسع جداً، فذوبانية نترات البوتاسيوم  $\text{KNO}_3$  فى الماء تساوى 31.6g/100g عند  $20^\circ\text{C}$ ، بينما ذوبانية كلوريد الفضة  $\text{AgCl}$  فى الماء عند نفس الدرجة



تساوى 0.0016g/100g ويُعرف تركيز المحلول المشبع من الملح شحيح الذوبان عند درجة حرارة معينة بدرجة الذوبان

فإذا أخذت كمية من بروميد الرصاص  $PbBr_2$  ورُجت فى الماء، فإن كمية ضئيلة جدا سوف تذوب ويتأين جزء منها وفقاً للمعادلة الآتية :



ثم يطبق عليها قانون فعل الكتلة .

فإن ثابت الاتزان :

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

وحيث أن تركيز  $PbBr_2$  الصلب يظل ثابتاً تقريباً فإن :

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

يعرف  $K_{sp}$  بحاصل الإذابة Solubility product وحاصل الإذابة لأي مركب أيونى شحيح

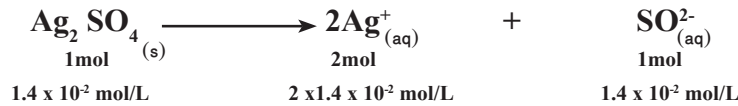
الذوبان هو حاصل ضرب تركيز أيوناته مقدرة بالمول /لتر مرفوع كل منها لأس يساوى

عدد مولات الأيونات والتي توجد فى حالة اتزان مع محلولها المشبع .

**مثال :** احسب قيمة حاصل الإذابة لمُح كبريتات الفضة  $Ag_2SO_4$  علماً بأن درجة ذوبانه فى الماء

عند درجة حرارة معينة يساوى  $1.4 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$

**الحل :**



$$K_{sp} = [Ag^{+}]^2 [SO^{2-}]$$

$$K_{sp} = [2 \times 1.4 \times 10^{-2}]^2 [1.4 \times 10^{-2}] = 1.0976 \times 10^{-5}$$



### التقويم

#### السؤال الأول :

عرف ما يأتى :

- ١- الاتزان الكيميائي .
- ٢- ضغط بخار الماء المشبع فى الجو .
- ٣- التفاعلات التامة .
- ٤- التفاعلات الانعكاسية .
- ٥- معدل التفاعل .
- ٦- العامل الحفاز .
- ٧- قانون فعل الكتلة .
- ٨- قاعدة لوشاتلييه .
- ٩- حاصل الإذابة .
- ١٠- الحاصل الأيونى للماء .
- ١١- الأس الهيدروجينى
- ١٢- قانون استفال

#### السؤال الثانى :

ضع حرف (ع) أمام التفاعلات الانعكاسية وحرف (م) أمام التفاعلات التامة :

- أ-  $\text{NaOH}_{(aq.)} + \text{HCl}_{(aq.)} = \text{NaCl}_{(aq.)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- ب-  $2\text{AgNO}_3(aq.) + \text{BaCl}_2(aq.) = 2\text{AgCl}_{(s)} + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2(aq.)$
- ج-  $2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2(s) = 2\text{CuO}_{(s)} + 4\text{NO}_2(g) + \text{O}_2(g)$
- د-  $\text{CO}_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(v)} = \text{CO}_2(g) + \text{H}_2(g)$  فى إناء مغلق

#### السؤال الثالث :

اكتب فيما يلى :

- أ- معدل التفاعل الكيميائي والعوامل التى تؤثر عليه .
- ب- التفاعل المتزن والعوامل التى تؤثر عليه .

#### السؤال الرابع :

كيف يؤثر كل تغير من التغيرات الآتية على تركيز الهيدروجين فى النظام المتزن التالى :



- أ- إضافة المزيد من غاز ثانى أكسيد الكربون .
- ب- إضافة المزيد من بخار الماء .
- ج- إضافة عامل حفاز .

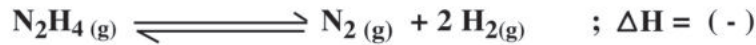
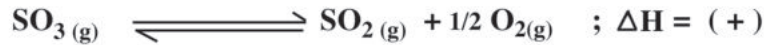


د- زيادة درجة الحرارة .

هـ- تقليل حجم الوعاء .

### السؤال الخامس :

فى أى من التفاعلات الآتية تتوقع زيادة نسبة التفكك مع زيادة درجة الحرارة :



### السؤال السادس :

ما المحاليل الحمضية والقاعدية والمتعادلة فيما يلى :

أ - محلول pH له = 3.5 .

ب- محلول pH له = 7.0 .

جـ- محلول pH له = 4.0 .

د- محلول pH له = 12.0 .

### السؤال السابع :

أكتب المصطلح العلمى الذى تدل عليه كل من العبارات الآتية :

أ- التفاعلات التى تسير فى كلا الاتجاهين الطردى والعكسى وتكون المواد المتفاعلة والنواتجة من التفاعل موجودة باستمرار فى حيز التفاعل (.....) .

ب- مقدار التغير فى تركيز المواد المتفاعلة فى وحدة الزمن (.....) .

جـ- عند ثبوت درجة الحرارة تتناسب سرعة التفاعل الكيميائى تناسباً طردياً مع حاصل

ضرب التركيزات الجزيئية لمواد التفاعل (.....) .

د- إذا حدث تغير فى أحد العوامل المؤثرة على نظام فى حالة اتزان مثل الضغط أو

التركيز أو درجة الحرارة فإن النظام ينشط فى الاتجاه الذى يقلل أو يلغى هذا التغير

(.....) .

### السؤال الثامن :

اذكر تجربة عملية لإثبات :

أ- تأثير التركيز على معدل التفاعل .

ب - تأثير درجة الحرارة على سرعة تفاعل متزن .

### السؤال التاسع :

احسب قيمة ثابت الاتزان للتفاعل :



عندما تكون التركيزات عند الاتزان  $0.213 \text{ mol/L} = [\text{NO}_2]$  ،  $0.213 \text{ mol/L} = [\text{N}_2\text{O}_4]$  .

### السؤال العاشر :

ما نسبة تأين محلول  $0.13 \text{ mol/L}$  من حمض الخليك .

( ثابت تأين حمض الخليك  $1.8 \times 10^{-5}$  ) .

### السؤال الحادي عشر :

أي المواد الآتية تكون محاليلها المائية حامضية أو قاعدية أو متعادلة :



### السؤال الثاني عشر :

اكتب معادلة ثابت الاتزان (Kc) للتفاعلات الآتية :



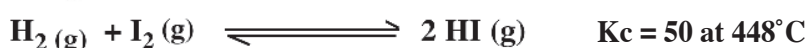
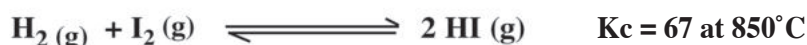
### السؤال الثالث عشر :

إذا كانت درجة تأين حمض عضوي ضعيف أحادي البروتون تساوي 3% في محلول تركيزه

$0.2 \text{ mol/L}$  . احسب ثابت التأين (Ka) لهذا الحمض .

### السؤال الرابع عشر :

للتفاعل الآتي قيمتان لثابت الاتزان عند درجتى حرارة مختلفتين :



هل التفاعل طارد أم ماص للحرارة؟ مع تفسير إجابتك



التفاعل طارد أم ماص للحرارة؟ مع تفسير إجابتك

**السؤال الخامس عشر:**

إذا علم أن قيمة الحاصل الأيوني للماء  $K_w = 1 \times 10^{-14}$  عند  $25^\circ\text{C}$ . املء الفراغات في الجدول

الآتي عند هذه الدرجة :

pOH	pH	[OH <sup>-</sup> ]	[H <sup>+</sup> ]
.....	.....	.....	$1 \times 10^{-11}$
.....	.....	$1 \times 10^{-5}$	.....
.....	6	.....	.....
12	.....	.....	.....

**السؤال السادس عشر:**

احسب  $[\text{Ba}^{2+}]$  في المحلول المشبع من كبريتات الباريوم  $\text{BaSO}_4$ ، علماً بأن حاصل إذابته

$$K_{sp} = 1.1 \times 10^{-10}$$

**السؤال السابع عشر:**

إذا كانت درجة ذوبان كلوريد الفضة  $\text{AgCl}$  هي  $10^{-5} \text{ mol/L}$ . احسب قيمة حاصل الإذابة .



# الباب الرابع

## الكيمياء الكهربائية



### الأهداف

**فى نهاية دراسة الطالب لباب الكيمياء الكهربية ينبغى أن يكون قادرا على أن:**

- يفسر التفاعلات التى تحدث فى الخلية الجلفانية ودور القنطرة الملحية.
- يبين المقصود بقطب الهيدروجين القياسى واستخدامه فى قياس جهود الأقطاب القياسية.
- يحسب القوة الدافعة الكهربية للخلية الجلفانية.
- يكتب الرمز الاصطلاحي للخلية الجلفانية.
- يقيس علميا جهود بعض الأقطاب.
- يتعرف أنواع مختلفة من الخلايا الجلفانية.
- يبين كيفية وقاية الحديد من الصدأ والتآكل.
- يحقق قانونا فاراداي عمليا.
- يحسب كمية المادة المترسبة باستخدام قوانين فاراداي.
- يوضح نواتج التحليل الكهربى لمحاليل ومصاهير الأملاح.
- يكتب التفاعلات التى تحدث عند الأقطاب فى الخلايا الإلكتروليتية.
- يميز بين الخلايا الجلفانية والخلايا الإلكتروليتية.
- يتعرف على تطبيقات الخلايا الإلكتروليتية.
- يفسر التفاعلات التى تحدث أثناء تآكل المعادن وعلى رأسها الحديد.
- يقدر دور الكيمياء الكهربية فى خدمة الإنسان.
- يقدر دور العلماء فى تقدم الكيمياء الكهربية.