

الباب الأول

الإلكترونيات والمحاليل الإلكترونية

obeykandi.com

## الإلكتروليات واللاإلكتروليات Electrolytes and Nonelectrolytes

تقسم المواد حسب قدرتها على توصيل التيار الكهربى إلى نوعين، وهما:

### 1- الإلكتروليتات Electrolytes

وهى تلك المواد التى يكون لمحاليلها القدرة على توصيل التيار الكهربى. ومن أمثلة الإلكتروليتات: محاليل الأحماض والقواعد والأملاح.

### 2- لا إلكتروليتات Non-electrolytes

هى تلك المواد التى لا يكون لمحاليلها القدرة على توصيل التيار الكهربى. ومن أمثلة اللاإلكتروليتات: محاليل السكر، والنشا، والخشب. وترجع قدرة الإلكتروليتات على توصيل التيار الكهربى إلى تفككها إلى أيونات فى محاليلها، حيث تكون لهذه الأيونات القدرة على الحركة ونقل الكهربية خلال المحلول.

ويطلق على نقل الكهربية من خلال حركة الأيونات عبر المحلول اسم "التوصيل الإلكتروليتى". أما فى حالة التوصيل المعدنى فيتم نقل الكهربية عبر حركة الإلكترولونات خلال المعدن (الفلز). وسوف يتم تناول هذا الموضوع بشئ من التفصيل فى الأبواب التالية.

### الإلكتروليتات Electrolytes

يطلق مصطلح "إلكتروليت" على المادة التى يكون لمحلولها القدرة على توصيل التيار الكهربى. وقد تكون هذه المادة حمض أو قاعدة أو ملح. فعند ذوبان كلوريد الصوديوم (ملح) أو هيدروكسيد الصوديوم (قاعدة) أو حمض الهيدروكلوريك فى الماء، فإن المحلول الناتج تكون له قدرة عالية على توصيل التيار الكهربى، نتيجة تفكك تلك الإلكتروليتات إلى أيوناتها عند ذوبانها فى محاليلها.

### التفكك الإلكتروليتى Electrolytic dissociation

يطلق على عملية تفكك الإلكتروليت - فى محلوله- إلى أيونات عند ذوبانه فى مذيب معين (مناسب)، اسم "التفكك الإلكتروليتى". والأيون هو عبارة عن ذرة أو مجموعة ذرات (شق) تحمل شحنة أو شحنات كهربية، سواء أكانت موجبة أم سالبة. والإلكتروليت فى المحلول المخفف يتفكك أو ينقسم إلى نوعين من الأيونات، وهما:

## أ- الكاتيونات Cations

وهي أيونات ذات شحنة أو شحنات موجبة. وقد سميت بذلك لأنها تتجذب ناحية القطب السالب "الكاثود" (Cathode)، فهي (Cathode ions)، وقد اختصرت إلى (Cations).

## ب- الأنيونات Anions

وهي أيونات ذات شحنة أو شحنات سالبة. وقد سميت بذلك لأنها تتجذب ناحية القطب الموجب " الأنود" (Anode)، فهي Anode ions. وقد اختصرت إلى "Anions".

وحيث أن الإلكتروليتات هي مواد متعادلة، فإن مجموع الأيونات الموجبة (الكاتيونات)، ومجموع الأيونات السالبة (الأنيونات) الناتجة من تفكك إلكتروليت ما في المحلول لا بد وأن تكون متساوية.

والشحنات التي يحملها كل أيون تكون مساوية لتكافؤه. فأيون الصوديوم أحادي التكافؤ الموجب، وهو يحمل شحنة واحدة موجبة (+)، في حين نجد أن أيون الكالسيوم ثنائي التكافؤ الموجب، وهو يحمل شحنتين موجبتين (+ +). ويعبر عن أيون الصوديوم الموجب بالرمز ( $Na^+$ )، في حين يعبر عن أيون الكالسيوم ثنائي الشحنة الموجبة بالرمز ( $Ca^{++}$ ) أو بالرمز  $Ca^{2+}$ ، وهكذا..

## درجة التفكك Degree of dissociation

تختلف وتتفاوت الدرجة التي تتفكك بها الإلكتروليتات. فهناك إلكتروليتات تتفكك كاملاً (كلياً)، وأخرى تتفكك جزئياً. ويكون مدى تفكك الإلكتروليت - في محلوله - إلى أيونات هو ما يسمى "درجة التفكك".

وطبقاً لدرجة التفكك، تقسم الإلكتروليتات إلى نوعين، وهما: إلكتروليتات قوية وإلكتروليتات ضعيفة. فالإلكتروليتات القوية هي التي تتفكك كلية في الماء إلى أيونات، في حين تفكك، الإلكتروليتات الضعيفة جزئياً (أي أن تفككها غير كامل)، ويتبقى جزء من جزيئاتها دون تفكك، حيث يرمز للتفكك التام بسهم نو رأس واحدة، تكون في اتجاه الأيونات الناتجة، ( $\rightarrow$ )، ويرمز للتفكك غير التام بسهمين نو رأسين متضادتين ( $\rightleftharpoons$ ).

وهكذا، نجد أن محلول الإلكتروليت الضعيف يحتوى على أيونات وجزئيات غير متفككة (غير متأينة).

ودرجة التفكك هي النسبة بين تركيز الجزيئات المتفككة والتركيز الكلى للمحلول. ودرجة التفكك تشير إلى الكسر من العدد الكلى للجزيئات فى المحلول والتي تفككت. ونرمز لدرجة التفكك بالرمز "α"، ويعبر عنها على النحو التالى:

$$\alpha = \frac{\text{تركيز الجزء المتفكك من الإلكتروليت}}{\text{التركيز الكلى للإلكتروليت فى المحلول}} \quad (1-1)$$

$$\alpha = \frac{\text{تركيز الجزيئات المتفككة إلى أيونات}}{\text{التركيز الكلى للجزيئات فى المحلول}} \quad (1-2)$$

وحيث أن التركيز يعبر عنه (مول/لتر)، فإن :

$$\alpha = \frac{\text{عدد الجزيئات الجرامية المتفككة إلى أيونات}}{\text{عدد الجزيئات الجرامية فى المحلول}} \quad (1-3)$$

ودرجة التفكك يعبر عنها بالكسر الذى تقع قيمته بين الوحدة (الواحد الصحيح) والصففر.

مثال ذلك: إذا كان عدد الجزيئات الجرامية المتفككة هو (0.01)، وعدد الجزيئات الجرامية الكلية فى المحلول هو (0.05)، فإن "α" تساوى:

$$\alpha = \frac{0.01}{0.05} = \frac{1}{5} = 0.2$$

كذلك، فإن درجة التفكك يمكن أن يعبر عنها بالنسبة المئوية.

فى المثال السابق، تعطى "α" بالنسبة المئوية فى الصورة:

$$\alpha = \frac{0.01}{0.05} \times 100 = 20\%$$

فعندما يقال إن محلول 0.1 مولارى من حمض الخليك يتفكك بـ (1.3%). فهذا يعنى أن درجة التفكك لهذا الحمض هي (0.013)، وأن اللتر الواحد من محلوله يحتوى على عدد (0.0013 = 0.1 x 0.013) مولات متفككة من حمض الخليك.

## أنواع الإلكتروليتات

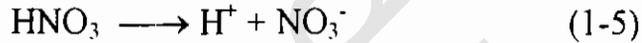
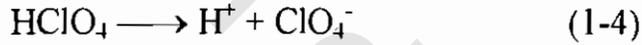
ويمكن تقسيم الإلكتروليتات - طبقا لدرجة تفككها - إلى إلكتروليتات قوية وإلكتروليتات ضعيفة.

### 1- الإلكتروليتات القوية Strong Electrolytes

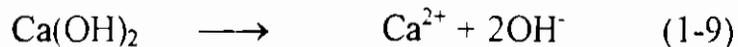
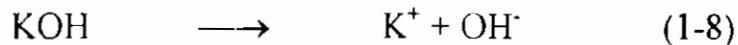
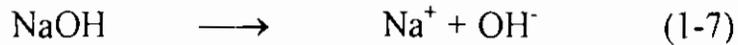
هي تلك المواد التي تتفكك تماما (كلية) إلى أيونات فى محاليلها، وتكون درجة توصيلها - للكهربية - عالية جدا.

وهي تشمل الأحماض القوية والقواعد القوية والأملاح. فالأحماض القوية تتفكك كلية لتعطى عددا كبيرا جدا من أيونات الهيدروجين.

ومن أمثلة الأحماض القوية: حمض البيركلوريك ( $\text{HClO}_4$ ) وحمض النيتريك ( $\text{HNO}_3$ )، وحمض الهيدروكلوريك ( $\text{HCl}$ ) وحمض الكبريتيك ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ )، والتي تتفكك طبقا للمعادلات التالية:

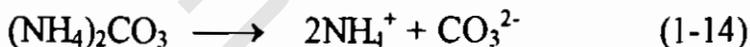
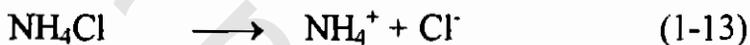
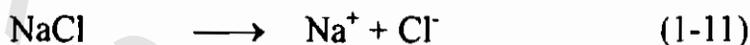


والقواعد القوية تتفكك لتعطى عددا كبيرا جدا من أيونات الهيدروكسيل. ومن أمثلة القواعد القوية: هيدروكسيد الصوديوم ( $\text{NaOH}$ )، وهيدروكسيد البوتاسيوم ( $\text{KOH}$ )، وهيدروكسيد الكالسيوم ( $\text{Ca(OH)}_2$ )، وهيدروكسيد الألومنيوم ( $\text{Al(OH)}_3$ )، والتي تتفكك طبقا للمعادلات التالية:



ويعد الماء إلكترولييت ضعيف جداً، فهو ينتج أعداداً متساوية من أيونات الهيدروجين ( $H^+$ ) وأيونات الهيدروكسيل ( $OH^-$ )، بكميات صغيرة جداً تساوي ( $10^{-7}$ ) جم. أيون/لتر.

والغالبية العظمى من الأملاح هي عبارة عن الكتروليتات قوية. فالأملاح المتكونة من أحماض ضعيفة وقواعد قوية (مثل: ملح خلات الصوديوم ( $CH_3COONa$ ))، والأملاح المتكونة من قواعد ضعيفة وأحماض قوية (مثل: ملح كلوريد الأمونيوم ( $NH_4Cl$ ))، والأملاح المتكونة من أحماض ضعيفة وقواعد ضعيفة [مثل ملح كربونات الأمونيوم ( $(NH_4)_2CO_3$ )]، جميعها تتفكك إلى أيونات كما هو الحال بالنسبة للأملاح المتكونة من أحماض قوية وقواعد قوية [مثل: ملح كلوريد الصوديوم ( $NaCl$ )] (يرمز للتفكك الكامل بسهم ذو رأس واحدة، تكون في اتجاه الأيونات الناتجة).



والتأين والذوبان عمليتان متلازمتان. أي إنه لكي يحدث التأين فلا بد أن يحدث الذوبان أولاً. والعكس غير صحيح. أي أن حدوث الذوبان لا يلزمه بالضرورة حدوث التأين. بمعنى أنه لكي تتأين المادة فلا بد أن تذوب أولاً. وليس بالضرورة أن كل مادة تذوب تتأين. فالسكر يذوب ولكنه لا يتأين (لا يتفكك إلى أيونات)، ولذلك فإن محلول السكر لا يوصل التيار الكهربائي.

فما المقصود بالتأين؟ وما هو الذوبان؟

### عملية الذوبان

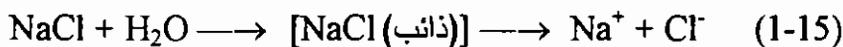
هي عملية طبيعية يتم فيها احتواء جزيئات المذاب بين جزيئات المذيب.

### عملية التأين

هي عملية كيميائية يتم فيها تفكك (تأين) جزيئات الإلكتروليت المذاب إلى أيوناته

في المحلول.

أى إنه يحدث الذوبان أولاً، ثم تتأين (تتفكك) الجزيئات المذابة إلى أيونات، فى خطوة متلاحقة ومتزامنة فور حدث الذوبان. فنجد أنه عند وضع ملح كلوريد الصوديوم (NaCl) فى الماء، فإنه يذوب أولاً إلى ملح مذاب، وفى نفس اللحظة تتفكك جزيئات الملح المذابة إلى أيونات، طبقاً للمعادلة التالية:



أى إنه بمجرد حدوث عملية الذوبان تحدث عملية التفكك (التأين)، بحيث أنه لا يمكن رؤية أو فصل "الحالة الوسطى" [ذائب (NaCl)]، فهى وهمية، أى بمجرد تكونها تتفكك فى نفس اللحظة.

**الأملاح شحيحة الذوبان فى الماء:**

هى أملاح تكون درجة تأينها (تفككها) صغيرة جداً، وذلك لأن الجزء المذاب منها صغير. وهذا الجزء الصغير (الذائب) هو الذى يتفكك. أما الملح غير الذائب، فإنه لا يتفكك (لا يتأين). وسبب ذلك كما ذكرنا سابقاً: أن الذوبان شرط لحدوث التأين. فلا تتأين إلا الجزيئات المذابة فقط.

## ٢- الألكتروليتات الضعيفة Weak Electrolytes

هى تلك المواد التى تتفكك جزئياً إلى أيوناتها فى محاليلها. حيث تكون درجة توصيلها للكهربية ضعيفة، نتيجة قلة عدد الأيونات الناتجة عن تفككها. وهى تشمل الأحماض والقواعد الضعيفة، وتعتبر جميع الأحماض العضوية أحماض ضعيفة، مثل: حمض الخليك (CH<sub>3</sub>COOH) وحمض الكربونيك (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>). والقواعد الضعيفة، مثل: هيدروكسيد الأمونيوم (NH<sub>4</sub>OH). ويمكن تمثيل تفكك (تأين) المواد السابقة على النحو التالى:



## تفكك الأحماض Dissociation of acids

طبقا لنظرية التفكك الالكترولى، فإنه يمكن تعريف الحمض على النحو التالى:  
"الحمض هو تلك المادة التى تنتج أيون الهيدروجين ( $H^+$ ) فى المحاليل المائية".

### أ- أحماض أحادية القاعدة Monobasic acids

هى تلك الأحماض التى تتفكك إلى أيونات فى خطوة (مرحلة) واحدة. مثال ذلك:

حمض الهيدروكلوريك ( $HCl$ )، والذى يتفكك طبقا للمعادلة التالية:



وحمض الخليك الذى يتفكك طبقا للمعادلة التالية:

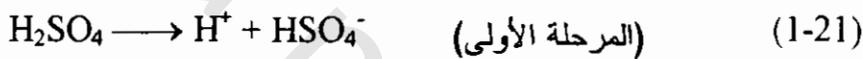


### ب- أحماض ثنائية القاعدة Dibasic acids

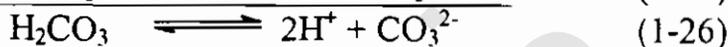
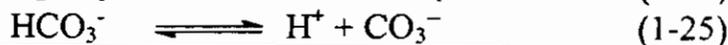
هى تلك الأحماض التى تتفكك إلى أيونات على مرحلتين، حيث تكون المرحلة

الأولى أقوى كثيرا من المرحلة الثانية.

مثال ذلك: حمض الكبريتيك ( $H_2SO_4$ )، والذى يتفكك على مرحلتين طبقا لمايلى:



وحمض الكربونيك ( $H_2CO_3$ )، والذى يتفكك على النحو التالى:



### ج- أحماض ثلاثية القاعدة Tri basic acids

وهى تلك الأحماض التى تتفكك فى ثلاث مراحل. حيث تكون المرحلة الأولى

أقوى من الثانية، وتكون المرحلة الثانية أقوى من الثالثة. مثال ذلك: تفكك حمض

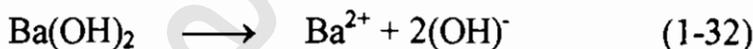
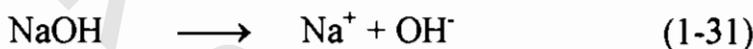
الفوسفوريك ( $H_3PO_4$ )، طبقا لما يلى:



### تفكك القواعد Dissociation of bases

طبقا لنظرية التفكك الالكتروليتي، فإنه يمكن تعريف القاعدة على النحو التالي:  
"القاعدة هي تلك المادة التي تنتج أيون الهيدروكسيل (OH<sup>-</sup>) في المحاليل المائية.

مثال ذلك: هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) وهيدروكسيد الباريوم Ba(OH)<sub>2</sub>، والتي تتفكك طبقا للمعادلات التالية:

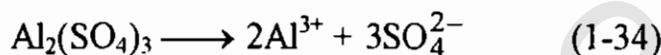


### تفكك الأملاح Dissociation of salts

تتقسم الأملاح إلى ثلاثة أنواع، وهي:

#### أ- أملاح متعادلة Neutral salts

هي تلك الأملاح التي تتفكك - عند ذوبانها في الماء - إلى أيونات فلزية، وأيونات للشق الحمضي، مثل:



#### ب- أملاح حمضية Acid salts

وهي تتفكك على مرحلتين، ومن أمثلتها ملح (KHSO<sub>4</sub>) والذي يتفكك في خطوتين:

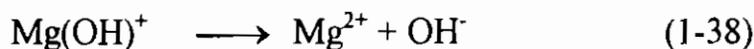


وكما هو واضح، فإن محلول الملح الحمضي يحتوى على كاتيونات الهيدروجين وكاتيونات الفلز (الأحماض تحتوى محاليلها على كاتيونات الهيدروجين فقط).

### ج- أملاح قاعدية Basic salts

الملاح القاعدى هو ذلك الملاح الذى يحتوى على مجموعة أو عدة مجموعات هيدروكسيل ( $\text{OH}^-$ ). ويتفكك هذا الملاح فى مرحلة أو مرحلتين.

مثال ذلك ملح  $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$ ، والذى يتفكك على النحو التالى:



وكما هو واضح، فإن محلول الملاح القاعدى يحتوى على أنيونات الهيدروكسيل ( $\text{OH}^-$ )، وأنيونات الشق الحمضى (القواعد تحتوى محاليلها على أنيونات الهيدروكسيل فقط).

### ثابت التفكك Dissociation constant

تعتبر عملية تفكك الإلكتروليت الضعيف عملية عكسية (انعكسية). حيث تكون الأيونات الناتجة عن تفكك (الجزء المتفكك) فى حالة اتزان مع الجزء غير المتفكك من الإلكتروليت.

فعند دراسة تفكك حمض الخليك، والذى يتفكك طبقاً للمعادلة التالية:



فإن المحلول يحتوى على حمض الخليك غير المتفكك، وأيونات الهيدروجين ( $\text{H}^+$ )، وأيونات الخلات ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ).

وبتطبيق قانون فعل الكتلة، فإنه يمكن التعبير عن ثابت التآين لحمض الخليك بالمعادلة التالية:

$$K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad (1-40)$$

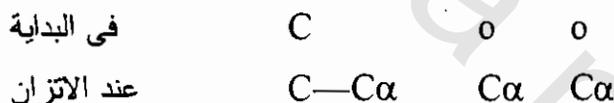
ويعرف ثابت التفكك لإلكتروليت ما بأنه: "حاصل ضرب تركيزات الأيونات الموجودة في المحلول مقسوماً على تركيز الجزيئات غير المتفككة من ذلك الإلكترونيت".

وثابت التأيين له قيمة ثابتة عند درجة الحرارة المعينة الثابتة، وتتغير قيمته بتغير درجة الحرارة.

### قانون أوستفالد للتخفيف Ostwald's dilution law

لقد توصل أوستفالد إلى أنه يمكن تطبيق قانون فعل الكتلة على الإلكترونيات الضعيفة.

وبفرض أنه يوجد لدينا إلكتروليت ثنائي AB (أي إنه يتفكك في محلوله إلى أيونين لهما نفس التكافؤ، مثل حمض الخليك (CH<sub>3</sub>COOH)). فإنه يتفكك طبقاً للمعادلة التالية:



حيث "C" هي تركيز الإلكترونيت الضعيف، "α" هي درجة التفكك له، "Cα" عدد المولات من الجزيئات المتفككة في المحلول و "C - Cα" هي عدد المولات من الجزيئات غير المتفككة من الإلكترونيت في المحلول.

وثابت التفكك لذلك الإلكترونيت يعطى بالمعادلة التالية:

$$K = \frac{[A^+][B^-]}{[AB]} \quad (1-42)$$

$$K = \frac{C\alpha \cdot C\alpha}{C - C\alpha} = \frac{C\alpha^2}{C(1 - \alpha)} \quad (1-43)$$

$$K = \frac{C\alpha^2}{1 - \alpha} \quad (1-44)$$

وتعبر المعادلة السابقة عن قانون أوستفالد للتخفيف. وهي تعطي علاقة بين درجة التفكك والتركيزات للإلكتروليتات الضعيفة. ودرجة التفكك تقل بزيادة التركيز، وتزداد بنقص التركيز، وثابت التفكك ذات قيمة ثابتة عند درجة الحرارة المعطاة الثابتة. وفي حالة الإلكتروليتات الضعيفة جدا، حيث تكون درجة التفكك ( $\alpha$ ) لها قيمة صغيرة جدا، فإن قيمة " $\alpha$ " في المقام تكون صغيرة جدا ويمكن إهمالها مقارنة بلوحدة (الواحد الصحيح). وتؤول المعادلة السابقة إلى الصورة التالية:

$$K = C\alpha^2 \quad (1-45)$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C}} \quad (1-46)$$

وهكذا، وعند تخفيف المحلول، فإن درجة التفكك ( $\alpha$ ) تزداد كلما نقص (قل) التركيز "C". فالعلاقة بينهما عكسية.

$$\alpha \propto \frac{1}{C} \quad (1-47)$$

### تأثير الأيون المشترك Common ion effect

يطلق على خفض تآين إلكتروليت ضعيف نتيجة إضافة أحد أيوناته تعبير "تأثير الأيون المشترك".

فإذا أحتوى المحلول على إلكتروليتين بهما نفس الأيون، فإنه يقال إنهما يمتلكان "أيون مشترك".

مثال ذلك: المحلول الذى يحتوى على (HCl) و (KCl)، فإن أيون (Cl<sup>-</sup>) يكون مشترك لكل منهما. كذلك، المحلول الذى يحتوى على CH<sub>3</sub>COOH و CH<sub>3</sub>COONa، فإن أيون (CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>) يكون مشترك لكل منهما.

ولتوضيح تأثير الأيون المشترك، نأخذ المثال التالي:  
حمض الخليك ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) حمض ضعيف، وهو يتفكك طبقاً للمعادلة

التالية:



و ثابت التفكك لهذا الحمض قيمة ثابتة عند درجة الحرارة معينة.  
فإذا أضيف إلى الحمض السابق، ملح خلات الصوديوم ( $\text{CH}_3\text{COONa}$ )،  
والذي يتفكك كلية طبقاً للمعادلة التالية:



وهكذا، فإنه بإضافة خلات الصوديوم يكون قد تم إضافة أيون الخلات ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ) إلى المحتويات، مما يزيد من تركيز أيون الخلات في المحلول، مما يؤثر على حالة الاتزان الموجودة في المعادلة رقم (1-48). وطبقاً لمبدأ لو شاتيليه، فإن الاتزان يختل، ويسير التفاعل في الاتجاه الخلفي، وهو اتحاد الأيونات لتكوين الحمض غير المتفكك.

وهكذا، فإن إضافة أيون الخلات ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ) من خلال إضافة ملح " $\text{CH}_3\text{COONa}$ " إلى محلول حمض الخليك، جعلت منه أيوناً مشتركاً، يؤثر على تفكك الإلكتروليت الضعيف، ويؤدي إلى خفض تأينه (تفككه) نتيجة وجود الأيون المشترك.

ويمكن توضيح تأثير الأيون المشترك بطريقة أخرى. ففي المحلول المشبع لإلكتروليت شحيح الذوبان، فإن الزيادة في تركيز الأيونات ينتج عنها تكون راسب.

ويمكن توضيح ذلك، بإجراء التجربة التالية:

التجربة:

أذب (12-15) جرام من ملح كلورات البوتاسيوم ( $\text{KClO}_3$ ) في (200) مل من الماء الساخن. وبتبريد المحلول الناتج، فإن الزيادة من ( $\text{KClO}_3$ ) تترسب من المحلول. رشح الراسب ثم قسم المحلول الراشح إلى ثلاثة أقسام (متساوية):

- أضيف إلى القسم الأول (5) مل من محلول 20% من  $(K_2SO_4)$ .

- أضيف إلى القسم الثاني (5) مل من محلول 20% من  $(NaClO_3)$ .

- أضيف إلى القسم الثالث (5) مل من محلول 20% من  $(NaCl)$ .

نلاحظ ما يلي: المحاليل في القسمين الأول والثاني أصبحت معكرة في خلال

دقيقة (أى حدث بها ترسيب). أما المحلول في القسم الثالث فبقى كما هو رائق.

ويمكن تفسير ما حدث على النحو التالي:

لم تحدث أى تفاعلات على الإطلاق في الأقسام الثلاثة. ولكن عند إضافة

إلكتروليت ذو أيون مشترك، فإن تركيز أيونات البوتاسيوم  $(K^+)$  فى القسم الأول،

وتركيز أيون الكلورات  $(ClO_3^-)$  فى القسم الثاني، قد زادت فى المحلول، وأصبحت

أكبر منها فى المحلول المشبع. ولذلك حدث الترسيب فى القسمين، حيث أتحدت الأيونات

وكونت الإلكتروليت غير الذائب. أما المحلول الموجود فى القسم الثالث فقد بقى رائقاً

كما هو، وذلك لأن  $(NaCl)$  المضاف لا يحتوى على أيون مشترك.

## أسئلة ومسائل عامة

- (1) عرف الإلكتروليت واللاإلكتروليت.
- (2) عرف التفكك الإلكتروليتي.
- (3) عرف: الكاتيونات - الأنيونات.
- (4) عرف درجة التفكك الإلكتروليتي.
- (5) قارن بين التوصيل المعدني والتوصيل الإلكتروليتي.
- (6) ما الفرق بين الإلكتروليتات القوية والإلكتروليتات الضعيفة.
- (7) ما هي عملية الذوبان، وما هي عملية التآين.
- (8) عرف ثابت التفكك.
- (9) أكتب نبذة مختصرة عن قانون أوستفالد للتخفيف.
- (10) ما الذي يحدد قوة الحمض أو قوة القاعدة.
- (11) أعطى بعض أمثلة لأحماض قوية وأخرى لقواعد قوية. أكتب الرموز.
- (12) أعطى مثالا لحمض ضعيف وآخر لقاعدة ضعيفة.