

الأولى باكالوريا	التركيز والمحاليل الإلكتروليتية	كيمياء درس 03
------------------	---------------------------------	---------------

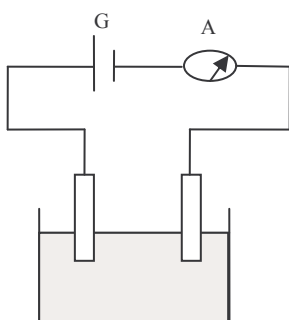
الكفايات المستهدفة:

- ❖ معرفة أن التجاذب بين أيون والأيونات المجاورة له في جسم صلب أيوني تتحقق بواسطة التأثير البيني الكهربائي.
- ❖ كتابة معادلة التفاعل المقرون الذوبان في الماء لنوع كيميائي يؤدي إلى محلول إلكتروليتي.
- ❖ تحديد التركيز المولي لمحلول إلكتروليتي انطلاقا من كمية المادة المأخوذة وحجم المحلول وتمييزه عن التركيز المولي الفعلي للأيونات.

1. المحاليل الإلكتروليتية :

1.1. تجربة :

ننجز دائرة بسيطة مكونة من مولد ،محلل كهربائي يحتوي على ماء مقطر و أمبيرمتر. نلاحظ أن التيار المار ضعيف جدا.التيار يصبح قويا مباشرة بعد إذابة الملح في الماء المقطر.



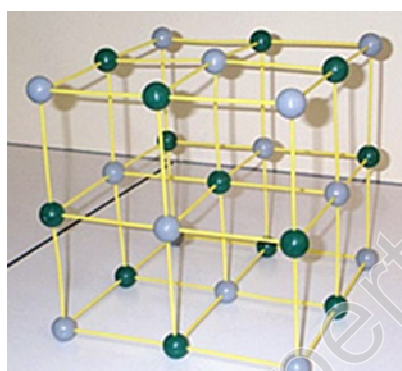
1.2. تعريف :

نحصل على محلول بإذابة مذاب في سائل يسمى المذيب. المذاب يمكن أن يكون جسما صلبا أو سائلا أو غازيا. إذا كان المذيب هو الماء، نقول إن المحلول مائي. المحلول الإلكتروليتي محلول يحتوي على أيونات ، ويوصل التيار الكهربائي. المذاب الذي يمكن من الحصول على محلول إلكتروليتي يسمى إلكتروليت.

2. ذوبان جسم صلب أيوني :

2.1. الجسم الصلب الأيوني :

يحتوي الجسم الصلب الأيوني على أيونات : أنيونات (أيونات سالبة) و كاتيونات (أيونات سالبة) . هذه الأيونات منتظمة في الفضاء مكونة بنية صلبة تسمى البلور. تماسك البلور يتحقق بواسطة قوى التجاذب الكهربائي بين الأيونات الموجبة والسالبة. يكون الجسم الصلب الأيوني محايدا كهربائيا أي أنه يحتوي على نفس العدد من الأيونات الموجبة والسالبة. ولذلك نمثله بصيغة إحصائية تعبر عن هذا الحياد الكهربائي.



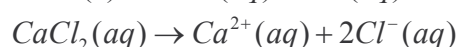
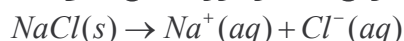
أمثلة :

- يتكون بلور كلورور الصوديوم من أيونات الكلورور Cl^- وأيونات الصوديوم Na^+ بنفس العدد . صيغته $NaCl$

- يتكون بلور كلورور الكالسيوم من أيونات Cl^- و Ca^{2+} . لتحقيق التعادل الكهربائي، يجب أن يحتوي على أيونين Cl^- مقابل أيون واحد Ca^{2+} . صيغته إذن $CaCl_2$.

2.2. ذوبان الجسم الصلب الأيوني :

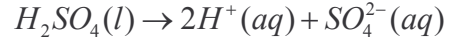
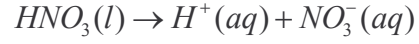
عندما نضع جسما صلبا أيونيا في الماء، يقوم هذا الأخير ،بسبب خصائصه التي ستتطرق إليها لاحقا في هذا الدرس، بتكسير الروابط بين الأيونات فيتفكك الجسم الصلب.ونكتب معادلة التفكك كالتالي:



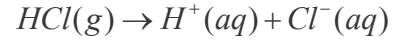
الرمز (aq) يعني المذاب في الماء.

3. ذوبان جسم سائل أو غازي :

بعض السوائل ،مثل حمض النتريك HNO_3 أو حمض الكبريتيك H_2SO_4 ، تعطى أيونات عندما تذوب في الماء، بحيث نكتب :



بعض الغازات ،مثل كلورور الهيدروجين ،تذوب في الماء مكونة أيونات ، فنكتب معادلة الذوبان كالتالي :



4. قطبية بعض الجزيئات :

4.1. الكهرسلبية :

هي قابلية ذرة عنصر كيميائي على جذب الإلكترونات .
ترتبط الكهرسلبية بموضع العنصر في الجدول الدوري :
تزداد من اليسار إلى اليمين في نفس الصف ومن أسفل إلى أعلى في نفس العمود.
وهي منعدمة بالنسبة للغازات الخاملة أي عناصر العمود الأخير.
العناصر الأكثر كهرسلبية تكسب الإلكترونات بسهولة، وتوجد أعلى يمين الجدول الدوري.
العناصر الأقل كهرسلبية تفقد الإلكترونات بسهولة، وتوجد أسفل يسار الجدول الدوري.

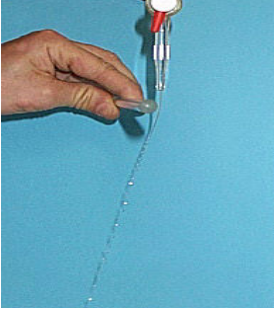
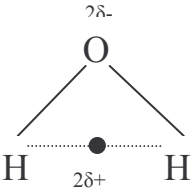
4.2. دراسة جزيئة كلورور الهيدروجين :

حسب ما ذكر من قبل ، الكلور أكثر كهرسلبية من الهيدروجين. الزوج الإلكتروني المكون للرابطة بين الذرتين يكون أقرب لذرة الكلور. (أنظر الشكل 1 حيث السهم بين اقتراب الزوج الإلكتروني من ذرة الكلور).

فتظهر حول ذرة الكلور كثافة شحن كهربائية سالبة نرمز لها بـ δ^- .
وتظهر حول ذرة الهيدروجين كثافة شحن موجبة نرمز لها بـ δ^+ .
و يظهر إذن على طرفي الجزيئة H-Cl قطبان: موجب وسالب. نقول إن هذه الجزيئة مستقطبة. (أنظر الشكل 1)
بما أن لها قطبان ،نقول إن لها ميزة ثنائية القطبية.

4.3. دراسة جزيئة الماء :

الأوكسجين أكثر كهرسلبية من الهيدروجين . الزوج الإلكتروني للرابطة بينهما يكون أقرب إلى ذرة الأوكسجين. الرابطة O-H إذن مستقطبة بحيث أن ذرة الأوكسجين تحمل الشحنة السالبة $2\delta^-$ ،
و كل ذرة هيدروجين تحمل الشحنة الموجبة δ^+ .
بحكم هندسة جزيئة الماء (أنظر الشكل)، فإن مركز كثافتي الشحن الموجبة ينطبق مع مركز القطعة الرابطة بين ذرتي الهيدروجين. إذن ، مركزا الشحن الموجبة والسالبة مختلفان (أنظر الشكل 2).
تميز إذن جزيئة الماء بثنائية القطبية. هذه الخاصية تجعل من الماء مذييا قويا.
الصورة تبين قدرة انجذاب الماء نحو جسم مشحون (الشكل 3).

 الشكل 3	 الشكل 2	 الشكل 1
--	--	--

5. ميزة ثنائية القطبية للماء وذوبان إلكتروليت فيه:

5.1. مراحل ذوبان إلكتروليت في الماء :

مرحلة التفكك : ثنائية القطبية لجزيئات الماء تمكنها من تطبيق قوى كهرساكنة على أجزاء مختلفة من جزيئة المذاب، ما يؤدي إلى تفكيكها.

مرحلة التمييه : بواسطة قوى كهرساكنة تجاذبية ، تحيط جزيئات الماء بالأيونات الناتجة عن التفكك .

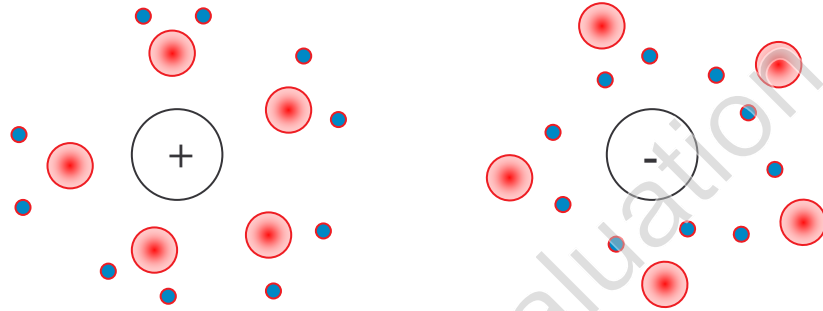
مرحلة التشتت : تنتشر الأيونات الممييهة في كل أنحاء المذيب ، فيصبح المحلول متجانسا.

مرحلة الإشباع و مفهوم الذوبانية : نسمي الذوبانية كمية المذيب القصوية التي يمكن إذابتها في وحدة الحجم للمحلول ، وحدتها : mol.L^{-1} أو g.L^{-1} .

تتعلق الذوبانية بنوع المذيب ودرجة الحرارة.

عندما تتجاوز الكمية المذابة قيمة الذوبانية، يصبح المحلول مشبعا.

مثال عند 20°C : ذوبانية كلورور الصوديوم في الماء 360 g.L^{-1} .



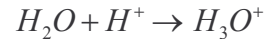
جزيئات ماء تحيط بأيونات سالبة وأخرى موجبة

● ذرة أكسجين ● ذرة هيدروجين

5.2. حالة أيون الهيدروجين H^+ :

H^+ هو عبارة عن ذرة هيدروجين فقدت إلكترونا، فبقي بها بروتون ،ولذا يسمى بروتونا. ونشير له بالرمز

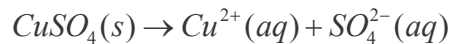
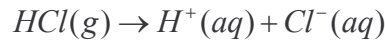
$\text{H}^+(\text{aq})$ لأنه ممييه . H^+ يمكنه أن يرتبط بجزيئة ماء ليتكون الأيون H_3O^+ حسب المعادلة :



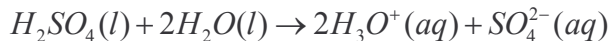
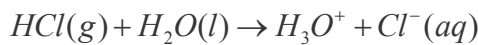
H_3O^+ يسمى أيون الأوكسونيوم.

5.3. معادلات الذوبان :

ذوبان إلكتروليت في الماء تحول كيميائي، يمكن أن نعبر عنه بمعادلة كيميائية.
أمثلة :



لنبين أن H^+ يوجد في الماء مرتبطا بجزيئة ماء، أي على شكل H_3O^+ ، نكتب المعادلتين الأولى والأخيرة كالتالي :



6. التركيز المولي:

6.1. التركيز المولي لحسم مذاب:

التركيز المولي لنوع كيميائي X مذاب في محلول هو خارج كمية مادته وحجم المحلول :

$$C(X) = \frac{n(X)}{V} \quad \text{C(X) بوحدة mol.L}^{-1} \quad n(X) \text{ بوحدة mol} \quad \text{و V بوحدة L}.$$

6.2. تركيز الأنواع المتواجدة في المحلول :

عند إذابة جسم في محلول، غالبا ما يتفكك ولا يوجد إذن في هذا المحلول. بل تظهر أنواع كيميائية جديدة. نستعمل

رمزا آخر للتعبير عن تركيز نوع كيميائي متواجد فعلا في المحلول : $[X]$

التركيز المولي لنوع كيميائي X متواجد فعلا في محلول هو خارج كمية مادته وحجم المحلول :

$$[X] = \frac{n(X)}{V} \quad \text{وللعلاقة نفس الوحدات السابقة.}$$

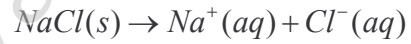
ملاحظة هامة : لا يمكن كتابة الرمز $[NaCl]$ لأن $NaCl$ يتفكك في الماء. بل يمكن كتابة $[Na^+]$ و $[Cl^-]$

لأن هذه الأيونات هي الموجودة فعلا في المحلول وليس $NaCl$.

6.3. العلاقة بين التراكيز المولية :

حالة محلول كلورور الصوديوم :

نعتبر محلولاً مائياً لكلورور الصوديوم تركيزه C. معادلة ذوبان كلورور الصوديوم في الماء هي:

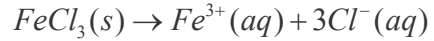


بما أن جزيئة واحدة لكلورور الصوديوم تعطي أيونا واحدا Na^+ وأيونا واحدا Cl^- ، يمكن أن نكتب العلاقة:

حالة محلول كلورور الحديد III :

نعتبر محلولاً مائياً لكلورور الحديد III تركيزه $C(FeCl_3)$. معادلة ذوبان كلورور الحديد III في الماء

هي:



بما أن جزيئة واحدة لكلورور الحديد III تعطي أيونا واحدا Fe^{3+} وثلاث أيونات Cl^- ، يمكن أن

نكتب العلاقات التالية : $[Fe^{3+}(aq)] = C$ و $[Cl^-(aq)] = 3[Fe^{3+}(aq)]$ نستنتج أن $[Cl^-(aq)] = 3[Fe^{3+}(aq)]$.