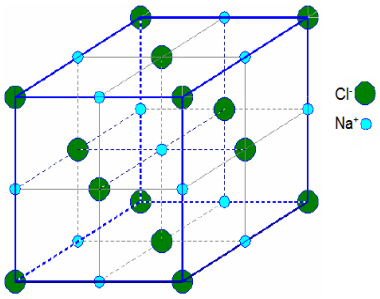
هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

التركيز والمحاليل الإلكتروليتية
La concentration et les solutions électrolytiques

I. الجسم الأيوني الصلب

يتكون الجسم الصلب الأيوني من أيونات موجبة (كاتيونات) وأيونات سالبة (أنيونات) متراصة في ترتيب منظم يسمى البلور Cristal. ويعزى تماسك البلور إلى التأثيرات الكهرساكنة المتبادلة بين الأيونات. ولكن الجسم الصلب الأيوني يكون دائما متعادلا كهربائيا.



أمثلة:

- ✓ يتكون كلورور الصوديوم من الأيونات Na^+ و Cl^- وهي مموضعة وفق التنظيم التالي:
- ✓ يتكون بلور فلورور الكالسيوم من Ca^{2+} و F^- وتكتب صيغته كالتالي: CaF_2.

II. الميزة الثنائية القطبية لجزيئة

1. كهرسلبية عنصر

تنتج الرابطة التساهمية بين ذرتين عن إشراك كل ذرة إلكترونا من طبقتها الالكترونية الخارجية.

- ✓ في حالة جزيئة مكونة من ذرتين متماثلتين فإن الزوج الالكتروني الرابط يتموضع على نفس المسافة بينهما.

- ✓ في حالة جزيئة مكونة من ذرتين مختلفتين يمكن لإحداهما جذب الزوج الالكتروني الرابط أكثر من الثانية. ينتج عن ذلك ظهور شحنة جزئية سالبة δ^- على الذرة التي تجذب الزوج الالكتروني أكثر, وشحنة جزئية موجبة δ^+ على الذرة الأخرى.

فنقول إن الرابطة التساهمية مستقطبة Polarisée والجزيئة ذات ميزة ثنائية قطبية Caractère dipolaire.

❖ **تعريف**

الكهرسلبية هي ميول ذرة عنصر لجذب زوج الرابطة التساهمية التي تكونها مع ذرة أخرى.

ملحوظة: تتزايد كهرسلبية العناصر من اليسار إلى اليمين ومن الأسفل إلى الأعلى في جدول الترتيب الدوري للعناصر الكيميائية.

2. الميزة الثنائية القطبية لجزيئة كلورور الهيدروجين

بما أن ذرة الكلور أكثر كهرسلبية من ذرة الهيدروجين فإن الرابطة H-Cl مستقطبة, ونقول إن لجزيئة HCl ميزة ثنائية قطبية.

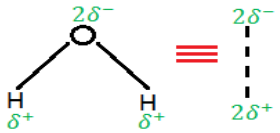
3. الميزة الثنائية القطبية لجزيئة الماء

بما أن ذرة الأكسجين أكثر كهرسلبية من ذرة الهيدروجين فإن الرابطة H-O مستقطبة.

للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

كل ذرة هيدروجين تحمل شحنة جزئية δ^+ وذرة الأكسجين تحمل شحنة جزئية $2\delta^-$.



بما أن جزيئة الماء غير خطية فإن مرجح الشحن السالبة لا ينطبق مع مرجح الشحن الموجبة, فنقول إن لجزيئة الماء ميزة ثنائية قطبية.

III. المحاليل المائية الإلكتروليتية

1. تعاريف

- ✓ نحصل على محلول بإذابة جسم صلب أو سائل أو غازي في سائل يسمى المذيب.
- ✓ إذا كان المذيب هو الماء يسمى المحلول محلولا مائيا.
- ✓ عندما يحتوي المحلول على أيونات, نقول إنه محلول أيوني وبما أنه موصل للتيار الكهربائي نقول إنه محلول إلكتروليتي.
- ✓ الأجسام التي تعطي عند إذابتها في الماء محاليلا إلكتروليتية تسمى الكتروليتات.

أمثلة:

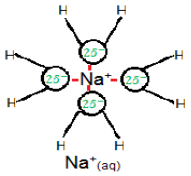
- ✓ محلول كلورور الصوديوم يحتوي على أيونات: Na^+ و Cl^-.
- ✓ محلول حمض الكبريتيك يحتوي على أيونات: H^+ و SO_4^{2-}.
- ✓ محلول حمض الكلوريدريك يحتوي على أيونات: H^+ و Cl^-.

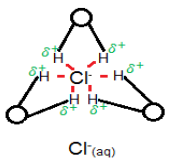
2. مراحل ذوبان الإلكتروليت في الماء

a. مرحلة التفكك

عند وضع إلكتروليت في الماء, فإن الأقطاب الموجبة لجزيئات الماء تجذب الأيونات السالبة للبلور أو الذرات الأكثر كهرسلبية في الجسم الجزيئي (تنفرد بالزوج المشترك فتصبح أنيونا), بينما تجذب الأقطاب السالبة لجزيئات الماء الأيونات الموجبة للبلور أو الذرات الأقل كهرسلبية في الجسم الجزيئي (تفقد الإلكترون المشارك في الزوج وتتحول إلى كاتيون).

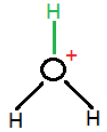
b. مرحلة التميه





بعد تحرير الأيون من البلور أو من الجزيئة فإنه يحاط بعدد معين من جزيئات الماء, فتحول دون عودة الأيون للارتباط من جديد. وتسمى هذه الظاهرة تميه الأيونات.

للتعبير عن تميه الايونات تضاف الإشارة (aq) إلى رمز الأيون.



حالة خاصة: يؤدي تميه أيون الهيدروجين H^+ إلى ارتباطه بجزيئة ماء واحدة ويكتب على شكل: $H^+_{(aq)}$ أو H_3O^+ الأكسونيوم.

c. مرحلة التشتيت

تتمثل هذه المرحلة في انتشار الأيونات المتميهة في المحلول ليصبح متجانسا. يمكن تسريع هذه العملية بالتحريك.

3. معادلة التفاعل المقرون بذوبان الإلكتروليت

ذوبان الإلكتروليت في الماء هو تحول كيميائي يعبر عنه بمعادلة تفاعل الذوبان.

للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

أمثلة:

- ✓ ذوبان NaCl في الماء: $NaCl_{(S)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + Cl^+_{(aq)}$ ويمثل المحلول ب: $Na^+ + Cl^+$.
- ✓ ذوبان H_2SO_4 في الماء: $H_2SO_{4\,(l)} \rightarrow 2H^+_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$ ويمثل المحلول ب: $2H^+ + SO_4^{2-}$.
- ✓ ذوبان HCl في الماء: $HCl_{(g)} + H_2O \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$ ويمثل المحلول ب: $H_3O^+ + Cl^-$.

IV. التراكيز المولية

1. التركيز المولي للمذاب المستعمل

يساوي التركيز المولي للمذاب A كمية مادة هذا المذاب المتواجدة في لتر واحد من المحلول.

$$C = \frac{n(A)}{V}$$

($mol.L^{-1}$) ← C ← (mol)، (L) ← V

2. التركيز المولي لنوع كيميائي موجود في المحلول

يساوي التركيز المولي لنوع كيميائي X موجود في المحلول كمية مادة هذا النوع المتواجدة في لتر واحد من المحلول ونعبر عنه بالرمز [X].

$$[X] = \frac{n(X)}{V}$$

($mol.L^{-1}$) ← $[X]$ ← (mol)، (L) ← V

تمرين تطبيقي: نحضر محلولا مائيا لكلورور الرصاص, ذي حجم V = 10 mL بإذابة كتلة m = 250 mg من كلورور الرصاص $PbCl_{2(s)}$ في الماء.

1. احسب التركيز المولي C للمذاب المستعمل.
2. اكتب معادلة الذوبان.
3. احسب التراكيز المولية الفعلية للأيونات الأساسية الموجودة في المحلول.

نعطي: $M(Pb) = 207.2\ g.mol^{-1}$; $M(Cl) = 35.5\ g.mol^{-1}$

للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma