



كلية العلوم

القسم : الكيمياء

السنة : الثالثة

٩



المادة : كيمياء فизيائية ٤

المحاضرة : السادسة/نظري/د . سعود

{{{ A to Z مكتبة }}}
Maktabat A to Z

Maktabat A to Z

كلية العلوم ، كلية الصيدلة ، الهندسة التقنية



يمكنكم طلب المحاضرات برسالة نصية (SMS) أو عبر (What's app-Telegram) على الرقم 0931497960



الأربعاء : 04/06/2025 د. سعود عبد الحليم كده <small>PHYSICAL CHEMISTRY IV 2024-2025 (Dr. Saud KEDA)</small>	الكي咪اء الفيزيائية ٧ الفصل الثاني الكهربائيات ELECTROLYTES	المحاضرة السادسة قسم الكيمياء السنة الثالثة - الفصل الثاني 2025 - 2024
		تضمن هذه المحاضرة: 35566 حرف موزعة ضمن: 6145 كلمة تشمل:

الهدف التعليمي من المحاضرة السادسة

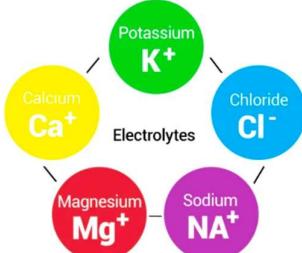
في نهاية هذا المحاضرة ستكون قادر على:

- ✓ التعرف على بعض أنواع المحاليل الكهربائية وخصائصها.
- ✓ دراسة الكميات الكهربائية لهذه المحاليل كالفعالية ومعاملاتها والقوة الشاردية.
- ✓ التعرف على قانون هنري من خلال فقرة (ماذا كانت?).

جميع الحقوق محفوظة لاصحابها من حيث الاقتباس والصور على الشبكة العنكبوتية

تعتبر الكهربائيات ناقل للكهرباء بسبب الشوارد الناتجة عن انحلالها

وجدنا أن **الكهربائيات** Electrolytes في الكيمياء والفيزياء هي المواد التي تنقل التيار الكهربائي، نتيجة الانفصال إلى أجزاء موجبة وسالية الشحنة تسمى الشوارد Ions، والتي تهاجر باتجاه المحطات السلبية (المهبط)، والإيجابية (المتصعد) من الدارة الكهربائية لتنفرغ عليها، وأنه من أكثر الكهربائيات المألوفة (المعروف) **الأحماض والأسنس والأملاح**، والتي تتشerd عندما تذوب في مذيبات مثل الماء أو الكحول Alcohol.



هذا ما تناولناه في المحاضرة السابقة (الخامسة)، كما تناولنا دراسة بعض الكمييات المتعلقة بالشوارد المكونة للكهربائي بشكل منفصل، ودرستنا مثلاً عن محلول كهربائي ثانوي.

اليوم لنقم بدراسة هذه الكمييات بشكل أعمق وفق مفهوم **المحلول الكهربائي مجتمعاً**.

المحتوى	الصفحة
محاليل الكهربائيات المفردة.	89
محاليل الكهربائيات المتعددة.	92
التفكك الغير كامل للكهربائي.	94
القدرة الشاردية.	95
نظرية ديناميكي هيوك.	96
علاقة ديناميكي هيوك والانحلالية.	103
علاقة ديناميكي هيوك وال pH	103

يمكن متابعة المادة والاستفادة أكثر من خلال قناتنا Physical Chemistry IV على منصة Telegram.





تذكرة هذا

$$\mu_B = \mu_+ + \mu_-$$

(II-1-8)

نرى أن الكمون الكيميائي للمادة الذائبة (الكهرليت) في هذه الحالة هي مجموع الككونات الكيميائية للشوارد المفردة.

عند درجة حرارة وضغط معينين، يمكننا كتابة الككونات الكيميائية للشوارد اعتماداً على تركيزها بالمولالية بنفس الشكل الذي نكتبه في حالة المحاليل غير الكهرليتية:

$$\mu_+ = \mu_+^{ref} + RT \ln \left(\gamma_+ \frac{m_+}{m_0} \right)$$

$$\mu_- = \mu_-^{ref} + RT \ln \left(\gamma_- \frac{m_-}{m_0} \right)$$

(II-14)

من المحاضرة الثانية

الجسر ملحى Salt Bridge يعمل على نقل التيار بالشوارد المتخركة، يتكون الجسر الملحى من محلول شاردي مركز غير متفاعل مثل محلول نترات الصوديوم (NaNO_3) أو محلول كلوريد الصوديوم (NaCl).

في تدوين الخلية (التزمير)، تم كتابة معلومات حول القطب الموجب (المصعد) إلى اليسار بينما محلول المصعد، ثم يتعها محلول المصعد، ثم الجسر الملحى (إذا كان موجوداً)، ثم محلول المهبط، وأخيراً معلومات حول (المهبط) إلى اليمين.

تتضمن بعض تفاعلات الأكسدة والإرجاع أنواع تكون ضعيفة للكهرباء، ولذلك يتم استخدام أقطاب لا تشارك في التفاعلات مثل أقطاب (مساري) الذهب أو البلاتين أو الكربون.

بينما يكون من المستحيل تحديد الكمون الكهربائي لمجرى منفرد على حدا، فإننا نستطيع تعين مجرى صفرى (يمتلك قيمة كمون تساوى الصفر) ونستخدمه عندئذ كمرجع (مسرى مرجعى)

درستنا في المحاضرة السابقة حالة محلول الكهرليت الثنائي، لنكملي اليوم دراستنا للكهربائيات بشكل عام Electrolytes in General .

تحتوي وحدة الصيغة للكهرليت غير المتماثل Nonsymmetrical electrolyte على أكثر من شاردين، وتكون الصيغة العامة للكهرليت (المادة المذابة) ككل هي أكثر تعقيداً من الصيغ الخاصة بالحالة الثنائية المتماثلة، التي عولجت في المحاضرة السابقة، ولكنها مشتقة من نفس المنطق. مرة أخرى، نفترض أن المذاب ينفصل تماماً إلى شوارد المكون له (كهرليت قوى)، حيث نحدد الرموز التالية:

- v_+ عدد الشوارد الموجبة في وحدة الصيغة للمادة المذابة (الكهرليت).
- v_- عدد الشوارد السالبة في وحدة الصيغة للمادة المذابة (الكهرليت).
- v مجموع عدد الشوارد الموجبة والسائلة ($v_+ + v_-$)

على سبيل المثال:

إذا كانت صيغة المادة المذابة هي $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ، عندها يكون:

$$v = v_+ + v_- = 2 + 3 = 5$$

II-2-3- محليل الكهرليتات المفردة Solutions of Single Electrolytes

في محلول من كهرليت واحد ليس بالضرورة متناظر، تربط التركيز المولالي الشاردية بالتركيز المولالي الكلي للمحلول وفق ما يلى:

$$m_+ = v_+ m_B \quad m_- = v_- m_B \quad (\text{II-34})$$

وبحسب قاعدة الإضافة لطاقة جبيس نحصل على ما يلى:

$$G = n_A \mu_A + n_B \mu_B$$

$$G = n_A \mu_A + v_+ n_B \mu_+ + v_- n_B \mu_- \quad (\text{II-35})$$

بإعادة الترتيب نجد:

$$G = n_A \mu_A + n_B (v_+ \mu_+ + v_- \mu_-)$$

من العلاقة المعطاة نجد أن:

$$\mu_B = v_+ \mu_+ + v_- \mu_- \quad (\text{II-36})$$

وقد وجدنا في المحاضرة السابقة وفق المعادلات (II-8, II-9) أن:

$$\mu_+(\emptyset) = \mu_+(0) + z_+ F \emptyset$$

$$\mu_-(\emptyset) = \mu_-(0) + z_- F \emptyset$$

الآن بتعويض هذه المعادلات في المعادلة (II-36)، حيث الشوارد الموجبة والسائلة في نفس الطور من الكمون الكهربائي \emptyset ، نجد:

$$v_+ \mu_+(\emptyset) + v_- \mu_-(\emptyset) =$$

$$v_+ \mu_+(0) + v_- \mu_-(0) + v_+ z_+ F \emptyset + v_- z_- F \emptyset$$

وترتيب العلاقة نجد:

$$v_+ \mu_+(\emptyset) + v_- \mu_-(\emptyset) =$$

$$v_+ \mu_+(0) + v_- \mu_-(0) + (v_+ z_+ + v_- z_-) F \emptyset \quad (\text{II-37})$$



كما أثنا نعلم أن الاعتدال الكهربائي يتطلب أن تكون القيمة:

$$(v_+z_+ + v_-z_-) = 0$$

لذلك وبالتعويض في المعادلة (37-II) نجد:

$$\mu_B = v_+\mu_+(0) + v_-\mu_-(0) \quad (II-38)$$

وبحسب ما ورد في العلاقة (14-II) صفحة 79 (المحاضرة السابقة):

$$\mu_+ = \mu_+^{ref} + RT \ln \left(\gamma_+ \frac{m_+}{m^0} \right) \quad (II-14)$$

$$\mu_- = \mu_-^{ref} + RT \ln \left(\gamma_- \frac{m_-}{m^0} \right)$$

بتعويض (34-II) في هذه المعادلات نجد:

تذكرة هذا

$$\mu_B^{ref} = v_+\mu_+^{ref} + v_-\mu_-^{ref}$$

تمثل الكمون الكيميائي للمادة المذابة (الكهربائي) في الحالة المرجعية الافتراضية B عند \emptyset , حيث أن المادة تمتلك تركيز مولالي قياسي وتسلك سلوك المحاليل الممدة.

$$a_{m,B} = \gamma_{\pm}^2 \left(\frac{m_B}{m^0} \right)^2$$

تبين هذه المعادلة بأن فعالية حمض كلور الماء HCl في المحاليل المائية تتبع، في حدود التمدد اللانهائي، مع مربع التركيز المولالي لحمض كلور الماء (m_B).

من المحاضرة السابقة

الكمون الكيميائي العياري
Standard chemical potential للشاردة الموجة μ_+ والشاردة السالبة μ_- هو الكمون الكيميائي للشاردة في الشروط العيارية (القياسية).

الحالة المرجعية Reference state

هي محلول افتراضي بنفس درجة الحرارة والضغط والكمونات الكهربائية للمحلول المدروس، في هذا محلول فإن التركيز المولالي للشاردة يمتلك قيمة قياسية عيارية (m^0).

كمون غالفي

Galvani potential يُعرف بأنه العمل اللازم لنقل شحنة اختبار متناهية الصغر بشكل عكسي إلى موقع بعيد تماماً عن الشحنات الأخرى في الطور، مقسوماً على قيمة الشحنة المختبرة.

$$\mu_+ = \mu_+^{ref} + RT \ln \left(\gamma_+ \frac{v_+ m_B}{m^0} \right)$$

$$\mu_- = \mu_-^{ref} + RT \ln \left(\gamma_- \frac{v_- m_B}{m^0} \right)$$

الآن بتعويض هذه القيم في المعادلة (36-II) في الصفحة السابقة نجد:

$$v_+\mu_+ + v_-\mu_- = v_+\mu_+^{ref} + v_- \mu_-^{ref} + v_+ RT \ln \left(\gamma_+ \frac{v_+ m_B}{m^0} \right) + v_- RT \ln \left(\gamma_- \frac{v_- m_B}{m^0} \right)$$

بإعادة الترتيب نجد:

$$\mu_B = \mu_B^{ref} + RT \ln \left(\gamma_+ \frac{v_+ m_B}{m^0} \right)^{v_+} + RT \ln \left(\gamma_- \frac{v_- m_B}{m^0} \right)^{v_-}$$

وبالتالي:

$$\mu_B = \mu_B^{ref} + RT \ln \left[\left(v_+^{v_+} v_-^{v_-} \right) \left(\gamma_+^{v_+} \right) \left(\gamma_-^{v_-} \right) \left(\frac{m_B}{m^0} \right)^v \right] \quad (II-39)$$

حيث:

$$\mu_B^{ref} = v_+\mu_+^{ref} + v_-\mu_-^{ref}$$

$$\mu_B = v_+\mu_+ + v_-\mu_-$$

تمثل العلاقة (39-II) الكمون الكيميائي للمادة المذابة (الكهربائي) في الحالة المرجعية الافتراضية عند \emptyset , حيث أن المادة B تمتلك تركيز مولالي قياسي وتسلك سلوك المحاليل الممدة.

إن هذه المعادلة هي تعميم للمعادلة (26-II) الواردة في الصفحة 90 (المحاضرة السابقة):

$$\mu_B = \mu_{m,B}^{ref} + RT \ln \left[\gamma_+ \gamma_- \left(\frac{m_B}{m^0} \right)^2 \right]$$

كما أن المعادلة (39-II) تظهر أن μ_B لا يعتمد على الكمون الكهربائي \emptyset على عكس كل من μ_+ و μ_- التي تعتمد على الكمون الكهربائي.



تذكرة هذا

من المحاضرة السابقة

تكون قوى التجاذب الكهروساكن بين **الشوارد** في البلورة كبيرة جدًا، أو قوى التجاذب الشاردي ثانائي القطب بين الشوارد وجزيئات الماء ضعيفة للغاية، بحيث لا يمكن أن تعيق الزيادة في الفوضى الطاقة اللازمة لفصل الشوارد، وبالتالي تكون البلورة Crystall غير قابلة للذوبان Insoluble.. هذا ما نلاحظه بالنسبة لمركيات مثل كربونات الكالسيوم (الحجر الجيري)، فوسفات Calcium والكلاسيوم phosphate (المكون غير العضوي للعظم)، وأكسيد الحديد (الصدأ Rust).

عندما تكون قوى التجاذب الكهروساكن بين الشوارد في البلورة كبيرة جدًا، أو قوى التجاذب الشاردي ثانائي القطب بين الشوارد وجزيئات الماء ضعيفة للغاية، بحيث لا يمكن أن تعيق الزيادة في الفوضى الطاقة اللازمة لفصل الشوارد، وبالتالي تكون البلورة Crystall غير قابلة للذوبان Insoluble.. هذا ما نلاحظه بالنسبة لمركيات مثل كربونات الكالسيوم (الحجر الجيري) الموضح في الشكل جنباً، فوسفات Calcium والكلاسيوم phosphate (المكون غير العضوي للعظم)، وأكسيد الحديد (الصدأ Rust).



بالإصرار تصل لهدفك

**مهما كان الطريق طويلاً،
الوقوف يجعل الطريق أطول**

يعرف متوسط معامل الفعالية الشاردية بشكل عام وفق العلاقة التالية:

$$\gamma_{\pm}^v = (\gamma_{+}^{v+})(\gamma_{-}^{v-}) \quad (II-40)$$

أو بالشكل التالي:

$$\gamma_{\pm} = \left(\gamma_{+}^{v+} \gamma_{-}^{v-} \right)^{1/v} \quad (II-41)$$

حيث γ_{\pm} المتوسط الهندسي لـ γ_+ و γ_- مأخوذاً بعد الشوارد الموجبة والسلبية في وحدة الصيغة للمادة المذابة.

باستبدال Substitution قيمة متوسط معامل الفعالية الشاردية وفق المعادلة (II-40) في المعادلة (II-39) بالشكل التالي:

$$\mu_B = \mu_B^{ref} + RT \ln \left[\left(\gamma_{+}^{v+} \gamma_{-}^{v-} \right) \gamma_{\pm}^v \left(\frac{m_B}{m^0} \right)^v \right] \quad (II-42)$$

الم:

الكمية μ_B^{ref} هي كمية قابلة لقياسها، وكذلك هو الحال بالنسبة للكمية γ_{\pm} .

إن فعالية المادة المذابة، المعرفة وفق المعادلة (29-II) في المحاضرة السابقة:

$$\mu_B = \mu_{m,B}^{\circ} + RT \ln a_{m,B}$$

تعطى وفق ما يلي:

$$a_{m,B} = \left(\gamma_{+}^{v+} \gamma_{-}^{v-} \right) \Gamma_{m,B} \gamma_{\pm}^v \left(\frac{m_B}{m^0} \right)^v \quad (II-43)$$

حيث $\Gamma_{m,B}$ معامل الضغط ويحسب من العلاقة (II-32-II):

$$\Gamma_{m,B}(P') = \exp \left(\int_{P^0}^{P'} \frac{V_B^{\infty}}{RT} dp \right) \approx \exp \left[\frac{V_B^{\infty}(P' - P^0)}{RT} \right]$$

إن المعادلة (II-43-II) هي تعميم للمعادلة (30-II) في حالة المحاليل الثنائية:

$$a_{m,B} = \Gamma_{m,B} \gamma_{\pm}^2 \left(\frac{m_B}{m^{\circ}} \right)^2$$

من المعادلات (16-II)، (17-II) الواردة في المحاضرة السابقة:

$$\Gamma_{+} \stackrel{\text{def}}{=} \exp \left(\frac{\mu_{+}^{ref} - \mu_{+}^{\circ}}{RT} \right) \approx \exp \left[\frac{V_{+}^{\infty}(p - p^0)}{RT} \right] \quad (II-16)$$

$$\Gamma_{-} \stackrel{\text{def}}{=} \exp \left(\frac{\mu_{-}^{ref} - \mu_{-}^{\circ}}{RT} \right) \approx \exp \left[\frac{V_{-}^{\infty}(p - p^0)}{RT} \right] \quad (II-17)$$

والمعادلة (II-31):



$$\Gamma_{m,B} \stackrel{\text{def}}{=} \exp\left(\frac{\mu_{m,B}^{ref} - \mu_{m,B}^{\circ}}{RT}\right)$$

ومن العلاقات:

$$\mu_B^{ref} = v_+ \mu_+^{ref} + v_- \mu_-^{ref}$$

$$\mu_B^{\circ} = v_+ \mu_+^{\circ} + v_- \mu_-^{\circ}$$

نحصل على العلاقة:

$$\begin{aligned}\Gamma_{m,B} &\stackrel{\text{def}}{=} \exp\left(\frac{v_+ \mu_+^{ref} + v_- \mu_-^{ref} - v_+ \mu_+^{\circ} - v_- \mu_-^{\circ}}{RT}\right) \\ \Gamma_{m,B} &\stackrel{\text{def}}{=} \exp\left(\frac{v_+ \mu_+^{ref} - v_+ \mu_+^{\circ}}{RT} + \frac{v_- \mu_-^{ref} - v_- \mu_-^{\circ}}{RT}\right) \\ \Gamma_{m,B} &\stackrel{\text{def}}{=} \exp\left(v_+ \frac{(\mu_+^{ref} - v_+ \mu_+^{\circ})}{RT} + v_- \frac{(\mu_-^{ref} - v_- \mu_-^{\circ})}{RT}\right)\end{aligned}$$

وبالتالي يمكن كتابة هذه المعادلة بالشكل التالي:

$$\Gamma_{m,B} \stackrel{\text{def}}{=} \exp\left(v_+ \frac{(\mu_+^{ref} - v_+ \mu_+^{\circ})}{RT}\right) \exp\left(+v_- \frac{(\mu_-^{ref} - v_- \mu_-^{\circ})}{RT}\right)$$

لكن لدينا:

$$\exp\left(v_+ \frac{(\mu_+^{ref} - \mu_+^{\circ})}{RT}\right) = \left(\exp\left(\frac{\mu_+^{ref} - \mu_+^{\circ}}{RT}\right)\right)^{v_+} = \Gamma_+^{v_+}$$

وبشكل مشابه:

$$\exp\left(v_- \frac{(\mu_-^{ref} - \mu_-^{\circ})}{RT}\right) = \left(\exp\left(\frac{\mu_-^{ref} - \mu_-^{\circ}}{RT}\right)\right)^{v_-} = \Gamma_-^{v_-}$$

وبالتالي بجمع النتائج والدمج بين الخطوات نحصل على:

$$\Gamma_{m,B} = \Gamma_+^{v_+} \Gamma_-^{v_-} \quad (\text{II-44})$$

2-II-4- محليل الكهربائيات المتعددة Multi-Electrolyte Solutions

ترتبط المعادلة (38-II) الكمون الكيميائي للكهربايت B في محلول ثانوي بالكمونات الكيميائية للشوارد المنفصلة المكونة لها، ويمكن كتابتها بالشكل التالي:

$$\mu_B = v_+ \mu_+ + v_- \mu_- \quad (\text{II-45})$$

هذه العلاقة صالحة لكل كهربايت في محلول يحوي عدة كهربايتات (متعدد المواد المذابة)، حتى عندما يكون لدى اثنين أو أكثر من الكهربايتات نفس النوع من الشاردة مشتركة بينهم.

وللتوضيح هذا المبدأ سنناقش المثال التالي:

هـ مـاـمـ

فك في محلول تم إعداده عن طريق إذابة الكمييات (n_B) من يوديد الباريوم BaI_2 و(n_C) من يوديد السبيزيوم CsI في كمية (n_A) من الماء H_2O . وافتراض أن الأملال الذائبة قد انفصلت تماماً إلى شواردها، مع وجودة شاردة اليوديد (I^-) المشتركة بينهما.

يمكن كتابة قاعدة الإضافة لطاقة جيبس لهذا محلول وفق ما يلي:

$$G = n_A \mu_A + n_B \mu_B + n_C \mu_C \quad (\text{II-46})$$

وباستخدام الكميات الشاردية المنفصلة نحصل على:

$$G = n_A \mu_A + n_B \mu_{(Ba^{2+})} + 2n_B \mu_{(I^-)} + n_C \mu_{(Cs^+)} + n_C \mu_{(I^-)} \quad (\text{II-47})$$

بمقارنة العلقتين (46-II) و (47-II)، نحصل على العلاقات التالية بين الكمونات الكيميائية للمادة المذابة والأجزاء الشاردية:

$$\mu_B = \mu_{(Ba^{2+})} + 2\mu_{(I^-)} \quad \mu_C = \mu_{(Cs^+)} + \mu_{(I^-)} \quad (\text{II-48})$$

وبالتالي نجد أن هذه العلاقات متوافقة مع العلاقة (45-II).

هـ مـاـمـ

لاحظ أن (I^-) الكمون الكيميائي للشاردة المشتركة لكلا الملحين تظهر في كل العلقتين.

كما أثنا عرّفنا فعالية الكهرباء ($a_{m,B}$) (المادة المذابة B) وفق العلاقة (29-II) كالتالي:

$$\mu_B = \mu_{m,B}^\circ + RT \ln a_{m,B}$$

ووفق العلقتين (11-II) و (18-II) في المحاضرة السابقة:

$$\begin{aligned} \mu_+(0) &= \mu_+^\circ + RT \ln a_+ \\ \mu_-(0) &= \mu_-^\circ + RT \ln a_- \end{aligned} \quad (\text{II-11})$$

الآن بالتعويض والاستبدال نجد:

$$\nu_+ \mu_+(0) + \nu_- \mu_-(0) = \mu_+^\circ + \mu_-^\circ + RT \ln a_+ + RT \ln a_-$$

ووجدنا وفق العلاقة (18-II) أن:

$$a_+ = \Gamma_+ \gamma_+ \frac{m_+}{m^0} \quad a_- = \Gamma_- \gamma_- \frac{m_-}{m^0} \quad (\text{II-18})$$

بالتعويض في المعادلة السابقة نجد:

$$\nu_+ \mu_+(0) + \nu_- \mu_-(0) = \mu_+^\circ + \mu_-^\circ + \nu_+ RT \ln \Gamma_+ \gamma_+ \frac{m_+}{m^0} + \nu_- RT \ln \Gamma_- \gamma_- \frac{m_-}{m^0}$$

بإعادة الترتيب:



$$\nu_+ \mu_+(0) + \nu_- \mu_-(0) = \mu_+^0 + \mu_-^0 + RT \ln \left(\left(\Gamma_+ \gamma_+ \frac{m_+}{m^0} \right)^{\nu_+} \left(\Gamma_- \gamma_- \frac{m_-}{m^0} \right)^{\nu_-} \right)$$

$$\nu_+ \mu_+(0) + \nu_- \mu_-(0) = \mu_+^0 + \mu_-^0 + RT \ln \left(\Gamma_+^{\nu_+} \Gamma_-^{\nu_-} \gamma_+^{\nu_+} \gamma_-^{\nu_-} \left(\frac{m_+}{m^0} \right)^{\nu_+} \left(\frac{m_-}{m^0} \right)^{\nu_-} \right)$$

وبالتالي نجد أن فعالية المادة المذابة تتعلق بالتركيز الموللي للشاردة وفق ما يلي:

$$a_{m,B} = \Gamma_{m,B} \gamma_{\pm}^{\nu} \left(\frac{m_+}{m^0} \right)^{\nu_+} \left(\frac{m_-}{m^0} \right)^{\nu_-} \quad (\text{II-49})$$

حيث يعرف (يحدد) معامل الضغط ($\Gamma_{m,B}$) وفق العلاقة (II-31):

$$\Gamma_{m,B} \stackrel{\text{def}}{=} \exp \left(\frac{\mu_{m,B}^{ref} - \mu_{m,B}^{\circ}}{RT} \right)$$

يبينما يشير التركيز المولالي للشاردة في العلاقة (II-49) للشوارد المكونة للمذاب **B** (الكهربيليت)، الذي ليس شرطاً أن يظهر في محلول المدرسوس بنفس نسبة الأمثل الظاهرية في المادة المذابة.

على سبيل المثال:

افتراض أنت طبقنا المعادلة (II-49) على محلول المكون من (Bal) و (CsI) الذي استخدمناه منذ قليل كتوضيح للمحلول متعدد الكهربائيت، مع تركيز $a_{m,B}$ تمثل الفعالية للكهربائيت Ba_2 . عندها ستمثل الكميات m_+ و m_- التركيز الموللي للشاردين Ba^{2+} و I^- على الترتيب، و ν_{\pm} معامل الفعالية الشاردي الوسطي للمذاب Ba_2 .

ماذا تلاحظ؟

نلاحظ في هذا محلول أن الشاردين Ba^{2+} و I^- لا تظهران بالنسبة (1:2) التي يظهران بها في (Bal)، وذلك لأن الشاردة (I) هي المكونة لكلا المذابين.

رأينا أن الكميات m_+ و m_- تمثل التركيز الموللي الشاردية، والسؤال:

[هل يمكن أن نعرف متوسط التركيز الموللي الشاردي؟](#)

نعم يعرف متوسط التركيز الموللي الشاردي بشكل عام وفق العلاقة التالية:

$$m_{\pm}^{\nu} = (m_+^{\nu_+})(m_-^{\nu_-}) \quad (\text{II-50})$$

أو بالشكل التالي:

$$m_{\pm} = (m_+^{\nu_+} m_-^{\nu_-})^{1/\nu} \quad (\text{II-51})$$

ناقشتنا فيما سبق أمثلة عن كهربائيات تذوب بشكل كامل، أي كهربائيات قوية.
فماذا لو كانت الكهربائيات ضعيفة؟ أي أنها لا تتفكك بشكل كامل لشواردها وإنما بشكل جزئي.

[هل تتطابق المعادلات السابقة عليها؟](#)

سنجيب عن هذا التساؤل من خلال الفقرة التالية:

Incomplete dissociation of Electrolyte

في الفقرات السابقة من هذا الفصل، تم افتراض ذوبان الكهربائيت (أو المذاب) بالكامل إلى الشوارد المكونة له في كل التركيز معتبراً عنها بالمولالية، ومع ذلك تحتوي بعض المحاليل على أزواج شاردية مرتبطة ارتباطاً وثيقاً ب什حة معاكسة. Closely associated

إضافةً لذلك في محليل بعض الكهربيليات (التي تسمى غالباً الكهربيليات الضعيفة)، ينشأ توازن بين الشوارد والجزئيات المعتدلة كهربائياً Electrically natural molecules تكون العلاقة بين التركيز المولالي للكهربيليت (المذاب) والتركيز المولالي الشاردية وفق المعادلة (34-II) في الصفحة (89) غير صالحة.

عندما لا يكون التفكك كاملاً Dissociation is not complete فإن التعبير عن μ_B بواسطة المعادلة (42-II):

$$\mu_B = \mu_B^{ref} + RT \ln[(\nu_+^v \nu_-^v) \gamma_{\pm}^v \left(\frac{m_B}{m_0} \right)^v]$$

يمكن أن يؤخذ، وبالتالي يمكن استخدام هذه المعادلة، ومع ذلك فإن الكمية γ_{\pm} التي تظهر في التعبير لن يعد لها الأهمية المادية لكونها المتوسط الهندسي لمعامل الفعالية الشاردية للشوارد المنفصلة الفعلية، حيث تدعى حينها معامل الفعالية المكافئ للكهربيليت.

في هذه الحالة يجب استخدام العلاقات التي توصل إليها ديباي هيوكل والتي سنتعرف عليها في الفقرات القادمة من هذا الفصل.

لنوضح الآن مفهوم هام جداً وهو القوة الشاردية Ionic strength، والتي تساعدننا في فهم علاقة ديباي هيوكل.

3-II - القوة الشاردية Ionic Strength

قدم لويس وراندال Lewis and Randall (1927) مصطلح القوة الشاردية Ionic Strength قبل عامين من نشر نظرية ديباي هيوكل، حيث وجدوا تجريبياً أنه في محليل المخففة Dilute solutions يكون معامل الفعالية الشاردية المتوسط (γ_{\pm}) للكهربيليات القوية هو نفسه في جميع محليلات التي لها نفس القوة الشاردية.

فما هي القوة الشاردية؟

إن القوة الشاردية لمحلول هي عبارة عن وظيفة تدل على تركيز كل الشوارد الموجودة في المحلول، وتعبر عن التركيز الكلي للشحنة الكهربائية في المحلول، وتعطى وفق العلاقة:

$$I = \frac{1}{2} \sum_i Z_i^2 C_i \quad (II-52)$$

تمثل C_i التركيز المولري Molar concentration للشاردة المدروسة وشحنة الشاردة (i) على الترتيب.

حيث يحسب المجموع من أجل جميع الشوارد في المحلول، وبسبب مربع Z_i ، تساهم الشوارد المتعددة التكافؤ بقوة في القوة الشاردية.

هنا يجب أن نلاحظ أنه قد نستخدم التركيز بالمولالية عوضاً عن التركيز بالمolarية، خصوصاً من أجل محليل الكهربيليات كما ذكرنا، فتُؤول العلاقة السابقة بدلالة المولالية إلى الشكل:

$$I = \frac{1}{2} \sum_i Z_i^2 m_i \quad (II-53)$$

تمثل m_i التركيز المولالي Molality.

ملاحظة:

أحياناً يعبر عن القوة الشاردية بالرمز اليوناني (μ)، ولكن بما أننا نستخدم هذا الرمز للدلالة على الكمون الكيميائي، لذلك سنعتمد الرمز (I) للدلالة على القوة الشاردية.

لتوضيح هذه الفكرة، دعنا نحسب القوة الشاردية لمحلول كلوريد الكالسيوم CaCl_2 ، حيث بتطبيق العلاقة السابقة نجد:

$$\begin{aligned} I &= \frac{1}{2} \{Z_{\text{Ca}}^2 [\text{Ca}^{+2}] + Z_{\text{Cl}}^2 [\text{Cl}^{-1}]\} \\ I &= \frac{1}{2} \{Z_{\text{Ca}}^2 [\text{CaCl}_2] + Z_{\text{Cl}}^2 2[\text{CaCl}_2]\} \\ I &= \frac{1}{2} \{2^2 [\text{CaCl}_2] + (-1)^2 2[\text{CaCl}_2]\} = 3[\text{CaCl}_2] \end{aligned}$$

ترمز الأقواس المستطيلة [...] إلى التراكيز المولية (mol/L).

لاحظ أننا ضربنا تركيز الشاردة Cl^- بـ 2 لأن كل مول من الملح يعطي 2 مول من الشاردة حسب الأمثل الستيكومترية، حاول كتابة المعادلة لتجد السبب.

بناءً على هذه المعادلة يمتلك محلول كلوريد الكالسيوم (0.5M) قوة شاردية مقدارها:

$$I = 3 \times 0.5 \text{ M} = 1.5 \text{ M}$$

تكمن أهمية نظرية ديبيا-هيوكل في أنها تساعدنا في إيجاد العلاقة بين القوة الشاردية ومعامل الفعالية، وتستند هذه النظرية إلى ثلاثة فرضيات Assumption حول كيفية تصرف الشوارد في محلول:

1. تفكك الكهربائيات (تنحل) بشكل كامل إلى شواردها في محلول.
2. محليل الكهربائيات ممددة للغاية، من مرتبة (0.01M).
3. في المتوسط، كل شاردة محاطة بشوارد الشحنة المعاكسة لها بما يشبه الغلاف الشاردي.

4-II - نظرية ديبيا-هيوكل Debye-Hückel Theory

توفر نظرية Erich Peter Debye (1923) تعابيرات نظرية لمعاملات الفعالية للشاردة الأحادية Single-ion activity coefficient γ_i ومعاملات الفعالية الشاردية المتوسطة في محلول كهربائي γ_{\pm} ، وتعد هذه التعابير بشكل أو باخر مفيدة للغایة لاستقراء الكميات التي تشمل معاملات الفعالية الشاردية المتوسطة نسبية إلى مولالية كهربائي منخفضة أو كهربائي ممدد بشكل لا نهائي.

التفاعلات الوحيدة التي تأخذها النظرية بعين الاعتبار هي **التفاعلات الكهروساكنة** بين الشوارد، هذه التفاعلات أقوى بكثير من تلك الموجودة بين الجزيئات غير المشحونة، وتلاشى هذه التفاعلات ببطء أكثر مع المسافة، أي:

(تفقد التفاعلات الكهروساكنة بين الشوارد فاعليتها باتباع الشوارد عن بعضها البعض)

وهنا نميز الحالات التالية:

- إذا كانت موقع الشوارد في محلول الكهربائي عشوائية Random تماماً، فسيكون التأثير الصافي للتفاعلات الكهروساكنة Electrostatic الشاردية- الشاردية صفرياً، لأن كل تناقض بين زوج (شاردة موجبة - شاردة موجبة) (أو شاردة سالبة- شاردة سالبة) سوف يتم موازنته بواسطة التجاذب بين الشاردة الموجبة والشاردة السالبة.
- أما إذا كانت موقع الشوارد في محلول الكهربائي غير عشوائية Not random (الشكل (8-II)، عندها ستمتلك كل شاردة موجبة Cations فائض من الشوارد السالبة Anions في محيطها المباشر، ولكل شاردة سالبة فائض Surplus من الشوارد الموجبة المجاورة.



هل تعلم؟



Erich Hückel
1896-1980

عالم الماني اختص في الفيزياء والكميات الفيزيائية، اشتهر في حياته بالعديد من المساهمات العلمية، من أشهرها:

- نظرية ديباي هيوكل للمحاليل الكهربائية.
- طريقة هيوكل في الحسابات التقريرية للمدارات الجزيئية MO.

درس الفيزياء والرياضيات من عام 1914 في عام 1921 في جامعة غوتنغن.

بعد حصوله على الدكتوراه أصبح مساعداً في غوتنغن، لكنه سرعان ما أصبح مساعداً لبيرت ديباي في زيورخ، هناك طور هو و Debeye نظريةهما في **نظرية Debye-Hückel** في عام 1923 عن المحاليل الكهربائية لتوضيح سلوك الشوارد القوية من خلال النظر في القوى بين الشوارد من أجل حساب ناقليتها الكهربائية ومعاملاتها فعاليتها.



تذكر هذا

دائماً إذا رأيت الأقواس [...] في مسألة أو ترکیب، أعلم أن التركيز داخلها معبراً عنه بالمولاریة (mol/L).

ϵ_r النفوذية النسبية Relative permittivity أو ما يدعى ثابت العزل الكهربائي constant للمحل المستخدم.

ϵ_0 نفوذية الخلاء Vacuum permittivity أو ما يدعى الثابت الكهربائي Electric constant عندما يكون محلل هو الماء، ودرجة الحرارة 25°C، حيث ثابت العزل الكهربائي للماء:

$$\epsilon_r = 78.54$$

عندما يكون:

$$A_{DH} = 0.5082 \text{ mol}^{-1/2}$$

$$(II-57)$$

$$B_{DH} = 3.281 \text{ nm}^{-1} \text{ mol}^{-1/2}$$

$$(II-58)$$

من المعادلتين (II-41) الواردة في (الصفحة 91) و (II-54)، وعند تحقق حالة الاعتدال Electro-neutrality condition، حيث:

$$v_{+z_+} = v_{-z_-}$$

نحصل على التعبير التالي للوغاريتم معامل الفعالية للكهربائي المذاب:

$$\log \gamma_{\pm} = - \frac{A_{DH} |z_+ z_-| \sqrt{I_m}}{1 + B_{DH} \alpha \sqrt{I_m}}$$

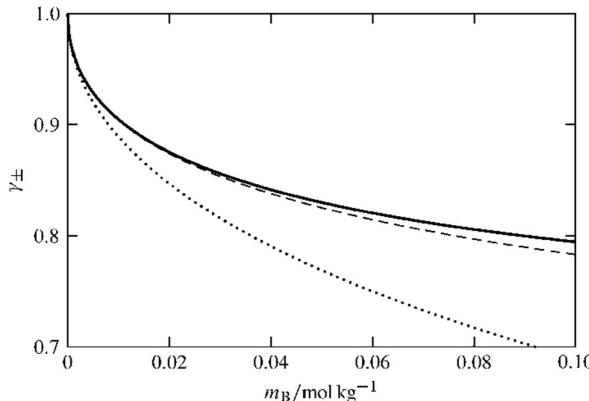
في هذه المعادلة:

z_+ و z_- هي أرقام الشحنة للشاردة الموجبة والسالبة للمادة المذابة (الكهربائي).

نلاحظ أن الجانب الأيمن من المعادلة (II-59) هو قيمة سالبة عند تراكيز محدودة للمادة المذابة، وتبلغ القيمة صفر عند المحاليل الممدد بشكل غير محدود.

تنبأ هذه النظرية أن γ_{\pm} أقل من 1 عند تركيز محدد للكهربائي (المادة المذابة)، وتعادل الواحد من أجل المحاليل الممدد بشكل غير محدود (متناهية التمديد).

يبين الشكل (II-9) العلاقة بين متوسط معامل الفعالية لمحلول HCl المائي عند الدرجة 25°C.



الشكل (II-9): متوسط معامل الفعالية لمحلول مائي كهربائي HCl عند الدرجة 25°C بدلالة التركيز المولالي للمحلول، المنحنى المتقطع يمثل نظرية ديباي هيوكل عند القيمة $\alpha = 5 \times 10^{-10} \text{ m}$ ، بينما يشير الخط المنقط لمنحنى ديباي هيوكل المحدود، بينما يمثل الخط المتصل المنحنى البياني التجاري (الناتج عن التجربة).

يوضح الشكل أعلاه أنه مع الاختيار الصحيح للمعامل المتغير (α)، فإن متوسط معامل الفعالية الشاردية لمحلول HCl المحسوب من العلاقة (II-59) (الخط المتقطع) يتافق بشكل وثيق مع التجربة (المنحنى المتصل) عند التراكيز المنخفضة معبراً عنها بالمولالية.

كلما أصبحت مولالية Modalities الكهربait أصغر، تصبح عندها المعادلة (II-59):

$$\log \gamma_{\pm} = -A_{DH}|z_+ z_-| \sqrt{I_m} \quad (II-60)$$

محلول محدد

وعندما يكون محلول هو الماء ودرجة الحرارة هي 25°C نحصل على:

$$\log \gamma_{\pm} = -0.5082 |z_+ z_-| \sqrt{I_m} \quad (II-61)$$

محلول محدد

لاحظ أن هذا القانون لا يحتوي معاملات متغيرة Adjustable parameter، حيث يُظهر المنحنى المنقط في الشكل (II-9) أن قانون ديبيا هيوكل المحدد يتواافق مع البيانات التجريبية (التجربة) فقط عند مولالية منخفضة جدًا للكهربait.

هام:

- العلاقة (II-60) هامة جدًا، ويُعرف هذا النموذج باسم قانون ديبيا هيوكل المختصر (المحدد). Debye-Hückel limiting law



$$\log \gamma_{\pm} = -A_{DH}|z_+ z_-| \sqrt{I_m}$$

تستخدم هذه العلاقة في حالة المحاليل الممددة جدًا.

- العلاقة (II-59) تدعى معادلة ديبيا هيوكل المنشورة (الموسيعة) Extended Debye-Hückel Equation.

$$\log \gamma_{\pm} = -\frac{A_{DH}|z_+ z_-| \sqrt{I_m}}{1 + B_{DH}\alpha \sqrt{I_m}}$$

وقد يسأل أحدكم (بالنسبة لي) واثق أنه لا أحد يسأل، ماذا لو كان محلول ليس ماءً ودرجة الحرارة ليست 25°C ، كيف يمكننا تحديد قيمة A_{DH} و B_{DH} في المعادلتين (II-59) و (II-60)؟

عندما تصبح قيمة A_{DH} و B_{DH} وفق ما يلي:

$$A_{DH} = \frac{1.824 \times 10^6}{(\epsilon_r T)^{\frac{3}{2}}} \quad (II-62)$$

$$B_{DH} = \frac{1.824 \times 10^6}{(\epsilon_r T)^{1/2}}$$

ϵ_r ثابت العزل الكهربائي للمحلول المستخدم، T درجة حرارة محلول. تحسب قيمة A_{DH} و B_{DH} وفق المعادلات (II-62)، وتعوض في معادلات ديبيا هيوكل، مع ملاحظة أن واحدة الطول هنا مأخوذة بالنانومتر، حيث:

$$1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m} = 10 \text{ Ångstrom}$$

عزيزي الطالب:

هل فكرت بالعلاقة التي تربط القوة الشاردية بالتركيز المولالي للكهربait؟

في معادلة ديبيا هيوكل (II-60)، يتم حساب القوة الشاردية (I_m) وفق المعادلة (II-53):

$$I_m = \frac{1}{2} \sum_i Z_i^2 m_i$$

ويتم حسابها بالنسبة لمولالية جميع الشوارد في محلول، وليس فقط مولالية الشاردة أو المادة المذابة (المذاب) **Solute** الذي يهمنا معامل فعاليته، هل تعلم السبب؟

لأنه كما شرحنا سابقاً، فإن ابتعاد v_+ و v_- عن القيمة (1) للمحاليل المثالية الممدد ناتج عن تفاعل كل شاردة مع الغلاف الشاري الناتج عن جميع الشوارد الأخرى في محلول والموضح في الشكل (9-II) (صفحة 98).

في **محلول ثنائي Binary solution** لكهربait واحد، يفترض أن يكون مفصولاً تماماً، تعتمد العلاقة بين القوة الشاردية ومولالية الكهربait على (v) تمثل v عدد الشوارد لكل وحدة صيغة للكهربait) وأرقام الشحنة z_+ و z_-

تعطى القوة الشاردية وفقاً للعلاقة السابقة:

$$I_m = \frac{1}{2} \sum_i Z_i^2 m_i = 1/2(v_+ z_+^2 + v_- z_-^2)m_B$$

بمساعدة شرط الاعتدال الكهربائي $v_+ z_+ = -(v_- z_-)$ تصبح القوة الشاردية:

$$\begin{aligned} I_m &= 1/2[-(v_- + z_-)z_+ - (v_+ + z_+)z_-]m_B \\ I_m &= 1/2[-(v_- + v_+)z_+ z_-]m_B \end{aligned}$$

$$I_m = \frac{1}{2} v |z_+ z_-| m_B \quad (II-63)$$

من خلال العلاقة السابقة، نجد العلاقات التالية الرابطة بين القوة الشاردية I_m والتركيز المولالي للكهربait m_B في محلول الثنائي اعتماداً على الأمثل الستيكومترية لوحدة الصيغة للكهربait:

- من أجل الكهربait 1:1 مثل NaCl أو HCl فإن: $I_m = m_B$

- من أجل الكهربait 1:2 أو 2:1 مثل Na₂SO₄ أو CaCl₂ فإن: $I_m = 3m_B$

- من أجل الكهربait 2:2 مثل MgSO₄ فإن: $I_m = 4m_B$

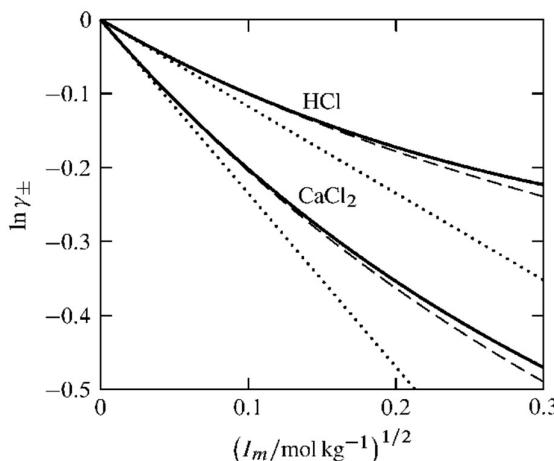
- من أجل الكهربait 1:3 أو 3:1 مثل AlCl₃ فإن: $I_m = 6m_B$

- من أجل الكهربait 3:2 أو 2:3 مثل Al₂(SO₄)₃ فإن: $I_m = 15m_B$

العلاقات السابقة تساعدك في معرفة القوة الشاردية لمحلول كهربaitي معلوم التركيز المولالي.

الشكل (II-10) التالي يوضح علاقة $\ln \gamma_{\pm}$ بدلالة I_m للمحاليل المائية لـ **CaCl₂** **HCl** **NaCl**، تحتوي المنحنيات التجريبية على انحاء محددة تنبأ بها قانون ديبيا هيوكل المقيد (المحدد) (العلاقة 62-II)، ولكن عند قوة شاردية منخفضة تبدأ المنحنيات في الانحراف Deviate بشكل كبير عن العلاقات الخطية التي تنبأ بها هذا القانون (الاتجاه نحو اليمين).

تناسب معادلة ديبيا هيوكل العامة (59-II) الموضحة في (الصفحة 98) المنحنيات التجريبية في المجال الأوسع من القوة الشاردية.



الشكل ١٠-II: اعتدال Iny_{\pm} على $\sqrt{I_m}$ للمحلول المائي لـ HCl (المتحنيات العلية) والمحلول المائي لـ CaCl_2 (المتحنيات السفلية) عند الدرجة 25°C (المتحنيات المتصلة: تمثل التجربة، بينما تمثل المتحنيات المقطعة معالجة ديبا هوكول عنده $\alpha = 5 \times 10^{-10}\text{m}$) (ديبا هوكول J ديبا هوكول $\alpha = 4.5 \times 10^{-10}\text{m}$)، بينما تمثل الخطوط المنقطة قانون ديبا هوكول المقيد.

لکن ہناک سؤال:

وجدنا أكثر من شكل لمعادلة ديباي هيوكل، فما هي الحدود التي نستخدم فيها هذه المعادلة؟

:p|

- إذا كانت القوة الشاردية ($I < 0.1M$)، عندها نستخدم علاقة ديباي هيوكل الموسعة "المنشورة" (59-60-II).
 - إذا كانت القوة الشاردية ($I > 10^{-2.3}$)، أي في المحاليل الممدة جداً، عندها نستخدم معادلة ديباي هيوكل المختصرة (60-II).

ما هي التطبيقات التي يمكن لمعادلة دسائري بها أن تتضمنها؟

سنعرف الآن على بعض تطبيقاتها من خلال أمثلة محلولة توضح كيف تستخدم، ولكن قبل هذا دعونا نستذكر الانحلالية من خلال فقرة "ماذا كانت" التالية:

ماذا كانت؟

(دُرِسْتُ فِي الْكِيَمِيَاءِ الْعَامَةِ)

الانحلالية Solubility

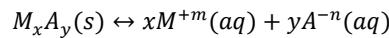
في الكيمياء العامة 1, درست سلسلة من قواعد الانحلالية (الذوبان) للتبين إذا كان المركب الشاردي قابل للذوبان أم لا، باستخدام هذه القواعد تتوقع أن تكون الأملاح غير القابلة للذوبان هي التي تتشكل عن طريق ترسيب الأملاح الذائبة Salts dissolved، وقد طبقنا التوازن الكيميائي Chemical Equilibrium على مفهوم الانحلالية وأوجدنا ما يعرف بثابت الانحلالية Solubility constant الذي يساعدنا في تحديد قابلية ملح معين للذوبان (الكهربليت) موضوع دراستنا في هذا الفصل

يُعرف التوازن الانحلالي Solubility Equilibrium بأنه التوازن الديناميكي بين الراسب Precipitate وشوارد الملح Dissolved Ions عندما يساوي معدل الانحلال Rate of dissolution معدل التبلور Rate of Crystallization، حيث يكون محلول الناتج عبارة عن محلول مشبع Saturated Solution يحتوي على أقصى تركيز للشوارد المنحلة التي تتبعاً مع المذاب تقبل التوازن، (الراسب).

فماذا نعني بالانحلاله (الذوبان) في حالة الملح؟

إذا قلت إن مول من كبريتات الصوديوم Na_2SO_4 ينحل في الماء، فهذا يعني أن كل (1 mol) من كبريتات الصوديوم ينحل و يتم تشكيل (2 mol) من شارة الصوديوم و (1 mol) من شارة الكبريتات، سنسخدم مفهوم قابلية الانحلال

لوصف عدد المولات من الملح التي تتحلل لتشكيل محلول مشبع، حيث يعتمد تركيز الشاردة الفعلي على الصيغة .
يعطى ثابت التوازن لعملية احلال ملح بصيغته العامة Generic Salt وفق ما يلي:



لاحظ من شرط اعتدال الشحنة أن:
 $x(+m) + y(-n) = 0$
 يعبر عن ثابت التوازن عندها وفق ما يلي:

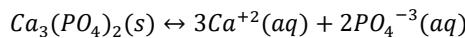
$$K_{sp} = [M^{+m}]^x [A^{-n}]^y$$

لاحظ أن المادة المتفاعلة الصلبة ليست جزءاً من التوازن، وتظهر فقط نواتج الانحلال والتي تمثل ناتج تركيز جميع الشوارد الناتجة عن تحطم (تفكك) الملح.
من المهم أن تدرك أن هذا التوازن غير متجانس Heterogeneous equilibrium حيث يحدد محلول المشبع والمواد الصلبة جزءاً من العملية.

في معادلة ثابت التوازن أعلاه، هل لاحظت شيء؟

المادة الصلبة الغير منحلة لا تؤثر على ثابت التوازن. أي إذا تم إذابة كل المادة الصلبة، فقد يكون لديك محلول مشبع يحدد تركيزه من خلال نواتج الانحلال (الذوبان).

لنأخذ كمثال احلالية فوسفات الكالسيوم :Calcium phosphate



$$K_{sp}(Ca_3(PO_4)_2) = [Ca^{+2}]^3 [PO_4^{-3}]^2$$

كيف تحسب الانحلالية؟

هناك نوعان من المسائل (المشاكل) التي قد تواجهك:

- النوع الأول يكون فيه ثابت الانحلالية معلوم K_{sp} ، ويطلب عندها منك حساب التراكيز التوازنية لشوارد محددة.
- النوع الثاني تكون فيه التراكيز التوازنية معلومة ويطلب منك حساب ثابت التوازن للانحلالية.

انحلالية ملح Solubility of Salt

إن قابلية احلال ملح هي "x" (تؤخذ عادة وفق طريقة الجداول التي تبين الحالات البدائية والنهائية)، لكننا في أغلب حساباتنا لن نعتمد على هذه الجداول في حساب انحلالية الأملاح.
في المثال السابق يمكنك أن ترى أنه كل (1 mol) من فوسفات الكالسيوم الذي ينحل في ليتر (قابلية احلاليته)، يكتسب محلول ثلاثة أضعاف عدد المولات من الكالسيوم وضعفي عدد المولات من الفوسفات:

	$Ca_3(PO_4)_2(s)$	$3Ca^{+2}(aq)$	$2PO_4^{-3}(aq)$
التركيز البدائية	صلب	0	0
التغير في التركيز	ما يزال صلب	+3x	+2x
التركيز التوازنية	ما يزال صلب	$3x$	$2x$

حيث (x) مدى التفاعل الذي يمثل قابلية احلال الملح، والجدول السابق يمثل مخطط الانحلالية (المراحل)، أي أنها يمكننا القول من أجل كل x مول من المادة الصلبة التي تنحل، تتشكل مولات من الشوارد تعادل مضاعفات هذه الشاردة في وحدة الصيغة، لذلك بالنسبة لفوسفات الكالسيوم:
 $[Ca^{+2}] = 3x$ ، $[PO_4^{-3}] = 2x$

$$K_{sp}(Ca_3(PO_4)_2) = [3x]^3 [2x]^2 = 108 x^5$$

رجل هذه المعادلة مع ملاحظة أن ثابت التوازن لعملية احلال (ثابت جداء الانحلال) هو:

$$K_{sp} = 2.07 \times 10^{-33}$$

نجد:

$$x = \sqrt[5]{\frac{K_{sp}}{108}} = \sqrt[5]{\frac{2.07 \times 10^{-33}}{108}} = 1.14 \times 10^{-7} M$$

من هذه النتيجة تجد أنك أجبت عن ثلاثة أسئلة:

- انحلالية فوسفات الكالسيوم هي: $M^{2+} \times 10^{-7}$ وتمثل (x).
- انحلالية شاردة الكالسيوم هي $M^{2+} \times 10^{-7}$ وتمثل (3x).
- انحلالية شاردة الفوسفات هي $M^{2+} \times 10^{-7}$ وتمثل (2x).

سنعزز هذه المعرفة من خلال الأمثلة المحلول في هذه المحاضرة.

هذه الفقرة خاصة بمفردات درستها سابقاً وتحتاجها الآن لاحظاً

4-II-1- علاقة ديبياكي هيوكول والانحلالية

درسنا فيما سبق انحلالية الكهربائيات (الأملاح احدى أنواع الكهربائيات)، ولكن يجب أن نذكر شيء هام وهو أن:

القوة الشاردية تتغير مع إذابة الملح، هذا مهم عندما يكون الملح قابل للذوبان نسبياً، هذه المشكلة صعبة لأن الشوارد الناتجة عن تفكك الملح هي المسؤولة عن زيادة القوة الشاردية في المحلول، يتم حل هذه المشكلة باستخدام طرق التكرار Iteration Methods، ولنوضح ذلك من خلال الأمثلة المحلول في هذه المحاضرة.

4-II-2- علاقة ديبياكي هيوكول والpH

يمكن استخدام علاقة ديبياكي هيوكول في تحديد قيمة درجة حموضة الوسط، وأفضل طريقة لإيضاح ذلك هو من خلال الأمثلة المحلول التي تعزز مقدرتكم على تطبيق العلاقات السابقة.



مثال محلول (12)

هذا المثال يدعم مفهوم ارتباط الكمون الكيميائي للكهربائي بتركيزه

زمن الحل: 8 دقائق كحد أقصى الزمن الإمتحاني: 10 دقائق كحد أقصى

أكتب الكمون الكيميائي لملح كلوريد المغnezيوم $MgCl_2$ معتبراً عن تركيزه بالمولالية.

الحل:

$$v_+ = 1, v_- = 2 \rightarrow v = 3$$

تعطى المولالية الشاردية المتوسطة وفق ما يلي:

$$m_{\pm} = (m_+^{v_+} m_-^{v_-})^{1/v} = (mv_+^{v_+} mv_-^{v_-})^{1/v} = m(1^1 2^2)^{1/3} = 1.6m$$

يعطى الكمون الكيميائي بالعلاقة التالية:

$$\mu_{MgCl_2} = \mu_{MgCl_2}^\circ + RT \ln(m_+^{v_+} m_-^{v_-})$$

وحيث أن: $m_{\pm} = (m_+^{v_+} m_-^{v_-})^{1/v}$
عندما تصبح العلاقة السابقة:

$$\mu_{MgCl_2} = \mu_{MgCl_2}^\circ + vRT \ln(m_{\pm})$$

يعبر عن الكمون الكيميائي لمحلول كلوريد المغنيزيوم $MgCl_2$ بالشكل التالي:

$$\mu_{MgCl_2} = \mu_{MgCl_2}^\circ + 3RT \ln 1.6m$$



مثال غير محلول (11)

هذا المثال يختبر مدى تعلمك مفهوم ارتباط الكمون الكيميائي لكهربليت بتركيزه.

زمن الحل: 8 دقائق كحد أقصى الزمن الامتحاني: 10 دقائق كحد أقصى

اكتب الكمون الكيميائي لملح كلوريد الألمنيوم AlCl_3 معبراً عن تركيزه بالمولالية.

الحل:

$$\mu_{\text{AlCl}_3} = \mu_{\text{AlCl}_3}^\circ + 4RT \ln 1.68m$$

مثال محلول (13)

هذا المثال يدعم تطبيق علاقة ديباي هيوكول المختصرة ومعامل الفعالية لكل شاردة

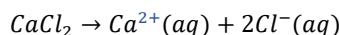
زمن الحل: 12 دقيقة كحد أقصى الزمن الامتحاني: 15 دقيقة كحد أقصى

من أجل محلول المائي لكlorيد الكالسيوم CaCl_2 تركيزه المولالي (0.003 m)، ودرجة حرارته 25°C، المطلوب حساب:

- القوة الشاردية للمحلول.
- معامل الفعالية لكل من شارديتي الكالسيوم والكلوريد في محلول.
- متوسط معامل الفعالية الشاردي لهذه الشوارد.

الحل:

ينحل كلوريد الكالسيوم وفق التفاعل التالي:



نلاحظ أنه سيكون التركيز المولالي لشوارد الكالسيوم (0.003 m) والتركيز المولالي لشوارد الكلوريد (0.006 m).

- نحسب القوة الشاردية للمحلول من العلاقة:

$$I_m = \frac{1}{2} \sum_i Z_i^2 m_i = \frac{1}{2} [(0.003m)(+2)^2 + (0.006m)(-1)^2] = \frac{1}{2} (0.012 + 0.006) = 0.009 m$$

لحساب معاملات الفعالية الشاردية نستخدم علاقة ديباي هيوكول المقيدة (II-62):

$$\log \gamma_i = -0.509 z_i^2 \sqrt{I_m}$$

من أجل شاردة الكالسيوم Ca^{2+} :

$$\log \gamma_+ = -0.509 \times (2)^2 \sqrt{0.009} = -0.193 \rightarrow \gamma_+ = 0.640985$$

من أجل شاردة الكلوريد Cl^- :

$$\log \gamma_- = -0.509 \times (-1)^2 \sqrt{0.009} = -0.048288 \rightarrow \gamma_- = 0.89477$$

لحساب متوسط معامل الفعالية الشاردي نطبق العلاقة:

$$\gamma_{\pm} = (\gamma_+^{\nu_+} \gamma_-^{\nu_-})^{1/\nu}$$

$$\gamma_{\pm} = [(0.640985)^1 (0.89477)^2]^{1/3} = 0.8006$$



مثال محلول (14)

هذا المثال يدعم تطبيق علاقة ديباي هيوكل المختصرة

زمن الحل: 12 دقيقة كحد أقصى الزمن الإمتحاني: 15 دقيقة كحد أقصى

احسب القوة الشاردية I_m ومتوسط معامل الفعالية الشاردية γ_{\pm} ، ومتوسط التركيز المولالي الشاردي m_{\pm} ، للمحلول المائي لكlorيد الزنك تركيزه المولالي (**0.02 m**).

الحل:

ينحل كلوريد الزنك وفق التفاعل التالي:



نلاحظ أنه سيكون التركيز المولالي لشوارد الزنك (0.02) والتركيز المولالي لشوارد الكلوريد (0.04). لنقم في البداية بحساب متوسط التركيز المولالي الشاردي، ويحدد بأنه متوسط التركيز المولالي للشوارد المكونة للكهرليت:

حسب العلاقة (II-1-50) (محاضرة 6 صفحة 95) نجد:

$$m_{\pm}^v = (m_{+}^{v+})(m_{-}^{v-}) = [(0.02^1)(0.04^2)]^{1/3} = [0.02)(0.0016)]^{1/3} = \mathbf{1.06 \times 10^{-5}}$$

لحساب متوسط معامل الفعالية الشاردية، نحتاج بداية لحساب القوة الشاردية للمحلول من العلاقة (II-1-53):

$$I_m = \frac{1}{2} \sum_i Z_i^2 m_i = \frac{1}{2} [(0.02m)(+2)^2 + (0.04m)(-1)^2] = \frac{1}{2} (0.08 + 0.04) = \mathbf{0.06m}$$

الآن بتطبيق علاقة ديباي هيوكل المقيدة (II-1-62):

$$\log \gamma_{\pm} = -0.509 |z_+ z_-| \sqrt{I_m} = -0.509 |(+2)(-1)| \sqrt{0.06} = (-0.509)(2)(0.245) = -0.250$$

$$\log \gamma_{\pm} = -0.250 \rightarrow \gamma_{\pm} = 10^{-25} = \mathbf{0.1627}$$



مثال محلول (15)

هذا المثال يدعم مفهوم الانحلالية

زمن الحل: 5 دقائق كحد أقصى الزمن الإمتحاني: 8 دقائق كحد أقصى

أيهما أكثر انحلالية؟ ثيوسيانات الفضة ($K_{sp} = 1.5 \times 10^{-12}$) أم كبريتيت الفضة ($K_{sp} = 1.1 \times 10^{-14}$)؟

الحل:

عندما يكون عدد الشوارد متماثلاً في كلا المركبين عندها يمكننا مقارنة قيمة ثوابت الانحلال، أما في حالتنا هذه: من أجل ثيوسيانات الفضة:

$$K_{sp} = [\text{Ag}^+] [\text{SCN}^-] = x^2 \rightarrow x = \sqrt{K_{sp}} = \sqrt{1.1 \times 10^{-12}} = \mathbf{1.0 \times 10^{-6}}$$

من أجل كبريتيت الفضة:

$$K_{sp} = [\text{Ag}^+]^2 [\text{SO}_3^{2-}]^1 = (2x)^2 x = 4x^3 \rightarrow x = \sqrt[3]{\frac{K_{sp}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{1.50 \times 10^{-14}}{4}} = \mathbf{1.56 \times 10^{-5}}$$

وبالتالي نلاحظ أن كبريتيت الفضة أكثر انحلالية في الماء من ثيوسيانات الفضة لأنه يمتلك ثابت انحلال أكبر.

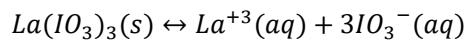
**مثال محلول (16)**

هذا المثال يدعم مفهوم تحديد ثابت جداء الانحلال.

زمن الحل: 5 دقائق كحد أقصى الزمن الإمتحاني: 8 دقائق كحد أقصى

إذا كان لديك محلول مشبع من لأحد أملاح اللانثانيوم₂(IO₃)₂, فإذا كان تركيز الشق السالب منه (شاردة اليودات Iodate ion) هو (0.006 M) احسب K_{sp} لهذا الملح.

الحل:



إن تركيز شاردة اللانثانيوم هو (x) وتركيز شاردة اليودات هو (3x)، فيكون لدينا:

$$3x = 0.006 \text{ M} \rightarrow x = 0.002 \text{ M}$$

$$K_{sp} = [La^{+3}] [IO_3^-]^3 = [0.002][0.006]^3 = 4.2 \times 10^{-10}$$

**مثال محلول (17)**

هذا المثال يدعم مفهوم الانحلالية وتاثير الشاردة المشتركة

زمن الحل: 8 دقائق كحد أقصى الزمن الإمتحاني: 12 دقيقة كحد أقصى

ما هي انحلالية فوسفات الكالسيوم في محلول من فوسفات الصوديوم تركيزه (0.100 M)؟
الحل:

هذه المسألة مشابهة للمسألة التي تطرقنا لها في المثال المحلول السابق، باستثناء أن هناك شاردة مشتركة وهي شاردة الفوسفات، التي تزيح انحلالية فوسفات الكالسيوم نحو اليسار مما يقلل من الانحلالية.



$$K_{sp}(Ca_3(PO_4)_2) = [Ca^{+2}]^3 [PO_4^{-3}]^2$$

نلاحظ أن تركيز شاردة الفوسفات هو:

$$[PO_4^{-3}] = 0.001M + 2x$$

وبتجاهل قيمة x هنا لصغرها نجد:

$$K_{sp}(Ca_3(PO_4)_2) = [3x]^3 [0.100]^2 = 0.27x^3 \rightarrow$$

$$x = \left(\frac{K_{sp}}{0.27}\right)^{1/3} = \left(\frac{2.07 \times 10^{-33}}{0.27}\right)^{1/3} = 1.97 \times 10^{-11} M$$



مثال محلول (18)

هذا المثال يدعم تطبيق علاقة ديباي هيوكل المنشورة لحساب انحلالية ملح وفق طريقة التكرار

زمن الحل: 18 دقيقة كحد أقصى الزمن الإمتحاني: 25 دقيقة كحد أقصى

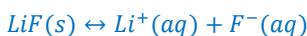
ما هي الانحلالية المولية لملح فلوريد الليثيوم LiF إذا علمت أن:

$$K_{sp} = 1.7 \times 10^{-3}$$

$$\alpha_{Li} = 600 \text{ pm} \quad \& \quad \alpha_F = 350 \text{ pm}$$

الحل:

لتكتب أولاً المعادلة الكيميائية والجبرية المناسبة:



تعطى علاقة ثابت جداء الانحلال وفق ما يلي:

$$K_{sp} = [\text{Li}^+][\text{F}^-]\gamma_{\text{Li}^+}\gamma_{\text{F}^-}$$

لنوجد الانحلالية المولية لفلوريد الليثيوم مستخدمين طريقة التكرار.

لنفرض بداية أن معامل الفعالية الشاردية لكل من شارديي الليثيوم والفلور مساوياً الواحد بما أنه في البداية يكون محلول ممدد جداً، ولنحسب تركيز كل الشاردين، لذلك لنقم بذلك باستخدام طريقة الجدول التي تطرقتنا لها في فقرة "ماذا كانت" لحساب الانحلالية المولية، فنجد:

	$\text{LiF}(s)$	$\text{Li}^+(aq)$	$\text{F}^-(aq)$
التركيز البدائي	صلب	0	0
التغير في التركيز	ما يزال صلب	+x	+x
التركيز التوازنية	ما يزال صلب	x	x

بالتعويض في علاقة ثابت جداء الانحلال أعلاه نجد:

$$K_{sp} = [\text{Li}^+][\text{F}^-] = (x)(x) = x^2 \rightarrow x = \sqrt{K_{sp}} = \sqrt{1.7 \times 10^{-3}} = 0.041M$$

الآن لنحسب معامل الفعالية الشاردية لشارديي الليثيوم والفلور اعتماداً على تراكيزهما التي حصلنا عليهما في الخطوة السابقة:

$$I = 1/2[(0.041)(+1)^2 + (0.041)(-1)^2] = 0.041$$

ولدينا:

$$\alpha_{Li} = 600 \text{ pm} \quad \& \quad \alpha_F = 350 \text{ pm}$$

باستخدام علاقة ديباي هيوكل المنشورة نجد:

$$\log \gamma_i = - \frac{0.509 z_i^2 \sqrt{I_m}}{1 + B_{DH} \alpha_i \sqrt{I_m}}$$

من أجل شاردة الليثيوم نجد:

$$\log \gamma_{\text{Li}^+} = - \frac{0.509(+1)^2 \sqrt{0.041}}{1 + 3.28 (600 \times 10^{-3}) \sqrt{0.041}} \rightarrow \gamma_{\text{Li}^+} = 0.85$$

من أجل شاردة الفلور نجد:

$$\log \gamma_{\text{F}^-} = - \frac{0.509(-1)^2 \sqrt{0.041}}{1 + 3.28 (350 \times 10^{-3}) \sqrt{0.041}} \rightarrow \gamma_{\text{F}^-} = 0.83$$

لنحسب الآن الانحلالية الجديدة وفق معاملات الفاعلية الشاردية التي حصلنا عليها:



$$\frac{K_{sp}}{\gamma_{Li^+}\gamma_{F^-}} = [Li^+][F^-] = x^2 \rightarrow x = \sqrt{\frac{1.7 \times 10^{-3}}{(0.85)(0.83)}} = 4.9 \times 10^{-2} M$$

الآن نعود ونحسب معاملات الفعالية الشاردية لكل من الليثيوم والفلور اعتماداً على التراكيز الجديدة المحسوبة أعلاه.

بعد حساب معاملات الفعالية الجديدة نقوم بحساب الانحلالية مرة ثانية وفق الطريقة أعلاه، نكرر هذه العملية حتى تحصل على قيمة ثابتة للانحلالية (4 أو 5 مرات تكرار)

باتباع طريقة التكرار هذه تتقارب معاملات الفعالية لليثيوم من القيمة (0.84) وللفلور من القيمة (0.81)، حيث نصل لانحلالية مقدارها ($x=0.05 M$).

أي أن الانحلالية تزداد بمقدار 25% تقريباً عن قيمتها المحسوبة في الخطوة الأولى عندما أهملنا تأثير الفعالية.

عزيزي الطالب:

حاول إكمال الخطوات (تكرار خمس مرات) وفق نفس الطريقة الموضحة أعلاه حتى تحصل على القيمة الثابتة للانحلالية.



مثال محلول (19)

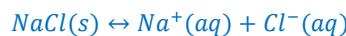
هذا المثال يدعم تطبيق علاقة ديباي هيوك المنشورة لحساب pH محلول كهربائي

زمن الامتحاني: 20 دقيقة كحد أقصى زمن الحل: 15 دقيقة كحد أقصى

استخدم الفعالية لحساب pH محلول كهربائي لكلوريد الصوديوم NaCl تركيزه (0.020 M) علماً أن: $\alpha_H = 900 pm$

الحل:

لتكتب أولاً المعادلة الكيميائية والجبرية المناسبة:



بما أن الكهربيت قوي هذا يعني:

$$[Na^+] = [Cl^-] = 0.020 M$$

لحساب القوة الشاردية للمحلول:

$$I = 1/2[(0.02)(+1)^2 + (0.02)(-1)^2] = 0.02 M$$

حيث تعبر القوة الشاردية عن تركيز جميع الشوارد في المحلول.

باستخدام القوة الشاردية يمكننا الآن حساب معاملات الفعالية (γ) للشوارد الموجودة في المحلول.

الفعالية هي ناتج جداء التركيز في معامل الفعالية:

$$a_i = \gamma_i [i]$$

يتم حساب pH المحلول من العلاقة:

$$pH = -\log(a_{H^+}) = -\log(\gamma_{H^+}[H^+]) = -\log\gamma_{H^+} - \log[H^+]$$

يتم استخدام معادلة ديباي هيوك لإيجاد تأثير القوة الشاردية على معامل الفعالية، وهي صالحة في مجال القوة الشاردية بين $I = 0 \rightarrow 0.1 M$ وهذا متحقق، حيث تعطى المعادلة وفق ما يلي:

$$\log\gamma_i = -\frac{0.509z_i^2\sqrt{I_m}}{1 + B_{DH}\alpha_i\sqrt{I_m}}$$

$$\alpha_H = 900 pm$$

من أجل شاردة الهيدروجين نجد:

$$\log \gamma_{H^+} = -\frac{0.509(+1)^2 \sqrt{0.02}}{1 + 3.28 (900 \times 10^{-3}) \sqrt{0.02}} = -\frac{0.0720}{1.4175} = -0.0507936$$

نعرض هذه القيمة في علاقة pH أعلاه فنجد:

$$pH = -(log \gamma_{H^+} + log[H^+]) = -(-0.0508) + 7 \log 10 = 0.0508 + 7 = 7.05$$

حيث أن تراكيز كل من شوارد الهيدروجين H^+ والهيدروكسيد OH^- الناتجة عن تفكك الماء هي قليلة جداً مقارنة بتراكيز شوارد الصوديوم Na^+ والكلوريد Cl^- , لذلك تم تجاهلها في حساب القوة الشاردية.

هذه النتيجة منطقية، حيث تؤدي إضافة كلوريد الصوديوم إلى تراجع في تراكيز شوارد الهيدروجين (انخفاض معامل فعاليتها عن الواحد) وبالتالي يحصل ارتفاع طفيف في pH الوسط.
لاحظ أن كلوريد الصوديوم ناتج عن تفاعل حمض قوي HCl مع أساس قوي NaOH , لذلك من المنطقي ألا يؤثر وجوده على حموضة الوسط.



مثال غير محلول (12)

هذا المثال يختبر مدى تعلمك إيجاد pH كهرليت بتطبيق علاقة ديباي هيووكل.

زمن الحل: 15 دقيقة كحد أقصى الزمن الإمتحاني: 20 دقيقة كحد أقصى

استخدم الفعالية لحساب pH محلول كهرليتي للكلوريد الصوديوم NaCl تركيزه (0.020 M) علماً أن: $\alpha_H = 900 \text{ pm}$

الحل:

$$pH = 7.047$$



ماذا كانت؟

(درسٌ في كيمياء الثيرموديناميك والمحاليل)

قانون هنري Henry's Law

قانون هنري هو أحد قوانين الغازات التي صاغها ويليام هنري في عام 1803 وينص على: عند درجة محددة من الحرارة، تتناسب كمية الغاز المعطى الذائب في نوع معين وحجم محدد من السائل مع الضغط الجزئي لذلك الغاز في التوازن مع هذا السائل.

ويعبر عنه بطريقة ثانية:
إن قابلية ذوبان الغاز في السائل تتناسب بشكل مباشر مع الضغط الجزئي للغاز فوق السائل:

$$C = kP_{gas}$$

حيث C قابلية ذوبان الغاز Solubility of gas عند درجة حرارة محددة وضمن محل (مذيب) محدد، تحدد واحته بالمولارية M أو بواحدة ml غاز في ليتر محل.
 بينما يمثل k ثابت قانون هنري وغالباً ما تحدد واحته بـ M/atm .
 أما P_{gas} فهو الضغط الجزئي للغاز ويقاس غالباً بواحدة atm.

تطبيقات قانون هنري :Application of Henry's law

- يعمل قانون هنري فقط إذا كانت الجزيئات في حالة توازن.
- لا يعمل قانون هنري مع الغازات ذات الضغط العالى.

على سبيل المثال:

يصبح غاز الآزوت N_2 عند الضغط العالي قابلاً للذوبان، فيصبح ضاراً للغاية عندما يكون في مصدر الدم.

- لا يعمل قانون هنري إذا كان هناك تفاعل كيميائي بين المذاب والمذيب.

على سبيل المثال:

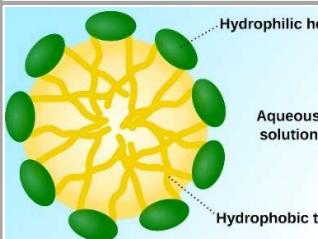
يتفاعل غاز كلور الماء HCl مع الماء عن طريق تفاعل تفكك Dissociation reaction لتوليد شوارد H_3O^+ وشوارد الكلوريد Cl^- . أي لا تبتعد المحاليل الكهربائية عن تحقيق قانون هنري كما ذكرنا في مثال احلال غاز كلور الهيدروجين.

هذه الفقرة خاصة بمفردات درستها سابقاً وتحتاجها الآن لاحقاً



الكيمايا في حياتنا اليومية (مطالعة)

كيف يعمل الصابون



الصابون عبارة عن أملاح الصوديوم أو البوتاسيوم للأحماض الدهنية، يتم إنتاجها من التحلل المائي للدهون في تفاعل كيميائي يسمى التصبن Saponification. الصابون منظف ممتاز بسبب قدرته على العمل كعامل استحلاب emulsifying agent، حيث أن المستحلب قادر على تشتت سائل إلى سائل آخر غير قابل للامتزاج.

يتكون الصابون من جزيئات لها "رأس" محب للماء (Hydrophilic) وسلسلة طويلة كارهة للماء (Hydrophobic). عندما يضاف الصابون إلى الماء، تنضم سلاسل طويلة من جزيئاته الكارهة للماء إلى جزيئات الزيت (حيث أن الزيت لا يمتزج بالماء بالحالة الطبيعية)، بينما تذهب الروؤس المحبة للماء إلى الماء بسبب قطبية الماء، مما يؤدي لتشكل مستحلب في الماء، وهذا يعني أن جزيئات الزيت أصبحت معلقة في الماء وتتحرر من القماش مع الشطف حيث تتم إزالة المستحلب وبالتالي تتم إزالة الأوساخ المعلقة ضمه لتكامل عملية التنظيف.



لا شيء يولد من عدم، وكذلك المعرفة



الكيمايا في حياتنا اليومية (مطالعة)

المواد الحافظة الغذائية

Food Preservatives

أحياناً نقرأ المكونات الموجودة على زجاجة الكاتشب Ketchup أو المربيات Jams أو المخللات Pickles، وتفاجأ برأوية قائمة لا تنتهي من المواد الكيميائية.

ما هي هذه المواد؟

هذه المواد الكيميائية تسمى المواد الحافظة الغذائية Food Preservatives، والتي تعمل على تأخير نمو الكائنات الحية الدقيقة في الأطعمة.



لا تحظر المواد الحافظة الكيميائية للأغذية نمو البكتيريا والفيروسات والفطريات فحسب، بل تمنع أيضاً أكسدة الدهون المسؤولة عن جعل الأطعمة فاسدة. المواد الحافظة الكيميائية الأكثر شيوعاً هي بنزوات الصوديوم وحمض السوربيك sorbic acid وأملأحة مع البوتاسيوم والكالسيوم والصوديوم، إضافة لـ أملاح النيتروز التي تلعب دوراً حافظاً أيضاً.

لا شيء يولد من عدم، وكذلك المعرفة

المفاهيم الأساسية للمحاضرة والمحاجز

Key Concepts and Summary

في محاضرة اليوم تناولنا المحاليل الكهربائية بترابكيها الشاردية مجتمعة، وتعرفنا على المحاليل الكهربائية التي تحتوي على كهربايت واحد أو المحاليل التي تحوي على أكثر من كهربايت، وقمنا بدراسة أهم الكميات الكهربائية لها انطلاقاً من الكمون الكيميائي والكهربائي، مروراً بمعاملات الفعالية الشاردية المتوسطة، وحسبنا أيضاً التراكيز المولية الشاردية المتوسطة.

كما تعرفنا على القوة الشاردية للمحاليل الكهربائية، ووجدنا أن أغلب العلاقات في دراسة المحاليل الكهربائية تعتمد على التراكيز المولالية سواء للمحلول أو للشوارد المكونة له، ووجدنا أن المقادير التي تتعلق بالشوارد المنفصلة مثل معامل الفعالية الشاردي لا يمكن قياسها تجريبياً، هل تذكر لماذا؟

وتطرقنا لنظرية ديباي هيوكل وأهم أشكالها، وحددننا المجالات التي تستخدم فيها (حدود القوة الشاردية)، وأعطينا تطبيقات عملية عليها، حيث في هذه التطبيقات يمكن استخدام علاقة ديباي هيوكل، فشرحنا بدايةً من خلال فقرة "ماذا كانت" انحلالية الأملاح وتطرقنا للطرق المستخدمة في تحديدها، وكيف تؤثر الشاردة المشتركة على الانحلالية، ثم انتقلنا بعد ذلك لأمثلة محلولة توضح كيفية تطبيق ديباي هيوكل من أجل حساب انحلالية ملح كتطبيق أولى لهذه النظرية، ثم بينما بمثال توضيحي كيف يمكن حساب pH محلول من خلال حساب معامل الفعالية الشاردية وفق ديباي هيوكل بعد إيجاد القوة الشاردية للمحلول كتطبيق ثان لها.

هذا موجز مدرس المقرر، الأهم منه هو موجز عزيزي الطالب بعد قراءة المحاضرة ومعرفة أهم الأفكار التي وردت فيها وتطبيقاتها.

-- نهاية المحاضرة --

في المحاضرة القادمة يوم الأربعاء تاريخ 11/06/2025 ستتعرف إلى عناوين متعددة منها:

✓ تعریف الناقليّة الكهربائية وطرائق قياسها.

أعدت هذه المحاضرة وفق قواعد الجودة العالمية لمناهج التدريس، كما تم الاستعانة في إعداد هذه المحاضرة ميرلاند وجامعة كاليفورنيا (California Univ) وجامعة اوتاوه (Ottawa Univ) في الولايات المتحدة.

د. سعود عبد الحليم كده



A to Z مكتبة