

1- المحاليل المائية:

المحاليل المائية هي خلأط متجانسة يُستخدم فيها الماء كمذيب أساسي لإذابة مواد أخرى (مُذابات) صلبة، سائلة، أو غازية. ، وتتميز هذه المحاليل بقدرتها على التوصيل الكهربائي (إلكتروليئات) أو البقاء متعادلة، وتستخدم بكثرة في العمليات الكيميائية، والصناعية .

1.1- مكونات وخصائص المحاليل المائية:

- **المذيب:** هو الماء دائماً في المحاليل المائية.
 - **المُذاب:** المواد التي تذوب في الماء (مثل الملح، السكر، أو الأحماض).
- و عملية انحلال للمادة المنحلة في محل مناسب هي تحول فيزيائي للمادة و ينتج عنه محلول متجانس أو محلول غير متجانس.
- a - محلول متجانس:** هو محلول يتكون من طور واحد.

مثال: محلول كلوريد الصوديوم ونميز

نوعين من المحاليل المتجانسة:

- ✓ **المحلول المائي الممدد (المخفف)** و يتميز بالانحلال الكلي للمادة المذابة.
 - ✓ **المحلول المائي المركز** و يتميز بالانحلال الكلي للمادة المذابة.
- b- حلول غير متجانس:** هو محلول يتكون من طورين أو أكثر. و يعرف بالمحلول المائي المشبع (انحلال جزئي للمادة المذابة)
- مثال: - محلول الزيت مع الماء – محلول كربونات الكالسيوم في الماء.

1.2- تركيز المحلول المائي:

هناك عدة طرق لقياس تراكيز المحاليل و التعبير عنها:

- ✓ **التركيز المولي:** تسمى نسبة عدد مولات المادة المذابة الى حجم المحلول بالتركيز الغرامي للمحلول و يعطى بالعلاقة :

$$C_{(mol/l)} = n/V$$

- ✓ **التركيز الغرامي :** تسمى نسبة كتلة المادة المذابة الى حجم المحلول بالتركيز المولي للمحلول و يعطى بالعلاقة :

$$C_{(g/l)} = m/V$$

1.3- قانون تمديد المحاليل:

عند تمديد محلول ما بإضافة ماء مقطر اليه يزداد حجم المحلول، و يقل تركيزه بينما تبقى كمية المادة المذابة ثابتة. وبالتالي عدد مولات المادة المذابة بعد التمديد يساوي عدد مولات المادة المذابة قبل التمديد.

و قانون تمديد المحاليل يعطى بالعلاقة التالية:

$$n_1=n_2 \rightarrow C_1V_1 = C_2V_2$$

تطبيق1:

محلول لحمض كلور الماء حجمه 100 mL يحوي 3.65 g من الحمض.
المطلوب:

1. احسب التركيز الغرامي لهذا المحلول.
 2. احسب التركيز المولي لهذا المحلول.
- علماً أن: (H:1, Cl:35.5)

الحل:

$$V = 100 \text{ ml} = \frac{100}{1000} = \frac{1}{10} = 0.1 \text{ L}$$

$$C_{(g.l^{-1})} = \frac{m}{V} = \frac{3.65}{0.1} = 36.5 \text{ g.L}^{-1} \quad 1.$$

$$M = 35.5 + 1 = 36.5 \text{ g.mol}^{-1} \quad 2. \text{ الكتلة المولية لحمض كلور الماء}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{3.65}{36.5} = 0.1 \text{ mol} \quad \text{عدد مولات حمض كلور الماء}$$

$$C_{(mol.l^{-1})} = \frac{n}{V} = \frac{0.1}{0.1} = 1 \text{ mol.L}^{-1}$$

تطبيق 2:

لديك 100 mL من محلول لهيدروكسيد الصوديوم تركيزه 0.2 mol.L^{-1} أضيف إليه 100 mL من الماء المقطر، احسب تركيز محلول هيدروكسيد الصوديوم بعد التمديد.

الحل:

(نعلم أن كمية المادة المذابة لا تتغير بالتمديد، والذي تغير هو حجم المحلول وتركيزه)
(عدد مولات المادة المذابة بعد التمديد) $n_1 = n_2$ (عدد مولات المادة المذابة قبل التمديد)

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

حجم المحلول بعد التمديد = حجم المحلول قبل التمديد + حجم الماء المضاف.

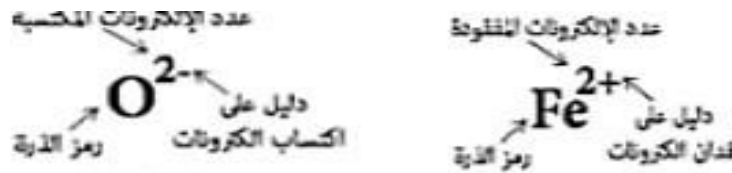
$$\Rightarrow V_2 = 100 + 100 = 200 \text{ mL}$$

$$0.2 \times 100 = C_2 \times 200$$

$$C_2 = \frac{20}{200} = \frac{2}{20} = \frac{1}{10} = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$$

1.4- **الشاردة:** الشاردة هي ذرة أو مجموعة من الذرات فقدت أو اكتسبت إلكترون أو أكثر.

مثل:



نميز نوعين من الشوارد: الشاردة الموجبة و الشاردة السالبة. الجدول التالي يعطي بعض عناصر الشوارد الموجبة و الشوارد السالبة.

الشوارد الموجبة		الشوارد السالبة	
اسم الشاردة	رمزها	اسم الشاردة	رمزها
الهيدروجين	H ⁺	الكلور	Cl ⁻
الصوديوم	Na ⁺	الفلور	F ⁻
الفضة	Ag ⁺	البروم	Br ⁻
النحاس الثنائي	Cu ²⁺	الأكسجين	O ²⁻
الزنك الثنائي	Zn ²⁺	الكبريت	S ²⁻
الحديد الثنائي	Fe ²⁺	الأزوت	N ³⁻
الحديد الثلاثي	Fe ³⁺	الكبريتات	SO ₄ ²⁻
الألمنيوم	Al ³⁺	النترات	NO ₃ ⁻
الكالسيوم	Ca ²⁺	الكربونات	CO ₃ ²⁻
المغنزيوم	Mg ²⁺	الهيدروكسيد	OH ⁻
الباريوم	Ba ²⁺	البرمنغنات	MnO ₄ ⁻
الأمونيوم	NH ₄ ⁺		

1.4.1- المحلول الشاردي:

المحلول الشاردي هو محلول مائي يحتوي على حاملات الشحن الكهربائية (الشوارد) التي تعمل على نقل التيار الكهربائي. أي مادة كيميائية صلبة تتحلل في الماء تعطي محلول شاردي. الجدول التالي يعطي بعض المحاليل مع صيغتها الشاردية و صيغتها الاحصائية (الجزيئية).

المحلول الشاردي	الصيغة الشاردية	الصيغة الإحصائية
حمض كلور الماء	(H ⁺ + Cl ⁻)	HCl
كلور الزنك	(Zn ²⁺ + 2Cl ⁻)	ZnCl ₂
كلور القصدير	(Sn ²⁺ + 2Cl ⁻)	SnCl ₂
كبريتات النحاس	(Cu ²⁺ + SO ₄ ²⁻)	CuSO ₄
نترات الفضة	(Ag ⁺ + NO ₃ ⁻)	AgNO ₃
هيدروكسيد الصوديوم	(Na ⁺ + OH ⁻)	NaOH
كلور الحديد الثنائي	(Fe ²⁺ + 2Cl ⁻)	FeCl ₂
كلور الحديد الثلاثي	(Fe ³⁺ + 3Cl ⁻)	FeCl ₃
كلور المغنزيوم	(Mg ²⁺ + 2Cl ⁻)	MgCl ₂
كلور الباريوم	(Ba ²⁺ + 2Cl ⁻)	BaCl ₂
كبريتات الحديد الثنائي	(Fe ²⁺ + SO ₄ ²⁻)	FeSO ₄
كربونات الكالسيوم	(Ca ²⁺ + CO ₃ ²⁻)	CaCO ₃

1.4.2- خواص المحلول الشاردي:

- 1- المحلول الشاردي ينقل التيار الكهربائي لأنه يحتوي على شوارد حرة الحركة (حاملات الشحن الكهربائية). المحلول الشاردي متعادل
- 2- كهربائيا حيث عدد الشوارد الموجبة يساوي عدد الشوارد السالبة.
- 3- المحلول الشاردي يكتب بصيغتين كيميائيتين:

- الصيغة الجزئية (الاحصائية): تستعمل للدلالة على النوع الكيميائي الشاردي في الحالة الصلبة وتكتب على شكل جزيء.
- الصيغة الشاردية: تستعمل للدلالة على النوع الكيميائي الشاردي و هو منحل في الماء.

التفكك الذاتي للماء:

يتفكك الماء المقطر ذاتيا الى شوارد الهيدرونيوم H_3O^+ و شوارد الهيدروكسيد OH^- وفق المعادلة التالية:



الجداء الشاردي للماء:

يؤدي التفكك الذاتي للماء إلى التوازن الكيميائي، ويمثل ثابت التوازن K_e الذي يسمى "الجداء الشاردي للماء" المعروف بالعلاقة التالية:

$$K_e = [H_3O^+].[OH^-]$$

عند درجة حرارة C° 25° لدينا: $K_e = 10^{-14}$

1.5- الأملاح:

الملح: في الكيمياء عبارة عن مركب كيميائي ينتج من تفاعل حمض و أساس بحيث يكون متعادلا كهربيا.

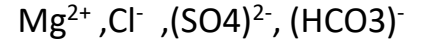
وهو مركب الأيوني يتكون من مجموعة من الأيونات المشحونة إيجابيا (كاتيونات) والأيونات المشحونة سلبيًا (أنيونات)، مما ينتج عنه مركب بدون شحنة كهربائية. يتم تثبيت الأيونات المكونة معًا بواسطة قوى كهروستاتيكية تسمى الروابط الأيونية. عادةً ما يكون للأملاح المكونة من أيونات صغيرة نقاط انصهار و غليان عالية، وهي صلبة وهشة. وباعتبارها مواد صلبة، فهي دائمًا عازلة للكهرباء تقريبًا، ولكن عند ذوبانها أو إذابتها تصبح موصلة للغاية، لأن الأيونات تصبح متحركة.

يمكن أن تكون الأيونات المكونة في الملح إما غير عضوية، مثل الكلوريد (Cl^-) ، أو عضوية، مثل الأسيتات (CH_3COO^-) . يمكن أن يكون كل أيون أحادي الذرة (يسمى أيون بسيط)، مثل الفلوريد (F^-) ، والصوديوم (Na^+) والكلوريد (Cl^-) في كلوريد الصوديوم، أو متعدد الذرات، مثل الكبريتات (SO_4^{2-}) . تُصنف

الأملاح التي تحتوي على أيونات أساسية هيدروكسيد (OH^-) أو أكسيد (O^{2-}) على أنها قواعد، على سبيل المثال هيدروكسيد الصوديوم

الأملاح المعدنية: هي مواد صلبة عند إذابتها في الماء تصبح ناقلة للمهرباء.

في التربة توجد الأملاح المعدنية على شكل مركبات كيميائية غير عضوية (أيونات موجبة و أيونات سالبة) دائبة في محلول التربة و تتمون طبيعيا من تآكل المعادن أو تراكمها . من بين هذه الأيونات الرئيسية : Na^+ , K^+ , Ca^{2+} ,



الوظائف الرئيسية للأملاح:

- 1- بناء العظام و الأسنان (البوتاسيوم) K^+ (و الفوسفور)
- 2- توازن السوائل : الصوديوم , الكلور, البوتاسيوم تساعد في تنظيم الماء داخل الخلايا, 3- انتاج الطاقة : تساعد في العمليات الحيوية لتوليد الطاقة.
- 4- تنشيط الأنزيمات في الجسم.