

## الكيمياء .. مفاهيم وأسس

### ١,١ طبيعة المادة وأشكالها Material's Nature and its Forms

المادة هي كل شيء يشغل حيزاً في الكون وله ثقل، مثل الحجر، والمعدن، والماء، والهواء، والخشب وغيره من المواد. ولكل مادة من المواد خواصها المميزة التي تجعلها تختلف عن غيرها، وإن تشابهت معها في بعض هذه الخواص. وتوجد المادة في شكل عناصر منفردة، أو مركبات، أو مخاليط، وذلك في صورة صلبة، أو سائلة، أو غازية، وهناك حالة رابعة يراها البعض ضمن الحالات التي توجد عليها المادة وهي حالة البلازما\* (العلي، ٢٠٠٧م: ٤٦؛ الدهشان، ٢٠٠٢م: ٣٤)، ولا تدخل هذه الحالة ضمن الدراسة بهذا الكتاب.

في الحالة الصلبة Solid state للمادة تكون الجزيئات المكونة للمادة شديدة الترابط فيما بينها، بينما في الحالة السائلة Liquid state تكون شبه وثيقة الترابط، في حين تكون الجزيئات حرة وغير مترابطة فيما بينها في الحالة الغازية Gas state. وبالتالي فإن حركة الجزيئات تختلف من مادة لأخرى، فتتحرك جزيئات الغازات بسرعة وتتصادم معاً داخل فراغ كبير، في حين تتحرك الجزيئات بشكل أبطأ في السوائل، حيث يمكن صيها، بينما تتحرك ببطء شديد في المواد الصلبة حيث ترتبط معاً بشدة. وإذا تم تسخين المادة الصلبة، تبدأ جزيئاتها بالتحرك بشكل أسرع، وكلما زادت سرعتها

\* وتسمى أحياناً بالحالة الرابعة للمادة، وهي عبارة عن غاز متأين تكون فيه الإلكترونات حرة وغير مرتبطة بالذرة أو بالجزيء.

احتاجت إلى فراغ أكبر، وعندها يتمدد الجسم ويبدأ في التحول من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة، وبزيادة درجة الحرارة تتحول إلى الحالة الغازية. وتسمى درجة الحرارة التي يحصل عندها التحول بين الحالة الصلبة والسائلة بدرجة الذوبان أو الانصهار أو التجمد **Melting or Freezing point**، في حين تسمى درجة الحرارة التي يحصل عندها التحول بين الحالة السائلة والغازية بدرجة التبخر (نيوي وآخرون، ٢٠٠٠م: ٣٥). وتتميز المادة في حالاتها الثلاث بخواص فيزيائية كيميائية عديدة تدل عليها.

**خواص المادة الفيزيائية Physical properties:** هي خصائص تدركها الحواس الإنسانية، مثل: الرائحة، والطعم، والملمس، واللون، والأبعاد، ومنها ما يمكن قياسه بوسائل فيزيائية كدرجة الغليان، ودرجة التجمد، والبريق، والوزن النوعي أو الكثافة (العويس وآخرون، ٢٠٠٠م: ٣). فمن خواص الماء الفيزيائية- على سبيل المثال- أنه بلا طعم أو رائحة، يغلي عند  $100^{\circ}\text{C}$ ، ويتجمد عند درجة صفر مئوية، وله كثافة (  $1 \text{ جم/مليمتراً عند درجة حرارة } 4^{\circ}\text{C}$  م بضغط جوى ١). وتعرف التحولات التي تحدث للمادة من حالة إلى أخرى، دون أن تفقد تركيبها الكيميائي، بالتغيرات الفيزيائية **Physical changes**. وعلى ذلك فإن التغيرات الفيزيائية هي: تغيرات في الخواص الفيزيائية للمادة دون المساس بالتركيب الأساسي لها، فللماء مركب سائل عند درجة الحرارة العادية، أو ما تسمى بدرجة حرارة الغرفة، يتحول إلى صلب عند وصول درجة الحرارة إلى الصفر، كما يتحول إلى بخار كلما زادت درجة حرارته، دون أن يحدث له تغير في تركيبه الكيميائي. مثل هذه التغيرات، التي تتضمن تغيرات في الشكل والخواص الفيزيائية الظاهرة للمادة، هي تغيرات فيزيائية.

**وخواص المادة الكيميائية Chemical properties:** تتضمن ما يؤدي إلى التغير في التركيب الكيميائي للمادة عند مزجها مع مادة أخرى تحت ظروف معينة، أو عند تسخينها. ومن هذه الصفات: الحموضة، والقلوية أو القاعدية، والنشاط التفاعلي للمادة وغيرها... إلخ. والتغيرات، التي تحدث في الشكل والتركيب الأساسي للمادة أو الخواص الكيميائية لها حيث تظهر مواد جديدة، تعرف بالتغيرات الكيميائية **Chemical changes**. ومن أمثلة هذه التغيرات الكيميائية: عملية احتراق الخشب وتحوله إلى فحم أو رماد، وعملية صدأ المعادن (الحديد

والنحاس وغيره) وتحولها إلى مركبات صداداً كبريتية، أو كربونية، أو في صورة كلوريدات، وكذلك التحلل البيولوجي للمواد العضوية. وفي مثل هذه العمليات يحدث تغير في الخواص المميزة للمادة، حيث تختفي هذه الخواص، وتتكون مواد جديدة ذات صفات جديدة.

### طبيعة المواد الأثرية Nature of the archaeological materials

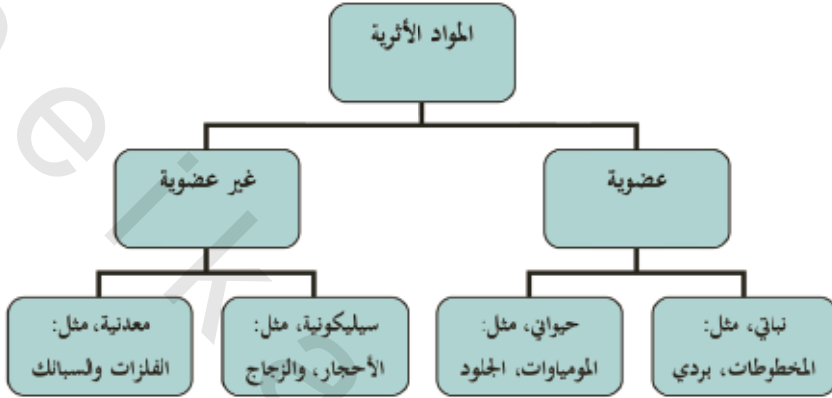
تقسم المواد الأثرية المصنوع منها الآثار، حسب طبيعتها (كما في الرسم التخطيطي)، بالشكل رقم ١)، إلى مواد عضوية Organic materials ذات أصل نباتي أو حيواني، ومواد غير عضوية Inorganic materials ذات أصل معدني.

ومن أمثلة المواد العضوية ذات الأصل الحيواني: الجلد، والعظام، والعاج، والريش، والرق، والنسيج، والشعر. أما المواد العضوية ذات الأصل النباتي فتتمثل في: الخشب، والبردي، والألياف، والنسيج (الكتان، والقطن)، والورق.

وتتميز هذه المواد بالمسامية Porosity بمعنى احتوائها على مسام في خلاياها، أو مكوناتها، أو بين خلاياها أو مكوناتها، وتتميز بضعف قوتها الميكانيكية، فهي عرضة للتمزق، والتشوه، والهشاشة، أو التفتت أو التقصف Brittleness. وهي قابلة للاحتراق إذا ما تعرضت مباشرة للنار. وذات طبيعة هيجروسكوبية متميأة، وهي الخاصية التي تعبر عن قابليتها لامتصاص الماء وفقدته حسب الظروف المحيطة بها، ففي حالة وجود الماء وارتفاع معدل الرطوبة في الوسط المحيط نجدها تمتص الماء من الوسط وتنتفخ أو تتمدد، وإذا كان الوسط جافاً فإنها تفقد ما بها من ماء أو رطوبة، وقد تتعرض للتشقق، أو الالتواء، أو التفتت.

وتتضمن آثار المتاحف العديد من تلك الآثار العضوية، مثل: الملابس، والأثاث المنزلي، والتوابيت الخشبية، والبرديات، والمخطوطات، وغيرها من المقتنيات، التي تتسم بأنها على درجات متفاوتة من الضعف، والتلف، وربما تشتمل هذه الآثار على مواد غير عضوية في الوقت نفسه، ومن أمثلتها: اللوحات الزيتية ذات الحوامل المعدنية، والمنسوجات الموشاة بخيوط معدنية كما يتضح في

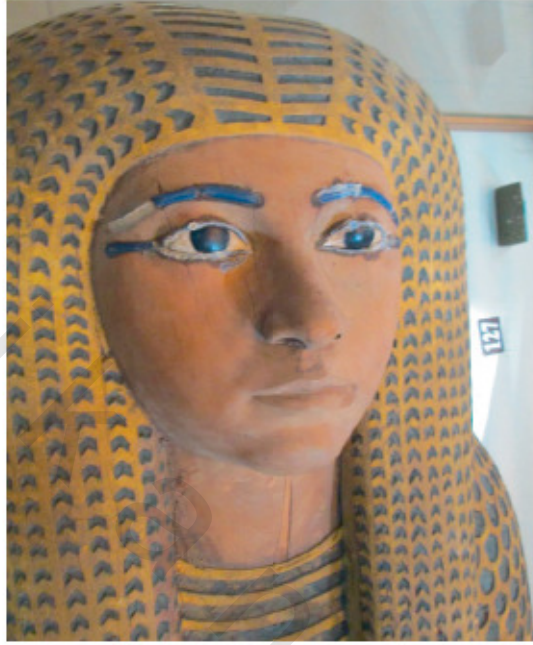
الشكل (٢)، أو الأخشاب المطعمة بالعاج، أو بمعجينة من الزجاج الملون، أو بالأحجار الكريمة، كما يتضح في الشكل (٣).



الشكل (١). رسم تخطيطي يوضح تقسيم المواد الأثرية حسب طبيعة تكوينها.



شكل (٢). ألياف من النسيج الموشاة بخيوط معدنية.



الشكل (٣). أخشاب مطعمة بأحجار كريمة وعجينة من الزجاج الملون، التابوت الخشبي لميريت آمون، المتحف المصري بالقاهرة.

أما **المواد غير العضوية** Inorganic materials فتشمل المواد ذات الأصل المعدني، التي لا ترتبط بصورة مباشرة، أو غير مباشرة، بأي كائن حي (الدهشان، ٢٠٠٢م: ٣٦).

ومن **المواد غير العضوية**:

١- المواد سيليكونية، أو الصخرية.

٢- الفلزات.

ومن أمثلة **المواد غير سيليكونية**، أو **الصخرية**: الأحجار Stones، والفخار Pottery، والسيراميك Ceramic، والزجاج Glass. والفلزات تنقسم إلى فلزات حديدية Ferrous metals، وهي الفلزات التي يشكّل فلز الحديد المكوّن الرئيس لها، والفلزات غير الحديدية Non-Ferrous metals، وهي التي تصنع من فلزات أخرى غير الحديد، مثل: الفضة، والنحاس، والرصاص، والقصدير وغيرها.

ومن خصائص هذه المواد: أن معظمها مواد غير مسامية نسبياً، فهي غير هيجروسكوبية Non-Hygroscopic\*. وتتميز بقوتها الميكانيكية العالية، فهي تتحمل ضغوطاً عالية، ولا تتعرض للتفتت، أو الكسر إلا في الظروف القاسية، ونتيجة التعرض للضغوط الشديدة. ولا تتعرض للحرق، وإنما تنصهر في درجات الحرارة العالية جداً، كما في حالة انصهار القصدير عند درجة حرارة ٢٣٢م°، أو الرصاص عند درجة حرارة ٣٢٧م°، أو تتعرض حبيباتها للتفتت.

## ١,٢ العنصر والمركب والخليط

### Element, Compound and Mixture

العنصر element هو المادة الأولية التي لا يمكن كسرها إلى مادة أبسط أو أقل بالطرق الكيميائية أو الفيزيائية، مثل: الذهب، والحديد، والنحاس، والزئبق، والصدوديوم، والأكسجين، والكربون ... وغيرها.

ويتكون العنصر من دقائق متناهية الصغر تسمى الذرات Atoms، لا تُرى بالعين المجردة. والذرة هي أصغر جزء من العنصر يمكن أن يدخل في التفاعلات الكيميائية دون أن ينقسم، وهي أبسط الوحدات البنائية التي ينتهي عندها تقسيم العنصر، وكل عنصر يمكن تمييزه برقمه الذري، وهو رقم البروتونات في نواته.

وتنقسم العناصر إلى ثلاث طوائف، هي: العناصر الفلزية Metals، وأشباه الفلزات Metalloids، ثم العناصر اللافلزية Non-metals، ولكل منها خواصها المميزة. ومن الأمثلة المعروفة للعناصر الفلزية: الذهب، والفضة، والنحاس، والحديد، والزئبق، والقصدير، والرصاص. ومن أمثلة أشباه الفلزات: السيليكون، والزرنيخ، بينما من أمثلة العناصر اللافلزية: الكربون، والكلور، والكبريت، والأكسجين.

وعدد العناصر المعروفة حالياً يتجاوز المائة وأربعة عشر عنصراً على الرغم من أن هناك عناصر تعرف باسم عناصر ما بعد اليورانيوم جميعها عناصر صناعية أي تم تحضيرها في المختبرات (العلي، ٢٠٠٧م: ٢٤٥). هذه العناصر المعروفة منها ٩٨ عنصراً توجد بصورة طبيعية على

\*هيجروسكوبية: هي قدرة المادة على جذب جزيئات الماء من البيئة المحيطة سواء عن طريق اللامتصاص أو الامتصاص.

الأرض، من بينها ٨٠ عنصراً في صورة مواد مستقرة وثابتة، بينما البقية منها عناصر مشعة تتحلل إلى عناصر أخف على فترات زمنية مختلفة تتراوح بين كسور من الثانية إلى بلايين السنين. أما العناصر الأخرى التي لا توجد بصورة طبيعية، عناصر ثقيلة قد تم إنتاجها بصورة صناعية، مثل: المخلفات الصناعية، التي تنتج من التفاعلات النووية التي يصنعها الإنسان، وتسمى بالعناصر المشعة Radio-elements، وهي تتميز بحياتها القصيرة، وتوجد بنسبة ضئيلة، ومن أمثلتها: التكنيتيوم Technetium، الذي كان يُظن أنه لا يوجد في الطبيعة، وتم إنتاجه صناعياً عام ١٩٣٧م. وقد اكتشف وجوده طبيعياً ولكن بنسبة ضئيلة، وهذا ما حدث أيضاً مع بعض العناصر الأخرى التي تم تخليقها صناعياً وثبت وجودها طبيعياً ولكن بنسب ضئيلة.

وتعدّ العناصر التي توجد في حالة منفردة في الطبيعة، قليلة وغير شائعة. ومن بين العناصر التي تم التعرف عليها وتحديدها كعناصر معدنية في القشرة الأرضية، عدد قليل منها فقط الذي يوجد في صورة منفردة Native elements. من بين هذه المعادن الطليقة أو التي توجد في صورة منفردة، ونقية نسبياً: الذهب، والفضة، والنحاس، والكربون (في صورة جرافيت، أو فحم، أو ماس)، والكبريت، والزئبق. ويوجد على الأرض ٣٢ عنصراً في صورة خالصة غير متحدة كيميائياً مع عناصر أخرى أغلبها الغازات الخاملة والمعادن النبيلة، بينما جميع العناصر الأخرى، عادة ما توجد على الأرض في صورة مركبات كيميائية Chemical compounds.

**والمركب الكيميائي Chemical compound** ينتج عن اتحاد عنصرين أو أكثر اتحاداً كيميائياً، حيث ترتبط ذراتها مع بعضها البعض من خلال روابط كيميائية بنسب وزنية محددة (الدهشان، ٢٠٠٢م: ٣٧). والمركب قد يختلف تماماً في خواصه عن المكونات العنصرية المكونة له. وقد ينتج عن هذا الترابط أو الاتحاد الكيميائي، لأنواع عديدة من العناصر، تكوّن مركبات في صورة صلبة متبلورة Crystalline solids، وسبائك فلزية أو معدنية Metallic alloys لا توجد لها صيغ كيميائية محددة.

والمركبات يمكن أن تتحلل إلى مواد أبسط منها عن طريق التفاعلات الكيميائية. وتتميز المركبات الكيميائية بتكبيها الكيميائي الثابت والمميز، وهي تتكون من عدد محدد من الذرات التي تتحد مع بعضها البعض في ترتيب معين عن طريق الروابط الكيميائية

(Whitten et al., 2000: 15). بعض هذه المركبات الكيميائية يمكن أن يكون في صورة مركبات جزيئية ترتبط ذراتها عن طريق الروابط التساهمية Covalent bonds، أو أملاح حيث ترتبط ذراتها بواسطة روابط أيونية Inoic bonds، أو مركبات فلزية (السبائك) التي ترتبط ذراتها عن طريق الروابط الفلزية Matallic bonds. والعناصر الكيميائية النقية أو الخالصة لا تعدّ مركبات كيميائية حتى لو كانت تتكون من جزيئات تحتوي على ذرات متعددة فقط لعنصر مفرد، مثل الهيدروجين ( $H_2$ )، والكبريت (S)، فهذه يطلق عليها جزيئات ثنائية الذرة Diatomic molecules، أو جزيئات متعددة الذرات Polyatomic molecules (Halal, 2008: 96-98).

أما الخليط Mixture فهو الصورة الثالثة من الصور التي توجد عليها المادة، ويُعرف بأنه مجموعة من العناصر أو المركبات المتجمعة أو المخلوطة مع بعضها بأية نسب وزنية دون أن تتحد كيميائياً (الدهشان، ٢٠٠٢م: ٣٧)، بحيث تظل كل مادة مكونة للخليط محتفظة بخواصها الأصلية. ويمكن أن يتكوّن المخلوط من عناصر مختلفة، أو من عناصر ومركبات، أو مركبات مختلفة. ويعدّ الهواء خليطاً من النيتروجين والأكسجين ومواد أخرى يحتفظ فيه كل من النيتروجين والأكسجين بخواصهما الأصلية.

وتتوزع مكونات الخليط عادة بشكل غير متجانس، ولذا فإن صفاته الفيزيائية، مثل: درجة انصهار الخليط الصلب، وكذلك الصفات الكمية، التي تعتمد على نسب مكونات الخليط، هي صفات غير ثابتة.

وتعدّ السبائك المعدنية Metallic Alloys صورة من صور المخاليط المرتبطة ميكانيكياً، وتصنع عن طريق تسخين وصهر الفلزات المكونة لها لتصل إلى الحالة السائلة، ثم خلطها جيداً، وبعد ذلك تبريد الخليط الناتج بسرعة.

وتتشكّل المحاليل Solutions صورة أخرى من المخاليط، وهناك العديد من الأمثلة المعروفة عن المواد التي تنحل في الماء مثل السكر في الماء، أو الملح في البحر، ومحاليل الأحماض والقلويات التي يستخدمها المرمر في عمله. ومن المخاليط التي تصادف المرمر في عمله، إضافة إلى محاليل التنظيف الحمضية والقلوية، إضافة الألوان للمواد اللاصقة أو مواد الاستكمال وملء الفراغات في الآثار عند الترميم (نيوي وآخرون، ٢٠٠٠م: ٣٧).



ومن أمثلة المخاليط الأخرى، المواد المائلة للفراغات في الأخشاب (خلط نشارة الخشب مع مادة لاصقة)، ومنها أيضاً بعض مونات "القَصْر مِل" \* ملء الفراغات في جدران المباني وغيرها الكثير.

ويمكن التفرقة بين كل من المركب والمخلوط في الجدول التالي:

جدول رقم (١): الفروق المميزة بين المركب والمخلوط.

المركب	الخليط
العناصر المكونة للمركب توجد دائماً بنسب وزنية ثابتة	المواد (عناصر أو مركبات) المولفة للخليط يمكن أن تخلط بأية نسبة.
يُحضَّر أو يتكوَّن من خلال التفاعل الكيميائي	لا يحدث تفاعل كيميائي عند تحضير المخلوط
تفقد العناصر المكونة للمركب صفاتها الأساسية	تحتفظ المواد المكونة للمخلوط بصفاتها الأساسية
يمكن فصل العناصر المكونة للمركب بالوسائل الكيميائية فقط	يمكن فصل المواد المكونة للخليط بالوسائل الفيزيائية الميكانيكية (استعمال مغناطيس، أو عن طريق الترشيح، أو التبخير، أو التقطير
يمكن تكوين مخاليط بالوسائل الميكانيكية وحدها	ولكن لا يمكن تكوين مركب (سواء من عناصر أو من مركبات أخرى، أو من العناصر والمركبات معاً) إلا عن طريق التفاعل الكيميائي

وفهم الفرق بين المركب والخليط مهم في عمل المرمم، فغالباً ما يصادف في عمله قطعة أثرية، أو فنية، مصنوعة من مجموعة من المواد، وعندها يمتنع عن استخدام طريقة خاصة في ترميم إحدى المواد الداخلة في التركيب؛ لأنها تضر بمادة أخرى.

\* خليط من الرماد والجير والرمل

### ١,٣ الرموز والصيغ الكيميائية Chemical Symbols and Formulas

يستعمل العالم الآن الرموز الكيميائية Symbols للدلالة على العناصر المختلفة. وكان أول من استعمل الرموز الكيميائية المتعارف عليها الآن العالم السويدي "برزيليوس" (Berzelius, 1779-1848)، وقد استعمل الحرف الأول من اسم العنصر باللغة الإنجليزية وبالشكل الكبير Capital letter رمزاً له (العويس وآخرون، ٢٠٠٠م: ٣٠)، فمثلاً: الأكسجين Oxygen، رمز إليه بحرف "O"، والهيدروجين Hydrogen، رمز إليه بحرف "H" وهكذا. وتكتب رموز العناصر عندما تكون مؤلفة من حرف واحد بالحرف الكبير. وعندما كثر عدد العناصر المعروفة، استعمل "برزيليوس" الحرفين الأول والثاني من اسم العنصر مكوناً رموزاً من حرفين، يكتب الحرف الأول منهما كبيراً والثاني صغيراً Small letter إلى جانبه، فمثلاً: الكالسيوم Calcium رمز إليه بـ "Ca"، وذلك ليكون مختلفاً عن الكربون Carbon الذي يرمز إليه بحرف الـ "C". وكذلك يمكن استخدام الحرف الثالث عوضاً عن الثاني للتمييز كما في الكلور Chlorine الذي يرمز إليه بـ "Cl" والكروم Chromium الذي يرمز إليه بالرمز "Cr". وفي بعض الأحيان، يكون الرمز مشتقاً من الاسم اللاتيني للعنصر، فمثلاً رمز الحديد "Fe"، مشتق من الكلمة اللاتينية Ferrum، ورمز الرصاص "Pb" مشتق من الكلمة اللاتينية Plumbum، ورمز الصوديوم "Na" من الكلمة اللاتينية Natrium، ورمز الذهب Au مشتق من الكلمة اللاتينية Aurum (العلي، ٢٠٠٧م: ٧٢١).

والرمز الكيميائي Chemical symbol له أكثر من دلالة للعنصر، فهو أكثر من اختصار لاسم العنصر، فله دلالة كمية أيضاً. فعندما يكتب رمز الأكسجين "O" فيقصد به ذرة واحدة من الأكسجين، أما  $O_2$  فتعني ذرتين من الأكسجين، وتعني  $Fe_3$  ثلاث ذرات من الحديد.

أما الصيغة الكيميائية Chemical Formula فهي صيغة رمزية بسيطة يعبر بواسطتها عن تركيب جزيئات المادة (العويس وآخرون، ٢٠٠٠م: ٤٦)، أي توضح نوع وعدد الذرات أو الأيونات الفعلية التي تكوّن جزيء المادة. ويمكن التعرف على عدد الذرات ونوعها الموجودة في مركب ما من خلال صيغته الجزيئية. فمثلاً: الصيغة الكيميائية للماء  $H_2O$ ، والمقصود بذلك أن

جزيء الماء مكوّن من ذرتين من الهيدروجين وذرة من الأكسجين. وكذلك بالنسبة للنشادر، فالصيغة الكيميائية لها "NH<sub>3</sub>" تعني ذرة نيتروجين وثلاث ذرات من الهيدروجين.

#### ٤, ١ الذرة والجزء

##### Atom and Molecule

الذرة هي أصغر جزء من العنصر الكيميائي، الذي يحتفظ بالخصائص الكيميائية لذلك العنصر. ويرجع أصل الكلمة الإنجليزية للذرة Atom إلى الكلمة الإغريقية "أتوموس" Atomos وتعني غير القابلة للانقسام\* Indivisible، إذ كان يُعتقد أنه ليس هناك شيء أصغر من الذرة. وذرات العنصر الواحد متشابهة، ولكنها تختلف عن ذرات العناصر الأخرى، فذرات الذهب Gold تختلف عن ذرات الحديد Iron، وذرات الحديد تختلف عن ذرات العناصر النحاس Copper وهكذا (مبارك ١٩٩٨م: ٦).

والذرة بما تحمله من خصائص، مثل: عدد بروتوناتها، وكتلتها، وتوزيع إلكتروناتها وغيرها من الخواص، هي التي تصنع الفروق بين العناصر المختلفة، والصور المختلفة للعنصر نفسه (النظائر)، وبين كون هذا العنصر قادراً على خوض تفاعل كيميائي أم لا.

ولقد ظلت الذرة محل اهتمام العلماء لعقود طويلة، وكان لدراساتها تأثير كبير على كثير من فروع العلم، مثل: الفيزياء النووية، والطرق الطيفية، وكل فروع الكيمياء تقريباً. وقد تمت دراسة الذرة بدون قصد مباشر في القرن التاسع عشر والقرن العشرين، وفي السنوات الحالية ساعدت التقنيات الحديثة في دراسة الذرة بصورة أسهل وأدق، فقد ساعد المجهر الإلكتروني الماسح (SEM) في تصوير ذرات مفردة. كما تم استحداث طرق جديدة للتعرف على الذرات والمركبات.

**العدد الذري Atomic number:** هو عدد البروتونات التي تحملها ذرة كل عنصر في أنويتها، وهو خاص بهذا العنصر، وهو يساوي دائماً عدد الإلكترونات في أغلفتها (مدارات الطاقة) (العلي، ٢٠٠٧م: ٤٧). وهذا العدد من البروتونات لا يشاركه به غيره من العناصر، فعنصر الصوديوم (عدده الذري ١١) مثلاً يحمل أحد عشر بروتوناً في نواته، فإذا وجد عنصر يحمل نفس

\* هذا بالطبع قبل اكتشاف إمكانية انقسامها في القرن التاسع عشر.

العدد من البروتونات فلا بد أن يكون الصوديوم أو إحدى صوره. وتتشارك الذرات التي تحمل نفس العدد من البروتونات في صفات فيزيائية كثيرة، وتتبع نفس السلوك في التفاعلات الكيميائية. وهي التي يطلق عليها النظائر Isotopes.

**الكتلة الذرية Atomic mass** وهي مجموع كتل مكونات الذرة (البروتونات، والنيوترونات، والإلكترونات). ولأن كتلة الإلكترونات ضئيلة جداً فإنها تحمل، ويؤخذ بمجموع كتل البروتونات والنيوترونات. ولا توجد الذرات في الطبيعة عادة بصورة حرة (باستثناء ذرات العناصر الخاملة)، وإنما توجد ضمن مركبات كيميائية متحدةً مع غيرها من الذرات سواء أكانت ذرات العنصر نفسه أو ذرات عناصر أخرى. فذرة الأكسجين لا تتواجد عادة بصورة حرة، وإنما ترتبط بذرة أكسجين أخرى مكونة جزيء الأكسجين في الهواء الذي نستنشق، وتتحد مع ذرتين من الهيدروجين مكونة جزيء ماء، وهكذا.

**والجزيء Molecule** هو أصغر جسيم من المادة الكيميائية النقية يحتفظ بتركيبها الكيميائي وخواصها. ومعظم الجزيئات صغيرة للغاية، ومع أن هناك جزيئات كبيرة نسبياً مثل جزيء "DNA" إلا أنه لا يمكن رؤيته بالعين المجردة أيضاً. وأصغر الجزيئات حجماً هو جزيء الهيدروجين. وقد يتكون الجزيء من ذرة واحدة أو أكثر من ذرة مرتبطة معاً، فجزيء ثاني أكسيد الكربون "CO<sub>2</sub>" من ذرة كربون وذرتي أكسجين (مبارك، ١٩٩٨: ٦).

والمسافات أو الفراغات بين جزيئات المادة تسمى بالمسامات الجزيئية، ويتناسب حجم المسامات الجزيئية عكسياً مع قوى التجاذب بين الجزيئات. فتكون المسامات كبيرة بين جزيئات المادة الغازية، ومتوسطة في المادة السائلة، وصغيرة في المادة الصلبة، ويُعزى اختراق المواد لبعضها البعض إلى هذه المسام.

والفرق بين الذرة والجزيء، أن الذرة هي أصغر وحدة مكونة للمادة بصرف النظر عن مكوناتها، أما الجزيء فهو مركب من أكثر من ذرة اتحدت معاً، قد تكون هذه الذرات متشابهة، أي من نوعية واحدة، مثل: جزيء الأكسجين، الذي يتكون من ذرتين من الأكسجين "O<sub>2</sub>"، وقد تكون الذرات غير متشابهة أو متجانسة مثل جزيء الماء، الذي يتكون من ذرتين من الهيدروجين

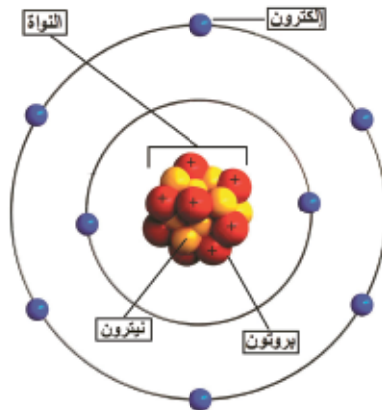
وذرة من الأكسجين "H<sub>2</sub>O"، أو ثاني أكسيد الكربون، الذي يتكون من ذرتين من الأكسجين وذرة واحدة من الكربون "CO<sub>2</sub>".

وعندما يرمز إلى جزيئات تحتوي على ذرتين أو أكثر، يكتب الرقم الذي يدل على عدد الذرات إلى يمين الرمز بشكل منخفض. فبينما رمز الأكسجين "O"، فإن صيغة الجزيء الثنائي الذرة للأكسجين هو "O<sub>2</sub>"، بينما صيغة الجزيء ثلاثي الذرات للأكسجين والمعروف بالأوزون هو "O<sub>3</sub>". وتحدد الإشارة إلى أن جزيئات الغازات النادرة أو النبيلة (الخاملة) مكونة من ذرة واحدة، مثل الهيليوم "He" والنيون "Ne" وتسمى جزيئات أحادية الذرة Monatomic (العلي، ٢٠٠٧: ٤٨٨). وبهذا تكون الذرة والجزيء لهذه العناصر متماثلة. ولا توجد الذرة منفردة إلا إذا كان الجزيء يحتوي على ذرة واحدة.

### ١,٥ تركيب الذرة

#### Atom's Structure

تتكون الذرة من سحابة من الشحنات السالبة (الإلكترونات Electrons) تحوم حول نواة Nucleus موجبة الشحنة (الشكل ٤). وتتكون النواة الموجبة الشحنة هذه من بروتونات Protons موجبة الشحنة، ونيوترونات Neutrons متعادلة الشحنة. وفي الذرة يتساوى عدد الإلكترونات (سالبة الشحنة) مع عدد البروتونات (موجبة الشحنة) في نواتها، وذلك في الحالة المعتادة للذرة فيما يطلق عليه الحالة الأرضية للذرة Ground state.

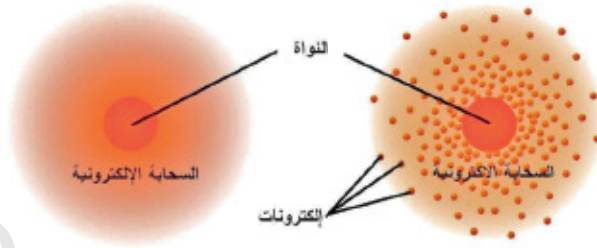


الشكل (٤). شكل توضيحي لمكونات الذرة.

وهذه الإلكترونات التي تحيط بنواة الذرة تتحرك بسرعة تفوق ٢٠٠٠ كيلومتر في الثانية الواحدة، ومحصورة في منطقة قياس قطرها في حدود جزء من مئة مليون من السنتيمتر، ولهذا يصعب تحديد موقع الإلكترونات في الذرة بصورة دقيقة. ويُشبه الأثر الذي يتركه تحرك الإلكترون بسحابة ذات شحنة سالبة. ويمكن تصور أن هذه السحابة أكثر كثافة في بعض المناطق منها في مناطق أخرى تبعاً لبعد المنطقة عن النواة. من المستحيل تحديد موقع الإلكترون وسرعته واتجاهه في لحظة معينة من الزمن، ولا يمكن سوى تحديد سحابة حول النواة يمكن أن يوجد بها الإلكترون ويتحرك فيها، وقد سميت هذه السحابة بالمدار أو أو الغلاف أو المجال الإلكتروني Electronic orbital. والإلكترونات التي توجد في مدارات قريبة من النواة يكون ارتباطها بالذرة كبيراً بينما الإلكترونات التي تكون في مدارات بعيدة عن النواة يكون ارتباطها بالذرة ضعيفاً (العلي، ٢٠٠٧م: ٢٣٨).

**والمدار الإلكتروني** هو عبارة عن منطقة أو حيز من الفراغ يحيط بالنواة يكون احتمال وجود الإلكترون فيه كبيراً. وتختلف هذه المنطقة حدوداً وشكلاً بحسب اختلاف الطاقة التي يملكها الإلكترون. ويمكن أن توجد الإلكترونات في أي مكان من هذا الفراغ أو المدار الإلكتروني، ولكن أكثر المناطق كثافة تكون بالقرب من النواة (الشكل ٥). وكل مدار من مدارات الطاقة، التي اطلق عليها الرموز K, L, M, N, O, P... إلخ، يتم ترتيبها تصاعدياً بدءاً من أقرب المدارات للنواة والذي يرقم بالرقم ١، ويمكن لكل غلاف أن يمتلئ بعدد معين من الإلكترونات، وفيما يلي التوزيع الإلكتروني لمدارات الطاقة:

- المدار الأول : من ١ : ٢ إلكترونات.
- المدار الثاني : من ٢ : ٨ إلكترونات.
- المدار الثالث : من ٣ : ١٨ إلكترونات.
- المدار الرابع : من ٤ : ٣٢ إلكترونات.



الشكل (٥). رسم تخيلي للسحابة الإلكترونية حول نواة الذرة.

وتحتوي ذرة الكربون ذات الإلكترونات الستة على ثلاثة مدارات، أما الذهب (عدده الذري = ٧٩ إلكترونات) فله ٣٩ مداراً مليئاً وواحداً نصف ممتلئ. وتكون المساحة المدارية في العناصر الخفيفة صغيرة في حين تكبر هذه المساحة في العناصر الثقيلة\*، وبذلك يكون قطر ذرة الذهب ضعف قطر ذرة الكربون تقريباً.

وتكون المدارات الداخلية على الأغلب ممتلئة، أما المدار الخارجي فإما أن يكون مكتملاً، أو شبه مكتمل، أو نصف فارغ، أو شبه فارغ. ويحدد مدى امتلاء المدار الخارجي خواص العنصر الكيميائية فيما يعرف بمدارات التكافؤ، وتكون الذرات ذات المدار الخارجي الممتلئ ثابتة. ولفهم التصرف الكيميائي للذرات، وبالتالي العناصر، لا بد من معرفة أن المدار الخارجي أو الأخير الكامل يحتوي على ثمانية إلكترونات، وهي الحالة التي تحاول الذرات أن تصل إليها من خلال التفاعلات الكيميائية.

ويعتمد الاتصال بين الذرات على أنها تستطيع أن تتشارك بالإلكترونات مدارها الأخير، أو أن تتبادلها للوصول إلى حالة الثبات. وتبقى الذرات المتشاركة أو المتبادلة قريبة من بعضها مكونة الجزيئات (عددا الهيدروجين، والهيليوم، اللذين يحتويان على مدار واحد يستوعب إلكترونين فقط). ويجب أن يكون المرمم على علم بكيفية أو طريقة وصول الذرات إلى حالة الثبات عن طريق فقد إلكترونات مدارها الأخير أو اكتساب إلكترونات من ذرات أخرى أو مشاركة ذرات أخرى في

\* هي العناصر التي يتراوح عددها الذري بين ٨٤-٩٢، والعدد الذري هو عدد البروتونات أو الإلكترونات الموجودة في كل ذرة بالعنصر.

إلكترونات للوصول بكل ذرة إلى أن يكون مدارها الأخير به ثمانية إلكترونات. وتعتمد طريق الوصول إلى حالة الثبات على عدد الإلكترونات الموجودة في المدار الأخير، فالذرات التي يكون مدارها الأخير شبه خالي تميل إلى فقد إلكتروناتها بحيث يصبح مدارها قبل الأخير مكان المدار الأخير، ويكون حاوياً ثمانية إلكترونات.

أما الذرات ذات المدار الأخير شبه الكامل فتتميل إلى أخذ إلكترونات لاستكمال عدد إلكتروناتها، في حين تميل الذرات ذات المدار الخارجي نصف الممتلئ إلى التشارك بالإلكتروناتها. فإذا تم ترتيب هذه العناصر وفقاً لعدد الإلكترونات في المدار الأخير، ينتج الجدول الدوري Periodic table، ويلاحظ أن العناصر في كل عمود لها العدد نفسه من الإلكترونات وخواص كيميائية متشابهة (العلي، ٢٠٠٧: ٥٥٦).

**والجدول الدوري للعناصر Periodic table (الشكل ٦)**، هو عرض جدولي للعناصر المعروفة، حيث رتب العناصر فيه اعتماداً على الأعداد الذرية لها ابتداءً من أقلها في العدد الذري، وهو الهيدروجين وعدده الذري ١، ويتجه تصاعدي. ويمثل كل عنصر في الجدول بمستطيل صغير أو خلية يوضع فيها عادة رمزه وعدده الذري وكتلته الذرية\* على الأقل. ويقسم الجدول إلى ثمانية أعمدة رأسية تسمى مجموعات، بالإضافة إلى عشر مجموعات فرعية، وسبعة صفوف أفقية تسمى بالدورات. وتحتوي الدورات السبع على عناصر مرتبة حسب تسلسل الأعداد الذرية ومرتبة بشكل واسع في خواصها الكيميائية. والعناصر الموجودة في كل مجموعة لها نفس تركيب مدار التكافؤ الخارجي من حيث عدد الإلكترونات، وهذا يعطي تشابهاً لهذه العناصر في الخواص. وجميع عناصر المجموعة الأولى والثانية في المجموعات الرئيسية فلزات، بينما جميع عناصر المجموعة السابعة والثامنة لافلزات، وعناصر المجموعات (٣-٦) تحتوي على فلزات ولافلزات وأشبه فلزات. وقيمة الجدول الدوري أنه يمكننا من استنتاج عدد التكافؤ، وكذلك مقدار فاعلية عنصر من العناصر.

\* الكتلة الذرية تعني عدد البروتونات والنيوترونات لذرة العنصر.



## الكيمياء .. مفاهيم وأسس

1	H	2	He
3	Li	4	Be
11	Na	12	Mg
19	K	20	Ca
37	Rb	38	Sr
55	Cs	56	Ba
67	Fr	68	Ra
87	La	88	Ce
89	Pr	90	Nd
91	Pm	92	Pm
93	Sm	94	Eu
95	Gd	96	Tb
97	Dy	98	Ho
99	Er	100	Tm
101	Yb	102	Lu
103	La	104	Ce
105	Pr	106	Nd
107	Pm	108	Pm
109	Sm	110	Eu
111	Gd	112	Tb
113	Dy	114	Ho
115	Er	116	Tm
117	Yb	118	Lu
21	Sc	22	Ti
23	V	24	Cr
25	Mn	26	Fe
27	Co	28	Ni
29	Cu	30	Zn
31	Ga	32	Ge
33	As	34	Se
35	Br	36	Kr
37	Rb	38	Sr
39	Y	40	Zr
41	Nb	42	Mo
43	Tc	44	Ru
45	Rh	46	Pd
47	Pt	48	Au
49	Hg	50	Cn
51	Tl	52	Pb
53	Bi	54	Po
55	Po	56	At
57	Uuo	58	Rn
59	Uut	60	Fl
61	Uuq	62	Uup
63	Uuq	64	Uuq
65	Uuq	66	Uuq
67	Uuq	68	Uuq
69	Uuq	70	Uuq
71	Uuq	72	Uuq
73	Uuq	74	Uuq
75	Uuq	76	Uuq
77	Uuq	78	Uuq
79	Uuq	80	Uuq
81	Uuq	82	Uuq
83	Uuq	84	Uuq
85	Uuq	86	Uuq
87	Uuq	88	Uuq
89	Uuq	90	Uuq
91	Uuq	92	Uuq
93	Uuq	94	Uuq
95	Uuq	96	Uuq
97	Uuq	98	Uuq
99	Uuq	100	Uuq
101	Uuq	102	Uuq
103	Uuq	104	Uuq
105	Uuq	106	Uuq
107	Uuq	108	Uuq
109	Uuq	110	Uuq
111	Uuq	112	Uuq
113	Uuq	114	Uuq
115	Uuq	116	Uuq
117	Uuq	118	Uuq
119	Uuq	120	Uuq

الشكل (٦) الجدول الدوري للعناصر.

## ١,٦ التكافؤ والترابط الكيميائي Valence and Chemical Bonding

### ١,٦,١ التكافؤ Valence

تكون الذرات متعادلة كهربائياً عندما يكون عدد ما تحمله من شحنات موجبة (بروتونات) يساوي تماماً عدد ما تحويه من شحنات سالبة (إلكترونات). وعندما تفقد الذرة أو تكتسب الإلكترونات، فإنها تتحول إلى أيونات. عندما تكتسب الذرة الإلكترونات فإن شحنتها السالبة تفوق شحنتها الموجبة وبذلك تتحول إلى أيون سالب Negative ion؛ لأن عدد الإلكترونات فيها أصبح أكثر من عدد البروتونات. وعندما تفقد الذرة الإلكترونات، فإنها تتحول إلى أيون موجب Positive ion؛ لأن عدد البروتونات فيها أصبح أكثر من عدد الإلكترونات.

وسلوك الذرة الكيميائي يرجع في الأصل بصورة كبيرة للتفاعلات بين الإلكترونات، وخاصة الإلكترونات الموجودة في المدار الخارجي والمعروفة بالإلكترونات التكافؤ Valence electrons، التي لها تأثير كبير على السلوك الكيميائي للذرة (الدهشان، ٢٠٠٢م: ٧٤). والإلكترونات الداخلية تقوم بدور أيضاً ولكنه دور ثانوي نظراً لتأثير الشحنة الموجبة الموجودة في نواة الذرة. والإلكترونات التكافؤ هذه هي الإلكترونات التي تفقدها أو تكتسبها أو تمنحها الذرة للمشاركة في أثناء التفاعل؛ لكي تكون مدارات الطاقة فيها ممتلئة بالعدد الأقصى من الإلكترونات الذي يمكن أن تحتويه.

### ١,٦,٢ الترابط الكيميائي Chemical Bonding

تقوم الإلكترونات الموجودة في غلاف الطاقة الخارجي بالتحكم في سلوك الذرة عند عمل الروابط الكيميائية. وتكون الذرة مستقرة (Ground state) عندما يكون مدار التكافؤ ممتلئاً. ويمكن الوصول بالذرة لهذا عن طريق طرد الإلكترونات من الذرات الأخرى (الرابطية الأيونية Ionic bond)، أو المساهمة بالإلكترونات مع ذرات متجاورة (الرابطية التساهمية Covalent bond). وعملية تحريك الإلكترونات بين الذرات تجعل الذرات مرتبطة معاً، ويُعرف هذا بالترابط الكيميائي Chemical bonding، وعن طريق هذا الترابط يتم بناء الجزيئات والمركبات الأيونية.

## أولاً: الروابط الكيميائية الأولية

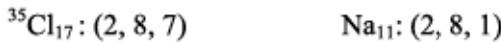
## Primary Chemical Bonds

تمثل الروابط الكيميائية الرئيسية أو الأولية في الروابط التالية:

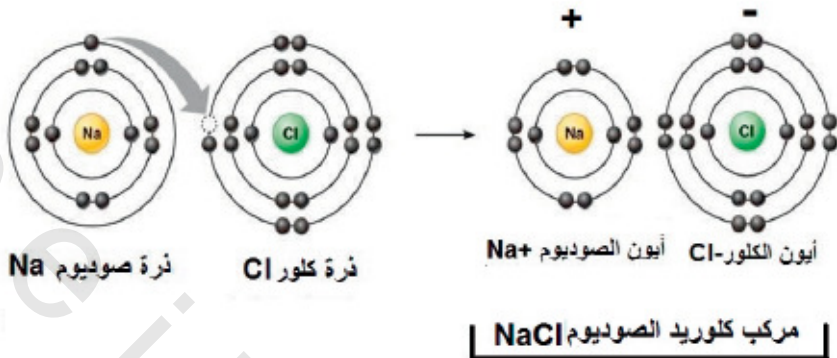
- الرابطة الأيونية Ionic bond
- الرابطة التساهمية Covalent bond
- الرابطة الفلزية Metallic bond

## أ) الرابطة الأيونية Ionic Bond

هي الرابطة التي تعبر عن القوى الناشئة من تجاذب كهربي بين أيون موجب، وأيون آخر سالب في المركب الكيميائي. تنشأ هذه الرابطة وتنتقل إلكترونات التكافؤ نهائياً من ذرة ما إلى ذرة أخرى، والذرات التي تفقد إلكتروناتها تصبح أيونات موجبة (كاتيونات Cations)، والذرات التي تكتسب الإلكترونات تصبح أيونات سالبة (أنيونات Anions) (العلي، ٢٠٠٧م: ٣٨٨). ومن الأمثلة الشهيرة للرابطة الأيونية الرابطة التي تربط بين أيون الصوديوم الموجب ( $\text{Na}^+$ ) بأيون الكلور السالب ( $\text{Cl}^-$ ) في مركب كلوريد الصوديوم. حيث تمتلك ذرة الصوديوم ١١ إلكترونات، بينما تمتلك ذرة الكلور ١٧ إلكترونات، وتوزع الإلكترونات في الذرتين كالتالي:



ويحدث أن تسعى كل ذرة منهما للوصول لحالة الاستقرار في مدارها الخارجي عن طريق الاتحاد بينهما حيث تعطي ذرة الصوديوم الإلكترون الوحيد الموجود في الغلاف الخارجي لتصبح أيوناً موجباً ذا توزيع إلكتروني مشابه للتوزيع الإلكتروني للغاز الخامل الذي قبله وهو النيون (Ne)، بينما تكتسب ذرة الكلور هذا الإلكترون ليتملى غلافها الخارجي بشمانية إلكترونات لتصبح أيوناً سالباً ذا تركيب إلكتروني مشابه لتركيب الغاز الخامل الذي بعده وهو الأرجون (Ar) (الشكل ٧). وبهذا يصلان إلى حالة مستقرة مع تكوين مركب بينهما هو مركب أو جزئيء كلوريد الصوديوم (الدهشان، ٢٠٠٢م: ٨٦).



الشكل (٧). الرابطة الأيونية في مركب كلوريد الصوديوم بين ذرتي الصوديوم والكلور.

وتحدث الرابطة الأيونية عادةً بين الفلزات (ذات طاقة التأين المنخفضة التي تميل لفقدان الإلكترونات وتصبح ذات شحنة موجبة)، واللافلزات (ذات الألفة الإلكترونية المرتفعة التي تميل لاكتساب الإلكترونات وتصبح ذات شحنة سالبة) (مبارك، ١٩٩٨م: ١٤٤). وتميل الفلزات لفقد الإلكترونات الزائدة في مدارها الخارجي، ويتطلب الأمر أن تجذب الذرة التي تستقبل هذه الإلكترونات، ويتمثل ذلك في المدارات الخارجية للذرات التي تحتاج إليها لتصل إلى حالة الاكتفاء، أو الاستقرار، في مدارها الأخير.

وعندما تتكون الأيونات ذات الشحنات المختلفة تنشأ بينها قوى جذب كهربية تسمى بالرابطة الأيونية Ionic bond. ويستطيع أي أيون أن يجذب أي أيون آخر يخالفه في الشحنة، كما تتنافر الأيونات ذات الشحنات المتشابهة، وتنشأ تركيبات منتظمة من هذه القوى على شكل بلورات Crystals من مركبات المعادن والفلزات ذات أشكال منتظمة، وتترتب على شكل أيونات موجبة وسالبة محاط كل منها بالشحنة المخالفة (نيوي وآخرون، ٢٠٠٠م: ٧٨).

وتتميز الرابطة الأيونية بالخصائص التالية:

- أن مركباتها تذوب في الماء ولا تذوب في الكحول؛ لأن الماء مذيب قطبي يستطيع فصل الأيونات عن بعضها.

- حالتها صلبة في الظروف العادية؛ بسبب قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة.
  - تتميز بدرجات انصهار عالية.
  - المركبات الصلبة منها لا توصل الكهرباء، ولكن محاليلها في الماء توصل الكهرباء؛ لأنها عندما تكون صلبة تكون الأيونات مرتبطة ببعضها، وعندما تكون في محاليل تكون الأيونات حرة الحركة فتوصل التيار الكهربائي.
  - الرابطة الأيونية أكثر شيوعاً بين الذرات الفلزية والذرات اللافلزية.
- ويمكن ان نجد الرابطة الأيونية في كثير من المواد الكيميائية، وخاصة المواد الأثرية أو نواتج التحلل والتلف، مثل: كلوريد النحاسوز المسبب لمرض البرونز على الآثار البرونزية او النحاسية.

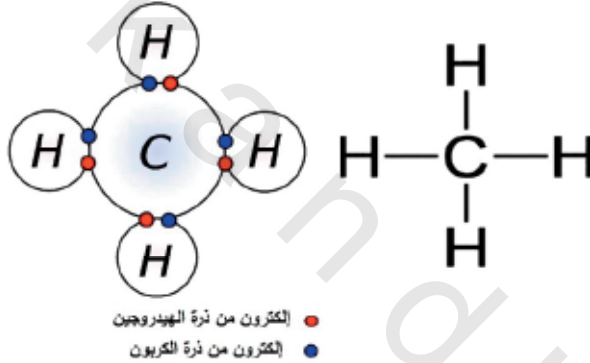
#### (ب) الرابطة التساهمية Covalent Bond

هي أحد أشكال الترابط الكيميائي، وتتميز بمساهمة زوج أو أكثر من الإلكترونات بين الذرات، مما ينتج عنه تجاذب جانبي يعمل على تماسك الجزيء الناتج. وفي الروابط التساهمية غير القطبية تشارك الإلكترونات بالتساوي بين الذرات الداخلة في الرابطة. وعندما يحدث تشارك غير متساو للإلكترونات بين الذرات الداخلة في الرابطة فإنه تنشأ رابطة تساهمية قطبية، كما هو الحال في الماء (العلي، ٢٠٠٧م: ١٦٧).

وتتم الرابطة التساهمية غالباً بين الذرات التي لها سالبية كهربية\* متماثلة (عالية)، وغالباً ما تحدث بين اللافلزات. (بينما الرابطة الأيونية أكثر شيوعاً بين الذرات الفلزية والذرات اللافلزية كما ذكر سابقاً). ومن الأمثلة الشهيرة للرابطة التساهمية: الرابطة بين الهيدروجين "H" والكربون "C" في جزيء الميثان (CH<sub>4</sub>) (الدهشان، ٢٠٠٢م: ٩٣). حيث تحتوي ذرة الكربون على أربعة إلكترونات في مدارها الأخير، فهي بذلك تميل لكسب أربعة إلكترونات لإكمال مدارها الأخير. وتحتوي ذرة الهيدروجين على إلكترون واحد، ويكفيها إلكترون واحد ليمتلئ المدار الأخير لها.

\* السالبية الكهربية أو الكهروسلبية هي مقياس لقدرة الذرة أو الجزيء على جذب الإلكترونات في الروابط الكيميائية

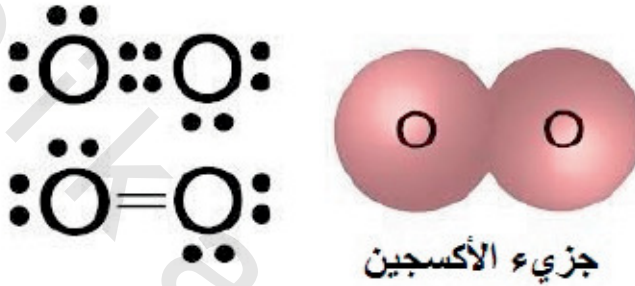
وتحدث الرابطة التساهمية فيما بينهما ويكتمل مدار ذرة الهيدروجين بمشاركة إلكترون من المدار الأخير في ذرة الكربون بينما يكتمل المدار الأخير في ذرة الكربون، بمشاركتها أربع ذرات من الهيدروجين، كل منها تشارك بإلكترون ليصير مجموع إلكترونات المدار الأخير ثمانية إلكترونات بذرة الكربون، وإلكترونين بكل ذرة من ذرات الهيدروجين (الشكل ٨) ولهذا يرمز إلى الميثان بالرمز (CH<sub>4</sub>). وبذلك لم يعد أي من الذرات قادراً على الفقد أو الأخذ أو التشارك، وأصبحت المجموعة كذرة غاز خامل، وهكذا أصبح بإمكان هذا الجزيء الحركة دون أن يحطم روابطه إلا في حالة حدوث تصادم عنيف كافٍ لتعطيم الرابطة (نيوي وآخرون، ٢٠٠٠م: ٧٢).



الشكل (٨). الرابطة التساهمية بين ذرة الكربون وذرات الهيدروجين الأربع في جزيء الميثان.

وقد لا يتم التشارك بالتساوي في الإلكترونات كما في الرابطة التساهمية إذا كان أحدها أكبر في الشحنة السالبة من الآخر كالأكسجين في الماء. فجزيء الماء من الجزيئات التي تتمثل فيها الرابطة التساهمية أيضاً، فهو يحتوي على ذرة أكسجين "O" تحوى في مدارها الأخير على ستة إلكترونات، وهي في حاجة إلى اكتمال مداره الخارجي بثمانية إلكترونات، ويميل الأكسجين إلى أخذ الإلكترونات بدل التشارك أو المساهمة بها، فهو يتميز بكهربيته السالبة العالية (محب لأخذ الإلكترونات)، فإذا لم يجد أي ذرة قريبة ليأخذ منها الإلكترونات، فإن كل ذرة أكسجين ستشارك بإلكتروناتها مع ذرة أكسجين أخرى ليتشكل جزيء الأكسجين ويرمز له بالرمز (O<sub>2</sub>) (الشكل ٩). ومن أمثلة المركبات التي تتمثل فيها الرابطة التساهمية: مركبات الكربونات (CO<sub>3</sub>)

المكونة مع الكالسيوم معدن الكالسيت المكون الأساسي للحجر الجيري، والكبريتات التي تتكون نتيجة تأكسد ثاني أكسيد الكبريت أو ثالث أكسيد الكبريت، والمركبات الهيدروكربونية، مثل: الكحول الأبيض، والتربتين، والاكسالين، وجميعها تستخدم كمذيبات عضوية في تنظيف المواد الأثرية.

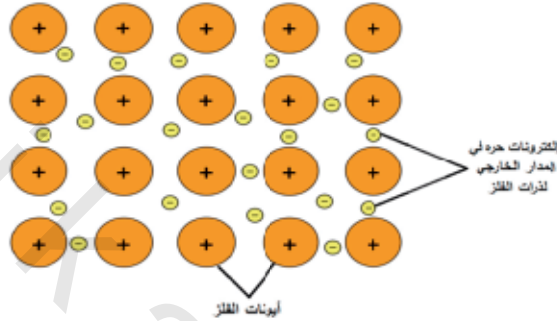


الشكل (٩). تَكُون جزيء الأكسجين من ذرتي أكسجين برابطة تساهمية.

### ج) الرابطة الفلزية Metallic Bond

تتميز الفلزات بوجودها في حالة صلبة عند درجة الحرارة العادية، وعلى الرغم من وجودها في هذه الحالة الصلبة، وهذا الترابط بين ذراتها، إلا أن هذه الذرات تسعى لفقد إلكتروناتها للوصول إلى الحالة الخاملة. ولما كانت هذه الذرات تحمل إلكترونات قليلة في مداراتها الأخيرة، فإنها تندمج معاً في كتلة صلبة تسمى الرابطة الفلزية، ذات مدارات أخيرة متلاصقة، وتصبح الإلكترونات ملكية جماعية ولا تعود تنتمي لذرة معينة (نيوي وآخرون، ٢٠٠٠م: ٧٩). وهكذا تستطيع الإلكترونات أن تتحرك بحرية من ذرة إلى أخرى؛ لأن أيّاً من المدارات الخارجية لم يكتمل، أي أن الإلكترونات الخارجية تنتمي لكل الذرات (الشكل ١٠). وتعمل الإلكترونات المتحركة كقوة لاصقة تمنع أيونات الفلز من التشتت، ويستطيع هذا التركيب أن يمتد إلى ما لا نهاية في أي اتجاه، ويكون العنصر أو الفلز أكثر ثباتاً كلما كان التداخل بين المدارات أكبر، وهو ما يحدث في الكثير من الفلزات، مثل: النحاس، والذهب، والفضة. وتقتضي هذه الحالة، المتكونة من تكرار الوحدات في ثلاثة اتجاهات، وجود الفلزات على شكل بلورات، إلا أن هذه البلورات من غير المحتمل رؤيتها في صورة مفردة بل

في صورة قطعة معدنية، أو فلزية قاسية، مكونة من عدد كبير من البللورات الصغيرة المترابطة معاً، ويمكن رؤية الروابط بين البللورات تحت المجهر (نيوي وآخرون، ٢٠٠٠م: ٨٠). يعتمد على هذه الرابطة الكثير من الخواص الفلزية التي تتفاوت من فلز لآخر تبعاً لاختلاف قوة الرابطة الفلزية.



الشكل (١٠). شكل تمثيلي للرابطة الفلزية.

والرابطة الأيونية وكذلك الرابطة التساهمية تحدثان في المركبات العضوية Organic compounds والمركبات غير العضوية Inorganic compounds على السواء، ولكن الرابطة الفلزية، وهي النوع الثالث من الروابط الأولية، تحدث فقط في العناصر الفلزية (الدهشان، ٢٠٠٢م: ٩٧). وتعدّ الروابط الثلاث السابقة: الرابطة الأيونية بتبادل الإلكترونات، والرابطة التساهمية بتشارك الإلكترونات، والفلزية بالتشارك بين العديد من الذرات، هي الروابط الأساسية أو الأولية Primary bonds، وجميعها تشكل قوى كبيرة تربط الذرات معاً لتشكيل جزيئات Molecules، أو بلورات Crystals. وحدث التفاعل الكيميائي لا بد من حدوث تغير في بنية الروابط الأساسية.

### ثانياً: الروابط الكيميائية الثانوية Secondary Chemical Bonds

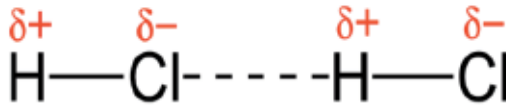
هناك قوى تربط الجزيئات، تدعى الروابط الثانوية Secondary bonds، وهي كما يدل اسمها، أضعف بكثير من الروابط الأساسية، وهي تفسر كيف ترتبط المواد معاً دون أن تتفاعل، وكيف تلتصق الأوساخ على أسطح المواد.



وتتميز معظم الروابط الثانوية بوجود توزيع غير متساوٍ للشحنة، وبأنها روابط ضعيفة نسبياً مقارنة بالروابط الأولية، ومن هذه النوعية من الروابط الثانوية:

### أ) القوى ثنائية الأقطاب Dipoles Forces

هي قوى تنشأ نتيجة تجاذب بين الأقطاب مختلفة الشحنة، وتعرف علمياً بين المتخصصين بـ "القوى القطبية" لأن القطب لا يتكون إلا بوجود تباين شحنتين على نهايته، ولهذا تعرف الجزيئات المشحونة على هذا الشكل باسم الشحنات ثنائية الأقطاب Dipoles، ويسمى المركب قطبياً Polar إذا كانت جزيئاته ثنائية القطب، وغير قطبي Non-polar إذا لم تكن كذلك. وتنصرف الجزيئات ثنائية القطب كالمغناطيس بحيث تتجاذب الأقطاب المختلفة، فالطرف الموجب من مادة أو عنصر ثنائي الأقطاب يجذب الجزء السالب من مادة أو عنصر آخر ثنائي الأقطاب. أما في حالة الجزيئات عديدة تحتوي على ثنائية أقطاب غير معينة فيوجد جذب عام بين تلك الجزيئات (توراك، ١٩٨٤م: ١٣). وهذه الرابطة الضعيفة موجودة في الحالات الصلبة والسائلة والغازية، وهي أحد أسباب وجود فرق ملحوظ بين المواد القطبية واللاقطبية (نيوي وآخرون، ٢٠٠٠م: ٢٣). ومن أمثلة هذه الرابطة جزيء حمض الهيدروكلوريك (HCl) Hydrochloric acid، فإن قوى التجاذب بين جزيئاته من نوع ثنائية القطب كما يتضح في الشكل (١١).

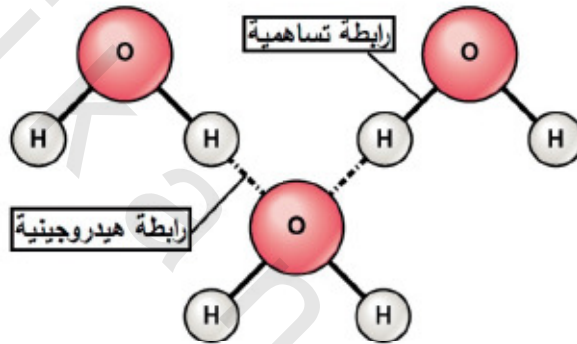


الشكل (١١). الرابطة ثنائية القطبية في جزيء حمض الهيدروكلوريك.

### ب) الرابطة الهيدروجينية Hydrogen Bond

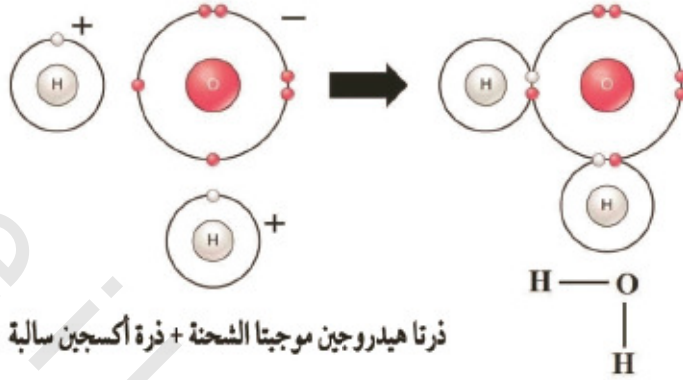
تحدث رابطة أقوى من النوع القطبي عندما تكون الذرة المانحة Donor للأكسجين هي ذرة الهيدروجين. ويمكن القول إنها هي رابطة فيزيائية تقع خارج الجزيئات، وتتكون عندما تقع ذرة

الهيدروجين بين ذرتين لهما سالبية كهربية عالية، مثل: الأكسجين، والفلور، والنيروجين، وتكون مرتبطة مع إحدى الذرتين برابطة تساهمية قطبية وترتبط مع الذرة الأخرى برابطة هيدروجينية، حيث تعمل ذرة الهيدروجين كقنطرة لربط الجزيئات معاً كما يتضح في الشكل (١٢). ولهذا لا تحدث هذه الرابطة للهيدروجين إلا مع عناصر لها سالبية كهربية عالية، مثل: الفلور والأكسجين والنيروجين (العلي، ٢٠٠٧م: ٣٦١).



الشكل (١٢). الرابطة الهيدروجينية كما في جزيء الماء.

ويعدّ الماء المثال النموذجي لذلك، فذرات الهيدروجين، في جزيء الماء، مشحونة بشكل صغير جداً بالشحنة الموجبة Positive charge، وبذلك تنجذب بواسطة شحنة الأكسجين السالبة المجاورة لها ضمن الجزيء، أو يقوم الأكسجين بجذب ذرتي الهيدروجين لتشارك كل واحدة منها بإلكترون لتكوين الرابطة التساهمية الأحادية مكونة جزيء الماء (H<sub>2</sub>O) في الحالة الصلبة أو السائلة (الدهشان، ٢٠٠٢م: ١١١)، كما يتضح في الشكل (١٣).



الشكل (١٣). كيفية تكون الرابطة التساهمية الأحادية بين الأكسجين والهيدروجين في جزيء الماء.

وتصبح ذرات الهيدروجين بمنزلة جسور بين ذرات الأكسجين لتشكل الجزيئات شكلاً منتظماً تكون فيه بعض روابط (O-H) قوية، وبعضها ضعيفاً، وتسمى عندها بالرابطة الهيدروجينية Hydrogen bond (شكل رقم ١٢). ونظراً لقوة هذا الترابط نجد الألياف السليلوزية في القطن والكتان والخشب شديدة القوة لوجود مثل هذه الروابط بين مجموعات الهيدروكسيل السالبة (OH) العديدة في جزيئات السليلوز. وسبب قطبية الماء Polarity جزيئاته التي تحتوى على جسيمات مختلفة الشحنة الكهربائية، نظراً لاختلاف الكهربائية بين ذرة الأكسجين السالبة، وذرتي الهيدروجين الموجبتين. ولقطبية الماء هذه تأثير كبير على خواصه إذ يجعله مذيباً جيداً، ولهذا يستخدم في عملية تنظيف الإتساخات التي توجد على كثير من المواد الأثرية.

### ج) قوى فان ديرفالس Van der waals Forces

تنسب إلى العالم الهولندي "يوهانس ديدريك فان دير فالس". وتنتج هذه القوى من الفعل المتبادل بين السحب الإلكترونية في الجزيئات، فتحدث إزاحات لحظية تؤدي إلى قطبية مؤقتة، ومن ثم إلى تجاذب. وقد تحدث بين جزيئات المادة الواحدة المتعادلة كهربياً مع بعضها البعض، وتنتج من تجاذب نوى الذرات في جزيء معين مع إلكترونات التكافؤ في جزيء مجاور، وتوجد عادة في جزيئات المركبات التساهمية غير القطبية. وتجاذب جزيئات شمع البرافين مع بعضها مثلاً لهذه

القوى، والتصاق كثير من الأشياء، مثل الغبار، بالشمع يكون من خلال هذه القوى أيضاً. وهي من الروابط الثانوية الضعيفة، وتزداد قوتها بازدياد الكتلة الجزيئية للمادة، فمثلاً نجد أن درجة غليان الكلور أعلى من درجة غليان الفلور؛ لأن الكتلة الجزيئية للكلور أكبر من الفلور؛ وهذا النوع من قوى التجاذب غير شائع ولا ينشأ إلا في حالات قليلة جداً (العلي، ٢٠٠٧م: ٧٧٠). فعندما تقترب ذرات من بعضها تنشأ ثلاث مجموعات من قوى الكهربائية الساكنة (الإلكتروستاتيكية (Electrostatic):

- تتنافر القوى الموجبة معاً.
- تتنافر سحابتا الإلكترونات معاً.
- تجذب كل نواة سحابة إلكترونات الذرة الأخرى.

وتعمل هذه القوى بين جميع الذرات؛ لأن ذلك يعني أن الجزيئات ستلتصق معاً حتى عند عدم وجود قوى جذب بسبب الشحنات الدائمة المتضادة في الجزيئات نفسها، فمثلاً يرتبط شمع البرافين بواسطة هذه القوى، كما تلتصق أشياء كثيرة بالشمع للسبب نفسه. وكما يلتصق الشمع على السطوح، يلتصق الغبار على الشمع وفق هذه القوى. وتدل طبيعة معظم الشموع الزلقة على أن جزيئاتها ليست مرتبطة معاً بقوة على عكس المواد الصلبة المتبلورة كالسكر (رابطة هيدروجينية)، والملح (رابطة أيونية)، حيث تكون قوى الكهراء الساكنة (الإلكتروستاتيكية) Electrostatic أقوى بكثير.

والتصاق حبيبات الأثرية والاتساحات الدقيقة على الأسطح الخشبية، هي أشهر الأمثلة لهذه القوى، وهو ارتباط فيزيائي ميكانيكي في الوقت نفسه ينتج عن تغير القطبية اللحظي على جزيئات المواد بسبب حركة الإلكترونات اللانحائية حول النواة في مداراتها وتغير الكثافة الكهربائية للسحابة الإلكترونية نسبياً حول مدارات الطاقة.

وترتبط الأوساخ بشكل عام بأسطح المواد الأثرية المختلفة بواسطة إحدى الروابط الثانوية، ويمكن تفهم مشكلة التنظيف، في مجال الترميم والصيانة، على أنها مقارنة بين قوى التصاق Adhesion الاتساحات وقوة التلاحم Cohesion جزيئات السطح معاً، مما يعني أن الاتساحات الملتصقة بشكل ضعيف على سطح قوي الالتحام ستكون سهلة الإزالة بدون الإضرار بالسطح (إلا

إذا كان مسامياً وعلقت الاتساحات في المسام)، أما الاتساحات الملتصقة على سطح ضعيف الإلتحام فتصبح صعبة الإزالة (نيوي وآخرون، ٢٠٠٠م: ٢٦).

### الخواص الفيزيائية المرتبطة بنوع الرابطة

تختلف المواد فيما بينها من حيث الخواص الفيزيائية وذلك تبعاً لبنيتها وتركيبها الدقيق الناتج عن نوع الرابطة التي جمعت بين ذراتها. فالمواد قد تكون ثقيلة أو خفيفة، معتمة أو شفافة، متطايرة أو غير متطايرة، صلبة أو لينة أو سائلة، موصلة للكهرباء أو عازلة كهربياً، والكثير من هذه الخواص كما قلنا ترتبط بنوع الرابطة داخل المادة، ويترتب عليها اختلاف في الاستخدام والوظيفة التي يمكن استغلال هذه المواد لأجلها. فعلى سبيل المثال يستخدم النحاس لصنع أسلاك الكهرباء أو لنقل التيار الكهربائي؛ لأنه موصل جيد للكهرباء، في حين أن البلاستيك مثل عديد كلوريد الفينيل Poly vinyl chloride لا ينقل الكهرباء لذلك يستخدم كعوازل لأسلاك النحاس، وتستخدم المذيبات ذات درجة الغليان المنخفضة للتنظيف الجاف؛ لأنها تبخر بسرعة من النسيج عند انتهاء الغسيل (نيوي وآخرون، ٢٠٠٠م: ٨١). ويمكن تمييز نوع الرابطة للمادة من خلال خواصها. وهناك خواص معينة يمكن من خلالها إدراك نوع الرابطة والتعرف عليها، هذه الخواص تشمل:

١- درجة الانصهار أو الغليان العالية أو المنخفضة، وتعدّ درجة الحرارة  $200^{\circ}\text{C}$  نقطة فاصلة بين الغليان العالي والمنخفض. ورغم أن الكثير من المواد يتحلل فوق هذه الدرجة بدلاً من أن ينصهر أو يغلي، لكنها تظل نقطة فاصلة طالما أن المادة لا تغير حالتها تحت هذه الدرجة.

٢- سهولة توصيل الكهرباء.

٣- التوصيل للكهرباء في الحالة الصلبة والسائلة.

٤- التوصيل للكهرباء فقط في الحالة السائلة عند إذابتها أو حلها.

ويمكن القول إن المواد التي تتوفر فيها الخاصيتان الأولى والثانية هي مواد ترتبط ذراتها برابطة تساهمية مشتركة، بينما المواد التي تتوفر فيها الخاصيتان الثالثة والرابعة مواد ترتبط ذراتها بروابط فلزية أو أيونية. ويمكن تفسير ذلك من خلال المجموعات التالية:

## ١- مجموعة المواد ذات درجة الغليان المنخفضة

كلما كانت الروابط بين جزيئات المادة الواحدة كانت حركة الجسيمات فيها أقل حتى تحت تأثير قوى خارجية نجدها في المواد الصلبة بصورة أكبر تقل عنها في المواد السائلة وتكون أقل ما يمكن في الحالة الغازية، وبالتالي تتطلب كل حالة من هذه الحالات طاقة لتفككها، هذه الطاقة تكون أكبر في الحالة الصلبة، وأقل في الحالة السائلة، وأقل منها في الحالة الغازية.

**المركبات المتطايرة** Volatile compounds، مثل: المذيبات العضوية كالأستون، والكحول، تبخر وتتكاثف ولكنها تبقى المركب نفسه، وهذا يعني أن الروابط بين الذرات داخل الجزيئات قوية جداً ولا تتحطم على الرغم من أن الروابط بين الجزيئات نفسها ضعيفة. وتدل هذه الخواص على وجود الرابطة التساهمية المشتركة، فجميع الجزيئات متعادلة كهربياً ولم يعد بإمكانها الاتصال مع أي جزيئات إضافية؛ لأن عدد الإلكترونات متعادل مع عدد البروتونات. وتتحرك الجزيئات الخفيفة بسهولة أكبر من الجزيئات الثقيلة، ولذلك تكون الكتلة الجزيئية\* الصغيرة ذات نقطة غليان منخفضة؛ لأن الجزيئات الثقيلة ستحتاج إلى حرارة أكبر لتحرك الجزيئات بسرعة مناسبة لتصبح غازاً (نيوي وآخرون، ٢٠٠٠م: ٨٢).

ويعني وجود المركبات ذات الرابطة المشتركة في حالة سائلة، أو صلبة، أو غازية، أن هناك بعض قوى التجاذب بين الجزيئات لكنها ضعيفة بالمقارنة مع قوى التجاذب أو الروابط بين الذرات داخل هذه الجزيئات، وتدعى بالروابط الثانوية Secondary bonds، التي تسبب التصاق الغبار على القطع الأثرية، كما تساعد على التصاق الأصماغ.

## ٢- مجموعة المواد غير المتطايرة غير الموصلة كهربياً

من غير المألوف أن المركبات ذات الجزيئات الحاوية على أكثر من ٤٠ ذرة، أو ذات الوزن الجزيئي الأقل من ٣٥٠، أن تكون مركبات طيارة، مثل هذه المركبات تكون جزيئاتها الكبيرة على شكل سلسلة من الجزيئات متكررة في صورة سلسلة متصلة من وحدات صغيرة. وهناك العديد من المواد التي يستخدمها المرمم ويتعامل معها مؤلفة من جزيئات متشاركة عملاقة كالصوف، والحزير،

\* الكتلة الجزيئية عبارة عن مجموع أوزان الذرات في الجزيء، في حين أن الوزن الذري هو مجموع عدد البروتونات والنيوترونات في نواة ذرة

والقطن، والبولي ستيرين والخشب، والجلد، وحقنات البولي فينيل Poly vinyl acetate، التي يرمز لها بالرمز (PVA)، والنايلون Nylon، والألياف الزجاجية Plexiglas، ويتألف جزئيء السيليلوز في القطن من حوالي ٣ آلاف وحدة متكررة تحتوي كل منها على ٢١ ذرة (نيوي وآخرون، ٢٠٠٠م: ٨٣).

مثل هذه المواد ذات الجزيئات الكبيرة لا تستطيع التبخر بسهولة، إذ تتشابك السلاسل الطويلة فيما بينها، وعند تسخين المادة تتحطم الروابط الأساسية في النهاية، وتحدث التغيرات الكيميائية، مثل: المشاركة أو التساهم بالذرات مع المواد الأخرى في صورة روابط. وتختلف خواص المركبات المولفة من عدد كبير من الجزيئات باختلاف أحجامها وأشكالها. فإذا كانت الجزيئات متداخلة نسبياً فإنها ستلتصق معاً بقوة وبشكل منتظم في الحالة الصلبة، وستشكل بلورات صلبة (مثل السكر)، فإذا كانت على شكل سلسلة طويلة من الجزيئات، فإنها ستحاول أن تنتظم جنباً إلى جنب بشكل طولي، لكن ذلك لا يعني أنها ستعطي أشكالاً معروفة، وفي هذه الحالة يكون المركب الصلب مرناً وله خواص محددة، مثل ألياف الخشب والحزير (نيوي وآخرون، ٢٠٠٠م: ٨٤).

### ٣- مجموعة المواد ذات درجة الانصهار العالية الموصلة كهربياً في الحالة الصلبة

مثل هذه المواد ذات درجة الانصهار العالية التي توصل الكهرباء في حالتها الصلبة، تكون الروابط بين ذراتها قوية جداً، وذلك لوجود بعض الجسيمات، أو الإلكترونات المتحركة المشحونة كهربياً. وأغلب هذه المواد من الفلزات ذات الروابط الفلزية، فالذرات مرتبطة معاً بقوة بتداخل مداراتها الخارجية، وتستطيع الإلكترونات الحركة بحرية داخل المعدن بتأثير أية قوة كهربية.

ويمكن تفسير خواص الفلز الأخرى كاللمعان، والتوصيل الحراري، بالرابطه نفسها. وترتبط كذلك قابلية بعض الفلزات أو المعادن للطرق والسحب كالنحاس والفضة والذهب بطريقة ارتباط الذرات معاً ضمن البلورات، ويمكن للذرات الكروية البسيطة أن تترتب بانتظام في ثلاثة مستويات بطرق متعددة. وتكون الذرات في الفلزات المسحوبة على شكل صفائح خطية، ولا توجد أية روابط قوية مباشرة بين أي ذرتين مما يسمح لمجموعات كبيرة من الذرات بالحركة، بالنسبة لبعضها

على طول هذه الصفائح بدون تحطيم الروابط، وعند حدوث ذلك تتشوه البلورة (نيوي وآخرون، ٢٠٠٥م: ٨٥).

٤- مجموعة المواد ذات درجة الانصهار العالية التي تنقل الكهرباء في حالتها السائلة فقط وتعطي الرابطة الأيونية هذه المجموعة خواصها كدرجة الانصهار، والتوصيل الكهربائي في الحالة السائلة فقط. وتكون درجة الانصهار عالية إذا كانت الروابط بين الجسيمات قوية. وتؤدي الرابطة الأيونية إلى تجاذب الشحنات السالبة والموجبة معاً لتشكل المواد بلورات صلبة. ولكي تكون المادة قابلة للتوصيل الكهربائي يجب أن تكون الأيونات نفسها قابلة للحركة طالما أن الإلكترونات غير حرة، وتستطيع الأيونات أن تتحرك إذا تحطمت الروابط القوية بالانصهار أو بالانحلال بالماء. ويمكن تطبيق ذلك على مركب كلوريد الصوديوم (ملح الطعام) الذي يحتوي على أيونات الصوديوم الموجبة ( $Na^+$ ) وأيونات الكلور السالبة ( $Cl^-$ ) بأعداد متساوية للحفاظ على حالة التعادل الكهربائي، وهي الحالة التي لا تسمح بالتوصيل الكهربائي إلا إذا تحركت الأيونات وأصبحت الإلكترونات داخل الذرات حرة الحركة، وهذا لا يتم إلا إذا تحطمت الروابط القوية إما بالانصهار أو بالانحلال بالماء (نيوي وآخرون، ٢٠٠٠م: ٨٧).

### ١,٧ التفاعل الكيميائي والمعادلة الكيميائية

#### Chemical Reaction and Chemical Equation

التفاعل الكيميائي: هو إعادة لترتيب الذرات بين الجزيئات الداخلة في المركب (نيوي وآخرون، ٢٠٠٠م: ٣٩)، أو هو تغير يحدث في ترابط ذرات المادة بعضها ببعض، حيث يتحول فيه عنصر أو أكثر، أو مادة أو أكثر إلى مواد أخرى (المواد الناتجة عن التفاعل) تختلف عنها بتركيبها وخواصها. ويمكن تقسيم أنواع التفاعلات الكيميائية إلى خمسة أنواع رئيسة، وهي (العلي، ٢٠٠٧م: ١٢٦):

الإحلال الأحادي والإحلال المزدوج، والتعادل



١- **تفاعل الاتحاد** Combination reaction، حيث يتكون مركب جديد أو مادة جديدة عن طريق إتحاد عنصرين أو أكثر، فمثلاً عند تفاعل الكلور مع الصوديوم يتكون مركب جديد هو كلوريد الصوديوم، كما في المعادلة:



٢- **تفاعلات التفكك أو التحلل** Dissociation or Decomposition reaction، حيث يتحلل المركب الواحد إلى مادتين أو أكثر، وقد تكون النواتج عناصر أو مركبات. مثل تحلل الماء إلى غازي الأكسجين والهيدروجين، كما في المعادلة:



أو تحلل كربونات الكالسيوم المكون الرئيس للحجر الجيري في اللياني الأثرية، كما في المعادلة:



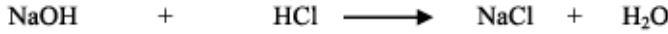
٣- **تفاعلات الإحلال (الاستبدال)** Replacement reaction، أي إحلال عنصر من مركب كيميائي بعنصر آخر أكثر فاعلية ويسمى هذا التفاعل أحياناً بتفاعل الإحلال الأحادي Single replacement reaction والمثال على هذا النوع من التفاعلات: تفاعل الخارصين مع محلول كبريتات النحاس، حيث يحلّ الخارصين محل محلول النحاس في كبريتات النحاس، كما في المعادلة:



٤- **تفاعلات التبادل المزدوج** Double replacement reaction، وأغلب تفاعلات هذا النوع يتم في وسط مائي، حيث يكون أحد النواتج شحيح الذوبان في الماء ويطرسب في المحلول ويسمى بالراسب (العلي، ٢٠٠٧م: ١٢٧)، مثال: تفاعل نترات الفضة مع كلوريد الصوديوم، حيث يتكون مركبان جديدان هما: كلوريد الفضة، ونترات الصوديوم.



٥- **تفاعلات التعادل** Neutralization reactions، وهي تحدث بين الأحماض والقواعد وينتج عنها الملح والماء، كما في المعادلة:



ماء + ملح الطعام حمض الهيدروكلوريك + هيدروكسيد الصوديوم

وينتج التلف للكثير من القطع الأثرية بسبب تفاعل الغازات، مثل: الأكسجين وبخار الماء مع المواد المختلفة كالنحاس والحديد ومعادن الأحجار ومنتجات السليلوز، مثل: الأخشاب، والورق، والمنسوجات، ويقتصر التفاعل على سطح المادة، وقد يكون بطيئاً أو سريعاً، ومحدوداً أو شاملاً. وعندما يحصل أي تفاعل كيميائي، يحدث ما يسمى بالأكسدة Oxidation والاختزال Reduction، أي أن الذرة أو مجموعة الذرات التي تفقد الإلكترونات في التفاعل يقال إنها تأكسدت، أما الذرة أو مجموعة الذرات التي اكتسبت الإلكترونات يقال إنها اختزلت (نيوي وآخرون، ٢٠٠٥م: ١٤٩).

#### المعادلة الكيميائية Chemical Equation

هي وصف أو تعبير موجز لكنه دقيق للتغيرات الكيميائية أو لما يحدث في التفاعل الكيميائي موضحة المواد الداخلة في التفاعل، وظروفه، والعوامل المساعدة له، والمواد الناتجة عنه، وذلك باستعمال رموز وأرقام توضع جميعها في المعادلة (العويس وآخرون، ٢٠٠٠م: ٥٧).

والرموز والأرقام التي تستعمل في المعادلة تعتمد على استخدام رموز ومصطلحات الذرات والجزيئات، أي أن المعادلة الكيميائية تعطي كل المعلومات المتعلقة بنوع المادة، وحالتها، ونسبة أعداد الجزيئات المتفاعلة والناتجة من كل مادة، دون الحاجة إلى سرد كل هذه الأمور في فقرة أو أكثر. ويمكننا تمثيل التفاعل بين الهيدروجين والأكسجين لإنتاج بخار الماء مع كمية كبيرة من الحرارة على الشكل التالي:

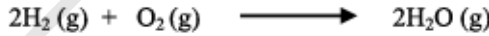


ويدلنا هذا التمثيل على المواد المتفاعلة والمواد الناتجة. ومن معرفة هذه المواد -معرفة اسمها- نتمكن من البحث عن صفاتها. لكن هذا التمثيل لا يبين المقادير التي يمكن أن تتفاعل من الهيدروجين والأكسجين، ولا يبين لنا الكمية الناتجة من بخار الماء، أو كمية الحرارة الناتجة.

ولكي تكون المعلومات المستقاة من تمثيل التفاعل أوفى وأدق، علينا أن نحدد النسبة بين أعداد جزيئات الهيدروجين، وأعداد جزيئات الأكسجين التي بإمكانها أن تتفاعل، وأعداد جزيئات بخار الماء الناتج. ويعبر عن مثل هذه المعلومات بالمعادلة الكيميائية. ويمكن أن يمثل التفاعل سابق الذكر بالمعادلة التالية:



ونظراً لأن كمية الحرارة لا تدخل في أوزان المواد، لذا يكتب لوصف التفاعل أعلاه بالمعادلة التالية:



وتعني هذه المعادلة أن كل جزيء من غاز الأكسجين، الذي يتكون من ذرتين من الأكسجين، يحتاج إلى جزيئين من الهيدروجين الغاز، الذي يتكون كل جزيء منه من ذرتين من الهيدروجين، لينتج عن ذلك جزيئان من بخار الماء، الذي يتكون كل جزيء منه من ذرة أكسجين وذرتي هيدروجين. ومثل هذه المعادلة تعدّ معادلة موزونة، والمعادلة الموزونة تعبر عن قانون حفظ المادة، فكل مجموع المواد الداخلة في التفاعل تساوي مجموع المواد الناتجة من التفاعل. ففي المعادلة السابقة نجد أن مجموع ذرات الهيدروجين في الطرف الأيسر هو أربعة، ويساوي ما نجده في الطرف الأيمن، ومن الأكسجين نجد ذرتين في كل طرف. ومما تشير إليه المعادلة أيضاً هو حالة المواد المتفاعلة والناتجة، فالحرف (g) بين قوسين بعد رمز الجزيء (وهو الحرف الأول من كلمة غاز gas) يدل على أن المادة دخلت التفاعل بشكل غازي، والحرف (S) (هو الحرف الأول من كلمة صلب solid) يدل على الحالة الصلبة، أما الحرفان (aq) (هما الحرفان الأولان من كلمة سائل aqueous) فيدلان على أن المادة موجودة في حالة محلول مائي. والمعادلة بهذا تشمل أرقاماً تشير إلى نسب أعداد الجزيئات، ورموزاً تمثل الصيغ الجزيئية، وإشارات إلى حالة كل مادة ممثلة في المعادلة.

## ١,٨ الفلزات واللافلزات وأشباه الفلزات

## Metals, Non-Metals and Metalloids

تنقسم العناصر إلى عناصر فلزية، وعناصر لا فلزية، وأشباه فلزات. والفلز الذي يعرف في الإنجليزية بـ Metal\* يعني في علم الكيمياء بأنه العنصر الكيميائي الذي يفقد إلكتروناته ليكون أيونات موجبة، وترتبط ذراته برابطة فلزية، كما يتم وصف الفلزات أيضاً بأنها شبكة من الأيونات الموجبة (كاتيونات) داخل سحابة من الإلكترونات. يحمل الأيون الناتج عدداً من الشحنات الموجبة مساوياً لعدد الإلكترونات المفقودة. كلما زادت سهولة فقد الإلكترون زادت القوة الفلزية للعنصر. وعادة ما تكون الفلزات مواد صلبة بلورية، وفي أغلب الأحيان يكون لها تركيب بللوري محدد ذو درجة عالية من التنظيم (العلي، ٢٠٠٧م: ٤٧٢). وتمثل الفلزات ما يقرب من ٨٠٪ من العناصر المعروفة لنا. ومن الفلزات المشهورة الذهب، النحاس، الحديد، الرصاص، الفضة، التيتانيوم، والخصائص.

وتُعرف الفلزات بأنها مواد ذات خواص كيميائية وفيزيائية، مثل: المرونة، والتوصيل الحراري، والثقل النوعي، والانصهار عند درجة الحرارة العالية، والتفاعل إلى نواتج كيميائية، إضافة إلى التركيب البلوري (France, 1981: 8). هذه الخواص مميزة لكل فلز، والخاصية الأخيرة منها ترجع إلى أن أساس تكوين الفلز مجموعة من البلورات مرتبة في صفوف مكررة ومنتظمة (Fontana, 1987: 828). ويعتمد حجم وترتيب هذه البلورات على المعالجات الميكانيكية والحرارية التي يتعرض لها فلز المعدن. كما تتأثر الخواص الفيزيائية للمعدن جزئياً بحجم وشكل الحبيبات التي تكوّن البلورات، إضافة إلى ما تشمله الفلزات المعدنية من مواد أخرى في صورة شوائب (كروني وروبسون، ٢٠٠٦م: ٢٣٥).

ولقد عرف الأقدمون الفلزات واستعملوها، وكان الذهب يستخدم في الزينة، وصنع الجواهر والحلي منذ ٣٥٠٠ ق.م، كما استخدمت الفضة منذ ٢٤٠٠ ق.م. وعدّها الكثير من الأقدمين أكثر قيمة من الذهب؛ لأنه كان نادراً في حالته الأصلية. كما تم استخدام النحاس الخالص في زمن

\* يسمى خطأ بالمعدن، ويمكن القول إن كل فلز معدن وليس كل معدن فلزاً.

مبكر في صنع الأدوات المنزلية والمعدات الأخرى، فقد كان يتم العثور عليه قرب سطح الأرض في حالته الخالصة، وكان يمكن تصنيعه وتشكيله بسهولة. ومنذ القرن الحادي عشر قبل الميلاد، عدّ الحديد من الفلزات الرئيسية. واليوم يتم استهلاك كمية كبيرة منه في صناعة المعدات الكثيرة والشيء نفسه ينطبق على خامات النحاس، والرصاص، والزنك. وتمثل الفلزات أيضًا أهمية كبيرة بالنسبة للإنسان؛ لأنها تدخل في عمليات التصنيع والإنشاء. فالفلزات وأحلاط منها تسمى "السياتك" تستخدم في صناعات عديدة.

**ومن الخواص الفيزيائية المميزة للفلزات أنها مواد صلبة باستثناء الزئبق، الذي يوجد في صورة سائلة. وأغلب الفلزات ذو بريق أو لمعان، ويقصد به المظهر الذي يديه الفلز في الضوء المنعكس من سطحه. وتمتيز الفلزات المعدنية ببريقها المميز والذي يعرف بالبريق الفلزي. كما تتميز الفلزات السبعة (الذهب، الفضة، النحاس، الحديد، القصدير، الزنك، الرصاص) بالكثافة العالية أو الوزن النوعي العالي. وهي صفة فيزيائية للأجسام تعبر عن العلاقة بين نسبة كثافة الفلز إلى كثافة الماء، أو نسبة وزن الفلز إلى وزن حجم مساو له من الماء عند درجة من الحرارة  $4^{\circ}\text{C}$  وهي الدرجة التي عندها تساوى كثافة الماء الوحدة. كما تتميز الفلزات بخواص فيزيائية مميزة: فغالبًا ما تكون لامعة ( لها بريق )، وذات كثافة عالية، كما يمكن سحبها إلى أسلاك، ويمكن طردها، وغالبًا لها درجة انصهار عالية، كما أنها صلبة وجيدة التوصيل للكهرباء والحرارة. وهذه الخاصية الأخيرة تحدث غالبًا؛ لأن كل ذرة يكون بها إلكترونات غير مرتبطة جيدًا في غلافها الأخير إلكترونات تكافؤ، وعلى هذا فإنها تكون ما يشبه السحابة من الإلكترونات حول نواة الفلز.**

ومعظم الفلزات غير ثابتة كيميائياً، بل تتفاعل مع الأكسجين في الهواء، لتكوين أكاسيد بمرور الوقت، أو الملوثات المختلفة. فالحديد يصدأ على مر السنين وكذلك النحاس، والفضة تفقد لمعانها.

**أما اللافلزات Non-metals، ومن أمثلتها الكبريت والكربون والجرافيت، تتميز بخصائص معينة من ناحية التأين والترابط، وتتبع هذه الخواص من أن اللافلزات عالية السالبية الكهربية، أي أنها تكتسب إلكترونات التكافؤ من الذرات الأخرى الفلزية أسرع من فقدها. ومعظم اللافلزات توجد في أعلى الجانب الأيسر من الجدول الدوري، فيما عدا الهيدروجين، الذي يتم وضعه عادة**

في أعلى الجانب الأيمن مع الفلزات القلوية في الجدول الدوري، ولكنه يتصرف مثل اللافلزات في معظم الأحيان. واللافلزات عكس الفلزات من حيث التوصيل الكهربائي، فهي إما عازلة، أو شبه عازلة، أو شبه موصلة، حيث تحوي ذراتها بمجالات إلكترونية خارجية مملوءة بأكثر من نصف سعتها من الإلكترونات (العلي، ٢٠٠٧م: ٥١٣).

ورغم وجود ١٢ عنصراً معروفاً من اللافلزات بالمقارنة بما يزيد عن ٩٠ من الفلزات، تعرف بالعناصر الأرضية، وخاصة الطبقات الخارجية. وتتكون الكائنات الحية كلها تقريباً من اللافلزات. ويوجد كثير من اللافلزات، مثل: الهيدروجين، والنتروجين، والأكسجين، والفلور، والكلور، والبروم، واليود، في حالة جزئية مزدوج الذرة، والباقي معظمه يوجد في الحالة الجزيئية العادية وذلك بالارتباط مع عناصر الذرات الأخرى.

أما أشباه الفلزات Metalloids فإن مجالاتها الإلكترونية الخارجية تحوي حوالي نصف سعتها من الإلكترونات، ولذا فإن خواصها الكهربائية متوسطة بين الفلزات واللافلزات، ومن أمثلتها السيليكون (Si) (العلي، ٢٠٠٧م: ٤٧١).

## ١,٩ التآين والأحماض والقواعد

### Ionization, Acids and Bases

#### أولاً: التآين Ionization

تُعرف عملية التآين بأنها عملية تحوّل جزيئات عنصر أو مركب ما إلى أيونات. ويحدث التآين لذرة عنصر أو مركب عندما تفقد هذه الذرة إلكترونات أو أكثر من مدارها الإلكتروني الأخير. وتصبح ذرة العنصر التي تفقد إلكترونات أو أكثر من مجالاتها الخارجية أيوناً موجبا Cation، وعندما تكتسب ذرة إلكترونات أو أكثر من ذرة أخرى تصبح أيوناً سالباً Anion (العلي، ٢٠٠٧م: ٣٩١). ويتطلب ذلك طاقة تعرف بجهد التآين Ionic potential. ويعرف جهد التآين لعنصر ما بأنه الطاقة اللازمة لإزالة أكثر الإلكترونات بعداً عن النواة، في ذرة العنصر في حالتها الغازية، ليتكوّن أيون العنصر الموجب (الكاتيون Cation) في حالته الغازية. ويختلف جهد التآين باختلاف العدد الذري للعنصر (عدد البروتونات في نواته). وبالنسبة للماء، فإن معدل تأينه يُعدّ ضعيفاً

جداً، إذا ما قورن بمعدلات التآين في المركبات الأخرى. إلا أنه قد يحدث تحلل لبعض جزيئات الماء، إلى أيوني الهيدروجين الموجب ( $H^+$ ) والهيدروكسيل السالب ( $OH^-$ ).

### ثانياً: الأحماض والقواعد Acids and bases

إن زيادة تركيز أيون الهيدروجين، تعني زيادة الحموضة لهذا السائل، في حين تعني الزيادة في تركيز أيون الهيدروكسيل زيادة القلوية. وفي حالة الماء النقي، يكون عدد أيونات الهيدروجين، مساوياً لعدد أيونات الهيدروكسيل، أي أنه متعادل. وتُقاس الحموضة أو قلوية\* (تركيز أيونات الهيدروجين) في المواد المختلفة، عن طريق قياس الرقم الهيدروجيني (pH value)، وتتراوح قيمة الرقم الهيدروجيني بين صفر و١٤.

تعدّ السوائل ذات الرقم الهيدروجيني من صفر إلى أقل من ٧ أحماضاً، بينما تعدّ السوائل ذات الرقم الهيدروجيني أعلى من ٧ محلولاً قلويّاً أو قاعديّاً. أما السائل ذو الرقم الهيدروجيني ٧ فهو متعادلاً، وهو تساوي الماء النقي عند درجة حرارة ٢٥°C. ويمكن معرفة درجة حموضة أو قلوية أي محلول باستخدام مؤشر الرقم الهيدروجيني (pH indicator)، وهو مادة كيميائية تساعد في التعرف على الرقم الهيدروجيني بسهولة لمحلول ما عند إضافتها إليه، سواء أكان حامضياً أو قلويّاً. ومعنى آخر فإن مؤشر الرقم الهيدروجيني هو كاشف كيميائي عن أيونات الهيدروجين. وعادة ما يؤدي إضافة هذه المادة إلى تغيير لون المحلول تبعاً لرقمه الهيدروجيني. وتتكون مؤشرات الرقم الهيدروجيني عادة من أحماض أو قواعد ضعيفة و هي ترتبط عند إضافتها إلى المحلول بأيونات الهيدروجين أو أيونات الهيدروكسيد. وينتج تغير اللون من التشكيلات المختلفة التي يمكن أن يرتبط بها المؤشر بهذه الأيونات. ونظراً لأن نتيجة فحص المحاليل باستخدام هذا المؤشر تعتمد على تحديد اللون الناتج عن الإضافة فإن النتيجة لا تكون ذات دقة عالية. ويلجأ عند الحاجة إلى دقة أكبر في معرفة الرقم الهيدروجيني إلى مقاييس الـ PH. وهناك الآن العديد من الأجهزة التي تتراوح بين البسيطة والرّخيصة الثمن والتي تشبه في شكلها القلم إلى الأجهزة المركّبة/ المعقّدة والباهظة الثمن والتي يتمّ إصاها بأجهزة الحاسوب.

\* يسمى المحلول ذو الرقم الهيدروجيني أعلى من ٧ محلولاً قلويّاً أو قاعديّاً.

وتتصف المواد الحمضية- بالإضافة إلى احتوائها على عنصر الهيدروجين- بأنها تذوب في الماء، ومحاليلها المائية توصل الكهرباء بدرجات متفاوتة. وهي تلون ورقة دوار الشمس باللون الأحمر. ومعروف أن مذاق محاليلها المخففة مذاق حمضي وبعضها سام. والقواعد مركبات كيميائية يمكنها استقبال أيونات الهيدروجين، ويحتوي محلولها المائي على أيونات الهيدروكسيل. وتنقسم القواعد إلى ثلاثة أقسام هي:

- أكاسيد وهيدروكسيدات فلزات لا تذوب في الماء مثل أكسيد النحاس (CuO)، وأكسيد الحديدوز (FeO)، وكلوريد الحديدك (FeCl<sub>3</sub>).
- أكاسيد وهيدروكسيدات فلزات تذوب في الماء مثل هيدروكسيد الصوديوم (NaOH)، وهيدروكسيد البوتاسيوم (KOH)، وأكسيد الصوديوم (Na<sub>2</sub>O)، وأكسيد البوتاسيوم (K<sub>2</sub>O)، ويسمى هذا القسم باسم القلويات Alkalines.
- مواد ليست بأكاسيد ولا هيدروكسيدات ولكن لها نفس الخواص التي تميز القواعد، مثل: كربونات الصوديوم وكربونات البوتاسيوم وبيكربونات الصوديوم وبيكربونات البوتاسيوم.

والمواد القاعدية محاليلها المائية موصلة للكهرباء بدرجات متفاوتة. وإذا أضيفت كمية مناسبة من أي من هذه المواد إلى محلول حمضي فإن الحمض يفقد جميع خواصه المميزة ما عدا خاصية توصيل المحلول للكهرباء. والمحاليل المائية لهذه المواد تلون ورقة دوار الشمس باللون الأزرق. وبعض هذه المواد سام وملمس محاليلها المائية ملمس صابوني ومذاق محاليلها المائية المخففة مر. (عبد الحميد، ١٩٨٤م: ١٨٦).

والمواد الأثرية التي يعثر عليها مدفونة في التربة تحتوي على العديد من المركبات، جميعها تؤثر في كيميائية التربة حيث يكون لها دور في تحديد قاعدية أو حامضية التربة.

التربة الحامضية تتكون بصورة رئيسة من السيليكات، أو من صخور توصف بأنها صخور حامضية، مثل: الحجر الرملي، والحصى، والجرانيت، أو أنها التربة التي لا تحتوي على قواعد كافية لمعادلة حامضية ماء المطر، أو المادة العضوية.



التربة القاعدية تحتوي على مكونات معدنية أو طبقة أساسية قاعدية ذات نسبة عالية من معادن الحديد والماغنسيوم. والسوائل الموجودة في التربة تأتي بصورة أساسية من ماء المطر، الذي نادراً ما يكون نقياً؛ لأنه يلتقط ثاني أكسيد الكربون من الجو، ويسقط في صورة حمض كربونيك ضعيف ( $\text{HCO}_3$ ).

وفي حالة وجود ملوثات أخرى في الجو، مثل: ثاني أكسيد الكبريت  $\text{SO}_2$ ، أو أكاسيد النيتروجين  $\text{NO}_x$ ، فإنها تتحول إلى حمض كبريتيك ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) وحمض نيتريك ( $\text{HNO}_3$ ). وتسرب هذه السوائل إلى التربة بصورة مباشرة أو غير مباشرة سوف يؤثر في التربة باختلاف قيمة المعدل الهيدروجيني (pH) في الماء المتسرب. كما أن وجود كائنات حية دقيقة في التربة يؤثر في المعدل الهيدروجيني للتربة، ويمكن أن ينتج عن تنفسها كميات كبيرة من ثاني أكسيد الكربون الذي يتفاعل مع الرطوبة ليكون حامض الكربونيك ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) (كرونين وروبنسون، ٢٠٠٦: ٣٠).

ويتأثر استقرار المواد الأثرية بشكل كبير بالرقم الهيدروجيني (pH)، فبعض المواد تكون مستقرة في الوسط الحامضي، والبعض الآخر في الوسط القلوي، والبعض الثالث عند الوسط المتعادل. فالمواد العضوية تتعرض للتحلل في الوسط الحامضي أو القلوي، حيث تتأثر البروتينات بالمعدل الهيدروجيني العالي (القلوي)، والسليولوز بالمعدل الهيدروجيني المنخفض (الحمضي).

## ١٠، ١٠ السوائل والمحاليل

### Liquids and Solutions

#### أولاً: السوائل Liquids

السوائل مواد لها قابلية التحرك والسيلان، ولها أسطح يميزها عن الغازات. ويمكن فهم الخواص المختلفة للسوائل عن طريق الروابط الثانوية بين الجزيئات، سواء الخواص الكيميائية التي تجعل السائل يذوب أحد أنواع المركبات دون الآخر، والخواص الفيزيائية كاللزوجة، وقابلية التطاير، وغيرها. ومن الخواص المميزة للسوائل:

#### • اللزوجة Viscosity

يعبر عن حركة السائل بمصطلح اللزوجة، ويسمى السائل غير المتحرك أو المقاوم للانتساب بالسائل اللزج، بينما السوائل قليلة اللزوجة تنساب بسهولة (العلي، ٢٠٠٧: ٧٧٤).

واللزوجة من الخواص المهمة التي يجب ملاحظتها عند استخدام السوائل لأغراض الصيانة والترميم. وتتطلب حركة السوائل أن تكون الجزيئات قادرة على الحركة بجانب بعضها بسهولة، وتشكل الجزيئات المرتبطة بروابط ثانوية قوية سوائل شديدة اللزوجة. كما أن السوائل ذات الجزيئات الطويلة المرتبطة معاً والمتشابكة تكون لزجة. وتؤثر الحرارة أيضاً في درجة لزوجة السوائل، فعندما ترتفع درجة الحرارة تصبح السوائل أقل لزوجة (العويس وآخرون، ٢٠٠٠م: ٣٣١).

#### • الخاصية الشعرية Capillarity

وهي صعود السائل إلى أعلى ضمن أنابيب شعرية أو مسامات المادة، وهي خاصية ذات أهمية في فهم سلوك السوائل وحركتها (نيوي وآخرون، ٢٠٠٥م: ٥٧)، ولها أهميتها في مجال الترميم والصيانة حيث تفيد في فهم تحرك المياه الأرضية وتغلغلها إلى أساسات وجدران المباني الأثرية حيث تحمل الماء الذي قد يحمل معه الأملاح، والذي يتسبب في إذابة مكونات البناء، أو تبلور الأملاح عند تبخر المياه الحاملة لها مما يشكل ضغطاً على حبيبات مادة البناء ويسبب شروخاً وتصدعاً في النهاية. كما يمكن الاستفادة من الخاصية في تنشيف السوائل كالماء والشمع الذائب، وكذلك يمكن استخدامها في عملية التنظيف لنقل المذيبيات إلى أماكن الأوساخ التي يصعب الوصول إليها في المسامات مثلاً، وتحمل المذيبيات المتسخة بعيداً.

#### • الشد السطحي Surface tension

وهي الظاهرة التي تحدث نتيجة ما تقوم به قوى الالتحام والترايب بين جزيئات السائل على جذب هذه الجزيئات معاً لأقرب مسافة ممكنة مما يعطي الشكل الكروي لقطرة من السائل؛ لأنه الشكل الذي يحقق قرب كل جزيء قدر الإمكان من الجزيء الآخر، كما يتميز هذا الشكل بأن له أصغر مساحة سطحية بالنسبة لحجمه (نيوي وآخرون، ٢٠٠٥م: ٥٩).

### • قابلية التطاير Volatility

وهي من الخواص المهمة للسوائل والتي ينبغي معرفتها أيضاً في مجال الترميم والصيانة. ويحدث التطاير أو التبخر نتيجة تباعد جزيئات السائل بعضها عن البعض، وضعف أو فقد الترابط فيما بينها. وكما كان الحال في حالة اللزوجة والتوتر السطحي، فإن قابلية التطاير تعتمد على طريقة ترابط الجزيئات معاً. وهكذا تكون للسوائل ذات اللزوجة والتوتر السطحي المنخفضين كالأستيون قابلية عالية للتطاير (نقطة غليانه  $56^{\circ}\text{C}$ )، والعكس صحيح، فالسوائل ذات اللزوجة والتوتر السطحي العاليين كالماء (درجة غليان  $100^{\circ}\text{C}$ ) والجليسيرين ( $256^{\circ}\text{C}$ ) تكون قابليتها للتطاير منخفضة. وفهم هذه الخاصية، يساعد في إدراك ما يحدث في أثناء عملية التنظيف ببعض السوائل، أو المذيبات العضوية، أو في عملية التقوية، واللصق، واستخدام المذيبات كوسيط للمواد في عملية العزل، أو الغطاء الواقي لبعض المواد الأثرية. ففي عملية التنظيف ينبغي إدراك أن الاتساحات التي تزال بمذيب سريع التطاير تعود إلى السطح، وقد يزيد الأمر سوءاً إذا تغلغت الأوساخ خلال المسام والشقوق، وعلى العكس من ذلك إذا كانت عملية الجفاف أو التطاير بعد التنظيف بطيئة وكانت بحاجة إلى الحرارة، فإن السطح يصبح معرضاً للخطر. ومن الطرق المستخدمة للتغلب على هذه المشكلة استعمال نوع من المذيبات في التنظيف ثم غسل هذا المذيب باستخدام مذيب آخر سريع التطاير. ومن الأمثلة استخدام الأميتون لتجفيف مسطح تعرض للبلل بالماء (نيوي وآخرون، 2000م: ٦١)، أو استخدام الكحول أو الإثير، بعد التنظيف بالماء للآثار المعدنية، لتجفيف الأثر المعدني والتخلص من بقايا جزيئات الماء على سطحه (غنيم 2009م).

### ثانياً: المحاليل Solutions

المحاليل في الكيمياء هي مزيج متجانس من مادتين أو أكثر لا يمكن عزلهما عن بعضهما البعض بأية طريقة ميكانيكية، كالترشيح مثلاً. ويتكون المحلول من مذيب Solvent ودائماً ما يكون سائلاً، ومذاباً Solute وغالباً ما تكون مادة صلبة، وغالباً ما يكون المذيب أكبر كمية من المذاب (العلي، 2007م: ٦٩٢). وليس هناك ما يمكن تسميته بمادة غير قابلة للذوبان Insolubility، فكل مادة

صلبة ستذوب في أي مركب إلى حد ما (نيوي وآخرون، ٢٠٠٠م: ٦٥) وتختفي المادة الصلبة في المذيب لكنها تعلن عن نفسها بشكل أو بآخر كتغير الطعم، أو اللون، أو غيره من الصفات الجديدة للمحلول الناتج. وهناك أربعة أنواع من المحاليل، وهي:

(أ) **المحلول الحقيقي Real solution**: وهو محلول متجانس، وفيه لا يمكن تمييز دقائق المذاب بالعين المجردة أو بالمجهر، ولا يمكن فصل مكوناته بالترويق، أو الترشيح، ومن أمثلته محلول السكر والماء.

(ب) **المحلول المعلق Dispersions**: وهو محلول غير متجانس، ويمكن تمييز مكونات المذاب بالعين، ويمكن فصل مكوناته بالترويق أو الترشيح، ومن أمثلته الطباشير في الماء.

(ج) **المحلول الغروي Colloids**: وهو محلول متجانس، يمكن تمييز دقائق المذاب فيه بالمجهر الإلكتروني، إلا أنه لا يمكن فصل مكوناته بالترويق أو الترشيح، ومن أمثلته الحليب في الدم.

(د) **المستحلب Emulsion**: وهو سائل لزج ذو مظهر حليبي يتكون من طورين يتم توزيع أحدهما داخل الآخر لتكوين المستحلب. وباستعمال عامل الاستحلاب Emulsifying، يسمى السائل المعلق بشكل قطيرات بالطور المبعثر Dispersed phase، أو الطور الداخلي Internal phase، أما السائل الذي تتبعثر فيه القطيرات الدقيقة فيسمى بالطور المستمر Continuous phase، أو الطور الخارجي External phase.

### تركيز المحاليل Solutions concentration

تعتمد خواص المحاليل على نسبة كميات المادة أو المواد المذابة إلى كمية المذيب لا على الكميات المطلقة لهذه المواد، وتسمى هذه النسبة عادة بتركيز المحلول Concentration (توراكا، ١٩٨٤م: ٥٤) وفي الترميم لا بد من صنع محاليل التنظيف أو العلاج بدقة وتركيز معلوم. ولهذا لا بد من وجود قانون لوصف تركيز المذاب، ويمكن إيجاد بعض المعطيات كوزن المادة الصلبة الموجودة في حجم معلوم من المحلول، وهي أسهل الطرق وأبسطها، ويستخدم عالمياً على شكل عدد جرامات المذاب في ١ لتر من المحلول وتكتب جم/لتر (نيوي وآخرون، ٢٠٠٥م: ٦٤). والتركيز يحسب هنا بكمية المادة الصلبة في وحدة الحجم للمحلول وليس للمذيب. وهناك طرق أخرى أصعب لوصف

المحاليل كالنسبة المئوية، وهي تدل على الوزن بالنسبة للحجم لكل ١٠٠ من المحلول، فمثلاً محلول ١٠٪ من هيدروكسيد الصوديوم يعني أن ١٠ جم من المادة الصلبة هيدروكسيد الصوديوم قد تم إذابتها في ١٠٠ مللتر من المحلول أو في ٩٠ جراماً من الماء، ومن المعروف أن حجم صفر جم من الماء هو ٩٠ مللتر من الماء أي وزن المادة الصلبة/حجم المذيب، وفي حالة السوائل تكون حجم/حجم.

وهناك حد أعلى لكمية المذاب التي يمكن حلها في كمية معلومة من المذيب، وتسمى هذه الكمية العظمى قابلية الذوبان Solubility وهي تختلف من مذيب لآخر، وتزداد قابلية الذوبان برفع درجة الحرارة. ويسمى المحلول الحاوي على الكمية العظمى من المذاب بالمحلول المشبع saturated solution، ويستخدم لفظ التشبع أيضاً ليطلق على الهواء الذي لم يعد قادراً على حمل المزيد من بخار الماء (نيوي وآخرون، ٢٠٠٥م: ٦٥).

### حالات المحاليل Solutions states

والمحاليل تنقسم حسب حالتها إلى محاليل صلبة (المذيب صلب، والمذاب صلب، كما في السبائك المعدنية)، ومحاليل سائلة (المذيب سائل، والمذاب سائل، كما في البنزين والإثير)، ومحاليل غازية (كما في الهواء الجوي إذا يحتوي مزيجاً متجانساً من الأكسجين والنتروجين وغيرها من الغازات)، أو محاليل تجمع بين السائل والصلب (مثل الماء وملح الطعام أو السكر)، أو الغاز والصلب (مثل الهيدروجين مع البلاطين)، أو الغاز والسائل (مثل ثاني أكسيد الكربون والماء). وكل نوع من الأنواع السابقة ينقسم إلى أنواع من المحاليل تختلف باختلاف حالة المذاب (تام الامتزاج، أم محدود الامتزاج أم عدم الامتزاج).

### أ) المحاليل الصلبة Solid solutions

تمثل السبائك المعدنية أو الفلزية Metallic alloys النموذج الأمثل للمحاليل الصلبة التي يكون فيها المذيب والمذاب مادتين صلبتين، حيث تستبدل ذرات أو أيونات أو جزيئات مادة ما ذرات أو أيونات أو جزيئات مادة أخرى في حالتها البلورية الأخرى (العلي، ٢٠٠٧م: ٦٩١). فالسبيكة هي خليط متجانس يتكون من فلزين معدنيين أو أكثر. ويندر أن تكون مكونات السبيكة

متساوية، إذ يحتوي هذا الخليط على نسبة كبيرة لفلز واحد رئيس ونسبة أو نسب أقل من المكونات الأخرى التي قد تكون فلزات أو لافلزات، مثل: الكربون، والسليكون. هذا الفلز أو الفلزات المضافة تحسّن من خواص هذا الفلز الرئيس، مثل: اللون، والصلادة، ومقاومة التآكل، فالصلب Steel أقوى من الحديد الفلز الرئيس لهذه السبيكة التي تتكون من الحديد والكربون.

وتصنع السبائك عادة بصهر الفلز الأساس ثم إضافة المكونات الثانوية الأخرى إليه، حيث تترك السبيكة السائلة، التي تسمى في هذه الحالة بالحلول الصلب Solid solution، بعد ذلك لتبرد وتتصلب. وتصنع سبائك أخرى دون صهر الفلز الأساس، وإنما يمزج مساحيق بعض الفلزات معاً، ويتم تسخينها تحت ضغط، حيث يحدث امتزاج لهذه المساحيق بعد صهرها لتكوين السبيكة.

وهناك سبائك تتميز بأن فلزاتها تمتاز مع بعضها امتزاجاً كاملاً مثل سبيكة البرونز (النحاس والقصدير)، في حين أن البعض الآخر من السبائك تكون فلزاته محدودة الامتزاج كما في سبيكة البيللون (النحاس والفضة). والبعض الثالث لا يمتزج تماماً مع بعضه البعض وتسمى بالسبائك أو المحاليل الصلبة معدومة الامتزاج، مثل سبيكة النحاس والرصاص. وتسمى السبيكة بالثنائية Binary alloy إذا كانت تتكون من ذرات نوعين من الفلزات متجانسين دون وجود شوائب، مثل: سبيكة النحاس والنيكل، أو سبيكة الحديد والكربون (الصلب)، أو النحاس والقصدير (سبيكة البرونز)، أو النحاس والزنك (البراس المعروفة بالنحاس الأصفر). وتسمى هذه النوعية من السبائك بسبائك الطور الواحد، وتتكون من حبيبات ذات تركيب متشابه. وفي هذه السبائك يذوب فلز في فلز آخر بنفس الطريقة، التي يذوب بها الملح في الماء. ويكون خلط النحاس والنيكل بكل النسب سبيكة طور واحد One phase. بينما تسمى بالسبيكة الثلاثية Ternary alloy عندما تتكون من ذرات ثلاثة أنواع من الفلزات مثل النحاس والحديد والنيكل.

وتسمى هذه السبائك أيضاً بالسبائك المتعددة الأطوار Multi-phases. وتتكون من عدة أنواع من الحبيبات ممتزجة بعضها ببعض. وفي هذه السبائك ترابط الذرات المختلفة معاً بطرق مختلفة لتكوين مركبات قوية ومستقرة. وتتشابه نسب الفلزات المكونة لنوع معين من الحبيبات داخل السبيكة المتعددة الأطوار، ولكنها تختلف عن نسب الفلزات المكونة للأنواع الأخرى من الحبيبات. فالفولاذ سبيكة متعددة الأطوار، تحتوي على بعض حبيبات الحديد، المحتوية على كميات قليلة من

الكربون، وحببيات أخرى من مركب كيميائي يسمى كريتيد الحديد، يتكون من ذرة كربون واحدة مقابل كل ثلاث ذرات حديد (1-14: 2006, Dossett and Boyer).

والعديد من القطع المعدنية الأثرية قد صنعت من سبائك ثنائية، أو ثلاثية الفلزات. والسبائك الأكثر شيوعاً في العصور القديمة هي سبائك البرونز (التي تتكون أساساً من النحاس والقصدير)، أو سبائك البرونز الرصاصية (التي تتكون من النحاس والقصدير والرصاص)، إضافة إلى سبائك البراس (التي تتكون من النحاس والزنك)، والسبيكة التي يحصل عليها من إضافة الفضة إلى الذهب والمعروفة بسبيكة الإلكتروم Electrum، أو إضافة الفضة إلى النحاس والمعروفة بسبيكة البيللون Billon alloy.

#### ب) محاليل المواد الصلبة في السوائل Solutions of solid materials in liquids

محاليل المواد الصلبة في السوائل من أكثر أنواع المحاليل شيوعاً واستعمالاً في مجال الترميم والصيانة. ومن أمثلتها إذابة القواعد والأحماض الصلبة أو الراتنجات في الماء أو المذيبات الأخرى واستخدامها لأغراض الترميم المختلفة، مثل: التنظيف، واللصق والتقوية، والاستكمال، والعزل. وأهم خاصية يعرف بها محلول المادة الصلبة في الماء هي تركيزه عند درجة حرارة معينة.

ويعتمد ذوبان المواد الصلبة في السوائل على طبيعة كل من المذاب والمذيب، وتركيبهما الكيميائي وعلى درجة الحرارة. والأخيرة يمكن ملاحظتها في أثناء الذوبان، فهناك بعض المواد ينتج عن ذوبانها في مذيب معين ارتفاع في درجة حرارة المحلول، أي أن عملية الذوبان يصاحبها انبعاث أو إشعاع للحرارة، وتسمى عملية الذوبان في هذه الحالة عملية طاردة للحرارة Exothermic، ومن أمثلته ذوبان حمض الستريك أو ملح روثيل في الماء. بينما يصاحب ذوبان بعض المواد الأخرى امتصاص للحرارة، مثل ذوبان نترات الصوديوم في الماء،

وتسمى عملية الذوبان في هذه الحالة عملية ماصة للحرارة Endothermic. ومعظم المواد تمتص الحرارة عند ذوبانها، وهناك نوع ثالث من المواد لا يصاحب ذوبانها في مذيب معين انبعاث أو امتصاص للحرارة مثل ذوبان ملح كلوريد الصوديوم في الماء.

## ج ( محاليل السوائل في السوائل Solutions of liquids in liquids

تنشأ محاليل السوائل في السوائل من مزج سائلين أو أكثر مع بعض (العويس وآخرون، ٢٠٠٠م: ٣٧٤). ويستخدم هذا النوع من المحاليل في الترميم والصيانة بكثرة. وتقسم السوائل حسب درجة ذوبانها، أو امتزاجها مع بعضها البعض إلى ثلاثة أقسام:

- **السوائل تامة الامتزاج** التي تذوب في بعضها البعض بأية نسبة مكونة طبقة واحدة، وقد تكون هذه السوائل ذات تركيب كيميائي متشابه، مثل الماء والكحول.
- **السوائل محدودة الامتزاج**، وفيها يقبل السائلان الاختلاط أو المزج بنسبة معينة عند ثبوت درجة الحرارة في طبقة واحدة متجانسة، بعدها يبدأ السائلان في الانفصال إلى طبقتين تحتوي كل منهما على المكونين معاً في نسبتين مختلفتين ولكنهما ثابتتان بثبوت درجة الحرارة. ومع ارتفاع درجة الحرارة يبدأ ذوبان كل منهما في الآخر لتكوين طبقة واحدة، مثل الأثير والماء.
- **السوائل عديمة الامتزاج** حيث يكونان طبقتين منفصلتين مثل الزيت والماء، و النيترو بنزين والماء، أو البنزين والماء.

## ١،١١ الأملاح Salts

تتكون الأملاح نتيجة تفاعل القاعدة مع الحمض، حيث يتكون الملح من الأيون الموجب للقاعدة ومن الأيون السالب للحمض. أو تفاعل الفلز واللافلز أو أكسيد الفلز وأكسيد اللافلز، ويسمى هذا التفاعل باسم تفاعل التعادل. والملح قد يكون ملحاً عضوياً يحتوي على الكربون أو غير عضوي. وعند إذابة الأملاح أو صهرها تنتج أيونات سالبة وموجبة وبالتالي تعدّ محاليلها أو مصهوراتها مواد جيدة التوصيل للتيار الكهربائي؛ أي أنها إلكتروليات (أي محاليل موصلة) ممتازة (العلي، ٢٠٠٧م: ٦٥٩).

والأملاح لها علاقة بالمواد الأثرية المختلفة، فتعدّ من أهم أسباب تلف العديد من المواد الأثرية سواء بصورة مباشرة أو غير مباشرة، وينتج عنها تلف يتراوح بين الأشد خطورة إلى الأقل خطورة. فقد تتبلور على أسطح الآثار المختلفة، أو تحتها، أو داخل مسامها أو تتفاعل معها مؤدية إلى تلفها وتشويه مظهرها، والأمر يتطلب إزالتها والتخلص منها عند علاج هذه الآثار. فقد



تكون الأملاح ذائبة في التربة، التي عادة ما تكون الأتار مدفونة فيها، في صورة محاليل، وقد تنتقل ذائبة في المياه الأرضية إلى أحجار ومواد البناء في المباني الأثرية مسببة لها العديد من المشكلات. وكذلك تكون في البحر ذائبة في مياهه، كما قد تتكون الأملاح على أسطح المواد الأثرية نتيجة تفاعلات العناصر المعدنية الفلزية فيها مع اللافلزات في البيئة المحيطة مثل أملاح الصدأ التي تتكون على أسطح الأتار المعدنية، والأملاح المتكونة على القطع الأثرية المختلفة، مثل: الزجاجية، والفخارية وغيرها.

وهذه الأملاح التي تشكل خطورة على المواد الأثرية المختلفة، منها ما كان موجوداً منها في مادة الأثر نفسه، ومنها ما ينتج من التحلل الكيميائي لمادة الأثر. وهذه الأملاح تصنف على أنها أملاح غير قابلة للذوبان بالماء، ومنها القابل للذوبان به (بوثنو، ٢٠٠٢م: ١٣٥).

#### الأملاح القابلة للذوبان Soluble salts

ومن هذه الأملاح الكربونات المتكلسة أو كربونات الكالسيوم ( $\text{CaCO}_3$ )، وهي بطيئة الذوبان في الماء غير أنها يمكن أن تذوب وتتحول إلى بيكربونات كالسيوم ( $\text{CaHCO}_3$ ) بسرعة في وجود غاز ثاني أكسيد الكربون ( $\text{CO}_2$ ) والرطوبة (علي، ٢٠٠٣م: ٨٤). وأملاح كبريتات الكالسيوم قد تكون ناتجة عن قرب الأراضي الزراعية من المناطق الأثرية حيث توجد الأتار أو حيث تكتشف، أو قد يكون مصدرها التلوث الجوي بأكاسيد الكبريت أو كبريتيد الهيدروجين. حيث يتأكسد أول وثاني أكسيد الكبريت بسهولة إلى ثالث أكسيد الكبريت ( $\text{SO}_3$ )، وفي وجود الرطوبة ينتج حمض الكبريتيك ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) الذي يهاجم كربونات الكالسيوم في المباني الحجرية والصور الجدارية ويجوؤها إلى كبريتات كالسيوم ( $\text{CaSO}_4$ ) التي تظهر في صورة طبقة متصلبة.

وكذلك من الأملاح القابلة للذوبان في الماء، أملاح الكلوريدات Chlorides التي قد تكون مصدرها مياه البحار التي تحتوي على كل من كلوريد الصوديوم وكلوريد الكالسيوم، وقد يكون مصدرها التربة الملحية Saline soil التي شيدت عليها الأبنية الأثرية حيث تحتوي على نسبة من الأملاح في تركيبها. وتكمن خطورة أملاح الكوريدات في قابليتها للذوبان، فهي أملاح متميعة لها القدرة على امتصاص الرطوبة من الجو وجذبها إلى الحوائط وما يعقب ذلك من عملية جفاف

وتبلور للأملاح (علي، ٢٠٠٣م: ٨٥). ويعدّ ملح كلوريد الصوديوم (ملح الطعام) من أكثر أنواع الكلوريدات قابلية للذوبان في الماء.

ومن الأملاح الأخرى القابلة للذوبان في الماء، أملاح النيتريت والنترات Nitrites and Nitrates، وهي أملاح حمض النيتروز ( $\text{HNO}_2$ )، وحمض النيتريك ( $\text{HNO}_3$ ) ومعظم هذه الأملاح، التي قد تنتج من المياه الحاملة للأملاح النترات أو من التفاعلات الميكروبيولوجية التي تؤدي إلى تحلل مركبات النيتروجين العضوية إلى الأمونيا ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ) التي تتأكسد إلى حمض النيتروز ثم حمض النيتريك. وقد تنتج هذه الأملاح عن التلوث الجزئي بأكاسيد النيتروجين الناتجة من احتراق الهيدروكربونات المحتوية على النيتروجين، التي تستطيع أن تتكون حمض النيتريك (علي، ٢٠٠٣م: ٨٦). ومن أمثلة هذه النوعية من الأملاح: نترات الصوديوم، ونترات البوتاسيوم، ونترات الكالسيوم. وبالإضافة إلى النوعين السابقين من هذه الأملاح، هناك أملاح الفوسفات Phosphates الموجودة في الأماكن التي يكثُر فيها الرماد والمدافن.

#### الأملاح غير القابلة للذوبان Insoluble salts

وهذه النوعية يمكن أن تتغير بواسطة عوامل أخرى، منها الرقم الهيدروجيني. فالكربونات جميعها والأكاسيد والكبريتيدات أكثر ذوباناً عند رقم هيدروجيني pH منخفض أي في الوسط الحمضي، بينما تكون السيليكات أكثر ذوباناً عند رقم هيدروجيني عالٍ أي في الوسط القاعدي. وللكربونات قابلية ذوبان متزايدة بشكل خاص، عندما تكون تراكيز ثاني أكسيد الكربون وحامض الكربونيك عالية.

وعندما تتبلور الأملاح القابلة للذوبان في أثناء تبخر الماء، يزداد حجمها، فإذا حدث هذا داخل المادة الأثرية المسامية، فإن الضغط يمكن أن يمزق المادة. علاوة على ذلك، يمكن ترسيب الأملاح غير القابلة للذوبان فوق سطح المواد، مما يحجبها كلياً، ويتضح ذلك بشكل كلي على الفخار والأحجار. لكن يجب تذكر أن الأملاح القابلة للذوبان قد تتسبب في تكسر أي مادة منفذة للسوائل مثل العاج أو الحديد المتآكل أو غيرها. وهناك أملاح معينة تكون مسؤولة عن تلون المواد، مثل أملاح الحديد وأملاح النحاس، وهناك أملاح معينة عند إذابتها في الماء تتفاعل بشكل

مباشر مع المواد الأثرية، يقوم بدور مهم في عملية التلف. ولأن هذه الأملاح تحمل شحنات كهربية فإنها قد تسهل من التآكل الكهروكيميائي للمعادن، مما يسرع من عملية تلف المعادن (كرونيون وروبنسون، ٢٠٠٦م: ٣٥).

ومن الأملاح غير القابلة للذوبان الأخرى، السيليكات Silicates، وتعدّ السيليكات مكوناً في العديد من المواد الأثرية، مثل: الأحجار، ومواد البناء المختلفة كالطفلة والمونة، وتنتقل محاليل السيليكات، التي تذوب ببطء، متجهة إلى أسطح الأحجار، أو مواد البناء والصور الجدارية بواسطة الخاصية الشعرية مكونة بقعاً بيضاء غير متبلورة من ثاني أكسيد السيليكات المائي، المسمى بالأوبال (Opal  $(\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O})$ )، أو السيليكات المخلوطة مع مكونات أخرى، مثل: كربونات الكالسيوم (علي، ٢٠٠٣م: ٨٧).

ومع ما للأملاح من دور متلف للعديد من المواد الأثرية، وخاصة المواد المسامية منها، إلا أنه قد يساعد وجودها في بيئة دفن الآثار في حفظ المواد العضوية، حيث إن نمو الكائنات الحية الدقيقة يتوقف نتيجة ارتفاع تركيز الملح، ومن ثم فإننا لا نجد كائنات حية دقيقة في المواد الأثرية العضوية التي يعثر عليها في التربة الجافة الملحية. وأيونات الأملاح من المواد التي تسبب تسمماً للكائنات الحية وتحفظ المواد العضوية في الوقت نفسه. كما أن تشرب المواد العضوية بهذه الأملاح يمنعها من التصدع. ومن الأمثلة الواضحة لهذه الظاهرة، تآكل العظم في كهوف الحجر الجيري (كرونيون وروبنسون، ٢٠٠٦م: ٤١).

## ١,١٢ المركبات العضوية

### Organic Compounds

يمكن تعريف المركبات العضوية على أنها التي تحتوي على روابط (كربون-هيدروجين)، والمركبات غير العضوية هي المركبات التي لا تحتوي على مثل هذه الروابط. وعلى هذا فإن حمض الكربونيك ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) عضوي وكذلك حمض الفورميك ( $\text{HCOOH}$ ).

وبالتالي فإن المركبات العضوية هي جميع المركبات التي تحتوي جزئياً على عنصر الكربون بصفة أساسية، وقد تحتوي على أنواع أخرى من العناصر، مثل: الأكسجين، والهيدروجين، والنيتروجين

..إلخ. ويستثنى من ذلك الكربونات، وثاني أكسيد الكربون. ويعتمد التصنيف الكيميائي للمركبات العضوية على المجموعة الوظيفية: وهي عبارة عن ذرة أو مجموعة من الذرات ترتبط بذرة الكربون في المركبات العضوية فتكسيبها صفات كيميائية وفيزيائية متماثلة تميزها عن غيرها من المركبات.

وعدد المركبات العضوية المعروفة حتى الآن يزيد على ثلاثة ملايين مركب، وهذا العدد يفوق بمرات كثيرة عدد المركبات غير العضوية. ويرجع هذا الكم الهائل من المركبات العضوية إلى قدرة عنصر الكربون على عمل روابط مع نفسه ومع غيره من العناصر، كالهيدروجين، والأكسجين، والنيوتروجين، والهالوجينات، والفسفور، والكبريت وغيرها. وقد قسمت هذه المركبات إلى عدد من المجموعات التي لها تشابه كبير في الخواص الفيزيائية والكيميائية. وبني هذا التقسيم على مفهوم المجموعات الوظيفية Functional groups. والمجموعة الوظيفية هي الجزء الفاعل في المركب العضوي، الذي تجري عليه معظم التفاعلات الكيميائية ويحدد كثيراً من الخواص الفيزيائية للمركب. فالمجموعة الوظيفية التي تشير مثلاً إلى أن الكحولات، هي مجموعة الهيدروكسيل (OH) مرتبطة برابطة تساهمية مفردة مع ذرة كربون، والمجموعة الفعالة للأحماض الكربوكسيلية هي COOH، وللألدهيدات هي مجموعة CHO (العلي، ٢٠٠٧م: ٣٠٢).

### أولاً: مجموعة الهيدروكربونات Hydrocarbons

هي المركبات العضوية التي تحتوي على عنصري الكربون والهيدروجين، وتنقسم إلى الهيدروكربونات الأليفاتية، والهيدروكربونات الأروماتية.

أ) الهيدروكربونات الأليفاتية Aliphatic Hydrocarbons: وتنقسم بدورها إلى:

#### ١ - الهيدروكربونات المشبعة Saturated hydrocarbons

وتحتوي على روابط تساهمية مفردة وتشمل الألكانات Alkanes، والألكانات الحلقية Cycloalkanes.

أما الألكانات Alkanes فهي مركبات هيدروكربونية مشبعة صيغتها الجزيئية  $(C_nH_{2n+2})$ ، حيث n عدد صحيح موجب ( $n = 1, 2, 3, 4, \dots$ ) أي أن عدد ذرات الهيدروجين في الألكانات يزيد بمقدار ٢ على ضعف عدد ذرات الكربون. وأبسط الألكانات المعروفة هو الميثان ( $CH_4$ ) الذي

ترتبط ذرة الكربون فيه بأربع ذرات هيدروجين بروابط تساهمية، ومن الأمثلة الأخرى للالكانات الإيثان ( $C_2H_6$ ) والبروبان ( $C_3H_8$ ) (مبارك، ١٩٩٨م: ٤٣١-٤٣٢). ومجموعة الألكيل ( $R-$ ) Alkyl group عبارة عن ألكان أزيلت منه ذرة هيدروجين. فعند إزالة ذرة هيدروجين من الميثان نحصل على مجموعة ميثيل ( $CH_3$ )، وعند إزالة ذرة هيدروجين من الإيثان نحصل على مجموعة إثيل ( $CH_3CH_2$ ).

وفي الألكانات الحلقية Cycloalkanes تتصل ذرات الكربون في هذا النوع ببعضها على شكل حلقات ثلاثية، أو رباعية، أو خماسية، أو سداسية في أغلب الأحيان، والصيغة العامة للالكانات الحلقية هي ( $C_nH_{2n}$ ). والالكانات مركبات غير قطبية Nonpolar تتميز بانخفاض درجات غليانها مقارنة بالمواد العضوية الأخرى. فالالكانات من  $C_1$  إلى  $C_4$  غازات عند درجة الحرارة العادية. أما الألكانات من  $C_5$  إلى  $C_{17}$  فتكون سائلة، بينما نجد أن الألكانات التي يزيد عدد ذرات الكربون فيها عن  $C_{18}$  تكون في الحالة الصلبة. والالكانات لا تذوب في الماء، ولكنها تذوب في المذيبات العضوية غير القطبية كالأثير ورابع كلوريد الكربون، حسب القاعدة العامة في الذائبية التي تنص على أن "المثل يذيب المثل". والالكانات أقل كثافة من الماء، إذ تطفو الألكانات السائلة على سطح الماء عند محاولة مزجها. وتعدّ الألكانات مواد خاملة كيميائياً، ولذلك يطلق عليها أحيانا لفظ البارافينات للدلالة على حمولها الكيميائي (مبارك، ١٩٩٨م: ٤٣٥).

٢- الهيدروكربونات غير المشبعة Hydrocarbons وتحتوي على روابط ثنائية غير مشبعة ( $C=C$ ) وتشمل الألكينات Alkenes، والألكاينات Alkynes.

والألكينات Alkenes تسمى أحيانا بالأوليفينات Olefins، وتحتوي على رابطة ثنائية واحدة أو أكثر وصيغتها العامة هي ( $C_nH_{2n}$ ) (العلي، ٢٠٠٧م: ٢٢). وأبسط عضو في عائلة الألكينات هو الإيثيلين ( $C_2H_4$ ). ولا تختلف الألكينات كثيراً عن الألكانات في خواصها الفيزيائية، فهي تشبه الألكانات القريبة منها في الوزن الجزيء في درجات غليانها وذائبيتها، فهي كالألكانات لا تذوب في الماء، بل تذوب في المذيبات غير القطبية كالبنزين والإثير ورابع كلوريد الكربون. وهناك اختلاف بين الألكانات والألكينات، وهو أن الألكينات تذوب في حمض الكبريتيك المركز بينما لا تذوب فيه الألكانات (مبارك، ١٩٩٨م: ٤٣٩).

**والألكاينات Alkynes** من نوعية الهيدروكربونات غير المشبعة تحتوي على رابطة ثلاثية واحدة أو أكثر بين ذرتي كربون، صيغتها الكيميائية العامة هي  $(C_nH_{2n-2})$  (العلي، ٢٠٠٧م: ٢٣). وتحتوي على رابطة كربون-كربون ثلاثية، وأبسط الألكينات المعروفة هو غاز الأسيتلين  $(C_2H_2)$  وتشبه الألكاينات، كل من الألكانات والألكينات في خواصها الفيزيائية، فهي أيضا مركبات غير قطبية لا تذوب في الماء، ولكنها تذوب في الإيثر والبنزين ورابع كلوريد الكربون. كما أن درجات غليانها مقاربة لمثيلاتها من الألكانات والألكينات (مبارك، ١٩٩٨م: ٤٤٤-٤٤٥).

**ب) الهيدروكربونات الأروماتية Aromatic Hydrocarbons** وتشمل البنزين  $(C_6H_6)$  ومشتقاته، والهيدروكربونات المتعددة الحلقة كالنفثالين  $(C_{10}H_8)$  وغيرها. والهيدروكربونات العطرية، لا تختلف عن الهيدروكربونات الأليفاتية في كونها مركبات غير قطبية تذوب في المذيبات غير القطبية ولا تذوب في الماء (مبارك، ١٩٩٨م: ٤٤٧).

ثانياً: المركبات العضوية التي تحتوي على أكسجين

#### Organic Compounds containg Oxygen

وتشمل الكحولات Alcohols والفينولات Phenols والإيثرات Ethers. وتحتوي الكحولات والفينولات على مجموعة هيدروكسيل  $(-OH)$  (بمجموعة وظيفية). وتتصل هذه المجموعة، بذرة كربون مشبعة في الكحولات وبحلقة بنزين في الفينولات. أي أن الصيغة العامة هي  $(R-OH)$  للكحولات حيث  $(R)$  ذرة كربون أو ذرة هيدروجين، والصيغة  $(Ar-OH)$  للفينولات حيث  $(-Ar)$  مجموعة أريل \* Aryl، وهي عبارة عن حلقة بنزين أو أحد مشتقات البنزين (مبارك، ١٩٩٨م: ٤٥١).

وتتميز الكحولات والفينولات بارتفاع درجات غليانها مقارنة بالمواد الأخرى التي تقابلها في الوزن الجزيئي. وتستطيع الكحولات والفينولات، وبدرجة أقل الإيثرات عمل روابط هيدروجينية مع الماء، مما يفسر ذائبيتها العالية فيه، فالكحولات الصغيرة مثل الكحول الإيثيلي والمثيلي تمتزج مع الماء

\* يعرف الأريل (بالإنجليزية Aryl) في سياق الجزيئات العضوية بأنها مجموعة وظيفية مشتقة من حلقة عطرية بسيطة مثل البنزين، أو التولوين، أو ميثيل بنزين.

بشكل تام وبأية نسبة. وتقل الذائبية كلما زاد الوزن الجزيئي؛ أي كلما زاد عدد ذرات الكربون في المركب، مع بقاء عدد مجموعات الهيدروكسيل ثابتاً.

وتحتوي بعض الكحوليات على أكثر من مجموعة هيدروكسيل، وينتهي اسم الكحول، الذي يحتوي على مجموعتي هيدروكسيل، بالمقطع دايول Diol، بينما ينتهي الاسم بالمقطع تريول Triol في الكحوليات التي تحتوي على ثلاث مجموعات هيدروكسيل. وغالباً ما تستعمل الأسماء الشائعة في حالة الكحوليات التي تحتوي على أكثر من مجموعة هيدروكسيل (مبارك، ١٩٩٨م: ٤٥٢). ومن أبسط الكحوليات المعروفة، الكحول المثيلي أو الميثانول (CH<sub>3</sub>OH)، والكحول الإيثيلي أو الإيثانول (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH) (العلي، ٢٠٠٧م: ١٩). ويعرف الأول منهما (الكحول المثيلي) ويعرف أحياناً بكحول الخشب Wood alcohol، إذا يحصل عليه كأحد نواتج التقطير الإتلافي للخشب. والميثانول سائل سام جداً يغلي عند ٦٤,٥°م ويؤدي شرب كمية قليلة منه إلى العمى، وقد يؤدي إلى الموت ولا ينصح باستخدامه في مجال الترميم. أما الكحول الإيثيلي فيتم الحصول عليه من التخمر الكحولي للسكريات والنشويات.

أما الإثيرات **Ethers**، فهي مركبات عضوية ترتبط ذرة الأكسجين فيها بمجموعتي ألكيل ومجموعة أريل فالصيغة الكيميائية العامة لها هي (R-O-R)، حيث O ذرة أكسجين و (R) ترمز إلى مجموعتين عضويتين مختلفتين (العلي، ٢٠٠٧م: ٢٦٥). وتسمى الإثيرات البسيطة التركيب بتسمية المجموعتين العضويتين متبوعة بكلمة إثير، كما أن لبعضها أسماء شائعة (مبارك، ١٩٩٨م: ٤٥٣). ومن الإثيرات المهمة، ثنائي إيثيل إثير (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>)<sub>2</sub>O الذي يعرف عادة بالإثير، وهو مادة متطايرة، يغلي عند ٣٦°م. ويستخدم كمذيب لكثير من المركبات العضوية (مبارك، ١٩٩٨م: ٤٥٥). ويستخدم الكحول الإيثيلي وكذلك المثيلي، مضافة إلى الماء أو بدونه، في تنظيف العديد من المواد الأثرية، مثل: الأخشاب، والمنسوجات، والمخطوطات، وكذلك كمذيبات عضوية لمواد التقوية واللصق.

## ثالثاً: الأحماض الكربوكسيلية والإسترات

## Carboxylic Acids and Esters

## ١- الأحماض الكربوكسيلية Carboxylic acids

هي مركبات عضوية تحتوي على مجموعة كربوكسيل (-COOH) كمجموعة وظيفية. وتتكون هذه المجموعة من مجموعتي الكربونيل (C=O) والهيدروكسيل (-OH)، وترتبط بمجموعة الكربوكسيل بمجموعة ألكيل في الأحماض الأليفاتية، بينما ترتبط بحلقة بنزين أو بمجموعة أروماتية في الأحماض الأروماتية. والأسماء الشائعة للأحماض الكربوكسيلية مشتقة من أصول لاتينية؛ فحمض الفورميك (حمض النمليك HCOOH)، هو أبسط الأحماض الكربوكسيلية المعروفة (HCOOH)، مأخوذ من الكلمة اللاتينية Formica التي تعني النمل، إذ من المعروف أن هذا الحمض يفرز في أثناء لسعة النملة. وحمض الخليك أو الأستيتك (CH<sub>3</sub>COOH)، مأخوذ من الكلمة اللاتينية Acetum، التي تعني الخل، إذا إن حمض الأستيتك هو الذي يسبب الطعم اللاذع للخل. وكلا الحمضين يستخدمان في تنظيف الآثار المعدنية (مبارك، ١٩٩٨: ٤٦٦).

والأحماض الكربوكسيلية مركبات ذات قطبية عالية، ودرجة غليانها أعلى من درجات غليان معظم المركبات العضوية المقاربة لها في الوزن الجزيئي، ولهذه الأحماض قدرة على إنشاء روابط هيدروجينية فيما بينها كما أن لها القدرة على ما يسمى بظاهرة التجمع الجزيئي عن طريق الروابط الهيدروجينية، وهذا ما يفسر ارتفاع درجات غليانها، حتى بالنسبة للحلول التي لها القدرة أيضاً على عمل روابط هيدروجينية. فدرجة غليان حمض الفورميك ١٠٠°م، بينما درجة غليان الكحول الإيثيلي (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH) ٧٨°م.

كما تستطيع الأحماض الكربوكسيلية عمل روابط هيدروجينية مع الماء، وهذا يفسر ذوبانيتها العالية في هذا المذيب القطبي، إذ تمتاز الأحماض الكربوكسيلية البسيطة، كحمض الفورميك وحمض الخليك، في الماء امتزاجاً تاماً وبكل النسب. وتعدّ الأحماض الكربوكسيلية أحماضاً ضعيفة، تتأين جزئياً في المحاليل المائية لإعطاء أيون الهيدرونيوم (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>)، وأيون الكربوكسيل (RCOO<sup>-</sup>) (مبارك، ١٩٩٨: ٤٦٨).



## ٢- الإسترات (RCO-OR) Esters

وهي من المشتقات المهمة للأحماض الكربوكسيلية، وتتكون بشكل عام من تفاعل الأحماض الكربوكسيلية مع الكحولات، في وجود أيون الهيدروجين ( $H^+$ ) كعامل محفز Catalyst وينتج عن هذا التفاعل الماء أيضاً (العلي، ٢٠٠٧م: ٢٦٠). وهي مركبات قطبية لها درجات غليان أعلى من درجات غليان الهيدروكربونات المماثلة لها في الوزن الجزيئي، وأقل من درجات غليان الكحولات والأحماض الكربوكسيلية، وذلك لعدم قدرتها على عمل روابط هيدروجينية فيما بينها. وتذوب الإسترات البسيطة في الماء بسبب قدرتها على عمل روابط هيدروجينية مع الماء، وتقل الذوبانية كلما زاد عدد ذرات الكربون في الإستر (مبارك ١٩٩٨م: ٤٧٢)..

رابعاً: المركبات العضوية التي تحتوي على نيتروجين

## Organic Materials Containing Nitrogen

## ١- الأمينات Amines

الأمينات مركبات عضوية تحتوي على مجموعة أمين ( $NH_2$ -) (العلي ٢٠٠٧م: ٣٠)، أي أنها من مشتقات الأمونيا ( $NH_3$ ) باستبدال واحدة أو أكثر من ذرات الهيدروجين بمجموعات ألكيلية أو أربيلية (أروماتية). وتمثل الأمينات القواعد العضوية، ويرجع ذلك لوجود زوج من الإلكترونات الحرة (غير الرابطة)، على ذرة النيتروجين. وتقسم الأمينات إلى:

- أمينات أولية Primary Amines إذ ترتبط ذرة النيتروجين بذرة كربون واحدة.
- أمينات ثنائية أو ثانوية Secondary Amines إذا ارتبطت ذرة الكربون بذرتي كربون.
- أمينات ثلاثية Tertiary Amines إذا ارتبطت ذرة النيتروجين بثلاث ذرات كربون (مبارك، ١٩٩٨م: ٤٧٤).

- أمينات رباعية Quaternary amines إذا ارتبط النيتروجين بأربعة ذرات كربون.

والأمينات الأولية والثانوية لها القدرة على تكوين روابط هيدروجينية فيما بينها، مما يجعل درجات غليانها أعلى من درجات غليان الهيدروكربونات المماثلة أو المقاربة لها في الوزن الجزيئي. أما

الأمينات الثلاثية فلا تستطيع عمل روابط هيدروجينية، ودرجات غليانها، نتيجة لذلك أقل من درجات غليان الأمينات الأولية أو الثانوية المقاربة لها في الوزن الجزيئي.

وجميع الأمينات لديها القدرة على تكوين روابط هيدروجينية مع الماء، وهذا يفسر ذوبانية الأمينات البسيطة، أو التي تحتوي على عدد قليل من ذرات الكربون في الماء. والأمينات قواعد عضوية ضعيفة، تتفاعل مع الماء لإعطاء أيونات الهيدروكسيل ( $\text{OH}^-$ )، وهذا يفسر الطبيعة القلوية لمحاليل الأمينات (مبارك، ١٩٩٨م: ٤٧٦).

## ٢- الأميدات Amides

وتتكون من تفاعل الحمض الكربوكسيل أو كلوريد الحمض مع الأمونيا، أو الأمينات الأولية والثانوية.

## ١٣، ١ المركبات البوليميرية

### Polymeric Compounds

كلمة بوليمر Polymer لاتينية الأصل، وهي مركبة من مقطعين هما: بولي Poly وتعني متعدد، و"مر" Mer وتعني الوحدة؛ لذلك فإن كلمة بوليمر Polymer تعني متعدد الأجزاء أو الوحدات، ولقد شاع استخدام هذه المصطلح بديلاً عن معناه الحرفي تسهياً في تداوله. والمركبات البوليميرية هي مركبات تكونت نتيجة ارتباط جزيئات صغيرة ببعضها كيميائياً، وتسمى هذه الجزيئات الصغيرة بالمونومير Monomer، والوحدة البنائية الصغير للبوليمر والمسماة بالمونومير يمكن أن تمثل بحلقة واحدة في سلسلة طويلة تمثل البوليمر (واصل، ٢٠٠٥م: ١٥؛ 3-82 Horie, 1990).

ويمكن أن يتكون البوليمر بطريقتين هما بلمرة الإضافة Addition وبلمرة التكثيف Condensation.

**بلمرة الإضافة** وتتم من خلال اتحاد مونومورات متشابهة مع بعضها البعض لتكوين سلسلة كربونية طويلة، ومن أمثلته: البولي إيثيلين Polyethylene، والبولي برويلين Polypropylene، وبولي فينيل الكلوريد Poly Vinyl chloride.

أما بلمرة التكثيف فتتكون من خلال اتحاد مونومرات مختلفة ذات أطوال مختلفة، ومن أمثلتها عديد الإستر Polyester وعديد الأמיד مثل النايلون Nylon والبولي يوريثان Polyurethane (العلي، ٢٠٠٧م: ٥٩٤).

والبلمرة المشتركة هي حالات البلمرة التي تتضمن وجود واشتراك أكثر من نوع واحد من المونومير في عملية البلمرة، ونتيجة البلمرة تدخل في سلسلة البوليمر أكثر من نوع واحد من الوحدات التركيبية Structural Unit. ولهذا يسمى البوليمر الذي يتكون من نوع واحد من الوحدات التركيبية بالبوليمر المتجانس Homopolymer (واصل، ٢٠٠٥م: ٢٤١).

ويمكن الحصول على مركبات البوليمرات من مصدرين أساسيين هما:

أ) البوليمرات الطبيعية Natural polymers، وهي مركبات مصدرها:

نباتي، مثل: الخشب، والقطن، والمطاط الطبيعي، والأصماغ النباتية والنشا، والسليلوز.

حيواني، مثل: الصوف، والجلود، والبروتين، والشعر، والوبر، والحرير الطبيعي.

وجميعها مركبات بوليمرية طبيعية يمكن الحصول عليها من مصادر نباتية أو حيوانية، ومن البوليمرات الطبيعية الأخرى،.

ب) البوليمرات الصناعية Synthetic polymers، وهي مركبات بوليمرية يمكن تخليقها صناعياً، مثل: المواد البلاستيكية Plastics، والمطاط الصناعي Synthetic Rubber، والجلود الصناعية Synthetic leathers، وأقمشة النايلون Nylons، والبولي إستر Polyesters، وبعض الأصباغ Dyes، والطلاءات الواقية (الورنيشات) Protective Coatings وغيرها، (واصل، ٢٠٠٥م: ١٨؛ Horie, 1990: 3-82).

وتسمى البوليمرات بأسماء المونوميرات المكونة لها، ويهمل ذكر الجاميع الطرفية في الجزئية البوليمرية. وتتلخص طريقة التسمية بكتابة كلمة عديد Poly قبل الاسم العلمي للمونومير مع ملاحظة وضع اسم المونومير بين قوسين إذا كان اسماً مركباً أو معقداً: مثل عديد ستيرين Poly styrene، وعديد (ألفا ميثيل ستايرين) Poly (alpha-methylstyrene)، وعديد (فينيل الكحول)، Poly (vinyl alcohol) (واصل، ٢٠٠٥م: ١٨). أما تسمية الكوبوليمرات المشتركة Co-polymer التي تتكون من بلمرة مونومرين أو أكثر بذكر اسم المونومرات بعد كلمة بولي وبينهما المقطع كو (Co)، فمثلاً:

- يسمى الكوبوليمر المتكون من الستيرين والبيوتاديين كما يلي: عديد ستيرين-مشارك-بيوتاديين Polystyrene-co-butadiene.
  - يسمى الكوبوليمر المتكون من ميثيل أكريلات والستيرين كما يلي: (مثيل ميثاكريلات) عديد مشترك (ستيرين-بيوتادين) Poly (methyl methacrylate)-co-styrene (واصل، ٢٠٠٥م: ٢٣).
  - تسمى بعض البوليمرات بأسماء عامة وتجارية للسهولة، فمثلاً يطلق على عديد أميدات بالـ "نايلون".
  - يشار عادة إلى عدد ذرات الكربون في الحامض والأمين المكونة لعدد أميدات بأرقام تلي كلمة النايلون، فمثلاً النايلون-٦ يعني بأن البوليمر متكون من الكابرو لاكتام والنايلون-٦٦ متكون من حامض الأديبيك Adipic acid  $\text{HOOC}-(\text{CH}_2)_4-\text{COOH}$  وهي كساميثيلين داي أمين Hexamethylenediamine  $\text{H}_2\text{N}-(\text{CH}_2)_6-\text{NH}_2$ ، ويطلق على عديد (كلوريد الفينيل) الاسم (PVC) وعلى عديد (رباعي - فلوروايثيلين) التفلون Teflon (واصل، ٢٠٠٥م: ٢٦).
- وهناك ثلاثة عوامل مهمة تتوقف عليها صفات البوليمرات وهي:

- **الوزن الجزيئي للبوليمر Molecular weight**، حيث تمتاز المواد البوليمرية بالمتانة وقوة التحمل والتماسك والمقاومة والدوام، فالجزيئات البوليمرية طويلة السلاسل، وكبيرة الحجم، وبعضها متفرعة Branched أو متشابكة Crosslinked، وهذا يزيد من صلابتها ومقاومتها، ويمنحها القدرة على التمدد، وملء الفراغ في اتجاه الإحداثيات الثلاث، كما أن المركبات البوليمرية مقاومة للذوبان في المذيبات بسبب أوزانها الجزيئية العالية.
- **طبيعة السلسلة الجزيئية البوليمرية Nature of the polymeric molecular weight chain** ويقصد بها تركيب الوحدات المتكررة وهندستها ونوعية المجاميع العضوية والأواصر الكيميائية التي تتضمنها الوحدة المتكررة. كل ذلك يؤثر في الصفات الفيزيائية والكيميائية للمركب بشكل عام. فعلى سبيل المثال نقول إن البوليمرات التي تحتوي على مركبات حلقيية في وحداتها المتكررة تكون عادة ذات درجات انصهار عالية، أو إن البوليمرات التي تحتوي على الرابطة الأثرية

(C-O-C) تمنح المادة قابلية المرونة Elasticity واللدونة Flexibility (واصل، ٢٠٠٥م: ٣٠  
 .(Horie,1990: 3-82).

• القوى الجزيئية Molecular Forces، وتصنف إلى نوعين:

أولهما القوى الضمنية أو الداخلة في الجزيئات Inermolecular forces

الثانية القوى المؤثرة بين الجزيئية Intermolecular forces، وهي تؤثر بين الجزيئات المتجمعة للمادة الواحدة أو للمواد المختلفة؛ أي أن الجزيئة الواحدة تتأثر بما يحيط بها من جزيئات أخرى وتؤثر هي بدورها عليها. وتمثل هذه القوى في قوى التجاذب الأيونية، أو الاستقطاب الناتج عن اختلاف الشحنة، حيث تنجذب الأقطاب المختلفة بين جزيئات المركب القطبي، وينتج عنه تماسك الجزيئات بعضها ببعض (واصل، ٢٠٠٥م: ٣١). ومنها أيضاً الرابطة الهيدروجينية، التي تتكون في المركبات وتحتوي جزيئاتها على مجموعات (OH)، أو (NH)، وتكون هذه المجموع قوية الاستقطاب، نتيجة السالبة الكهربائية لذرات الأكسجين والنيتروجين والفلور، حيث تستقطب ذرة الهيدروجين جزئياً، وتؤثر الروابط المستقطبة هذه على الجزيئة بكاملها بحيث تصبح الأخيرة مستقطبة. وعندما تختلط مادتان إحداهما قطبية والأخرى غير قطبية فإن الجزيئة القطبية تستطيع استقطاب الجزيئات غير القطبية الواقعة حولها (واصل، ٢٠٠٥م: ٣٢). وقد تتجاذب الجزيئات فيما بينها بفعل قوى "فان درفالس" Wan Der waals force، وهي قوى تجاذب تنشأ ليس فقط بين الجزيئات فحسب بل وبين الذرات والأيونات، وهي تختلف عن تلك القوى التي تنشأ بين الذرات لتكوين مركب كيميائي جديد، ولكنها قوى تجاذب داخل الجزيء نفسه (العلي، ٢٠٠٧م: ٧٧٠).

وتصنف البوليمرات غير العضوية إلى:

(أ) بوليمرات ترتبط بمجاميع عضوية-غير عضوية Organic-Inorganic polymers.

(ب) بوليمرات تشتمل على ارتباطات معدنية، وتسمى في بعض المصادر بـ Metal chelate polymers، ضمن السلسلة البوليميرية العضوية، بحيث تكون الرابطة، بين العنصر المعدني والجزء العضوي من الجزيئة، رابطة تناسقية (Co-ordination bond).

ج) بوليمرات غير عضوية تماماً (Pure inorganic polymers)، تكون سلاسلها الجزيئية البوليميرية عادة من السيليكون (Si)، أو النتروجين (N)، أو الفسفور والنتروجين معا (-P-N-).

ولقد صنفت البوليمرات على أساس صفاتها واستخداماتها التكنولوجية إلى الأصناف التالية (Horie,1990: 3-82):

- اللدائن Plastics: وهي مواد بوليميرية صلبة القوام عند درجات الحرارة العالية ولكنها تلين بالحرارة، ويمكن إعادة تشكيلها أثناء ذلك، وإذا زادت درجة الحرارة أكثر فإن المادة اللينة تسيل. وعند التبريد تمر المادة بجميع المراحل السابقة حيث تتصلب تدريجياً حتى تعود ثانية لتأخذ الحالة الصلبة. ولهذا السبب تسمى هذه البوليمرات أحياناً بالبوليميرات المتلدنة بالحرارة "الثرموپلاستيك" Thermoplastics. وبالتالي يمكن إعادة تشكيلها مرة ثانية بتعرضها للحرارة (العلي، ٢٠٠٧م؛ ٧٣٧؛ Horie,1990: 3-82). وهناك العديد من البوليمرات التجارية التي تقع ضمن هذا الصنف نذكر منها: البولي إيثيلين Polyethylene، والبولي ستيرين Polystyrene، والبولي كربونات Polycarbonates، والبولي (كلوريد الفينيل) Poly (vinylchloride)، البولي بروبيلين Polypropylene وغيرها. ويمكن تحويل البلاستيكات المطاوعة للحرارة إلى بوليمرات غير مطاوعة للحرارة بطرق كيميائية أو فيزيائية، مثل: إضافة بعض المركبات التي تعرف بمركبات شابكة Crosslinking agents إلى البلاستيكات ثم تسخينها معاً فتحدث تفاعلات التشابك بين سلاسل البوليمر مكونة بوليمر متشابكاً Crosslinked polymer. أما الطرق الفيزيائية فتتضمن تعريض البلاستيك إلى أشعة ذات طاقة عالية High Energy radiation تؤدي إلى حدوث تفاعلات التشابك بين سلاسل البوليمر (Horie,1990: 3-82).

- البوليمرات المتصلبة حرارياً Thermosettings: ويشمل البوليمرات التي تتصلب بفعل الحرارة والضغط أثناء تشكيلها. وتكون هذه البوليمرات معقدة التركيب ومتشابكة Crosslinked الجزيئات. وتمتاز بأنها صلبة القوام Hard، وعدمية الذوبان في المذيبات الشائعة وذات مقاومة

عالية تجاه الحرارة، وتكون غير موصلة للحرارة والكهرباء (واصل، ٢٠٠٥م: ٤٣-٤٤ Horie,1990: 3-82).

• **الألياف Fibers:** وتشمل هذه الألياف البوليمرات الصالحة لصناعة الخيوط المستخدمة في صناعة الأقمشة والمفروشات، وتكون هذه البوليميرات عادة من النوع ذي قوة التماسك العالية بين جزيئاتها. ويجب أن تتوفر في هذه البوليميرات مواصفات معينة، مثل: درجة انتقالها الزجاجي العالية "T<sub>g</sub>"\*، وكذلك قابلية جيدة للصبغة، ومنع تكوين الشحنات المستقرة Static Charges على الألياف (واصل، ٢٠٠٥م: ٤٤؛ Horie,1990: 3-82).

• **البوليميرات المرنة أو المطاطية Elastomers:** وتشمل البوليميرات المتمثلة بالمطاط بأنواعه وتمتاز بمواصفات خاصة كالاستطالة Extensibility بالضغط وقابليتها للتمدد والتقلص أو المرونة Resilience or Resiliency. وتعتمد قابلية البوليميرات لإظهار صفة المرونة على طبيعة تركيب الجزيئات البوليميرية ذات السلاسل الطويلة المرنة الموجودة في وضعيات ملتفة حول بعضها. وبصورة عامة تكون درجة حرارة الانتقال الزجاجية للبوليميرات المرنة أقل من درجة الحرارة التي تستخدم فيها، حيث تكون السلاسل البوليميرية حرة في الحركة الموضعية.

وهناك أصناف أخرى من البوليميرات يعتمد تصنيفها على استخدامها، ومن أهم هذه الأصناف البوليميرية الأصماغ واللواصق Adhesives، والمواد الطلائية أو الطلاءات Coatings، والأفلام أو الرقائق البلاستيكية Films وغيرها (واصل، ٢٠٠٥م: ٤٥؛ Horie,1990: 3-82).

وللبوليميرات خواص تطبيقية مهمة مثل: قوة الشد Tensile strength، والمرونة Elasticity، والقابلية للاستطالة Elongation، والشفافية Transparency، ومقاومة الظروف البيئية Environmental resistance، والثبات الحراري Heat stability، والديمومة Durability، وغيرها من

\* هي الدرجة التي تكون عندها البوليميرات صلبة، وتكون هشة تحتها، ويمكن أن يحدث لها تشوه لدن (plastic deformation) عندما تكون أعلى منها.

الخواص الفيزيائية والميكانيكية المهمة. وإن استخدام أي من المجالات العملية يستوجب دراسة خواص البوليمر التي لها علاقة بهذه الاستخدامات (واصل، ٢٠٠٥م: ٩١؛ Horie,1990: 3-82). وتستخدم البوليمرات في مجال الترميم والصيانة لأغراض متعددة في صورة مقويات، أو لواصل، أو أغطية واقية، أو كحوامل داعمة لأغراض التخزين، أو العرض. (لمزيد من التفصيل انظر Horie,1990: 3-82).