



وزارة التربية

دليل المعلم

في

الكيمياء

الصف الثاني عشر العلمي



المرحلة الثانوية

الطبعة الثانية



وزارة التربية

دليل المعلم في الكيمياء

الصف الثاني عشر العلمي

تأليف

د. فاطمة عبدالله العمران (مشرفاً)

د. نجاة إبراهيم الشطي أ. حسني حسين محمد بدوي

أ. جمال أحمد عفيفي أ. فاطمة حمود الجسار

الطبعة الثانية

1429هـ

2008 - 2009م

حقوق التأليف والطبع والنشر محفوظة لوزارة التربية - قطاع البحوث التربوية والمناهج
إدارة تطوير المناهج

الطبعة الأولى 2001 - 2002م
الطبعة الثانية 2008 - 2009م

أعضاء لجنة المواءمة

تمت المواءمة من مقرر (83) كيمياء طبقاً للقرار رقم وت/ وب 18088

أ. حسني حسين محمد بدوي د. شعبان عبد المحسن المرجاوي

أ. ليلي خلف الرشيد

أ. نعيمة نحيطر العنزي أ. تهاني ذعار المطيري



المحتوى

الصفحة	الموضوع	م
5	المقدمة	1
6	الهدف الشامل للتربية في دولة الكويت	2
9	الأهداف العامة لتدريس العلوم في المرحلة الثانوية	3
14	الأهداف العامة لتدريس الكيمياء في المرحلة الثانوية	4
17	محتوي منهج الكيمياء للصف الثاني عشر	5
18	توزيع منهج الكيمياء وموضوعاته للصف الثاني عشر على الحصص المقررة	6
19	الفصل الأول: تفاعلات الأكسدة والاختزال	7
39	الفصل الثاني: الكيمياء الكهربائية	8
77	الفصل الثالث: الفلزات ومركباتها	9
94	الفصل الرابع: مركبات الكربون العضوية	10
119	الفصل الخامس: المركبات العضوية والمجموعات الوظيفية (الفعالة)	11
153	الفصل السادس: الكيمياء الحيوية	12
174	الفصل السابع: الكيمياء التحليلية	13

المقدمة

الحمد لله رب العالمين والصلاة والسلام على أشرف المرسلين ، سيدنا محمد عليه الصلاة والسلام ، وبعد .

الزملاء الأفاضل

يسرنا أن نضع بين أيديكم هذا الكتاب ونحن نعلم يقيناً بأنكم الدعامة الأساسية واليد الأمانة التي ترعي شباب اليوم ورجال الغد وعلماء المستقبل ، ونؤكد لكم أيها الزملاء أن ما جاء في هذا الكتاب ليس ملزماً لكم لأننا نثق تماماً بقدرتكم ونقدر خبرتكم ومهارتكم ونتوقع منكم المزيد من الأفكار والمقترحات .

إن الغرض الأساسي من كتاب المعلم هو معاونة الزملاء المعلمين على حسن تنفيذ المقرر ، كما أنه يهدف أيضاً إلى إيجاد وحدة من الفكر بين الزملاء المعلمين في مختلف المدارس لتوحيد الطريق من أجل إيجاد قاسم مشترك بين الجميع .

وحرصاً منا على تحقيق الأهداف التي نرمي إليها من خلال تدريس هذا المقرر ، ولكي تكون هذه الأهداف واضحة ومحددة فقد رأينا أن نضع بين أيديكم صورة لهذا المقرر وأبعاده ، وما نتوقع تحقيقه من مفاهيم علمية ، وما يمكن تنميته من مهارات أو ما يكتسبه المتعلم من اتجاهات ، وذلك من خلال تناولنا في هذا الكتاب للفصول السبعة التي شملها كتابا الطالب بالترتيب نفسه الذي وردت فيهما . حيث حددنا في كل فصل الأهداف من مفاهيم ومهارات واتجاهات وعادات وقيم ، بالإضافة إلى بعض المعلومات الإضافية الإثرائية ، ونماذج دروس لبعض الموضوعات ، وإجابات للأسئلة التي وردت في كتاب الطالب مع أحدث صورة للجدول الدوري الحديث .

وقد زود هذا الكتاب ببعض الموضوعات التي تثري الجانب المعرفي للمعلم وتحفزه على الاطلاع على المستجدات العلمية منها والتربوية ، مستغلاً في ذلك مصادر المعلومات المختلفة وأهمها شبكة المعلومات (الإنترنت) .

وأملنا أن نكون قد قمنا بما يفيد ، ونرجو مرة أخرى ألا ينظر الزملاء المعلمون إلى كتاب المعلم هذا بمثابة قيد ينتزع منهم المبادرة ، بل على عكس ذلك فإننا نشعر بأن هذا الجهد بحاجة إلى فكر وخبرة الزملاء المعلمين ، حتى يصبح أكثر غنى وأعم فائدة .

والله الموفق

لجنة المواءمة

الهدف الشامل للتربية في دولة الكويت

"تهيئة الفرص المناسبة لمساعدة الأفراد على النمو الشامل المتكامل روحياً وخلقياً وفكرياً واجتماعياً وجسمانياً إلى أقصى ما تسمح به استعداداتهم وإمكاناتهم في ضوء طبيعة المجتمع الكويتي وفلسفته وآماله، وفي ضوء مبادئ الإسلام والتراث العربي والثقافة المعاصرة بما يكفل التوازن بين تحقيق الأفراد لذواتهم وإعدادهم للمشاركة البناءة في تقدم المجتمع الكويتي خاصة والمجتمع العربي والعالمي عامة".

طبيعة المرحلة الثانوية

الهدف العام للتربية في المرحلة الثانوية : " تزويد المتعلمين بالخبرات والمهارات الضرورية لإعداد صرح المجتمع الكويتي بوصفه مجتمعاً نامياً سريع التطوير والتغيير، وإعداد طلاب هذه المرحلة بحكم طبيعتها وموقعها في السلم التعليمي لمواصلة تعليمهم في الجامعات والمعاهد العليا، والوفاء بمتطلبات الحياة العملية " .

وتقابل المرحلة الثانوية مرحلة متميزة من مراحل نمو المتعلمين وهي مرحلة المراهقة، ولهذه الصفة وبحكم موقعها في السلم التعليمي تقع عليها تبعات أساسية وحيوية من حيث الوفاء بحاجات المتعلمين في مرحلة من أهم مراحل حياتهم من ناحية، وإعدادهم في الوقت نفسه للوفاء باحتياجات المجتمع من القوى البشرية من ناحية أخرى .

أهداف المرحلة الثانوية

1 بناء الشخصية القادرة على مواجهة المستقبل مع التأكيد على الهوية الثقافية الوطنية والعربية والإسلامية دون تعصب يرفض تطور الفكر العالمي .

2 إعداد المتعلم القادر على الابتكار والتجديد والتحليل بتزويده بالمهارات الفكرية والعقلية اللازمة لعملية التعلم الذاتي .

3 ترسيخ القيم الدينية والسلوكية في نفوس المتعلمين والكشف عن استعداداتهم وقدراتهم ومهاراتهم والعمل على تنميتها .

4 إعداد المتعلم لمواصلة تعليمه العالي والجامعي تحقيقاً للتنمية الشاملة .

5 الاهتمام برعاية المتعلمين الفائقين وإتاحة الفرصة للموهوبين منهم بصقل مواهبهم وتنمية قدراتهم .

6 إكساب المتعلمين المفاهيم العلمية الإنسانية في حياة هذا العصر لتسخيرها لخدمة المجتمع .

7 تنمية تقدير المسؤولية لدى المتعلم والعمل على أن يدرك ماله من حقوق وما عليه من واجبات .

8 تنمية المهارات والميول والقدرات الخاصة مع إكساب المتعلم حاسة التذوق الفني .

التعرف إلى حاجات المجتمع وإعداد جيل يسهم مساهمة فعالة في النهوض بالمجتمع وتطوره.

وفي سبيل تحقيق هذه الأهداف، ينبغي أن يعمل نظام التعليم الثانوي على توافر القدرات التالية لدى طلبته:

- القدرة العالية على التعبير شفاهة وكتابة، والتمتع بمهارة الاتصال بالآخرين.
- الإلمام الجيد بالأدب واللغة والعلوم الاجتماعية وبخاصة ما يساعده على تفهم العالم المحيط به ومعرفة كيف يتطور.
- إجادة الرياضيات والقدرة على استخدامها وتطبيقها في المتطلبات الحياتية المختلفة.
- الإلمام بالعلوم الطبيعية والتعرف إلى علاقة هذه العلوم بالبيئة المحيطة به.
- إجادة لغة أجنبية على الأقل بما يفتح الأبواب أمام المتعلم للتعرف إلى ثقافة أخرى.
- إجادة استخدام الحاسب الآلي وأساليب تكنولوجيا المعلومات.
- القدرة على تحديد وتحليل المشكلات والبحث عن حلول مبتكرة وخلاقة.

وبعامة فإنه ينبغي أن تعبر تلك الأهداف عن نواتج ومخرجات تعليمية يمكن قياسها مثل:

- القدرة على توظيف المعلومات في حياة المتعلم وفي حل مشكلاته وفي تطوير بيئته ومعالجة قضاياها.
- منهجية التفكير واتباع الأسلوب العلمي فيه.
- إتقان أساليب التعلم الذاتي والقدرة على الرجوع إلى مصادر المعرفة والاستفادة منها.
- القدرة على اتخاذ القرار المستند إلى المعلومات الموثقة ومراعاة الموضوعية فيه.
- القدرة على التعامل مع التكنولوجيا الحديثة من خلال استخدام المناسب منها، والوعي بصيانتها وتطويرها.
- القدرة على التحليل والتفسير والتنبؤ وإيجاد العلاقات والربط بينها.

الأهداف العامة لتدريس العلوم في المرحلة الثانوية

يهدف تدريس العلوم في المرحلة الثانوية إلى الوصول بالمتعلمين إلى درجة من النضج، تتصف بالرغبة في معرفة وتعليل كل ما يدور حولهم من أشياء حية وظواهر طبيعية ونظام كوني وابتكارات علمية وتكنولوجية متطورة بالإضافة إلى تفكيرهم بمستقبلهم الأكاديمي والمهني.

وليتعرف المتعلمون ما يدور من حولهم ويبحثوا عن تفسير وتعليل له، ويسعوا لحل المشكلات التي تواجههم، ويجدوا إجابات للسؤالات التي تدور في خلدهم، لا بد أن يتفاعلوا مع الأشياء الحية وغير الحية والأحداث والظواهر والمواقف بصورة مباشرة أو غير مباشرة.

وهنا يأتي دور التربية في توفير الظروف والإمكانات المناسبة للمتعلمين لبحثوا ويستقصوا بأنفسهم أو بمساعدة غيرهم، وهذه القضية أمر في غاية الأهمية للمتعلمين، لأن التربية تساعد على تنمية قدراتهم وعلى التفكير العلمي في القضايا التي تهمهم وتهم مجتمعهم المحلي والعالمي، ومن ثم يتخذون بشأنها القرار المناسب ويتحملون مسؤولية نتائجه.

ومجال العلوم من مجالات المعرفة التي تعزز مثل تلك القدرات، حيث تنعكس على سلوك الأفراد عندما يخرجون إلى الحياة العملية، سواء لممارسة العمل أو لمتابعة دراساتهم الجامعية، ويستحسن هنا أن تدرس العلوم في المدارس بهذه الروح، روح التدريب على الملاحظة والتنظيم والتفسير والتصميم والبحث والاستقصاء والإبداع، كل ذلك بما يتفق مع طبيعة العلم وقدرات المتعلمين وإمكاناتهم في تلك المرحلة.

وبما أن مناهج العلوم بفروعها المختلفة هي وسيلة المنهج المدرسي التي تستخدم لمساعدة المتعلمين والمعلمين على إنماء مستوياتهم الإدراكية، فإن من أبرز الأهداف التي يجب أن يسعى تدريس العلوم إلى تحقيقها لدى متعلمي المرحلة الثانوية، هي إنماء القدرة على التفكير والبحث والاستقصاء وتعزيز الثقة بالذات، وإنماء الفهم للتغيرات الطبيعية في البيئة بمفاهيم المادة والحياة والطاقة وتفاعلاتها بحيث تكون مواد العلوم المختلفة بمحتوياتها وأنشطتها وأساليبها متوافقة مع مرحلة المراهقة التي يمر بها متعلمو هذه المرحلة.

ومع رغبة دولة الكويت في التطوير في مختلف مجالات الحياة، فقد تطلب ذلك استخداماً أوسع للعلوم الحديثة وتطبيقاتها التقنية، مما أدى إلى حاجة ملحة لإعداد كوادر بشرية علمية وتكنولوجية، تستطيع التكيف مع المتغيرات الجديدة، وتسعى في تطوير الكثير من المفاهيم العلمية والتطبيقات العملية، بحيث تقلل من المشكلات التي قد تنجم عن الممارسات الجديدة في مختلف جوانب الحياة.

ولما كان من وظائف المرحلة الثانوية إعداد المتعلمين للمواطنة والحياة السوية، والتمهيد لاختيار المهنة أو متابعة الدراسة الجامعية، فقد أصبح لازماً على مناهج العلوم في هذه المرحلة ومختلف الأنشطة التعليمية المرافقة لها، أن تأخذ كل ما تقدم في عين الاعتبار لتسهم في النمو المتكامل للمواطن جسدياً وعقلياً ونفسياً واجتماعياً.

وعلى ضوء ما تقدم، فإنه يمكن تحديد أهداف تدريس العلوم في المرحلة الثانوية في دولة الكويت على النحو التالي:

أولاً مساعدة المتعلمين على تعميق العقيدة الإسلامية في نفوسهم وترسيخ الإيمان في قلوبهم، وتنمية اتجاهات إيجابية نحو القيم الإسلامية:

من خلال دراستهم للكون وبعض الظواهر الفيزيائية وبنية العناصر والمواد وتفاعلاتها والكائنات الحية والأرض، والتي ترينا آيات لا تعد، تنطق بعظمة الخالق وقدرته وحكمته.

ثانياً مساعدة المتعلمين على كسب الحقائق والمفاهيم العلمية بصورة وظيفية:

فيما يلي قائمة بالمفاهيم العلمية الكبرى التي تسعى مناهج العلوم بالمرحلة الثانوية إلى إكسابها للمتعلمين:

- 1 - يكون الجسم متحركاً إذا غير موقعه باستمرار مع الزمن (مفهوم الحركة).
- 2 - يغير الجسم حالته من السكون أو الحركة المنتظمة في خط مستقيم إذا أثرت عليه قوة (مفهوم القوة).
- 3 - مجال القوة هو الفضاء الذي يحيط بها ويظهر تأثيرها فيه (مفهوم المجال).
- 4 - القوة التي تؤثر على جسم وتحركه في اتجاهها (مفهوم الشغل).
- 5 - للطاقة صور متعددة، المادة هي إحدى هذه الصور، وتتحول الطاقة من صورة إلى أخرى.
- 6 - تتكون المادة من مكونات أساسية، وهذه المكونات تنتمي إلى ما يسمى بالجسيمات الأولية.
- 7 - يمكن تحديد سلوك المادة وصفاتها الظاهرة من معرفة خواص الوحدات الأساسية لها والقوى المؤثرة عليها.
- 8 - الموجات والإشعاع وسيلتان من وسائل نقل الطاقة (مفهوم الموجات والإشعاع).
- 9 - الكيمياء علم يبحث في تركيب المادة وفي التغيرات التي تطرأ عليها، والطاقة التي تصاحب هذه التغيرات. وترتبط الكيمياء ارتباطاً وثيقاً بآفرع العلوم الأخرى.

- 10 - الذرة وحدة بناء العنصر، وتتكون من نواة تتحرك حولها إلكترونات في مستويات ذات طاقة محددة.
- 11 - تتدرج خواص العناصر وتكرر في دورات منتظمة تبعاً للتدرج في أعدادها الذرية.
- 12 - التفاعلات الكيميائية لها معدل سرعة، وتكون إما عكوسة أو غير عكوسة.
- 13 - تكون التفاعلات بين المواد إما كيميائية أو نووية.
- 14 - المعادلة الكيميائية أسلوب مختصر للتعبير عن التفاعل الكيميائي وتفيد في إجراء الحسابات الكيميائية.
- 15 - يصحب بعض التفاعلات الكيميائية تغير في الطاقة.
- 16 - تحدث التفاعلات (والإشعاعات) النووية تغييراً في تركيب النواة، وقد تنتج عناصر جديدة.
- 17 - الحالات الطبيعية للمادة هي: الجوامد والموائع (الغازات والسوائل).
- 18 - لمحاليل الإلكتروليتات الضعيفة ثابت تأين تحسب قيمته من تركيز المحلول ودرجة تأين الإلكتروليت.
- 19 - الأكسدة والاختزال عمليتان متلازمتان.
- 20 - الكربون هو العنصر الأساسي للكيمياء العضوية والحيوية ومركباته أكثر عدداً من مركبات جميع العناصر الأخرى مجتمعة.
- 21 - المصادر الطبيعية هي الأساس في الحصول على الكثير من العناصر والمركبات.
- 22 - تقوم معظم الصناعات على تطبيقات علم الكيمياء.
- 23 - الخلية وحدة بناء جسم الكائن الحي.
- 24 - تتغير الكائنات الحية عبر الزمن، ويدحض نظرية التطور الكثير من الحقائق والآراء خاصة بالنسبة للإنسان.
- 25 - توجد وحدة بين الكائنات الحية مع التنوع فيما بينها.
- 26 - تتفاعل الكائنات الحية مع بيئتها.
- 27 - سلوك الكائنات الحية له جذوره البيولوجية.
- 28 - تتكامل الوظيفة والتركيب في الكائن الحي.
- 29 - تتوالد الأحياء بصورة مستمرة فتولد نفس نوعها من الأحياء.
- 30 - للكائنات الحية القدرة على التكيف لمواجهة التغير (مفهوم التنظيم والاتزان).

- 31 - الأرض كوكب يسبح في الفضاء حول الشمس .
 - 32 - مادة الأرض مرتبة بعضها فوق بعض على شكل أغلفة تحيط بمركز الأرض حسب كثافتها .
 - 33 - التغير في سطح الأرض قديم قدم الأرض ولا يزال مستمراً .
 - 34 - التغير في سطح الأرض يتم بتأثير مجموعتين من القوى : خارجية وداخلية .
 - 35 - المعدن هو وحدة بناء الصخر .
 - 36 - الصخر هو وحدة بناء القشرة الأرضية .
 - 37 - تاريخ الأرض مسجل في الصخور .
 - 38 - للجيولوجيا دور كبير في البحث عن الثروات الطبيعية .
 - 39 - الخريطة الجيولوجية تبرز المعالم التضاريسية، وتوزيع الصخور وطبيعة التكوينات الجيولوجية المختلفة، والعلاقات التاريخية للصخور بعضها ببعض في أية منطقة .
 - 40 - تتميز منطقة الخليج العربي بسمات جيولوجية مشتركة .
- ويراعى عند معالجة هذه المفاهيم - وإن كانت ترتبط أساساً بمجالات معينة، مثل الفيزياء والكيمياء والأحياء والجيولوجيا - أنها يمكن أن تكون مصدراً لاشتقاق مفاهيم لمقررات أخرى ذات طبيعة تكاملية، مما يمكن أن يتضمنه مجال العلوم في المرحلة الثانوية .

ثالثاً مساعدة المتعلمين على كسب الاتجاهات والقيم والعادات المناسبة بصورة وظيفية مثل :

الموضوعية والأمانة العلمية، وتقدير العمل اليدوي، واحترام آراء الآخرين، والاقتصاد في استخدام المواد، ونبذ الخرافات، والمحافظة على الأدوات والأجهزة العلمية، والاقتناع بأهمية العلوم في تطوير المجتمع والدفاع عن الوطن .

رابعاً مساعدة المتعلمين على كسب مهارات عقلية مناسبة مثل :

تحليل بعض الظواهر الطبيعية وتفسيرها والتنبؤ بها وضبطها، وتصميم التجارب، وفرض الفروض، وإدراك العلاقات، وتصنيف المعلومات، واقتراح النماذج، ودقة الملاحظة واستخدام الأساليب الرياضية في التعبير، وحل التمارين، وكتابة التقارير العلمية، وتطبيق المعارف في الظروف المماثلة .

خامساً مساعدة المتعلمين على كسب مهارات علمية عملية مناسبة مثل :

استخدام الأجهزة وصيانتها وإجراء التجارب واستخدام أدوات القياس بكفاءة ودقة .

سادساً مساعدة المتعلمين على كسب الاهتمامات والميول العلمية المناسبة بصورة وظيفية مثل :

الاهتمام بالأجهزة العلمية وتشغيلها وتطويرها، والقراءة العلمية، واستخدام المواد المتوفرة في إشباع الهوايات وشغل أوقات الفراغ، واختيار مجال المهنة وفق ما تسمح به قدراتهم.

سابعاً مساعدة المتعلمين على تذوق العلم وتقدير جهود العلماء ودورهم في تقدم العلم والإنسانية :

ويتجلى ذلك من خلال إدراك التلاميذ لأهمية تواصل المعرفة العلمية وتقدير جهود العلماء، والجهود التي تبذلها الدولة من أجل رفع مستوى المعيشة للأفراد، وتعرف الجهود والتضحيات التي قدمها ويقدمها العلماء في تطوير العلوم لخدمة البشرية.

ثامناً مساعدة المتعلمين على تعرف المنجزات العلمية للعلماء العرب والمسلمين واحترام هذا العمل وتقديره والتمثل به :

ويتجلى ذلك من خلال توضيح الدور والأعمال القيمة التي قدمها ويقدمها العلماء العرب والمسلمون في مجال تقدم العلوم وتطبيقاتها في الحياة، ليكون ذلك دافعاً للاقتداء بهم.

الأهداف العامة لتدريس الكيمياء في المرحلة الثانوية

يتميز علم الكيمياء ببنائه التي تظهر في تركيب محتواه، وفي الأساليب التي تستخدم في الوصول إلى الجديد من المعرفة، وفي الطرائق التي تستخدم في تعليمه وتعلمه.

يعرف علم الكيمياء بأنه علم دراسة الجزيئات، وتصبح دراسة الجزيء مستحيلة من غير فهم الذرة، سواء في حالتها المفردة أو في حالة اتحادها مع غيرها من الذرات.

وبصفة عامة فإن علم الكيمياء يعالج جوانب ثلاثة مترابطة هي: تركيب المواد المختلفة وخصائصها، والتغيرات التي تحدث لهذه المواد وأسباب حدوثها، والطرق والأساليب التي تمكن الإنسان من الحصول على هذه المواد، سواء من مصادرها الطبيعية أو من مصادر بديلة.

هذا بالإضافة إلى أن علم الكيمياء له أهمية كبرى في حياتنا اليومية، فهو يساعد في التعرف إلى تركيب المواد وخصائصها، ويقترح إجراءات معينة لحماية الإنسان والحفاظ على بعض الكائنات الحية الأخرى، سواء في مجال الصحة أو المرض، وكذلك فإنه يبتكر مواد ومركبات أخرى ساعدت في النهضة الصناعية وأدت إلى تقدم الإنسان ورفاهيته.

ومن هنا فإنه يمكن تحديد أهداف تدريس الكيمياء في المرحلة الثانوية على النحو التالي:

أولاً مساعدة المتعلمين على تعميق العقيدة الإسلامية في نفوسهم:

ترسيخ الإيمان بالله في قلوبهم، وتنمية اتجاهات إيجابية نحو الإسلام وقيمه من خلال دراستهم لبنية العناصر والمواد وتفاعلاتها، والتي ترينا آيات لا تعد تنطق بعظمة الخالق وقدرته وحكمته.

ثانياً مساعدة المتعلمين على كسب الحقائق والمفاهيم الكيميائية الآتية بطريقة وظيفية:

- 1 - الكيمياء علم يبحث في تركيب المادة وفي التغيرات التي تطرأ عليها والطاقة التي تصاحب هذه التغيرات، ويرتبط بآفرع العلوم الأخرى.
- 2 - الذرة وحدة بناء العنصر، وتتكون من نواة تدور حولها إلكترونات في مستويات ذات طاقة محددة.
- 3 - خواص العناصر تتدرج وتكرر في دورات منتظمة تبعاً للتدرج في أعدادها الذرية.
- 4 - التفاعلات الكيميائية لها معدل سرعة، وتكون إما عكوسة أو غير عكوسة.
- 5 - التفاعلات بين المواد تكون إما كيميائية أو نووية.

- 6 - المعادلة الكيميائية أسلوب مختصر للتعبير عن التفاعل الكيميائي وتفيد في إجراء الحسابات الكيميائية.
- 7 - تنتج عن بعض التفاعلات طاقة حرارية أو كهربائية أو نووية.
- 8 - تحدث التفاعلات النووية تغييراً في تركيب النواة، وقد تنتج عناصر جديدة.
- 9 - الحالات الطبيعية للمادة هي: الجوامد والموائع والغازات والسوائل.
- 10 - لمحاليل الإلكتروليتات الضعيفة ثابت تأين، تحسب قيمته من تركيز المحلول ودرجة تأين الإلكتروليت.
- 11 - الأكسدة والاختزال عمليتان متلازمتان تحدثان في آن واحد وفي تفاعل واحد.
- 12 - الكربون هو العنصر الأساسي للكيمياء العضوية والحيوية ومركباته أكثر من مركبات جميع العناصر الأخرى مجتمعة.
- 13 - المصادر الطبيعية هي الأساس في الحصول على الكثير من العناصر والمركبات.
- 14 - للكيمياء دور كبير في الصناعة.

ثالثاً مساعدة المتعلمين على كسب الاتجاهات والقيم والعادات المناسبة بطريقة وظيفية مثل :

الموضوعية والأمانة العلمية، واحترام العمل اليدوي وآراء الآخرين، والاقتصاد في استخدام المواد، ونبذ الخرافات، والمحافظة على الأدوات والأجهزة العلمية، والاقتناع بأهمية علم الكيمياء في تطوير المجتمع والدفاع عن الوطن.

رابعاً مساعدة المتعلمين على كسب مهارات عقلية مناسبة مثل :

دراسة التفاعلات الكيميائية ومحاولة تفسيرها والتنبؤ بها والتحكم فيها، وتصنيف المعلومات الكيميائية، وتصميم التجارب، وفرض الفروض وإدراك العلاقات، وتطبيق المعارف في ظروف مماثلة واقتراح النماذج واستخدام المعادلات والعلاقات الرمزية في التعبير، وحل التمارين والمسائل وكتابة التقارير العلمية.

خامساً مساعدة المتعلمين على كسب مهارات عملية مناسبة مثل :

تداول الأدوات والمواد الكيميائية وإجراء التجارب بحذر، واستخدام أدوات القياس والوزن بكفاءة ودقة.

سادساً مساعدة المتعلمين على كسب الاهتمامات والميول العلمية المناسبة بطريقة وظيفية مثل :

تعرف المواد الكيميائية والأدوات والأجهزة العلمية، وتفسير طبيعة التفاعلات مخبرياً وصناعياً والقراءة العلمية، واستخدام الأجهزة والمواد والأدوات في إشباع الهوايات وشغل أوقات الفراغ، وحسن اختيار المهنة وفق ما تسمح به قدراتهم، والقيام بالزيارات الميدانية في مجال الكيمياء.

سابعاً مساعدة المتعلمين على تذوق العلم وتقدير جهود العلماء ودورهم في تقدم العلم والإنسانية :

وذلك بتهيئة الظروف المناسبة للمتعلمين ليكتسبوا العلم، ويقدرُوا أهمية الأجهزة والأدوات في تقدم المعرفة الكيميائية، وتقدير جهود العلماء والجهود التي تبذلها الدولة من أجل رفع مستوى المعيشة للأفراد، وتعريفهم بالجهود والتضحيات التي قدمها ويقدمها علماء الكيمياء في توفير الرفاه للبشرية.

ثامناً مساعدة المتعلمين في تعرف المنجزات العلمية للعلماء العرب والمسلمين، واحترام هذا العمل وتقديره والتمثل به :

تعريف المتعلمين بمنجزات العلماء العرب والمسلمين في مجال الكيمياء، ممن قدموا ويقدمون أعمالاً جليلة ليكون ذلك دافعاً للاقتداء بهم.

محتوى منهج الكيمياء للصف الثاني عشر

يعتبر محتوى المنهج عنصراً هاماً يساعد على تحقيق أهدافه المرجوة التي وضع من أجلها، والمحتوى يشتمل على المعلومات والمهارات والميول والاتجاهات والقيم التي يتضمنها المنهج، والتي تساعد على تحقيق أهدافه، وقد تضمن منهج الكيمياء للصف الثاني عشر الثانوي سبعة فصول، موزعة على فصلين دراسيين بواقع أربعة فصول في الفصل الدراسي الأول، وثلاثة فصول في الفصل الدراسي الثاني.

الفصل الدراسي الأول:

- 1 - تفاعلات الأكسدة والاختزال.
- 2 - الكيمياء الكهربائية.
- 3 - الفلزات ومركباتها.
- 4 - مركبات الكربون العضوية.

الفصل الدراسي الثاني:

- 5 - المركبات العضوية والمجموعات الوظيفية (الفعالة).
- 6 - الكيمياء الحيوية.
- 7 - الكيمياء التحليلية.

**توزيع مقترح لمنهج الكيمياء للصف الثاني عشر
على عدد الحصص الدراسية**

ملاحظات	عدد الحصص	المحتوي	الفصل
للمعلم الحرية في توزيع عدد الحصص على الفصول حسب قدرات المتعلمين وظروف الأنشطة المختلفة	8	تفاعلات الأكسدة والاختزال	الأول
	20	الكيمياء الكهربائية	الثاني
	13	الفلزات ومركباتها	الثالث
	15	مركبات الكربون العضوية	الرابع
	56	مجموع عدد الحصص في الفصل الأول	
	24	المركبات العضوية والمجموعات الوظيفية (الفعالة)	الخامس
	8	الكيمياء الحيوية	السادس
	20	الكيمياء التحليلية	السابع
	52	مجموع عدد الحصص في الفصل الثاني	

الفصل الأول

تفاعلات الأكسدة والاختزال

Oxidation - Reduction Reactions



الفصل الأول

تفاعلات الأكسدة والاختزال

يتناول هذا الفصل دراسة أنواع التفاعلات الكيميائية (التبادل المزدوج والأكسدة والاختزال) وقواعد حساب أعداد التأكسد، ووزن معادلات الأكسدة والاختزال في الوسطين الحمضي والقلوي. يخصص لهذا الفصل (8) ثماني حصص تقسم على النحو التالي.

م	الموضوع	عدد الحصص
1	تفاعلات الأكسدة والاختزال	1
2	عدد التأكسد وقواعد حساب عدد التأكسد	2
3	وزن معادلات الأكسدة والاختزال: أ - في الوسط الحمضي ب - في الوسط القلوي	2
4	تطبيقات	3
	المجموع	8

تمهيد :

تقسم التفاعلات التي تحدث في المحاليل المائية إلى قسمين رئيسيين :

أ - تفاعلات التبادل المزدوج The Metathesis Reactions :

وفيها يتم التبادل بين الكاتيونات والأنيونات للمواد المتفاعلة، ولا يصاحبها تغير في التركيب الإلكتروني.

ب - تفاعلات الأكسدة والاختزال The Redox (Oxidation - Reduction) Reactions :

وفيها يتم انتقال الإلكترونات من مادة إلى أخرى، ويصاحبها تغير في التركيب الإلكتروني للمواد المتفاعلة.

وتعتبر معادلات الأكسدة والاختزال من المعادلات المهمة والشائعة في الكيمياء. وغالباً ما تحتوي مثل هذه المعادلات على معاملات لا يمكن معرفتها بسهولة عن طريق المحاولة والخطأ المستخدمة في وزن معادلات التبادل المزدوج. ولذا تتبع طرق معينة لوزن معادلات الأكسدة والاختزال.

وموضوع هذه الوحدة له علاقة بمنهج الكيمياء في الصف العاشر الثانوي من حيث مفهوم الأكسدة والاختزال وعدد التأكسد، ووزن معادلات الأكسدة والاختزال.

وهناك طرق مختلفة لوزن معادلات الأكسدة والاختزال، إلا أنه تم اختيار طريقة الأيون - إلكترون الجزئية لوزن معادلات الأكسدة والاختزال، إما في الوسط الحمضي أو في الوسط القاعدي (القلوي)، لأنها تتفق مع المفاهيم المتداولة في الوقت الحاضر عن التآين والتفكك في المحاليل المائية، وإمكانية إجراء أنصاف التفاعلات في أنصاف خلايا منفردة، ولذلك يعتبر هذا الفصل تمهيداً للفصل الثاني وهو الكيمياء الكهربائية.

ويتناول هذا الفصل الموضوعات التالية :

- 1 - مفهوم الأكسدة والاختزال.
- 2 - مفهوم عدد التأكسد.
- 3 - وزن أنصاف معادلات الأكسدة والاختزال في الوسطين الحمضي والقاعدي (القلوي).
- 4 - وزن معادلات الأكسدة والاختزال في الوسطين الحمضي والقاعدي (القلوي).
- 5 - تطبيقات.

الأهداف العامة

يهدف هذا الفصل إلى تحقيق ما يلي :

أولاً إكساب المتعلمين الحقائق والمفاهيم التالية بصورة وظيفية :

- 1 - التفاعلات التي يتم فيها تبادل الأيونات ولا يصحبها تغير في التركيب الإلكتروني تعرف بتفاعلات التبادل المزدوج .
- 2 - التفاعلات التي يصحبها تغير في التركيب الإلكتروني للذرات المشتركة في التفاعل تعرف بتفاعلات الأكسدة والاختزال .
- 3 - العملية الكيميائية التي يتم فيها فقد الإلكترونات هي عملية أكسدة .
- 4 - العملية الكيميائية التي يتم فيها اكتساب الإلكترونات هي عملية اختزال .
- 5 - الأكسدة والاختزال عمليتان متلازمتان تحدثان في آن واحد وفي تفاعل واحد .
- 6 - عدد الإلكترونات المفقودة في عملية الأكسدة يساوي عدد الإلكترونات المكتسبة في عملية الاختزال .
- 7 - المادة التي تفقد إلكترونات أو أكثر في أثناء التفاعل الكيميائي تسمى بالعامل المختزل .
- 8 - المادة التي تكتسب إلكترونات أو أكثر في أثناء التفاعل الكيميائي تسمى بالعامل المؤكسد .
- 9 - عدد الشحنات الكهربائية (الموجبة أو السالبة) التي تبدو على ذرة في مركب، سواء كان أيونياً أو تساهمياً يدل على عدد التأكسد .
- 10 - عدد التأكسد لأي مادة في الحالة العنصرية يساوي صفراً .
- 11 - في المركبات الأيونية يكون عدد التأكسد لأي أيون بسيط يساوي تكافؤ هذا الأيون مسبقاً بإشارته .
- 12 - مجموع أعداد التأكسد لجميع الذرات لأيون عديد الذرات يساوي شحنته .
- 13 - المجموع الجبري لأعداد التأكسد في المركب يساوي صفراً .

ثانياً تنمية قدرة المتعلمين على اكتساب المهارات اليدوية والأكاديمية التالية :

- من خلال تدريس هذا الفصل يمكن تنمية قدرة المتعلم في المهارات التالية :
- 1 - تنمية القدرة على التفكير العلمي وذلك من خلال دراسة تفاعلات الأكسدة والاختزال وتدرج مفهوم الأكسدة والاختزال .

- 2 - تنمية القدرة على كتابة المعادلات الكيميائية ووزنها.
- 3 - تعويد المتعلمين على دقة الملاحظة وإمكانية ربط الملاحظات المتشابهة ببعضها ببعض.
- 4 - تعويد المتعلمين على التعبير بالأسلوب العلمي.
- 5 - اكتساب بعض مهارات الأسلوب العلمي في حل المشكلات كما في دراسة وزن معادلات الأكسدة والاختزال.

ثالثاً الاتجاهات العلمية:

- من خلال تدريس هذا الفصل، يمكن إكساب المتعلمين بعض جوانب الاتجاه العلمي وبعض العادات والقيم مثل:
- 1 - الإيمان بأن الحقائق العلمية قابلة للتعديل والتبديل وذلك من خلال تدرج مفهوم الأكسدة والاختزال، والعامل المؤكسد والعامل المختزل.
 - 2 - الإيمان بالأسلوب العلمي، وأنه الأسلوب الذي يمكن به حل المشكلات التي تواجه المتعلمين.
 - 3 - الحذر من التعميم بالقياس على وحدة واحدة، وذلك من خلال تحديد عدد التأكسد لبعض العناصر.
 - 4 - عدم التسرع في الحكم، والتريث حتى تتجمع البيانات الكافية، كما يظهر ذلك في أثناء دراسة عدد التأكسد.

الأهداف الخاصة

- أتوقع في نهاية تدريس هذا الفصل أن يكون المتعلم قادراً على أن:
- 1 - يقسم التفاعلات الكيميائية (من خلال تفاعلات تعرض عليه) إلى قسمين:
 - تفاعلات التبادل المزدوج: وهي التفاعلات التي يتم فيها تبادل الأيونات ولا يصحبها تغير في التركيب الإلكتروني.
 - تفاعلات الأكسدة والاختزال: وهي التفاعلات التي يصحبها تغير في التركيب الإلكتروني للذرات (أو بعضها) المشتركة في التفاعل.
 - 2 - تُعرّف الأكسدة بأنها عملية كيميائية يتم فيها فقد الإلكترونات.
 - 3 - يُعرّف الاختزال بأنه عملية كيميائية يتم فيها اكتساب الإلكترونات.
 - 4 - يستنتج أن الأكسدة والاختزال عمليتان متلازمتان تحدثان في آن واحد وفي تفاعل واحد.

- 5 - يستنتج أن عدد الإلكترونات المفقودة بعملية الأكسدة يجب أن يساوي عدد الإلكترونات المكتسبة في عملية الاختزال (من خلال أمثلة تعرض عليه).
- 6 - يوضح العامل المؤكسد والعامل المختزل من خلال تفاعلات أكسدة واختزال.
- 7 - يعرف العامل المؤكسد بأنه : المادة التي تكتسب إلكترونات أو أكثر في التفاعل الكيميائي (من خلال تفاعلات أكسدة واختزال).
- 8 - يعرف العامل المختزل بأنه : المادة التي تفقد إلكترونات أو أكثر في التفاعل الكيميائي (من خلال تفاعلات أكسدة واختزال).
- 9 - يعرف عدد التأكسد بأنه عدد يمثل الشحنة الكهربائية (موجبة أو سالبة) التي تبدو على ذرة في مركب ما سواء كان أيونياً أو تساهمياً.
- 10 - يوضح أنه في المركبات الأيونية يكون عدد التأكسد لأي ذرة يساوي تكافؤ هذه الذرة مسبقاً بإشارتها.
- 11 - يوضح أنه في الرابطة الأيونية يحدث انتقال حقيقي للإلكترونات الداخلة في تكوين الرابطة من ذرة العنصر الأقل سالبة إلى ذرة العنصر الأعلى سالبة.
- 12 - يوضح أنه في المركبات التساهمية لا يحدث انتقال حقيقي للإلكترونات الداخلة في تكوين الرابطة من ذرة عنصر إلى ذرة عنصر آخر.
- 13 - يحسب عدد التأكسد في المركبات التساهمية كما يلي :
 - جميع الإلكترونات التي تربط بين ذرتين متشابهتين (العنصر نفسه) تقسم بين هاتين الذرتين بالتساوي مثل H_2 ، Cl_2 ويكون عدد التأكسد للذرة في الجزيء يساوي صفراً.
 - جميع الإلكترونات التي تربط بين ذرتين مختلفتين في السالبية الكهربائية تحسب وكأنها على الذرة الأعلى سالبة كهربائية.
- 14 - يتبع قواعد معينة لحساب عدد التأكسد في كل من :
 - العنصر حيث إنه في الحالة العنصرية الحرة يساوي صفراً.
 - الأيون البسيط حيث إنه يساوي عدد الشحنات الكهربائية الموجودة عليه مسبقاً بالإشارة الدالة على نوع الشحنة الكهربائية.
 - الأيون عديد الذرات أو المترابك حيث يكون المجموع الجبري لأعداد التأكسد له مساوياً الشحنة الكهربائية الموجودة على هذا الأيون أو المترابك.
 - الأكسجين = -2 في المركبات باستثناء فوق الأكسيد = -1 مثل Na_2O_2 ، H_2O_2 ويساوي +2 في فلوريد الأكسجين OF_2 .

- الهيدروجين = +1 في المركبات عدا هيدريدات الفلزات = -1 مثل CaH_2 ، NaH .
- في الجزيء المتعادل يكون المجموع الجبري لأعداد التأكسد لجميع الذرات يساوي صفرًا.

- 15 - يميز بين مفهوم التكافؤ ومفهوم عدد التأكسد.
- 16 - يوضح أن التكافؤ (حسب النظرية الذرية الحديثة) يدل على عدد الإلكترونات التي تفقدها أو تكتسبها أو تشارك بها الذرة في أثناء التفاعل الكيميائي للوصول إلى حالة الاستقرار. ولذلك فهو دائماً عدد صحيح وليس له إشارة موجبة أو سالبة.
- 17 - يذكر أن عدد التأكسد قد يأخذ قيمة كسرية كما يأخذ إشارة سالبة أو موجبة.
- 18 - يستنتج أن عملية الأكسدة: هي عملية ينتج عنها فقد للإلكترونات وزيادة في عدد التأكسد (من خلال تفاعل أكسدة واختزال).
- 19 - يستنتج أن العامل المختزل: هو الذي يحتوي على عنصر (أو عناصر) يستطيع فقد الإلكترونات ويزداد عدد التأكسد له في أثناء التفاعل الكيميائي.
- 20 - يستنتج أن عملية الاختزال: هي عملية ينتج عنها اكتساب الإلكترونات ونقص عدد التأكسد (من خلال تفاعل أكسدة واختزال).
- 21 - يستنتج أن العامل المؤكسد: هو الذي يحتوي على عنصر (أو عناصر) يستطيع اكتساب الإلكترونات وينقص عدد التأكسد له في أثناء التفاعل الكيميائي.
- 22 - يذكر بعض الأمثلة لعوامل مؤكسدة ولعوامل مختزلة.
- 23 - يذكر الشروط الواجب توافرها في المعادلة الكيميائية.
- 24 - يوضح الخطوات التي يتبعها لوزن معادلات الأكسدة والاختزال في الوسط الحمضي.
- 25 - يوضح الخطوات التي يتبعها لوزن معادلات الأكسدة والاختزال في الوسط القلوي.

الأنشطة والوسائل التعليمية :

إن الأنشطة والوسائل التعليمية المقترحة لهذه الوحدة محدودة. إلا أننا لا نشك في قدرة الزميل المدرس في أن يبتكر بعض الأنشطة والوسائل بالإضافة إلى الوارد منها هنا، والتي يمكن أن تساهم بشكل أفضل في تحقيق الأهداف التي نسعى من خلال تدريس هذه الوحدة إلى تحقيقها، ومن الأنشطة المقترحة ما يلي :

أسلوب المعالجة :

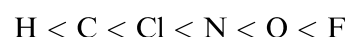
إن أي أسلوب للمعالجة يكون فيه المتعلم هو محور العملية التعليمية أسلوب ندعو إليه، بل

ونصر عليه، في عملية تدريس الكيمياء؛ سواء كان هذا الأسلوب؛ أسلوب حل المشكلات أو المدخل التاريخي أو المناقشة... إلخ. وأسلوب المناقشة بشكل خاص؛ أسلوب مشترك بين جميع المداخل، شريطة أن يكون حواراً يلعب فيه المعلم دور الموجه والمرشد.

وقد يكون المدخل المناسب لهذا الموضوع ذلك الذي بدأنا به كتاب المعلم، والذي يمكن أن يدعمه المعلم تجريبياً على شكل تجارب عرض إذا كان الوقت متاحاً مناسباً. كما نورد فيما يلي بعض الملاحظات الخاصة بالزميل لكي يستعين بها:

أ - الرابطة التساهمية:

يمكن للزميل عند تدريس هذا المفهوم أن يمهد للمتعلمين كيفية تدرج السالبية الكهربائية في الجدول الدوري (في الدورة والمجموعة). ونرى أن معرفة التدرج في السالبية الكهربائية للعناصر التالية يساعد كثيراً في حساب أعداد التأكسد.



كما يشير الزميل إلى أن السالبية الكهربائية للفلزات أقل من السالبية الكهربائية للآفلزات.

ب - عدد التأكسد للأكسجين في فوق الأكسيد:

يمكن توضيح ذلك بالمثال التالي:

في مركب فوق أكسيد الهيدروجين ($H - O - O - H$) توجد رابطة بين ذرتي الأكسجين، فهما ذرتان متشابهتان ولذلك تقسمان الإلكترونات الرابطة بينهما بالتساوي، أما الإلكترونات الرابطة بين ذرتي الهيدروجين والأكسجين فإنها تحسب على ذرة الأكسجين لأن لها سالبية كهربائية أعلى من الهيدروجين وبذلك تبدو كل ذرة أكسجين وكأن عليها شحنة واحدة سالبة، أي أن عدد التأكسد للأكسجين = -1، وللهدروجين = +1.

ج - عدد التأكسد لعناصر الجدول الدوري:

1 - بعض العناصر لها عدد تأكسد واحد موجب فقط بالإضافة إلى عدد تأكسد صفر (الحالة العنصرية الحرة). وعدد التأكسد هذا يساوي رقم المجموعة التي ينتمي إليها العنصر في الجدول الدوري. مثال:

أولاً - عدد التأكسد لعناصر المجموعة IA (الفلزات القلوية) = +1.

ثانياً - عدد التأكسد لعناصر المجموعة IIA (الفلزات القلوية الأرضية) = +2.

ثالثاً - عدد التأكسد لعنصري Zn, Cd من مجموعة IIB = +2.

رابعاً - عدد التأكسد لعنصري Al, B من مجموعة IIIA = +3.

2 - إذا كَوّن عنصر ما أنيوناً أحادي الذرية، فإن عدد تأكسده السالب دائماً = رقم المجموعة -8 وذلك في المركبات الأيونية فقط. مثال:

أولاً - عدد التأكسد لعناصر المجموعة VIIA = -1 في الأنيونات I^- ، Br^- ، Cl^- .

ثانياً - عدد التأكسد لعناصر المجموعة VIA = -2 في الأنيونات O^{2-} ، S^{2-} ، Te^{2-} .

3 - كثير من العناصر لها أكثر من عدد تأكسد واحد، وتكون أعداد التأكسد متغيرة ومتدرجة. مثال:

- أولاً - عناصر تحت المجموعة B قد يكون لها أعداد تأكسد موجبة تساوي رقم المجموعة، بالإضافة إلى أعداد تأكسد تختلف فيما بينها بمقدار الوحدة. مثل المنجنيز من عناصر المجموعة VIIB الذي له أعداد التأكسد التالية: +7، +6، +5، +4، +3، +2، +1.

- ثانياً - عناصر تحت المجموعات A قد يكون لها عدد تأكسد موجب يساوي رقم المجموعة، بالإضافة إلى أعداد تأكسد تختلف فيما بينها بمقدار الوحدتين مثل الكلور من عناصر المجموعة VIIA الذي له أعداد التأكسد التالية: +7، +5، +3، +1، -1.

4 - أكثر أعداد التأكسد شيوعاً للعناصر تتبع الأسس التالية:

- أولاً - إن أكبر قيمة يأخذها عدد التأكسد لأي عنصر من عناصر المجموعات A هو رقم المجموعة، التي ينتمي إليها هذا العنصر. وذلك لأن عدد إلكترونات التكافؤ لأي عنصر من عناصر المجموعات A يدل على رقم المجموعة في الجدول الدوري، ومن غير المعقول أن نتوقع من ذرة أن تفقد إلكترونات أكثر من إلكترونات تكافؤها.

- ثانياً - إن أقل قيمة يأخذها عدد تأكسد لأي عنصر من عناصر تحت المجموعات A في أي مركب يحتوي عليه يساوي مقدار الشحنة التي يحملها الأيون أحادي الذرية لهذا العنصر، فمثلاً، أكبر قيمة لعدد تأكسد لذرة الكبريت وهو من عناصر المجموعة VIA هو +6 (كما في حمض H_2SO_4) وأقل قيمة لعدد التأكسد لذرة الكبريت هو -2 (كما في H_2S).

5 - قد تبدو قيم أعداد التأكسد في بعض الأحيان وللوهلة الأولى غريبة. السبب في ذلك يعود إلى أنها أعداد اختيارية متفق عليها. فهي أحياناً تأخذ قيمة الصفر كما هي الحال بالنسبة لذرة الكربون في سكر القصب $C_{12}H_{22}O_{11}$ وتبدو ذرة الكربون في هذه الحالة وكأنها لا تشارك في الشحنة الكهربائية المكونة للجزيء.

وأحياناً أخرى تأخذ قيم أعداد التأكسد قيماً كسرية، كما هي الحال بالنسبة لذرة الحديد في أكسيد الحديد المغناطيسي (Fe_3O_4)، حيث عدد التأكسد للحديد في هذا المركب $= +2\frac{2}{3}$.

ومن ذلك يمكن استنتاج ما يلي :

عندما يكون عدد التأكسد لعنصر في مركب ما محتوياً على كسور فإن هذا يعني أن هذا المركب يحتوي على ذرتين أو أكثر من هذا العنصر «مختلفتي التكافؤ».

6 - عدم الخلط بين مفهوم التكافؤ ومفهوم عدد التأكسد :

التكافؤ طبقاً للنظرية الذرية الحديثة يدل على عدد الإلكترونات التي تفقدها أو تكتسبها أو تشارك بها الذرة أثناء التفاعل الكيميائي للوصول إلى حالة استقرار أقرب غاز نبيل منها أو مشترك معها في الدورة نفسها، ولذلك فهو دائماً عدد صحيح وليس له إشارة سالبة أو موجبة. بينما نجد أن عدد التأكسد هو العدد الذي يمثل الشحنة الكهربائية التي تبدو على الذرة ولذلك فإن أعداد التأكسد قد تأخذ قيمة صحيحة أو كسرية ولها إشارة سالبة أو موجبة. ففي مركب مثل فوق أكسيد الهيدروجين (H_2O_2) نجد أن تكافؤ الأكسجين = 2 في حين عدد التأكسد له في المركب نفسه = -1 كذلك الحال في مركب مثل سكر القصب ($C_{12}H_{22}O_{11}$) فإننا نجد أن تكافؤ الكربون = 4 في حين أن عدد التأكسد للكربون = صفراً.

7 - يجب التأكيد هنا على أن أعداد التأكسد لا تمثل الشحنات الكهربائية الحقيقية على الذرات إلا في حالة المركبات الأيونية فقط. فمثلاً في أنيون البيروفسفات $(P_2O_7)^{4-}$ يكون عدد التأكسد للفوسفور = +5 وعدد التأكسد للأكسجين = -2. ويمكننا الإثبات بالتجربة أن هذا الأنيون يحمل شحنة كهربائية مقدارها -4 ولكننا لا نستطيع الإثبات بالتجربة أن هذا الأنيون يحتوي على كاتيون الفوسفور (P^{5+}) وعلى أنيون الأكسيد (O^{2-}).

د - الأكسدة والاختزال بمفهوم عدد التأكسد :

عند تدريس هذا الموضوع يمكن الاستعانة بالتجربة التالية :

يخلط محلول من كبريتيد الصوديوم (Na_2S) المائي ولونه شفاف مع محلول من اليود (لونه أحمر داكن) في أنبوبة اختبار. فنلاحظ زوال لون اليود، وترسب مادة بيضاء مصفرة من الكبريت. وبعد ذلك تناقش المفاهيم الواردة تحت هذا الموضوع.

ملاحظة :

لتحضير محلول اليود يذاب 5g من يوديد البوتاسيوم (KI) في كمية قليلة من الماء، ثم يضاف إليها 0.8g من اليود الصلب. يحرك المزيج بساق زجاجية حتى يتم ذوبان اليود، ثم يخفف المحلول بالماء المقطر إلى 250mL. والمحلول المحضر بهذه الطريقة يصلح للغرض السابق.

هـ - وزن معادلات الأكسدة والاختزال :

- 1 - إن المفاهيم الأساسية التي بنيت عليها قواعد وزن معادلات الأكسدة والاختزال هي :
 - أولاً - إن المعادلة الكيميائية تتفق مع الحقائق العلمية والعملية ، فهي ليست معادلة افتراضية .
 - ثانياً - إن المعادلة الكيميائية تحقق قانون بقاء الكتلة .
 - ثالثاً - إن المعادلة الكيميائية تحقق قانون حفظ الشحنة الكهربائية .
- 2 - إن كلاً من طريقة الأيون - إلكترون الجزئية ، وطريقة عدد التأكسد تحقق في النهاية معادلة الأكسدة والاختزال الموزونة الصحيحة . إلا أن الطريقة الأولى تحقق ما يلي :
 - أولاً - تظهر مكونات النظام الذي حدث له تفاعل كيميائي فقط . فمثلاً يكتفى بأنيون البرمنجنات (MnO_4^-) ولا داعي لمعرفة إن كان مأخوذاً من برمنجات البوتاسيوم أو الصوديوم . كذلك الوسط الحمضي ، فالمهم هو كاتيون الهيدروجين وليس مصدره . أي إن كان مأخوذاً من حمض الكبريتيك أو النيتريك . أي أن المعادلة الكيميائية المعطاة تمثل التغير الكيميائي الحادث للأنواع فقط .
 - ثانياً - تتمشى مع الحقائق المعروفة عن التأين والتفكك :

ففي المحاليل المائية المخففة ، يوجد احتمال كبير لوجود الأيونات على الحالة الحرة المستقلة . ولذلك تكتب المركبات التي تتأين على هيئة أيونات ، في حين تكتب المركبات ضعيفة التأين أو التفكك أو شحيحة الذوبان على الصورة الجزيئية المتعادلة .
 - ثالثاً - إمكانية إحداث التفاعلات الجزئية بصفة مستقلة :

إن تقسيم معادلات الأكسدة والاختزال إلى نصفين (Half-reactions) أحدهما للعامل المؤكسد والآخر للعامل المختزل له ما يبرره على أساس التجربة ، فكثير من تفاعلات الأكسدة والاختزال يمكن حدوثها أو إحداثها في أنصاف الخلايا . وقد استغلت هذه الخاصية في عمل الخلايا الجلفانية لإنتاج الطاقة الكهربائية وذلك بوضع كل من العامل المؤكسد والعامل المختزل في وعاء منفصل ويوصل الوعاءان بقنطرة ملحية . وقد وجد أن المعادلة الجزئية تطابق التفاعل الحادث إذا كانت موزونة طبقاً لقوانين هذه الطريقة .

أما طريقة عدد التأكسد فإنها تستخدم في وزن المعادلات الكيميائية التي تمثل التفاعلات التي تحدث بين المركبات الصلبة أو التي تحدث في الأوساط غير المائية (Non aqueous media) مثل : الأحماض المركزة والأمونيا السائلة ، والمذيبات العضوية .

3 - الوسط الحمضي والقلوي والمتعادل :

تحدث تفاعلات الأكسدة والاختزال في الأوساط الحمضية والقلوية والمتعادلة ، والسؤال الذي يثار هو: متى نستخدم كاتيون الهيدروجين أو أنيون الهيدروكسيد عند وزن المعادلة لتحقيق قانون حفظ الكتلة؟ وتجب الإشارة هنا إلى أن كلا الأيونين موجود في المحاليل المائية أما الإشارة إلى الوسط الحمضي (أو القلوي) فإنما تعني توفر أحد هذين النوعين ولا تعني عدم وجود النوع الآخر. وبما أن معادلة نصف التفاعل لا تفسر ميكانيكية التفاعل الحادث، لذلك فإن استخدام كاتيون الهيدروجين بدلاً من أنيون الهيدروكسيد أو العكس، هو بصفة عامة، استخدام اختياري - شريطة أن لا يخل بالحقائق العلمية والعملية المعروفة عن التفاعل وموضع اتزان المرتبط بتعبير فعل الكتلة.

4 - بعد تقسيم المعادلة المعطاة إلى نصفين، أحدهما للعامل المؤكسد والثانية للعامل المختزل، يجب أن يطبق المتعلم قواعد تحقيق حفظ الكتلة والشحنة على معادلة العامل المؤكسد بمفردها، حتى يصل إلى وزنها مادياً وكهربائياً، ثم يعود لتطبيق هذه القواعد مرة ثانية على معادلة العامل المختزل بمفردها حتى يصل إلى وزنها مادياً وكهربائياً، ثم يكمل الخطوات بعد ذلك.

و - المصطلحات الأيونية :

عند كتابة معادلات الأكسدة والاختزال يجب الانتباه إلى كتابة الصيغ الكيميائية للمركبات والأيونات التي لها وجود فعلي مثل: Na^+ ، Cl^- ، MnO_4^{2-} ، وأما الأنواع Mn^{4+} ، As^{3+} فليست حقيقية ولا يجوز كتابتها على هذا الشكل. ولذا نرجو ملاحظة ما يلي:

1 - إذا كتب مركب على الصورة الجزيئية المتعادلة مثل كبريتيد الزرنيخ As_2S_5 فإن هذا يعني أن هذا المركب لا يوجد على الصورة الأيونية.

2 - تكتب المركبات الأيونية على الصورة الأيونية فقط إذا أمكن للأيونات الانفصال بعضها عن بعض في وسط التفاعل. فمثلاً: كلوريد الصوديوم يكتب على الصورة $(NaCl)$ وهو في الحالة الصلبة لأنه لا يمكن فيه انفصال الأيونات بعضها عن بعض من الشبكة البلورية. ويكتب على الصورة الأيونية $(Na^+، Cl^-)$ في المحاليل المائية. كذلك يمكن كتابة كاتيون الصوديوم (Na^+) أو أنيون الكلوريد (Cl^-) في المعادلة فقط، أو أيهما يحدث له تغير في عدد التأكسد. أما الأملاح الشحيحة الذوبان مثل كبريتيد النحاس CuS فإنها تكتب على الصورة الجزيئية المتعادلة.

3 - المواد التي تتأين بدرجات معقولة (20٪ فأكثر) تكتب على الصورة الأيونية، وإذا كانت درجة التأين منخفضة كما هي الحال في الماء، فإنها تكتب على الصورة الجزيئية. وعلى

ذلك فالأحماض الضعيفة مثل HNO_2 و CH_3COOH تكتب على الصورة الجزيئية. كذلك الحال بالنسبة للقواعد. فالأمونيا قاعدة ضعيفة التأين تكتب على الصورة NH_3 أما هيدروكسيد الصوديوم وهي من القواعد القوية فتكتب على الصورة الأيونية $(\text{OH}^- + \text{Na}^+)$ في المحاليل المائية.

4 - بعض الأيونات المترابطة أو الجزيئات ثابتة لدرجة كبيرة، بحيث لا توجد الأيونات أو المجموعات الذرية المكونة لها بكميات معقولة خارج المتراب، وعليه تكتب صيغة المتراب بأكملها. فمثلاً: أنيون حديدي سيانيد، يكتب على الصورة $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ ولا تكتب كاتيونات الحديد (III) وأنيونات السيانيد كل على انفصال.

5 - إذا استخدم المفهوم المزدوج عند التعبير عن صيغة مركب مثل نترات الباريوم $\text{Ba}^{2+}(\text{NO}_3)_2^-$ فإن هذه الصورة تدل على أن نترات الباريوم لها الصيغة الكيميائية $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ وعند ذوبانها في الماء تتأين إلى كاتيون الباريوم Ba^{2+} ، وأنيونات النترات 2NO_3^- ويمكن استخدام أحدهما أو كليهما.

نموذج مقترح لإعداد درس وتنفيذه

أولاً: موضوع الدرس: تفاعلات الأكسدة والاختزال.

ثانياً: أهداف الدرس الخاصة:

أتوقع في نهاية تدريس هذا المفهوم أن يكون المتعلم قادراً على أن:

- 1 - يُقسم التفاعلات الكيميائية إلى قسمين (من خلال تفاعلات تعرض عليه):
أ - تفاعلات التبادل المزدوج: وهي التفاعلات التي يتم فيها تبادل الأيونات ولا يصحبها تغير في التركيب الإلكتروني.
ب - تفاعلات الأكسدة والاختزال: وهي التفاعلات التي يصحبها تغير في التركيب الإلكتروني للذرات المشتركة في التفاعل أو بعضها.
- 2 - يُعرف الأكسدة بأنها عملية كيميائية يتم فيها فقد الإلكترونات.
- 3 - يُعرف الاختزال بأنه عملية كيميائية يتم فيها اكتساب الإلكترونات.
- 4 - يستنتج أن الأكسدة والاختزال عمليتان متلازمتان تحدثان في آن واحد وفي تفاعل واحد من خلال ثلاثة أمثلة تعرض عليه.
- 5 - يستنتج أن عدد الإلكترونات المفقودة بعملية الأكسدة يجب أن يساوي عدد الإلكترونات المكتسبة في عملية الاختزال (من خلال ثلاثة أمثلة تعرض عليه).
- 6 - يحدد العامل المؤكسد والعامل المختزل من خلال تفاعلات الأكسدة والاختزال السابقة.
- 7 - يُعرّف العامل المؤكسد بأنه: المادة التي تكتسب إلكترونات أو أكثر في التفاعل الكيميائي (من خلال أمثلة الأكسدة والاختزال السابقة).
- 8 - يعرف العامل المختزل بأنه: المادة التي تفقد إلكترونات أو أكثر في التفاعل الكيميائي (من خلال أمثلة الأكسدة والاختزال السابقة).

ثالثاً: التقنيات التربوية:

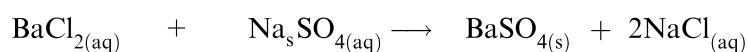
- 1 - محلول كبريتيد الصوديوم (Na_2S) المائي (شفاف).
- 2 - محلول من اليود.
- 3 - شريط مغنسيوم.
- 4 - مخبر مملوء بالأكسجين.

رابعاً: خطوات سير الدرس:

يمهد لموضوع الدرس بمناقشة المتعلمين بما سبق أن درسوه عن الأكسدة والاختزال (خاصة في الصف العاشر الثانوي)، ويمكن أن يكون المدخل لهذا الدرس المناقشة والتجربة العملية وتستهل المناقشة كما يلي:

نحن نعرف أنه في أي تفاعل كيميائي يحدث تغير في خواص المواد المتفاعلة حيث تنتج مواد جديدة، ولكن هل تسير جميع التفاعلات على نمط واحد؟ ثم يطرح السؤال التالي:

ماذا يحدث عند إضافة محلول كلوريد الباريوم إلى محلول كبريتات الصوديوم؟ وتتم المناقشة بما حدث في التفاعل كالتالي:



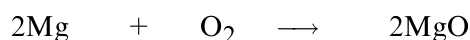
ويمثل التفاعل أيونياً:



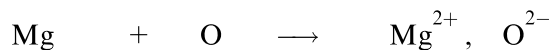
هل حدث تغير للكاتيونات والأنيونات في طرفي المعادلة؟ (لم يحدث تغير) ما الذي حدث في التفاعل؟ (الذي حدث هو تبادل مزدوج نتج عنه راسب أبيض من كبريتات الباريوم).

ماذا نطلق على مثل هذا النوع من التفاعلات؟ (تفاعلات التبادل المزدوج) ثم يشعل شريط من المغنسيوم ويلقى في مخبر مملوء بالأكسجين ويطرح التساؤل: ماذا حدث في هذا التفاعل؟

(يمكن إجراء تجربة خلط محلول من كبريتيد الصوديوم (Na_2S) المائي (لونه شفاف) مع محلول اليود في أنبوبة اختبار وملاحظة ترسب مادة مصفرة من الكبريت - ثم مناقشة التغيرات التي حدثت في التفاعل) ثم تكتب معادلة تفاعل احتراق شريط المغنسيوم في الأكسجين وتكوين أكسيد المغنسيوم، ويقال إن المغنسيوم قد تأكسد:



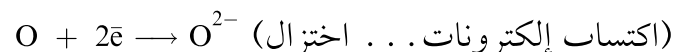
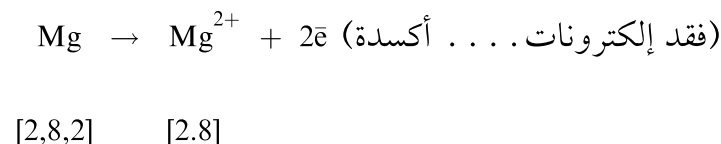
ويمثل التفاعل إلكترونياً (بمساعدة أحد المتعلمين)



ثم يطرح السؤال:

ماذا حدث لكل من ذرات المغنسيوم والأكسجين المتعادلة؟ ولماذا؟

(تحولت إلى كاتيونات مغنسيوم وأنيونات أكسيد على الترتيب، نتيجة فقد واكتساب الإلكترونات)، ويمكن توضيح ذلك بالمعادلات الجزئية التالية:



من ذلك يستنتج المتعلم أن التفاعلات الكيميائية نوعان هما:

أ - تفاعلات يتم فيها تبادل الأيونات ولا يصحبها تغير في التركيب الإلكتروني وتسمى تفاعلات التبادل المزدوج.

ب - تفاعلات يصحبها تغير في التركيب الإلكتروني للذرات المشتركة في التفاعل أو بعضها وتسمى تفاعلات أكسدة واختزال.

ثم تتم متابعة ما حدث للمغنسيوم، فالمغنسيوم اتحد مع الأكسجين أي حدث له عملية أكسدة، ومن المعادلة الجزئية نلاحظ أن المغنسيوم الذي تأكسد قد فقد إلكترونين، بينما الأكسجين الذي اختزل قد اكتسب إلكترونين ويتم التوصل من ذلك إلى أن:

- الأكسدة: عملية كيميائية يتم فيها فقد الإلكترونات.

- الاختزال: عملية كيميائية يتم فيها اكتساب الإلكترونات.

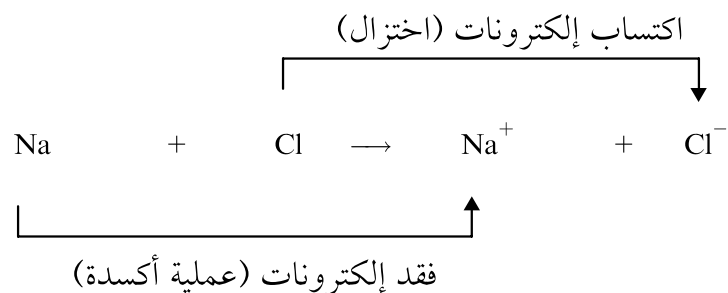
ثم يطرح السؤال: هل يمكن لعملية الأكسدة أن تحدث منفصلة عن عملية الاختزال؟ ماذا حدث للإلكترونات التي فقدها المغنسيوم؟ وكم عدد الإلكترونات التي اكتسبها الأكسجين؟

ويتم التوصل من خلال هذه المناقشة المتدرجة إلى أن:

1 - الأكسدة والاختزال عمليتان متلازمتان، تحدثان في آن واحد وفي تفاعل واحد.

2 - عدد الإلكترونات المفقودة بعملية الأكسدة يجب أن يساوي عدد الإلكترونات المكتسبة في عملية الاختزال، ثم تتم مناقشة الأمثلة التالية لتأكيد المفهوم:

أ - تفاعل الصوديوم مع الكلور لتكوين كلوريد الصوديوم:



في هذا التفاعل: ما الذي حدث لذرة الصوديوم؟ ولماذا؟ وما الذي حدث لذرة الكلور؟ ولماذا؟ يتم التعرض إلى جهد التأين المنخفض للصوديوم والسالبية الكهربائية المرتفعة للكلور مما يؤدي إلى فقد إلكترون التكافؤ من ذرة الصوديوم (أي حدث لها عملية أكسدة) ويعتبر الصوديوم عاملاً مختزلاً واكتساب هذا الإلكترون بواسطة ذرة الكلور (أي حدث لها عملية اختزال) ويعتبر الكلور عاملاً مؤكسداً، ويتم التوصل إلى أن:

- العامل المختزل: هو المادة التي تفقد إلكترونات أو أكثر في التفاعل الكيميائي.
- العامل المؤكسد: هو المادة التي تكتسب إلكترونات أو أكثر في التفاعل الكيميائي.

تفاعلات الأكسدة والاختزال إجابة الأسئلة في كتاب الطالب

السؤال الأول :

- 1 - التبادل المزدوج .
- 2 - الأكسدة
- 3 - العامل المؤكسد .
- 4 - العامل المختزل .
- 5 - تفاعلات الأكسدة والاختزال .
- 6 - عملية الاختزال .
- 7 - عدد التأكسد .

السؤال الثاني :

- 1 . 2 -
- 2 . 2 +
- 3 . 5 +
- 4 . 6 +
- 5 . اختزال
- 6 . أكسدة
- 7 . 1 -
- 8 . 8
- 9 . 6
- 10 . $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
- 11 . 10
- 12 . مُخْتَزَلٌ

السؤال الثالث :

- 1 - ✓
- 2 - ×
- 3 - ✓

✓ - 4

✓ - 5

× - 6

× - 7

✓ - 8

✓ - 9

✓ - 10

× - 11

✓ - 12

× - 13

السؤال الرابع :MgS₂O₃ - 1MnO₂ - 2H₂C₂O₄ - 3HNO₃ → NO - 4MnO₄²⁻ → MnO₄⁻ - 5SO₄²⁻ → SO₃²⁻ - 62Cl⁻ - 7

-1/2 - 8

Na₂O₂ - 9Cl₂ - 1011 - يعتبر SO₂ عامل مختزل .

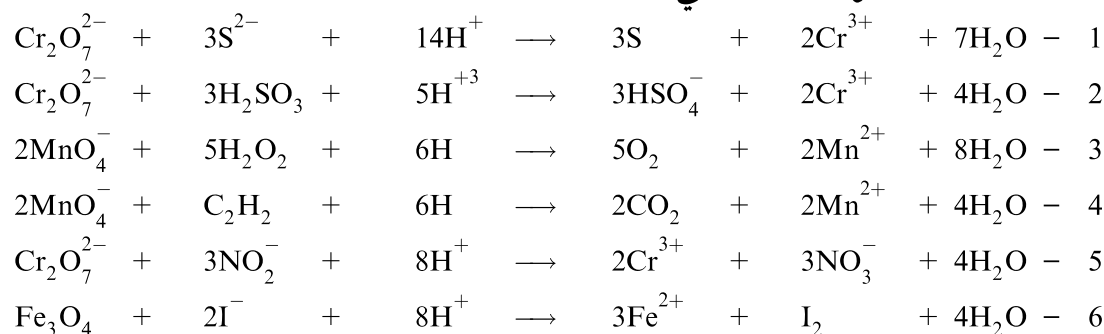
12 - خمس مولات من الإلكترونات .

AgNO₃ + HCl → AgCl + HNO₃ - 134HNO₃ + Cu → Cu(NO₃)₂ + 2H₂O + 2NO₂ - 14PCl₅ → PCl₃ + Cl₂ - 15Sn⁴⁺ + Fe → Sn²⁺ + Fe²⁺ - 16

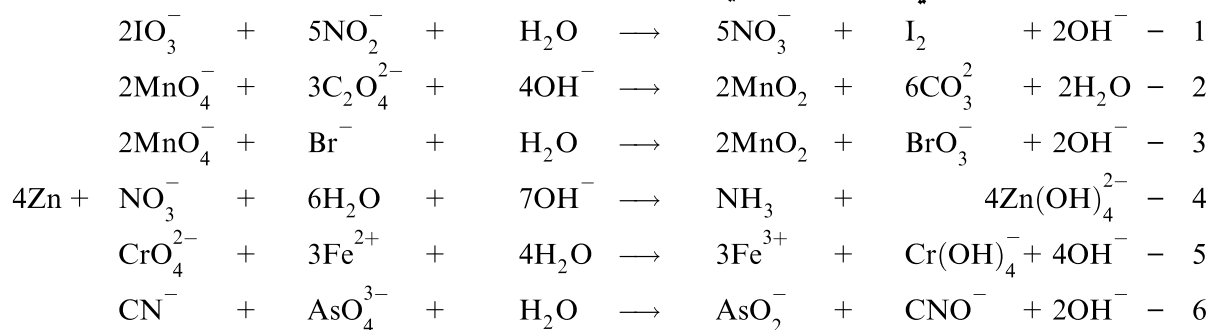
5 - 17

السؤال السادس :

(أ) وزن معادلات الوسط الحمضي :

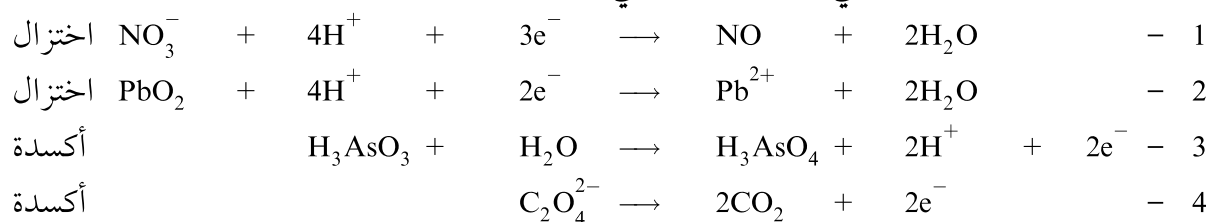


(ب) وزن المعادلات في الوسط القلوي :

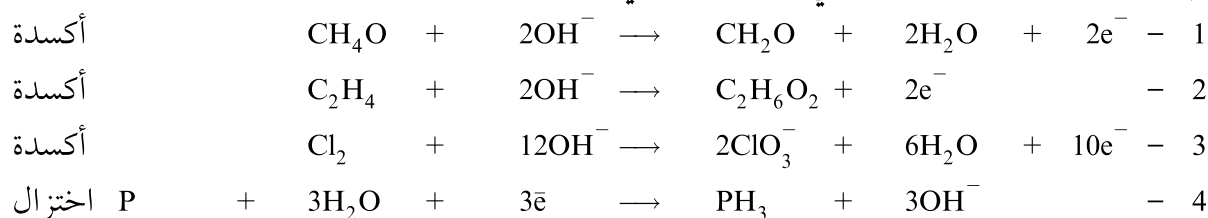


السؤال السابع :

(أ) وزن أنصاف المعادلات في الوسط الحمضي :



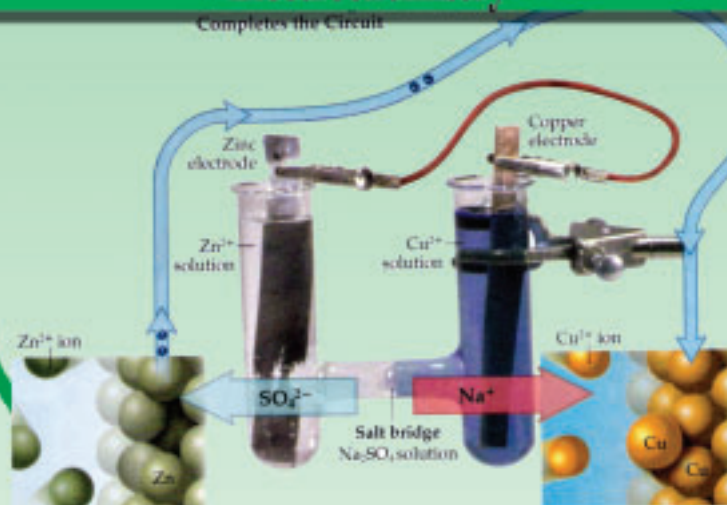
(ب) وزن أنصاف المعادلات في الوسط القلوي :



الفصل الثاني

الكيمياء الكهربائية

Electrochemistry



الفصل الثاني

الكيمياء الكهربائية

يتناول هذا الفصل دراسة العلاقة بين الطاقة الكيميائية والطاقة الكهربائية .

يخصص لهذا الفصل (20) حصة دراسية تقسم على النحو التالي :

م	المفاهيم الرئيسية	الحصص	المجموع
1	التوصيل الكهربائي الموصلات الفلزية أو الإلكترونية الموصلات الإلكتروليتية أو الأيونية	2	20
2	الخلايا الكهروكيميائية أولاً: الخلايا الجلفانية أنصاف الخلايا خلية الخارصين - النحاس	3	
3	جهد الخلية، جهود الاختزال القطبية (الجهود القطبية) قياس جهود الاختزال القطبية	2	
4	السلسلة الكهروكيميائية، مزايا السلسلة الكهروكيميائية	2	
5	تطبيقات عملية على الخلايا الجلفانية المركم الرصاصي (بطارية السيارة)، بطارية (خلية) أكسيد الفضة خلايا الوقود	2	
6	ثانياً: الخلايا الإلكتروليتية (خلايا التحليل الكهربائي) التحليل الكهربائي لمصاهير المواد الإلكتروليتية التحليل الكهربائي لمصهور كلوريد الصوديوم باستخدام أقطاب من الجرافيت التحليل الكهربائي لمصهور أكسيد الألمنيوم باستخدام أقطاب من الجرافيت	1	
7	التحليل الكهربائي للمحاليل المائية للمواد الإلكتروليتية تطبيقات على التحليل الكهربائي للمحاليل الإلكتروليتية	4	
8	ثالثاً: قانونا فراداي في التحليل الكهربائي القانون الأول لفراداي، القانون الثاني لفراداي * تطبيقات على قانوني فراداي للتحليل الكهربائي	4	
	المجموع	20	

تمهيد:

جميع التغيرات الكيميائية يصاحبها تغير في التكوين الكيميائي للمادة، وتغير في الطاقة. ويظهر هذا التغير في الطاقة إما على شكل حرارة (انطلاق أو امتصاص)، أو شغل ميكانيكي (مثل احتراق الجازولين في محرك السيارة لتوليد الطاقة الحركية)، أو طاقة كهربائية (مثل إضاءة مصباح). ويعتمد مقدار التغير في الطاقة الذي يصاحب التفاعلات الكيميائية على الطريقة أو الظروف التي تم إحداث التفاعل عندها، أو على هذين الأمرين معاً.

وتتناول هذه الوحدة أحد أنواع الطاقة التي تصاحب التفاعلات الكيميائية، وهي الطاقة الكهربائية.

الكيمياء الكهربائية

تهتم الكيمياء الكهربائية بالعلاقة بين التفاعلات الكيميائية والطاقة الكهربائية وبشكل خاص بحقيقتين رئيسيتين هما:

1 - التفاعلات الكيميائية ذات القدرة على الحدوث التلقائي تحت ظروف مناسبة لإنتاج طاقة كهربائية (الخلايا الجلفانية)، وفي هذا الجزء تمت دراسة كيفية تكوين الخلايا الجلفانية وكيفية عملها، والتفاعلات الكيميائية التي تحدث بها، والقوة المحركة الكهربائية وطريقة قياسها، كما تم ربط قيم جهود الاختزال القياسية في معرفة التفاعلات الكيميائية التلقائية وغير التلقائية، والنشاط الكيميائي للعناصر.

2 - التفاعلات الكيميائية التي ليس لها القدرة على الحدوث التلقائي، ولكن يمكن إحداثها إذا أعطيت كمية مناسبة من الكهرباء تحت الظروف المناسبة (الخلايا الإلكتروليتية). وقد تم وصف بعض الخلايا الإلكتروليتية النموذجية. وتفسير إحداث التفاعلات الكيميائية بها على أساس قيم جهود الاختزال القياسية، والاستفادة من التحليل الكهربائي في تحضير بعض المركبات والعناصر وطرق تنقيتها والطلاء بالكهرباء، ثم القوانين الكمية للتحليل الكهربائي (قانونا فراداي). وترتبط هذه الوحدة بوحدة الأكسدة والاختزال من خلال دراسة أنصاف الخلايا ووزن المعادلات، كما تعتبر هذه الوحدة مدخلاً لتفسير طرق استخلاص الفلزات وتفاعلاتها الكيميائية في الأوساط المختلفة.

الأهداف العامة

يهدف هذا الفصل إلى تحقيق ما يلي :

أولاً إكساب المتعلمين الحقائق والمفاهيم التالية بصورة وظيفية :

- 1 - التوصيل الكهربائي يكون إلكترونياً أو أيونياً.
- 2 - الخلايا الكهروكيميائية نوعان جلفانية وإلكتروليتية.
- 3 - يتم تحويل الطاقة الكيميائية إلى كهربائية في الخلايا الجلفانية.
- 4 - يتم تحويل الطاقة الكهربائية إلى طاقة كيميائية في الخلايا الإلكتروليتية.
- 5 - التفاعلات في نوعي الخلايا هي تفاعلات أكسدة واختزال.
- 6 - تتكون الخلية الجلفانية من نصفي خليتين لعنصرين مختلفين.
- 7 - القوة المحركة الكهربائية هي أقصى قوة محركة كهربائية يمكن الحصول عليها من خلية جلفانية عندما تكون تراكيز جميع الأنواع في المحلول 1M وضغط الغازات إن وجدت في التفاعل 1 atm ودرجة حرارة الخلية 25°C.
- 8 - قطب الخلية الذي تحدث عنده عملية الأكسدة هو الأنود، والذي تحدث عنده عملية الاختزال هو الكاثود.
- 9 - القوة المحركة الكهربائية للخلية المكونة من نصف الخلية القياسية ونصف خلية الهيدروجين تسمى جهد الاختزال القياسي.
- 10 - ترتيب الأنواع المختلفة حسب جهود اختزالها القطبية القياسية بالنسبة لقطب الهيدروجين القياسي يعرف بالسلسلة الكهروكيميائية أو جدول جهود الاختزال القياسية E_{cell}° .
- 11 - جهود الاختزال القياسية للعناصر تحدد نشاطها الكيميائي.
- 12 - القيمة العددية لجهد الاختزال القياسي لأي نصف خلية تساوي القيمة العددية لجهد الأكسدة القياسي لنفس الخلية ولكن تخالفها في الإشارة.
- 13 - القوة المحركة الكهربائية لأي خلية جلفانية قيمة موجبة وتساوي :
جهد اختزال الكاثود - جهد اختزال الأنود.
- 14 - يمكن التنبؤ بحدوث التفاعل الكلي بشكل تلقائي بمعرفة جهود الاختزال القياسية لأنصاف الخلايا.

- 15 - يتأكسد النوع الذي له أقل جهد اختزال، بينما يختزل النوع الذي له أكبر قيمة جهد اختزال.
- 16 - تتوقف جهود الاختزال للأيونات على تركيزها في المحلول.
- 17 - تفيد معرفة قيم جهود الاختزال القياسية في تحضير العناصر والمركبات وتنقيتها، وفي الطلاء الكهربائي... إلخ.
- 18 - تتناسب كتل المواد المتكونة عند أي قطب في أثناء عملية التحليل الكهربائي تناسباً طردياً مع كمية الكهرباء المارة في المحلول أو المصهور.
- 19 - عند مرور كمية معينة من الكهرباء في عدة خلايا إلكتروليزية متصلة على التوالي، فإن كتل العناصر المتكونة عند الأقطاب تتناسب مع كتلتها المكافئة.
- 20 - عدد وحدات الفارادي اللازم لترسيب مول واحد من ذرات أي عنصر يساوي العدد الدال على تكافؤ هذا العنصر في المركب الذي تم منه الترسيب.
- 21 - كمية الكهرباء التي تساوي 96500 كولوم (C) أو مولاً واحداً من الإلكترونات هي الفارادي (F).

ثانياً تنمية قدرة المتعلمين على اكتساب المهارات اليدوية والأكاديمية التالية:

- من خلال تدريس هذا الفصل وإجراء الدروس العملية الخاصة يمكن تنمية قدرة المتعلمين في المهارات العلمية التالية:
- 1 - تنمية القدرة على تداول وإتقان استعمال المواد والأدوات والأجهزة، والاهتمام باحتياجات الأمن والسلامة، وذلك من خلال قيام المتعلمين بإجراء الدروس العملية الخاصة بهذا الفصل.
 - 2 - التعود على الدقة في القياس من خلال قياس كمية القوة المحركة الكهربائية لخلية جلفانية وإيجاد كتل المواد المترسبة على الكاثود عند مرور كمية معلومة من الكهرباء في عدة خلايا إلكتروليزية متصلة على التوالي.
 - 3 - تنمية القدرة على التنبؤ والتحليل والتفسير، مثل التنبؤ بالتفاعلات الأكثر احتمالاً للحدوث عند الأقطاب في عملية التحليل الكهربائي.
 - 4 - تنمية القدرة على القراءة العلمية المبنية على الفهم والنقد والتحليل، مثل الحصول على المعلومات من الجداول وتحليلها لتفسير تفاعلات التحليل الكهربائي وإمكانية حدوث التفاعلات الكيميائية.
 - 5 - تنمية القدرة على التصنيف من خلال تفاعلات تلقائية الحدوث وغير تلقائية الحدوث وتفاعلات أكسدة واختزال الخلايا الجلفانية والخلايا الإلكترونية.

6 - التدريب على التعبير بالأسلوب العلمي، من خلال المصطلحات التي تدرس في هذا الفصل.

7 - تنمية القدرة على التفكير العلمي من خلال تركيب الدوائر الكهربائية، وتكوين الخلية الجلفانية وكيفية عمل الخلية الجلفانية وتفسير التفاعلات الحادثة بها.

ثالثاً الاتجاهات العلمية:

من خلال تدريس هذا الفصل، يمكن إكساب المتعلمين بعض جوانب الاتجاه العلمي وبعض العادات والقيم مثل:

1 - تعويد المتعلم عدم التسرع في الحكم والتريث حتى تتجمع أدلة كافية، كما في حساب جهد التفاعل ودلالته على حدوث تفاعلات الأكسدة والاختزال.

2 - الحذر من التعميم المبني على حالة واحدة.

3 - الاعتماد على التجربة في فرض الفروض واستنتاج العلاقات وعدم اللجوء إلى التخمين من خلال تعيين جهود الاختزال القياسية لأنصاف الخلايا، والقوة المحركة الكهربائية للخلايا الجلفانية.

4 - توسيع أفق المتعلمين وتنمية الأمانة العلمية عندهم، واحترام وتقدير جهود العلماء من خلال ذكر أسماء العلماء الذين ساهموا في تقدم هذه العلوم أمثال فولتا وهس وفراداي.

5 - فهم علاقة السبب والنتيجة، والإيمان بالسببية القائمة على أسس موضوعية تخضع للتجريب.

6 - الإيمان بأن الحقائق العلمية قابلة للتعديل والتبديل.

7 - الإيمان بالأسلوب العلمي الذي يمكن بواسطته حل المشكلات.

8 - الإيمان بأن العلم في خدمة الإنسان.

الأهداف الخاصة

أتوقع في نهاية تدريس هذا الفصل أن يكون المتعلم قادراً على أن:

1 - يعدد صور الطاقة المختلفة: ميكانيكية، كهربائية، حرارية، ضوئية، صوتية.

2 - يُعرّف علم الكيمياء الكهربائية بأنه أحد فروع علم الكيمياء الذي يبحث في العلاقة بين الكهرباء والتفاعلات الكيميائية، أي أنه يبحث في التفاعلات الكيميائية وما يصاحبها من انطلاق أو امتصاص طاقة كهربائية.

- 3 - يحدد بعض التطبيقات الهامة في حياتنا اليومية للعمليات الكهروكيميائية مثل: المركم الرصاصي - خلية أكسيد الفضة - خلايا الوقود.
- 4 - يعرف التوصيل الكهربائي بأنه انتقال الشحنات الكهربائية خلال المادة من نقطة إلى أخرى في صورة تيار كهربائي.
- 5 - يذكر الشروط الواجب توافرها لوجود التيار الكهربائي.
- 6 - يُميز بين الموصلات الفلزية (الإلكترونية) والموصلات الإلكترونية (الأيونية).
- 7 - يصف البلورات الفلزية وما يحدث لها عند إدخالها ضمن دائرة كهربائية.
- 8 - يفسر لماذا يبقى الموصل الفلزي (الإلكتروني) متعادلاً دائماً.
- 9 - يفسر لماذا تعتبر الفلزات جيدة التوصيل الكهربائي.
- 10 - يُوضح لماذا تقل قدرة الفلز على التوصيل الكهربائي بارتفاع درجة الحرارة.
- 11 - يفسر لماذا لا توصل المركبات الأيونية الصلبة التيار الكهربائي بينما توصل محاليلها ومصاهيرها التيار الكهربائي.
- 12 - يقارن بين الخلايا الجلفانية والخلايا الإلكترونية من حيث: التعريف - الأنود - الكاثود.
- 13 - يُفسّر تفاعل الأكسدة والاختزال التالي:

$$\text{Zn}_{(s)} + \text{Cu}_{(aq)}^{2+} \rightarrow \text{Cu}_{(s)} + \text{Zn}_{(aq)}^{+2}$$
- 14 - يوضح لماذا لا يمكن الحصول على تيار كهربائي نتيجة التفاعل السابق إذا تم وضع قطعة من الخارصين في وعاء به محلول كبريتات النحاس II.
- 15 - يوضح كيف يمكن الاستفادة من التفاعل السابق للحصول على تيار كهربائي.
- 16 - يستنتج أن الخلايا الجلفانية هي أنظمة يتم فيها تحويل الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية نتيجة لحدوث تفاعل أكسدة واختزال بشكل تلقائي ومستمر.
- 17 - يصف نصف خلية الخارصين القياسية (Zn^{+2}/Zn) والتغيرات الكيميائية التي تحدث فيها، ويبين لماذا لا يوجد سريان للإلكترونات منها أو إليها.
- 18 - يصف نصف خلية النحاس القياسية (Cu^{+2}/Cu) والتغيرات التي تحدث فيها، ويبين لماذا لا يوجد سريان للإلكترونات منها أو إليها.
- 19 - يصف نصف خلية الهيدروجين القياسية (H^+/H_2) وما يحدث فيها.
- 20 - يصف خلية الخارصين - النحاس القياسية، ويقوم بما يلي:
 - يرسم الخلية الجلفانية السابقة تخطيطاً.

- يوضح اتجاه سريان الإلكترونات في الموصل المعدني (السلك)، وكذلك يوضح كل من الكاثود والأنود.
- يكتب معادلة التفاعل عند كل من القطبين والتفاعل الكلي داخل الخلية.
- 21 - يكتب الرمز الاصطلاحي للخلية الجلفانية السابقة.
- 22 - يشرح وظيفة القنطرة الملحية التي تصل بين نصفي الخلية.
- 23 - يوضح ما يحدث لكتلة كل من الأنود والكاثود في الخلية السابقة.
- 24 - يوضح ما يحدث لتراكيز المحاليل حول الكاثود وحول الأنود.
- 25 - يُعرّف جهد الخلية القياسي بأنه : أقصى قوة محركة كهربائية يمكن الحصول عليها من خلية جلفانية عندما يكون تركيز جميع الأنواع في المحلول 1mol/L وضغط الغازات إن وجدت 1 atm عند 25°C.
- 26 - يحسب جهد الخلية (القوة المحركة الكهربائية) من العلاقة :
جهد الخلية = جهد اختزال الكاثود - جهد اختزال الأنود
(الأعلى) (الأقل)
- 27 - يوضح أنه لتعيين الجهد القطبي لفلز ما فإنه يلزم تكوين خلية جلفانية، أحد نصفيها هو القطب المطلوب تعيين جهده والنصف الآخر قطب الهيدروجين القياسي.
- 28 - يُعبر عن نصف خلية الهيدروجين القياسية كما يلي :
$$\text{H}^+(1\text{M})/\text{H}_2/\text{pt}$$

(1atm.)
- 29 - يستنتج أنه عند تعيين الجهد القطبي القياسي لأي نوع بالاستعانة بقطب الهيدروجين القياسي فإن :
الجهد القطبي القياسي للنوع = القوة المحركة الكهربائية للخلية عددياً.
- 30 - يوضح أنه إذا كان القطب المراد قياس جهده كاثوداً وقطب الهيدروجين القياسي أنوداً فإن العملية التي تحدث لهذا القطب تكون اختزالاً وعليه فإن :
جهد الاختزال القياسي للقطب = القوة المحركة الكهربائية للخلية.
أما إذا كان القطب المراد قياس جهده أنوداً وقطب الهيدروجين القياسي كاثوداً فإن العملية التي تحدث لهذا القطب تكون أكسدة وعليه فإن :
جهد الاختزال القياسي للقطب = القوة المحركة الكهربائية للخلية مسبقاً بإشارة سالبة.

- 31 - يذكر أن ترتيب الأنواع المختلفة حسب جهود اختزالها القطبية القياسية بالنسبة لقطب الهيدروجين القياسي يعرف بالسلسلة الكهروكيميائية، أو جدول جهود الاختزال القياسية.
- 32 - يُعدُّ مزايا السلسلة الكهروكيميائية، ويُعطى مثلاً لكل ميزة.
- 33 - يَصِفُ المركم الرصاصي، ويُحدِّد كلاً من الأنود والكاثود، والإلكتروليت.
- 34 - يَكْتُبُ التفاعلات الحادثة في المركم الرصاصي عندما يُعطى تياراً كهربائياً (عند الأنود والكاثود والتفاعل الكلي داخل المركم).
- 35 - يَشْرُحُ طريقة شحن المركم الرصاصي مع كتابة التفاعل الكلي الحادث لعملية الشحن والتفريغ.
- 36 - يَصِفُ بطارية (خلية) أكسيد الفضة، ويحدد الأقطاب والإلكتروليت في هذه الخلية.
- يَكْتُبُ التفاعلات الحادثة عند الأنود والكاثود والتفاعل الكلي داخل الخلية عندما تُعطى تياراً كهربائياً.
- 37 - يُعرِّفُ خلايا الوقود بأنها خلايا جلفانية يتم فيها تحويل الطاقة الكيميائية مباشرة إلى طاقة كهربائية.
- يرسم خلية وقود الهيدروجين - الأكسجين مع كتابة أسماء الأجزاء والمواد على الرسم.
- يَكْتُبُ التفاعلات الحادثة عند الأنود والكاثود والتفاعل الكلي عند تشغيل الخلية.
- يَذْكُرُ مزايا خلايا الوقود ومجالات استخدامها.
- 38 - يُعرِّفُ الخلايا الإلكتروليتيّة (التحليلية) بأنها أنظمة تستخدم فيها الطاقة الكهربائية المستمدة من مصدر خارجي لإحداث تفاعل أكسدة واختزال ما كان ليحدث بشكل تلقائي.
- 39 - يَشْرُحُ ما يحدث عند التحليل الكهربائي لمصهور كلوريد الصوديوم باستخدام خلية أقطابها من الجرافيت (وكذلك خلية داون).
- 40 - يَشْرُحُ ما يحدث عند التحليل الكهربائي لمصهور أكسيد الألمنيوم باستخدام خلية أقطابها من الجرافيت (خلية شارلز - هول).
- 41 - يَكْتُبُ معادلة أكسدة الماء كالتالي: $2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \longrightarrow \text{O}_{2(g)} + 4\text{H}_{(aq)}^+ + 4\text{e}^-$
- 42 - يَكْتُبُ معادلة اختزال الماء كالتالي: $2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_{2(g)} + 2\text{OH}_{(aq)}^-$
- 43 - يستنتج من جهود الاختزال القياسية للتفاعلات السابقة أن الماء يسهل أكسدته في المحاليل المتعادلة أكثر من المحاليل الحمضية، بينما يسهل اختزاله في المحاليل المتعادلة أكثر من المحاليل القلوية.

- 44 - يُوضَحُ أن النوع الذي له أقل قيمة جهد اختزال هو الذي يتأكسد أولاً.
- 45 - يُوضَحُ أن النوع الذي له أكبر قيمة جهد اختزال هو الذي يختزل أولاً.
- 46 - يتعرف إلى العلاقة بين تركيز الأنواع عند القطبين وجهود اختزالها.
- 47 - يستنتج أن الأنود يمكن أن يُشارك في تفاعل الأكسدة، إذا كان له أقل جهد اختزال.
- 48 - يتَّعرف إلى نواتج التحليل الكهربائي لمحلول كبريتات الصوديوم باستخدام أقطاب من الجرافيت.
- 49 - يتَّعرف إلى نواتج التحليل الكهربائي لمحلول يوديد البوتاسيوم باستخدام أقطاب من البلاتين أو الجرافيت.
- 50 - يَشْرَحُ طريقة الحصول على هيدروكسيد الصوديوم (الصودا الكاوية) بالتحليل الكهربائي لمحلول مشبع من كلوريد الصوديوم باستخدام قطبين من الجرافيت.
- 51 - يتعرف إلى الفرق بين نواتج التحليل الكهربائي لمحلول مشبع من كلوريد الصوديوم عند استبدال قطب الكاثود في الخلية السابقة بقطب من الزئبق مع ذكر السبب.
- 52 - يتَّعرف إلى نواتج التحليل الكهربائي لمحلول كبريتات النحاس II باستخدام قطبين من الجرافيت مرة، وقطبين من النحاس في مرة أخرى.
- 53 - يَصِفُ طريقة تنقية النحاس (بعد استخلاصه من خاماته) بوساطة التحليل الكهربائي موضحاً كلاً من الكاثود والأنود والإلكتروليت مع كتابة معادلات التفاعل الحادثة.
- 54 - يَشْرَحُ خطوات عملية طلاء ملعقة نحاسية بطبقة رقيقة من الفضة.
- 55 - يَذْكُرُ نص القانون الأول لفرادي "تناسب كتل المواد المُتكوِّنة عند أي قطب في أثناء عملية التحليل الكهربائي تناسباً طردياً مع كمية الكهرباء المارة في المحلول أو المصهور".
- 56 - يُعرِّف الفرادي F بأنه "كمية الكهرباء التي شحنتها تُعادل شحنة مول من الإلكترونات، ولها القدرة على ترسيب مكافئ جرامي واحد من أي عنصر (أو أي مادة)".
- 57 - يَذْكُرُ نص القانون الثاني لفرادي "عند مرور كمية معينة من الكهرباء في خلايا إلكتروليتيّة متصلة على التوالي، فإن كتل العناصر المتكوِّنة عند الأقطاب تتناسب طردياً مع كتلها المكافئة".
- 58 - يُعرِّف الكتلة المكافئة في تفاعلات الأكسدة والاختزال بأنها "الكتلة من المادة التي لها القدرة على اكتساب أو فقد مول واحد من الإلكترونات في أثناء التفاعل الكيميائي".
- 59 - يَحْسِبُ الكتلة المكافئة الجرامية للمادة من العلاقة التالية:

$$\text{الكتلة الصيغية الجرامية (كتلة المول M.wt.)} = \frac{\text{الكتلة المكافئة الجرامية eq.wt.}}{\text{عدد مولات الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة (f)}}$$

60 - من العلاقة السابقة يستنتج أن عدد وحدات الفارادي F يساوي عدد مولات الإلكترونات المكتسبة أو المفقودة (f)، ويساوي ناتج قسمة الكتلة الصيغية (كتلة المول M.wt.) على الكتلة المكافئة الجرامية (eq.wt.).

$$F = \frac{\text{الكتلة الصيغية الجرامية (كتلة المول M.wt.)}}{\text{الكتلة المكافئة الجرامية eq.wt.}} = \frac{\text{عدد مولات الإلكترونات}}{\text{المفقودة أو المكتسبة (f)}}$$

61 - يَسْتَنْتَج أن عدد وحدات الفارادي اللازمة لترسيب مول واحد من ذرات أي عنصر يساوي عدد التكافؤ لهذا العنصر في المركب الذي يتم منه الترسيب.

62 - يحل تطبيقات متنوعة على قانوني فارادي.

معلومات إثرائية للمعلم:

أولاً - الموصلات الفلزية أو الإلكترونية:

يتم نقل التيار عبر السلك بالإزاحة المتتالية للإلكترونات التكافؤ الموجودة في ذرات الفلز، نتيجة إضافة المزيد من الإلكترونات عند أحد طرفي السلك، ثم سحبها من الطرف الآخر بالسرعة التي تتجمع بها نتيجة الإضافة. ولذلك يبقى الموصل المعدني، وفي أي مقطع منه، وفي أي لحظة متعادلاً كهربائياً، وبالتالي: لا يحدث به تغير كيميائي.

ثانياً - الموصلات الإلكترونية أو الأيونية:

يتم نقل التيار الكهربائي نتيجة الحركة الأيونية وتفاعل الأكسدة والاختزال الحادث عند الأقطاب بشكل متزامن. وبالتالي يحدث تغير كيميائي يصاحب مرور التيار الكهربائي. وفي التوصيل الإلكتروني يجب التأكيد على ما يلي:

أ - في الخلية الإلكترونية تحدث عملية الاختزال عند الكاثود ويعطي إشارة سالبة، بينما تحدث عملية الأكسدة عند الأنود وله إشارة موجبة.

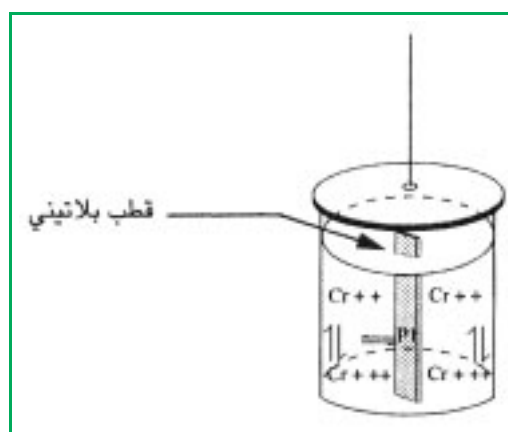
ب - عدد الإلكترونات المكتسبة يساوي عدد الإلكترونات المفقودة. فحالما يتم اكتساب إلكترون عند الكاثود يجب أن يتم فقد إلكترون عند الأنود. وهذا يعني عدم تراكم الشحنات عند الأقطاب.

ج - يبقى المحلول متعادلاً الشحنة الكهربائية في أي لحظة، وفي أي جزء من أجزائه، وبذلك يكون مجموع الشحنات الكهربائية الموجبة لجميع الكاتيونات مساوياً لمجموع الشحنات الكهربائية السالبة لجميع الأنيونات.

ثالثاً - أنصاف الخلايا:

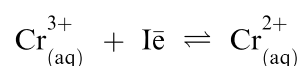
ليس من الضروري أن يكون نصف الخلية مكوناً من فلز مغمور في محلول أحد أملاحه، بل هناك أنصاف خلايا تحتوي على أيونات للعنصر نفسه في حالات تأكسد مختلفة، فليست الذرات والجزيئات هي الجسيمات الوحيدة التي لها القدرة على اكتساب أو فقد الإلكترونات في تفاعل نصف الخلية.

فكاتيونات بعض العناصر في حالة التأكسد العليا مثل Cr^{3+} , Fe^{3+} , Sn^{4+} .. إلخ يمكنها اكتساب الإلكترونات لتكوين كاتيونات في حالة تأكسد أقل مثل Cr^{2+} , Fe^{2+} , Sn^{2+} ، على الترتيب.



شكل (1) نصف خلية $\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}$

ويشكل النظام الموضح بالشكل رقم (1) نصف خلية قياسية من $\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}$ ، ونصف هذه الخلية يتكون من وعاء به قطب بلاتين مغمور جزئياً في محلول تركيزه مول/لتر من كاتيونات الكروم (II)، مول/لتر من كاتيونات الكروم (III)، (يمكن الحصول على هذا المحلول بإذابة مول واحد من كبريتات الكروم CrSO_4 ونصف مول من $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ في لتر واحد من المحلول)، ثم يغطى نصف الخلية بورق مقوى للتقليل من تأكسد Cr^{2+} إلى Cr^{3+} تلقائياً بالهواء الجوي، ويفسر عمل نصف الخلية هذا بتأكسد عدد من كاتيونات الكروم (II) إلى كاتيونات الكروم (III) وتبقى الإلكترونات على قطب البلاتين، في حين يختزل عدد مماثل من كاتيونات الكروم (III) إلى كاتيونات الكروم (II). ويمكن تمثيل هذا التفاعل العكوس لعملية الأكسدة والاختزال بالمعادلة الكيميائية التالية:



ونتيجة لوجود اتزان ديناميكي في هذا النظام، لا توجد محصلة للتفاعل الكيميائي الذي يحدث في نصف الخلية. كما يمكن اعتبار نصف الخلية دائرة كهربائية مفتوحة لعدم سريان الإلكترونات منها أو إليها.

العلاقة بين إشارة القوة المحركة الكهربائية والرمز الاصطلاحي للخلية الجلفانية :

القوة المحركة الكهربائية لأي خلية جلفانية تكون ذات قيمة موجبة، ونرى أن يؤكد المعلم على الحقائق التالية :

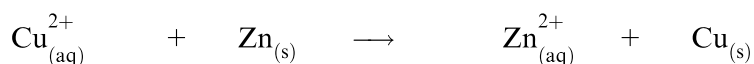
أ - إذا كانت للقوة المحركة الكهربائية لأي خلية جلفانية إشارة موجبة دل ذلك على أن الرمز الاصطلاحي للخلية صحيح، وأن الخلية الكهربائية تعمل بالطريقة المشار إليها بالرمز الاصطلاحي، وأن التفاعل الكيميائي الكلي الذي تعمل الخلية على أساسه يحدث بشكل تلقائي كما هو مكتوب.

ب - إذا كان للقوة المحركة الكهربائية إشارة سالبة، دل ذلك على أن الرمز الاصطلاحي للخلية خاطئ (أو معكوس)، وأن الخلية الجلفانية لن تعمل بالطريقة المشار إليها بالرمز الاصطلاحي، وأن التفاعل الكلي محتمل الحدوث بالاتجاه العكسي، ولذلك لا بد من عكس الرمز الاصطلاحي للخلية.

معلومات إثرائية للمعلم :

جهود الاختزال القطبية :

يمكن الإجابة على سؤال "ما أصل الخلية الجلفانية؟" بدراسة الطاقة الكيميائية الخاصة بتفاعل الأكسدة والاختزال الحادث في خلية النحاس - الخارصين القياسية، فبالنسبة لهذه الخلية :

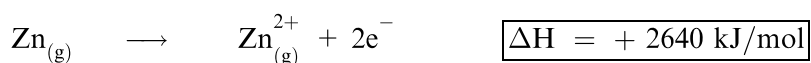


يمكن تصور حدوث هذا التفاعل على عدة خطوات متتالية كما يلي :

1 - تذرية مول واحد من ذرات الخارصين، والطاقة اللازمة لهذه العملية تساوي : $+ 130.5 \text{ kJ/mol}$



2 - تأين مول واحد من ذرات الخارصين، والطاقة اللازمة لهذه العملية تساوي جهد التأين الكلي للخارصين أي مجموع جهدي التأين الأول + الثاني وتساوي : $906 + 1734 = + 2640 \text{ kJ/mol}$



3 - نزع الإمالة عن كاتيونات النحاس المائية والطاقة اللازمة لهذه العملية تساوي معكوس طاقة إمالة كاتيونات النحاس II، وتساوي : $+ 2158.9 \text{ kJ/mol}$



4 - اختزال كاتيونات النحاس الغازية، والطاقة المنطلقة عن هذه العملية هي معكوس جهد التأين الكلي للنحاس أي مجموع جهدي التأين الأول + الثاني، وتساوي: $-2704 \text{ kJ/mol} = (-1958) + (-746)$



5 - تكثيف ذرات النحاس من الحالة الغازية إلى الحالة الصلبة، والطاقة المنطلقة عن هذه العملية هي معكوس طاقة تذبذبة النحاس، وتساوي: -339.3 kJ/mol



6 - إمالة كاتيونات الخارصين، والطاقة المنطلقة عن إمالة مول واحد من كاتيونات الخارصين تساوي: -2104.6 kJ/mol



التغير الكلي في المحتوى الحراري لهذا التفاعل يساوي:

$$\Delta H = +130.5 + 2640 + 2158.9 - 2704 - 339.3 - 2104.6 = -218.5 \text{ kJ/mol}$$

وحيث إن إشارة التغير في المحتوى الحراري سالبة، فإن هذا التفاعل يحدث بشكل تلقائي، وتكون الكمية المنطلقة من الطاقة هي الكمية التي يمكن الاستفادة منها من كل مول.

والآن ما هي العلاقة بين هذا التغير في المحتوى الحراري للتفاعل وبين الطاقة الكهربائية؟

للإجابة على هذا السؤال سوف نتعرف أولاً إلى العلاقة بين الطاقة والقوة الدافعة الكهربائية:

فمن المعلوم أن التيار الكهربائي الذي نحصل عليه في الخلية الجلفانية هو نتيجة للقوة التي تعمل على دفع الإلكترونات من قطب الأنود إلى قطب الكاثود خلال الموصل المعدني (السلوك)، وتسمى هذه القوة بالقوة الدافعة الكهربائية (emf) وتقاس بوحدة الفولت (V)، والفولت هو مقياس لكمية الطاقة التي يمكن الحصول عليها من الشحنات الكهربائية المارة. فإذا كانت القوة الدافعة (جهد الخلية) (IV)، فإن مرور كولوم واحد (IC) يكون مصحوباً بشغل مقداره (1 J) أي أن:

$$1V = \frac{1J}{1C}$$

وبالتالي فإن:

$$\text{الجهد} = \frac{J \text{ الشغل}}{C \text{ كمية الشحنة}}$$

وحيث إن هذا التفاعل السابق يكون مصحوباً بانتقال 2 mol من الإلكترونات لكل معادلة أي

$2 \times 96500 \text{ C}$ فإذا تم نقل هذه الكمية من الكهرباء تحت الظروف القياسية فإن:

$$\text{جهد الخلية القياسي} = \frac{1000 \times 218.5}{2 \times 96500} = 1.132 \text{ V}$$

ومن هذا نستنتج أنه عندما سُمِحَ للتغير في الطاقة الناتج من تفاعل الأكسدة والاختزال التلقائي السابق بالتحويل من طاقة حرارية نتيجة التفاعل الحادث مباشرة بين الخارصين ومحلول كبريتات النحاس إلى طاقة كهربائية عن طريق فصل نصفي التفاعل، فإن مقدار التغير في الطاقة الحرارية أعطى تقريباً كمية مساوية له من الطاقة الكهربائية، والدليل على ذلك أن الجهد المقاس عملياً لهذه الخلية يساوي 1.1 V، وهذه القيمة قريبة من القيمة المحسوبة نظرياً، لهذا نستنتج أن التغيرات الكيميائية المصاحبة للتفاعل السابق هي المسببة لجهد هذه الخلية.

كما نستنتج أن كفاءة التحويل لهذه الخلية مرتفعة، ويمكن حسابها بالعلاقة التالية:

$$\text{الكفاءة التحويلية} = \frac{\text{الجهد المقاس عملياً} \times 100}{\text{الجهد المحسوب نظرياً}} = \frac{1.1 \times 100}{1.132} = 97.17\%$$

وهي كفاءة تحويلية عالية جداً.

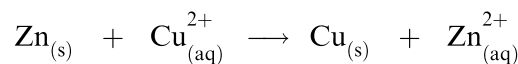
التيار الكهربائي في الخلايا الكهروكيميائية:

في جميع الخلايا الكهروكيميائية ينتقل التيار الكهربائي عن طريق حركة الجسيمات المشحونة كما يلي:

- 1 - التيار الإلكتروني ويتم عن طريق حركة الإلكترونات خلال الأقطاب والموصل المعدني (السلك الخارجي) أي خلال الأجزاء الصلبة في الخلايا.
- 2 - التيار الأيوني ويتم عن طريق حركة الأيونات (الكاتيونات والأيونات) خلال الإلكتروليتات (المصاهير أو المحاليل)، وكذلك خلال القنطرة الملحية، حيث تتحرك الكاتيونات (الأنواع الموجبة) نحو قطب الكاثود، بينما تتحرك الأنيونات (الأنواع السالبة) نحو قطب الأنود، وذلك في جميع أنواع الخلايا سواء أكانت جلفانية أو إلكترولية.
- 3 - التوصيل الأيوني خلال الإلكتروليت يتم بالتزامن مع التوصيل الإلكتروني خلال الأقطاب والموصل المعدني، وذلك عن طريق حدوث عمليتي الأكسدة عند قطب الأنود والاختزال عند قطب الكاثود في نفس اللحظة.

قياس الجهود القطبية:

يمكن قياس جهد خلية الخارصين / النحاس القياسية (أو أي خلية جلفانية أخرى)، بسهولة باستخدام الفولتميتر، فعند تكوين خلية قياسية منهما والتي يحدث فيها التفاعل التالي:



نجد أن جهداً في البداية 1.1 V تقريباً، وبمرور الوقت وباستمرار التفاعل يقل الجهد تدريجياً إلى أن تصبح قيمته "صفرًا" مما يدل على حدوث حالة الاتزان بين النصفين.

وبالرغم من السهولة التي أمكن بها قياس جهد هذه الخلية، إلا أنه من المستحيل قياس الجهود القطبية المطلقة لأنصاف الخلايا بطريقة مباشرة، لأن جميع الأجهزة المستخدمة تقيس فقط فرق الجهد.

(It is impossible to determine absolute half - cell potentials because all measuring devices measure only differences in potential).

ولهذا فإنه لقياس الجهد القطبي لأي نصف خلية يجب توصيله بنصف خلية آخر معلوم الجهد، ولقد اتفق على استخدام نصف خلية الهيدروجين القياسية (SHE) كمقياس عام للجهود القطبية.

The standard hydrogen electrode (SHE) has been accepted throughout the world for many years as a universal reference electrode.

وفي نصف خلية الهيدروجين القياسية يتم جعل المحلول مشبعاً دائماً بكاتيونات الهيدروجين عن طريق إمرار الغاز تحت ضغط ثابت (1 atm) فوق سطح قطب البلاتين المغطى بطبقة من البلاتين المجزأ، لزيادة مساحة سطحه حتى يُمتَصَّ (يُدمَص) أكبر كمية من الغاز، وهذا القطب ليس له أي تأثير على التفاعلات الحادثة في نصف الخلية، ويستخدم كناقل للإلكترونات فقط.

ويتم التعبير عن نصف خلية الهيدروجين القياسية بالرمز التالي:



لأنه يمكن استخدامه كأنود حيث يتأكسد الهيدروجين إلى كاتيونات الهيدروجين أو ككاثود حيث تختزل كاتيونات الهيدروجين إلى هيدروجين.

والجهد القطبي لنصف خلية الهيدروجين يعتمد على درجة الحرارة، وعلى الكتل الفعالة للمواد المتفاعلة من كاتيونات الهيدروجين وجزيئات الهيدروجين في المحلول

(The activities of hydrogen ion and molecular hydrogen in the solution)

وبالنسبة لنصف خلية الهيدروجين القياسية (SHE) فإن الكتل الفعالة للهيدروجين تساوي الوحدة أي عندما يكون تركيز الأيونات في المحلول 1M، والضغط القياسي يساوي ضغطاً جويًا واحداً (1 atm). وتم الاتفاق على اعتبار أن الجهد القطبي القياسي للهيدروجين يساوي 0.000 V عند جميع درجات الحرارة.

(By convention, the potential of the standard hydrogen electrode (SHE) is assigned a value of 0.000 V at all temperatures).

بناء على ذلك فإن قيمة جهد أي خلية تتكون من نصف الخلية المراد قياس جهدها ونصف خلية الهيدروجين القياسية تساوي الجهد القطبي للنصف المطلوب .

(An electrode potential is defined as the potential of a cell consisting of the electrode in question and the standard hydrogen electrode)

ولهذا يمكن تسمية الجهد القطبي "بالجهد القطبي النسبي electrode potential Relative"، ولكن يفضل استخدام لفظ "الجهد القطبي القياسي" E^0 وهو جهد القطب في الظروف القياسية .

وإشارة الجهد تعتمد على التفاعلات الحادثة في الخلية أي على موضع القطب في الخلية .

إشارة الجهد القطبي :

تاريخياً لم تستخدم الإشارات أمام الجهود القطبية إلى أن قام الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية (IUPAC) في اجتماعه الذي عُقد بمدينة استكهولم بالسويد عام 1953 م بالاتفاق على إيجاد حل لهذه المشكلة . وبناء على هذا الاتفاق استخدم لفظ "الجهد القطبي" أو اللفظ الأدق "الجهد القطبي النسبي" للتعبير عن جهد الاختزال القطبي . وليس هناك مانع من استخدام جهد الأكسدة القطبي للتعبير عن الجهد القطبي عند كتابة المعادلة لتدل على حدوث عملية أكسدة، ولكن لا يفضل ذلك .

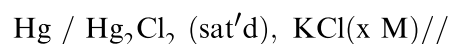
وبناء على ما تم الاتفاق عليه في هذا الاجتماع، فإن إشارة الجهد القطبي والتي تدل على جهد الاختزال القطبي يتم تحديدها كما يلي :

أ - إذا كان القطب المراد قياس جهد اختزاله كاثوداً ونصف خلية الهيدروجين القياسية أنوداً: تكون إشارة القطب المراد قياس جهده موجبة، وبالتالي تكون إشارة الجهد موجبة .

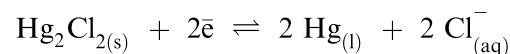
ب - إذا كان القطب المراد قياس جهد اختزاله أنوداً ونصف خلية الهيدروجين القياسية كاثوداً: تكون إشارة القطب سالبة، وبالتالي تكون إشارة الجهد سالبة .

وهناك العديد من الأقطاب القياسية التي تستخدم بشكل روتيني في المختبرات لسهولة استخدامها، منها :

1 - أقطاب الكالوميل (Calomel reference electrodes) ويرمز لها بالرمز :



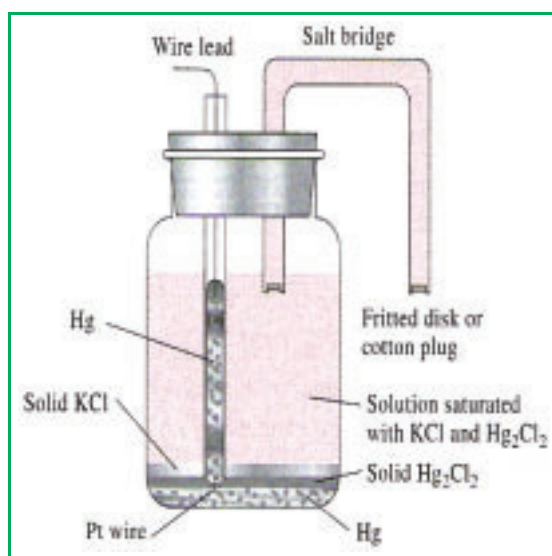
ويتكون هذا القطب من عجينة من الزئبق مع تراكيز مختلفة من KCl وكلوريد الزئبق I (Hg_2Cl_2) والذي يسمى كالوميل Calomel ومنه اشتق اسم القطب)، شكل (2). وتعتمد قيمة جهده على تركيبيه وعلى درجة الحرارة، جدول (1) وعادة يستخدم القطب المشبع (4.6 M) لأنه سهل التحضير، شكل (3) وجهده القطبي يساوي $V = 0.2444$ عند 25°C ، والاتزان الحادث في هذا النصف هو:



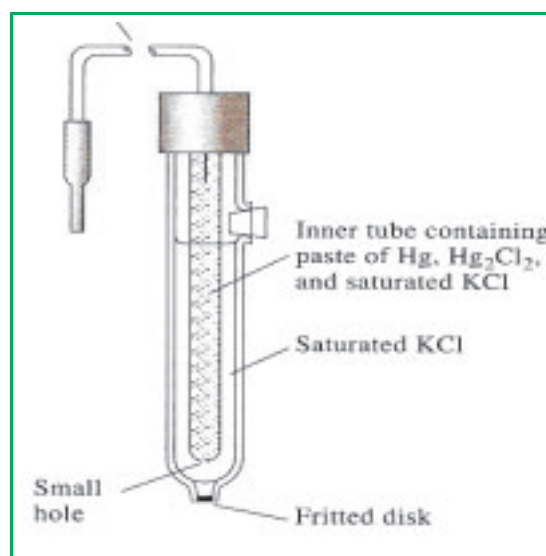
جدول (1) جهد قطب الكالوميل بالفولت (V)*

م	درجة الحرارة	0.1 M calomel	3.5 M calomel	Calomel مشبع	3.5 M Ag / AgCl	Ag / AgCl مشبع
1	12	0.3362		0.2528		
2	15	0.3362	0.254	0.2511	0.212	0.209
3	20	0.3359	0.252	0.2479	0.208	0.204
4	25	0.3356	0.250	0.2444	0.205	0.199
5	30	0.3351	0.248	0.2411	0.201	0.194
6	35	0.3344	0.246	0.2376	0.197	0.189

* Fundamentals of Analytical Chemistry, 7 th Edition, Skoog D. A., West D. M., Holler F. J., Harcourt College Publishers, Page 388



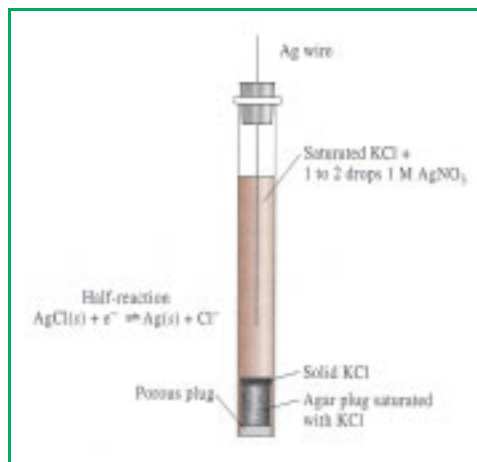
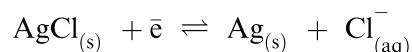
شكل (3) قطب كالوميل مشبع مصنوع من مواد متوفرة في المختبر



شكل (2) مخطط لقطب كالوميل مشبع

2 - قطب الفضة / كلوريد الفضة : (Silver/ Silver chloride Reference Electrodes)

وهو يشبه قطب الكالوميل ويتكون من قطب فضة مغمور في محلول مشبع بكل من كلوريد البوتاسيوم وكلوريد الفضة، شكل (3) ويرمز له بالرمز: $\text{Ag} / \text{AgCl}(\text{sat d}), \text{KCl}(\text{sat d}) //$ وجهد هذا النصف يساوي 0.199 V عند 25°C ، والاتزان الحادث في هذا النصف هو:

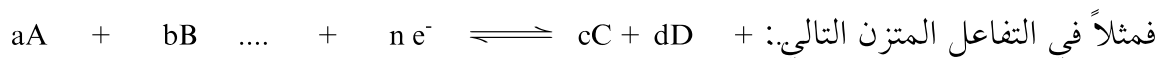


وتوجد أشكال وأحجام مختلفة من هذا القطب، وأبسط أشكاله شكل (4). وهناك أنواع مختلة من أنصاف الخلايا القياسية يمكن الرجوع إليها في المرجع السابق.

تأثير التركيز على الجهد القطبي:

تركيز المحلول له تأثير على قيمة جهده القطبي - ولقد توصل الكيميائي الألماني "نيرنست" (Walther Hermann Nernst, 1864 - 1941) إلى العلاقة التالية والتي تسمى "معادلة نيرنست" لإيجاد العلاقة بين الجهد القطبي والجهد القياسي للخلية.

شكل (4) مخطط لقطب Ag/AgCl



فمثلاً في التفاعل المتزن التالي: $aA + bB \dots + ne^- \rightleftharpoons cC + dD$ حيث A، B، C، D المواد الداخلة والناجمة في التفاعل، a، b، c، d عدد مولات المواد في التفاعل.

تكون معادلة نيرنست هي:

$$E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{C}]^c [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a [\text{B}]^b}$$

حيث:

$$E = \text{الجهد القطبي.}$$

$$E^\circ = \text{الجهد القطبي القياسي.}$$

$$R = \text{الثابت العام للغازات ويساوي } 8.314 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$T = \text{درجة الحرارة المطلقة - كلفن.}$$

$$F = \text{الفراداي.}$$

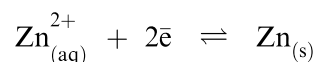
$$n = \text{عدد مولات الإلكترونات التي تظهر في تفاعل نصف الخلية.}$$

$\ln = \lg$ اللوغاريتم الطبيعي ويساوي $\lg 2.303$ (حيث $\lg$ لوغاريتم للأساس عشرة).
وبالتعويض في هذه المعادلة عند درجة 25°C (298 K). نحصل على العلاقة التالية.

$$E = E^\circ - \frac{0.0592}{n} \log \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

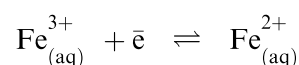
تطبيقات :

في نصف خلية الخارصين :



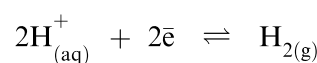
$$E = E^\circ - \frac{0.0592}{2} \log \frac{1}{[\text{Zn}^{2+}]}$$

في نصف الخلية التالي :



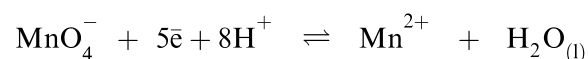
$$E = E^\circ - \frac{0.0592}{1} \log \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}]}$$

في نصف الخلية التالي :



$$E = E^\circ - \frac{0.0592}{2} \log \frac{P_{\text{H}_2}}{[\text{H}^{+}]^2}$$

في نصف الخلية التالي :



$$E = E^\circ - \frac{0.0592}{5} \log \frac{[\text{Mn}^{2+}]}{[\text{MnO}_4^{-}][\text{H}^{+}]^8}$$

العلاقة بين جهد الخلية وثابت الاتزان :

من قوانين الديناميكا الحرارية يمكن حساب التغير في الطاقة الداخلية ΔG للنظام في تفاعلات الأكسدة والاختزال بالعلاقة : $\Delta G = -nFE$ (معادلة جيبس (Gibbs equation) وعند وصول الخلية الجلفانية (تفاعل أكسدة واختزال) إلى حالة الاتزان، تصبح قيمة جهد الخلية $E = 0$ ،
وعندها فإن $\Delta G = 0$ وبالتعويض عن ذلك في معادلة نيرنست عند 25°C ، نجد أن :

$$0 = E^\circ - \frac{0.0592}{n} \log K_c$$

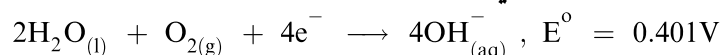
ويمكن وضع هذه العلاقة في الصورة التالية :

$$\log K_c = \frac{n E^\circ}{0.0592}$$

ويتضح من هذه العلاقة أنه يمكن حساب قيمة ثابت الاتزان K_c لتفاعلات الأكسدة والاختزال بمعلومية قيمة جهد الخلية القياسي E° .

ويمكن استخدام معادلة نيرنست في حساب جهد الاختزال لأيون الهيدروكسيد في المحاليل المائية المتعادلة
باتباع الطريقة التالية:

معادلة اختزال أنيون الهيدروكسيد هي:



وبالتعويض في معادلة نيرنست:

$$E = E^\circ - \frac{0.0592}{n} \log \frac{[OH^-]^4}{[O_2]}$$

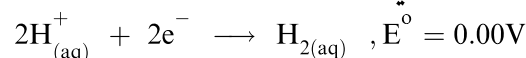
وحيث إن الكتلة الفعالة لغاز الأكسجين تحت الضغط الجوي = 1، والكتلة الفعالة للماء = 1 (ثابت)، $[OH^-] = 1 \times 10^{-7} M$ ، $n = 4$ ، فإن:

$$E = 0.401 - \frac{0.0592}{4} \log \frac{(1 \times 10^{-7})^4}{1}$$

$$E = 0.401 - 0.0148 (-28) = 0.815 V$$

وبالمثل يمكن استخدام معادلة نيرنست في حساب جهد الاختزال لكاتيون الهيدروجين في المحاليل المائية المتعادلة باتباع الطريقة التالية:

معادلة اختزال كاتيون الهيدروجين هي:



وبالتعويض في معادلة نيرنست:

$$E = E^\circ - \frac{0.0592}{n} \log \frac{[H_2]}{[H^+]^2}$$

وحيث إن الكتلة الفعالة لغاز الأكسجين تحت الضغط الجوي = 1، والكتلة الفعالة للماء = 1 (ثابت)، $[H^+] = 1 \times 10^{-7} M$ ، $n = 2$ ، فإن:

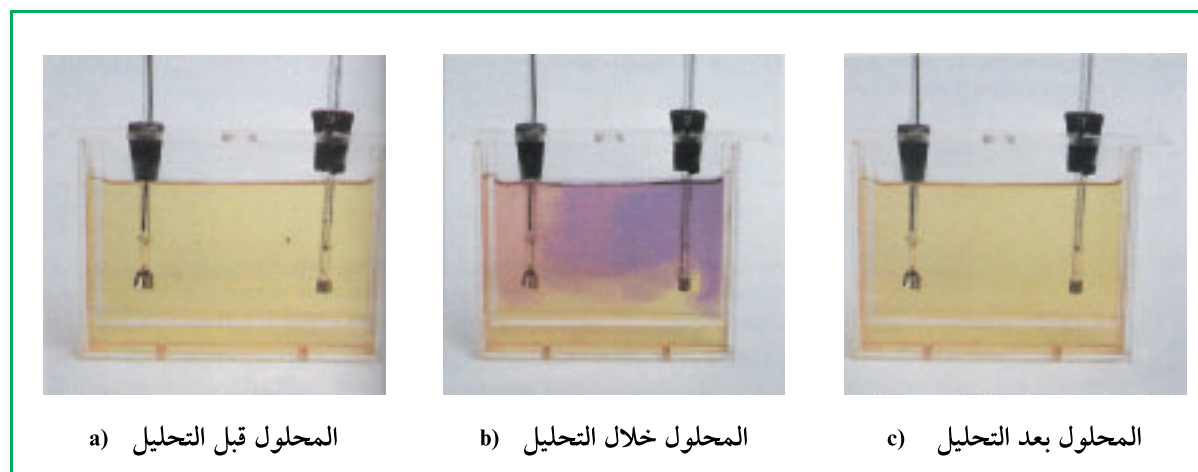
$$E = 0 - \frac{0.0592}{2} \log \frac{1}{(1 \times 10^{-7})^2}$$

$$E = 0 - 0.0296 (14) = -0.4144 V$$

ملاحظات على التحليل الكهربائي للمحاليل

التحليل الكهربائي للمحاليل أكثر تعقيداً من التحليل الكهربائي للمصاهير، لأن الماء يمكن أن يشارك في تفاعلات الأكسدة والاختزال عند القطبين. وهناك عوامل كثيرة تؤثر على نتيجة التحليل الكهربائي للمحاليل.

فعند التحليل الكهربائي لمحلول كبريتات الصوديوم باستخدام قطبين من الجرافيت أو البلاتين، نجد أن الماء يتأكسد عند الأنود مما يؤدي إلى زيادة تركيز كاتيون الهيدروجين خلال عملية التحليل، وبالتالي يصبح المحلول حمضياً حول الأنود، ويمكن التأكد من ذلك باستخدام دليل مناسب. وفي نفس الوقت يختزل الماء عند الكاثود مما يؤدي إلى زيادة تركيز أنيون الهيدروكسيد خلال عملية التحليل، وبالتالي يصبح المحلول قلوياً حول الكاثود. ولكن بعد انتهاء التحليل نجد أن المحلول أصبح متعادلاً مرة أخرى لأن تركيز كاتيون الهيدروجين الناتج يساوي تركيز أنيون الهيدروكسيد الناتج من عملية التحليل، شكل (5)



شكل (5) التحليل الكهربائي لمحلول كبريتات الصوديوم باستخدام أقطاب من الجرافيت

وعند التحليل الكهربائي لمحلول مركز من كلوريد الصوديوم مثلاً، نجد أنه بناءً على جهود الاختزال القياسية لكل من الماء $E^0 = +1.23V$ ، والكلوريد $E^0 = +1.36V$ فإنه من المفروض أن يتأكسد الماء عند الأنود ويتصاعد غاز الأكسجين، ولكن عملياً نجد أن الكلوريد هو الذي يتأكسد وتصاعد غاز الكلور عند الأنود. ويمكن تفسير ذلك على أساس أن هناك أكثر من عامل يؤثر على نتيجة التحليل منها:

1 - من وجهة نظر الديناميكا الحرارية نجد أن جهد اختزال الماء أقل، لهذا فإنه من هذه الوجهة من المفروض أن يتأكسد الماء.

2 - ولكن من وجهة نظر علم الحركة Kinetics نجد أن طاقة التنشيط لعملية أكسدة الكلوريد Cl^- أقل من طاقة التنشيط لعملية أكسدة الماء، لهذا فإنه من هذه الواجهة من المفروض أن يتأكسد الكلوريد أولاً، ومحصلة العاملين لصالح أكسدة الكلوريد، لهذا يتأكسد الكلوريد ولا يتأكسد الماء.

Even though the oxidation of water is thermodynamically favored, the activation energy for the oxidation of Cl^- is lower, so it is kinetically favored.

الدروس العملية :

تحتوي كراسة العملي على أربعة دروس عملية خاصة بهذه الوحدة وهي كما يلي :

الدرس العملي الأول :

تكوين خلية جلفانية من الخارصين والنحاس وقياس القوة المحركة لها .

2 - الدرس العملي الثاني :

التحليل الكهربائي لمحلول كبريتات الصوديوم باستخدام قطبين من الجرافيت .

3 - الدرس العملي الثالث :

ما نواتج التحليل الكهربائي لمحلول من يوديد البوتاسيوم باستخدام أقطاب من البلاتين؟

4 - الدرس العملي الرابع :

التحليل الكهربائي لمحلول كبريتات النحاس II .

إن إجراء هذه الدروس على شكل فردي أو مجموعات يتوقف على إمكانيات المدرسة والوقت المتاح، ومن الضروري أن يجري الدرس العملي في الوقت المناسب، فبعد مناقشة المتعلمين بفكرة الدرس العملي والهدف من الدرس العملي يقوم المتعلمون بإجرائه .

ملاحظات خاصة بالدروس العملية وتجارب العرض العملية :

نورد فيما يلي بعض الملاحظات والتي قد تفيد الزميل المعلم في الإعداد للدروس العملية أو تجارب العرض العملية إعداداً جيداً حتى يتمكن المتعلمون من إجرائها بشكل ناجح .

أولاً - ضرورة توافر المواد والأجهزة اللازمة لإجراء هذه الدروس مثل :
أ - الأدوات والأجهزة:

فيما يلي ذكر للأدوات والأجهزة اللازمة لتدريس هذه الوحدة (جدول 2). وقد ترك العدد مفتوحاً لإمكانية كل مدرسة من حيث عدد الفصول وعدد المتعلمين في كل فصل.

جدول (2) الأدوات والأجهزة

الأدوات والأجهزة	الأدوات والأجهزة
أميتر ذو مقاومة صغيرة كأس سعة 100-250 mL ترموتر ذو تدريج 100°C دورق عياري سعة لتر واحد خلية جلفانية قياسية قطب هيدروجين أنبوبة على شكل حرف U جهاز كب زجاجات ضغط المحاليل إما من البولي إيثيلين أو من الزجاج	ميزان حساس أقطاب من النحاس (ألواح أو قضبان) أقطاب من البلاتين مفتاح كهربائي فولتميتر ذو مقاومة كبيرة جهاز عرض أفلام (آلة عرض سينمائية) أقطاب من الخارصين (ألواح أو قضبان) أسلاك توصيل مصباح كهربائي 6 أو 12 فولتاً مقياس جهد قنطرة هويتستون

ب - المواد الكيميائية:

لا بد من توفر المواد الكيميائية التالية (جدول 3) بكميات كافية لعمل المحاليل اللازمة للقيام بإجراء التجارب المقترحة والعملية.

جدول (3) المواد الكيميائية

المواد الكيميائية	المواد الكيميائية
كلوريد الألمنيوم كبريتات النحاس (II) حمض الهيدروكلوريك المركز كلوريد البوتاسيوم يوديد البوتاسيوم مسحوق جيلاتين أو أجار أجار محلول نشا إيثانول	ماء مقطر نترات الأمونيوم كبريتات الخارصين حمض الكبريتيك المركز كبريتات البوتاسيوم نترات الفضة محلول دليل الفينولفثالين كلوريد البلاتين IV

ثانياً - تحضير بعض المحاليل المستخدمة لإجراء الدروس العملية :

أ - طريقة عمل محلول النشا :

خذ 5g من النشا القابل للذوبان، وضعها في هاون، أضف إليها كمية قليلة من الماء واسحقها بالمدق حتى تصبح عجينة لزجة، صب هذه العجينة في لتر واحد من الماء المقطر الذي يغلي، وحركها بساق زجاجية لمدة ربع ساعة. غط الكأس بورق ترشيح واتركها لتبرد وتستقر أثناء الليل. استخدم الجزء الرائق من هذا المحلول. ويمكن حفظ هذا المحلول من نمو البكتيريا فيه بإضافة 4g من كلوريد الخارصين أو 1.25g من حمض السلسليك.

ب - تحضير محاليل المواد التالية (جدول 4) وتوضع على الحوامل لتكون جاهزة للاستخدام في هذه الوحدة.

جدول (4) طرق تحضير بعض المحاليل

التركيز مول/لتر	طريقة التحضير	اسم المحلول
1	أذب 250g من كبريتات النحاس (II) . $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ في كمية الماء المقطر، ثم أكمل الحجم إلى لتر.	كبريتات النحاس
1	أذب 161.5g من كبريتات الخارصين ZnSO_4 أو 287.5g من كبريتات الخارصين $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ في كمية من الماء. ثم أكمل الحجم بالماء المقطر إلى لتر.	كبريتات الخارصين
1	أذب 83mL من حمض الهيدروكلوريك الذي كثافته 1170 كجم/م ³ وتركيزه 11.3 - 12.4 مول/لتر في كمية من الماء المقطر ثم أكمل الحجم إلى لتر بالماء المقطر.	حمض الهيدروكلوريك
1	أذب 166g من يوديد البوتاسيوم في كمية من الماء وخفف المحلول بالماء المقطر حتى يصبح حجمه لتراً.	يوديد البوتاسيوم
1	أذب 170mg من نترات الفضة AgNO_3 في كمية من الماء، ثم أكمل حجم المحلول إلى أن يصبح حجمه لتراً.	نترات الفضة

ثالثاً - طريقة تحضير قنطرة ملحية:

توجد أنابيب على شكل حرف (U) خاصة لعمل القنطرة الملحية فوهاتها من الزجاج (المصنفر) ولها أغشية من الزجاج المسامي، فإذا توفرت مثل هذه الأنابيب، فعلى الزميل إذابة 37g من كلوريد البوتاسيوم أو 106g من كبريتات البوتاسيوم في 100g ماء، وذلك لعمل محلول مشبع، ثم تملأ الأنبوبة بهذا المحلول وتسد بغطائها، وبذلك تكون جاهزة للاستعمال كقنطرة ملحية.

وفي حالة عدم توفر مثل هذه الأنابيب فيمكن للزميل أن يحضر قنطرة ملحية باتباع ما يلي:

أذب 37g من كلوريد البوتاسيوم النقي في 100g ماء، سخن المحلول حتى 70°C تقريباً، أضف إلى هذا المحلول 10g من الآجار آجار وحرك المزيج حتى يتم ذوبان هذا الجيلاتين. صب هذا المحلول في أنبوبة على شكل حرف (U) حتى تمتلئ. واترك المزيج حتى يبرد. ويمكن وضعه في الثلاجة لكي يبرد بسرعة.

يمكن استخدام مسحوق الجيلاتين الأبيض بدلاً من الآجار آجار، كما يمكن استخدام كبريتات البوتاسيوم بدلاً من كلوريد البوتاسيوم. وفي هذه الحالة يذاب 100g من كبريتات البوتاسيوم في 100g ماء وتكمل الطريقة.

وعلى الزميل أن يحضر ما يحتاج إليه من هذا المحلول بما يكفي لعمل عدد من القنطرات الملحية كاف للمجموعات التي يريد عملها.

ملحوظة: الآجار آجار عبارة عن جيلاتين مستخلص من النباتات البحرية، بينما مسحوق الجيلاتين مستخلص من عظام أو حوافر الحيوانات. وخواص الآجار آجار على التماسك أقوى بكثير من خواص مسحوق الجيلاتين.

رابعاً - طريقة الحصول على قطب بلاتين مطلي بالبلاتين الأسود:

يمكن الحصول على هذا القطب بترسيب طبقة من البلاتين الأسود على قطب من البلاتين بالطلاء الكهربائي باستخدام محلول من كلوريد البلاتين PtCl_4IV كإلكتروليت. وهذا القطب له خواص عالية على امتزاز الهيدروجين على سطحه.

نموذج مقترح لإعداد درس وتنفيذه

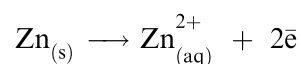
الكيمياء الكهربائية

أولاً - موضوع الدرس : الخلايا الجلفانية (حصة واحدة)

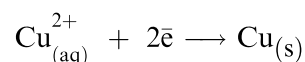
ثانياً - أهداف الدرس الخاصة :

أتوقع في نهاية تدريس هذا المفهوم أن يكون المتعلم قادراً على أن :

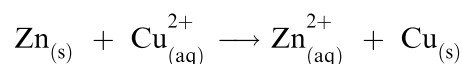
- 1 - يفسر ما يحدث عند وضع ساق من فلز الخارصين في محلول كبريتات النحاس II .
- 2 - يوضح لماذا لا يمكن الحصول على تيار كهربائي من التفاعل السابق .
- 3 - يُعرّف نصف الخلية القياسية بأنه : ساق من عنصر مغمور جزئياً في محلول يحتوي على أيونات العنصر الذي تركيزه 1 مول/لتر عند 25°C
- 4 - يصف تركيب نصف خلية الخارصين القياسية ونصف خلية النحاس القياسية تبعاً للتعريف السابق .
- 5 - يستنتج أن نصف الخلية القياسية تعتبر دائرة مفتوحة أي لا تسري الإلكترونات منها أو إليها .
- 6 - يصف تركيب القنطرة الملحية بأنها أنبوبة توصيل بين نصفي الخلية بها محلول لأحد الأملاح .
- 7 - يوضح وظيفة القنطرة الملحية بأنها تعمل على الاتزان الكهربائي وتمنع الاختلاط السريع للمحاليل في نصفي الخلية .
- 8 - يقوم بتركيب خلية الخارصين - النحاس الجلفانية القياسية .
- 9 - يذكر من الملاحظة أثر مرور تيار كهربائي عند قفل الدائرة الكهربائية في فولتميتر .
- 10 - يرسم تخطيطياً خلية الخارصين - النحاس القياسية ويكتب أسماء الأجزاء على الرسم .
- 11 - يحدد على الرسم مسار الإلكترونات في الدائرة الخارجية من الأنود إلى الكاثود .
- 12 - يكتب معادلات التفاعلات التي تحدث في نصفي الخلية وهي : عند الأنود (القطب السالب) تفاعل أكسدة .



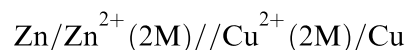
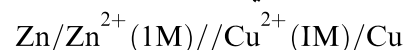
عند الكاثود (القطب الموجب) تفاعل اختزال



13 - يكتب التفاعل الكلي داخل الخلية وهو :



14 - يكتب الرمز الاصطلاحي للخلية كالتالي :



15 - يوضح التغيرات التي تحدث لكتلة كل من القطبين .

16 - يذكر أن القوة التي تسبب حركة الإلكترونات في السلك المعدني تسمى القوة المحركة الكهربائية أو جهد الخلية القياسي .

17 - يعرف جهد الخلية القياسي بأنه : أقصى قوة محركة كهربائية يمكن الحصول عليها من خلية جلفانية ، عندما يكون تركيز جميع الأنواع في المحلول 1M وضغط الغازات إن وجدت 1atm عند 25°C .

18 - يقيس القوة المحركة الكهربائية للخلية باستخدام الفولتميتر .

19 - يحسب القوة المحركة الكهربائية للخلية بمعرفة جهود الاختزال القياسية لكل من الخارصين والنحاس من العلاقة :

$$E_{\text{cell}} = \text{جهد اختزال الأنود} - \text{جهد اختزال الكاثود}$$

20 - يعدد أهم ثلاثة تطبيقات في حياتنا اليومية للخلايا الجلفانية بالحصول منها على تيار كهربائي مستمر من مثل : تشغيل السيارة - المذياع - المسجل . . . إلخ .

ثالثاً - التقنيات التربوية :

1 - نصف خلية الخارصين القياسية .

2 - نصف خلية النحاس القياسية .

3 - قنطرة ملحية .

4 - فولتميتر وأسلاك توصيل .

رابعاً - خطوات سير الدرس :

يمهد للدرس بربط ما سبقت دراسته والتوصل إلى مفهوم الخلية الجلفانية وذلك : بوضع ساق خارصين في محلول كبريتات النحاس II وملاحظة أثر ذلك على ساق الخارصين (يتآكل)، وترسب النحاس ، وتغير لون المحلول نسبياً، ويطلب تفسير ذلك .

ثم يتم الانتقال إلى وضع ساق نحاس في محلول لكبريتات خارصين ، ويفسر ما يتم مشاهدته (لا يحل النحاس محل الخارصين) .

ويتم الانتقال بعد ذلك إلى تركيب نصف خلية النحاس القياسية ونصف خلية الخارصين

القياسية وتوصيل الدائرة الخارجية بفولتميتر وأسلاك، ويطرح السؤال: هل تتم مشاهدة مرور تيار كهربائي بانحراف مؤشر الفولتميتر؟ ولماذا؟

وتوضع القنطرة الملحية بين محلولي نصفي الخلية، ويعاد السؤال هل تتم مشاهدة مرور تيار كهربائي بانحراف مؤشر الفولتميتر؟ ولماذا؟ وهنا نناقش وظيفة القنطرة الملحية، وتركيبها.

وتقاس بعد ذلك القوة المحركة الكهربائية للخلية بوساطة الفولتميتر وتسمى بجهد الخلية القياسي ويعطى تعريفها وطريقة حسابها من العلاقة:

$$E = \text{جهد اختزال الأنود} - \text{جهد اختزال الكاثود}$$

(الخارصين) الأقل (النحاس) الأكبر

ثم تتم مناقشة حركة سير الإلكترونات في الدائرة الخارجية، ويتم التدريب على رسم الخلية الجلفانية تخطيطياً وكتابة الأجزاء على الرسم، وكتابة معادلات التفاعل عند كل من القطبين والتفاعل النهائي داخل الخلية، وأخيراً يتم التعبير عن الخلية الجلفانية بما يسمى الرمز الاصطلاحي لها، ويستنتج ما يحدث لكتل ساقى القطبين.

تقويم الدرس:

أ - أكمل الفراغات في الجمل التالية بما يناسبها علمياً:

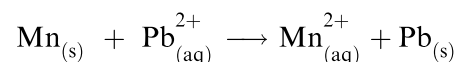
أ - تعمل القنطرة الملحية في الخلية الجلفانية على و

ب - القطب الذي تحدث عنده عملية الأكسدة في الخلية الجلفانية يسمى ويعتبر القطب في الخلية.

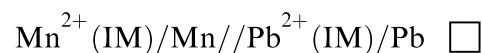
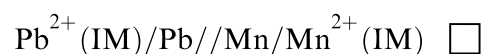
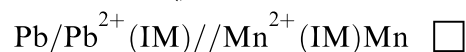
ج - في خلية الخارصين - النحاس القياسية، تزداد كتلة قطب لحدوث عملية عليه، بينما تقل كتلة قطب لحدوث عملية عنده.

2 - اختر الإجابة التي تكمل كلاً من الجمل التالية بوضع علامة (✓) في المربع المقابل:

أ - في التفاعل التالي:



يكون الرمز الاصطلاحي للخلية الجلفانية التي تستخدم هذا التفاعل:



الكيمياء الكهربائية إجابة الأسئلة في كتاب الطالب

السؤال الأول :

- 1 - التوصيل الكهربائي .
- 2 - الموصلات الفلزية أو الإلكترونية .
- 3 - الموصلات الإلكتروليتية أو الأيونية .
- 4 - الخلايا الكهروكيميائية .
- 5 - الخلايا الجلفانية (الفولتية) .
- 6 - الأنود .
- 7 - الكاثود .
- 8 - نصف الخلية القياسي أو زوج قياسي .
- 9 - جهد الخلية أو القوة المحركة (الدافعة) الكهربائية للخلية (قم) .
- 10 - جهد الخلية القياسي أو القوة المحركة (الدافعة) الكهربائية القياسية للخلية .
- 11 - السلسلة الكهروكيميائية (سلسلة جهود الاختزال القياسية) .
- 12 - الفرادي (F) .
- 13 - الكتلة المكافئة (eq. wt.) للمادة في تفاعلات الأكسدة والاختزال .
- 14 - القانون الأول لفرادي .
- 15 - القانون الثاني لفرادي .

السؤال الثاني :

- 1 - يقل
- 2 - الكاثود
- 3 - لا يحدث بشكل
- 4 - F_2/Na ، Na ، F_2
- 5 - أقل
- 6 - زادت

7 - الرصاص / ثاني أكسيد الرصاص

Zn(OH)_2 - 8

$2\text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ - 9

$\text{PbO}_2 + 2\bar{e} + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} \longrightarrow \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ - 10

11 - أقل / أكبر

+ 0.82 - 12

أكبر - 13

14 - المتعادل / الحمضية

15 - السالب (الكاثود)

4.5 - 16

27 - 17

0.6354 - 18

السؤال الثالث :

× - 1

✓ - 2

✓ - 3

× - 4

✓ - 5

× - 6

✓ - 7

✓ - 8

✓ - 9

✓ - 10

✓ - 11

× - 12

✓ - 13

✓ - 14

× - 15

× - 16

× - 17

✓ - 18

✓ - 19

× - 20

السؤال الرابع :

1 - تقليل مقاومة الفلز لمرور التيار الكهربائي

2 - نصف خلية الأنود هو Fe^{2+}/Fe .

3 - تسمح بمرور الكاتيونات في اتجاه القطب السالب.

4 - $+0.6 \text{ V}$

5 - الرصاص عامل مختزل أقوى من الفضة.

6 - -2.07 V 7 - $\text{Cr} + \text{Cd}^{2+} \longrightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{Cd}$ 8 - الزئبق ($+0.851 \text{ V}$)

9 - الحديد يؤكسد الألومنيوم ويختزل النيكل.

10 - $\text{Pt}^{2+} (+1.2\text{V})$

11 - تتأكسد ذرات الرصاص ويقل تركيز الحمض.

12 - يسلك كخلية إلكترولية.

13 - الرصاص عند غمره في محلول CuCl_2 .

14 - أنود من ملغم الخارصين وكاثود من أكسيد الفضة.

15 - عدد المكافئات الجرامية المترسبة من النحاس = عدد المكافئات الجرامية المترسبة من الفضة.

16 - تنتج مواد كيميائية ملوثة للبيئة.

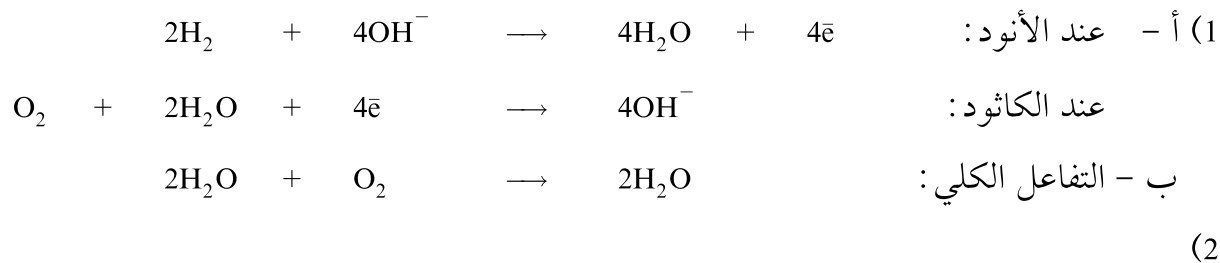
17 - الصوديوم

18 - تتأكسد ذرات النحاس لمادة الأنود.

19 - 3F

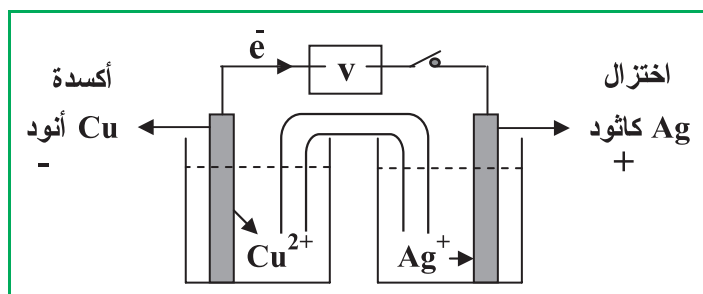
20 - 1.5 مول من ذرات النحاس.

السؤال الثامن:



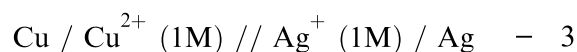
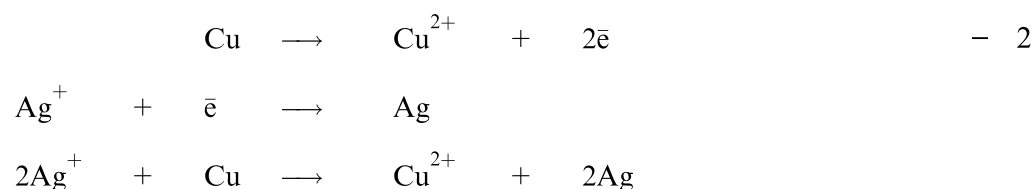
وجه المقارنة	خلية أكسيد الفضة	خلية المرمم الرصاصي
الأقطاب (الأنود / الكاثود)	ملغم الخارصين / أكسيد الفضة	PbO_2 / Pb
الإلكتروليت	عجينة من KOH	H_2SO_4
المادة التي تتأكسد	Zn	قطب الأنود Pb
معادلة التفاعل عند الأنود	$\text{Zn} + 2\text{OH}^- \longrightarrow \text{Zn(OH)}_2 + 2\text{e}^-$	$\text{Pb} + \text{SO}_4^{2-} \longrightarrow \text{PbSO}_4 + 2\text{e}^-$
المادة التي تختزل	Ag_2O	PbO_2
معادلة التفاعل عند الكاثود	$\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Ag} + 2\text{OH}^-$	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
نواتج التفاعل الكلي	$2\text{Ag} / \text{Zn(OH)}_2$	$2\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

(3) الحل:



- الأنود نصف خلية النحاس لأن جهد اختزاله أقل.
- الكاثود نصف خلية الفضة لأن جهد اختزاله أكبر.

1 - الأنود نصف خلية النحاس، الكاثود نصف خلية الفضة، الإلكترونات من النحاس إلى الفضة.



5 - صفر

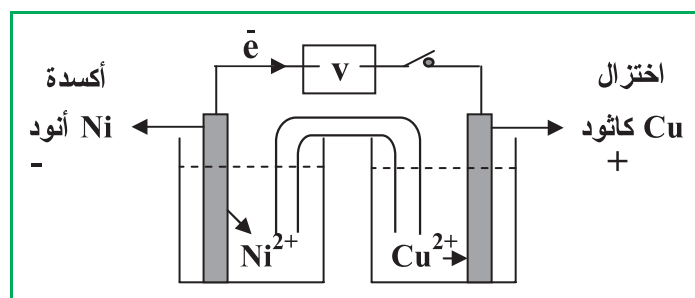
6 - تقل كتلة الأنود لأن ذراته تتأكسد وتتحول إلى أيونات تذوب في المحلول، بينما تزداد كتلة الكاثود لأن كاتيوناته الموجودة في المحلول تكتسب الإلكترونات وتختزل وترسب على القطب.

7 - 10.8 g

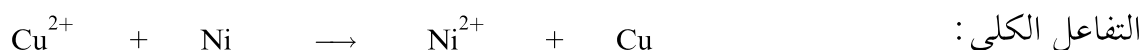
8 - 6.354 g

9 - محلول إلكتروليتي من كلوريد البوتاسيوم أو نترات البوتاسيوم المذاب في الجيلاتين. تسمح بتلامس المحلولين دون أن يختلطا بسرعة، تعمل كمخزن للأيونات كما تسمح بهجرة الأيونات بين النصفين حتى تحافظ على حالة التعادل الكهربائي فيهما.

(4) الحل :



- الأنود نصف خلية النيكل لأنه يقع على يسار الرمز الاصطلاحي.
- الكاثود نصف خلية النحاس لأنه يقع على يمين الرمز الاصطلاحي.



3 - جهد اختزال الأنود (النيكل) - جهد اختزال الكاثود (النحاس) = جهد الخلية

$$\text{جهد الخلية} = (+0.34) - (-0.23) = +0.57 \text{ V}$$

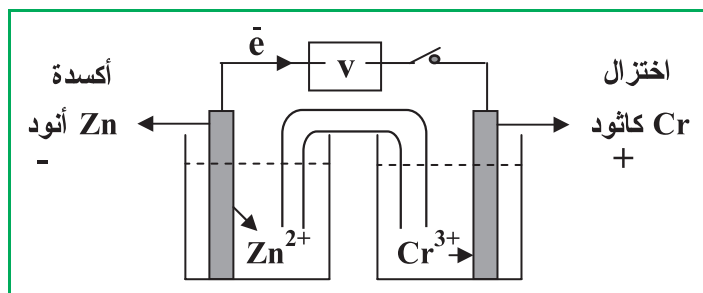
4 - الأنود هو النيكل، لهذا فإن :

كل 58.7 g من النيكل تحتاج $2 F$

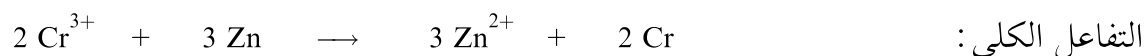
كل X g من النيكل تحتاج $0.2 F$

X = 5.87 g = النقص في كتلة الأنود

(5) الحل :



- الأنود نصف خلية الخارصين لأنه يقع على يسار الرمز الاصطلاحي .
- الكاثود نصف خلية الكروم لأنه يقع على يمين الرمز الاصطلاحي .



3 - جهد اختزال الأنود (الخارصين) - جهد اختزال الكاثود (الكروم) = جهد الخلية

$$\text{جهد الخلية} = (+0.74) - (-0.76) = 0.02 \text{ V}$$

4 - الأنود هو الخارصين، لهذا فإن :

$$2F \longleftarrow \text{كل } 65.4 \text{ g من الخارصين تحتاج}$$

$$0.2F \longleftarrow \text{كل } X \text{ g من الخارصين تحتاج}$$

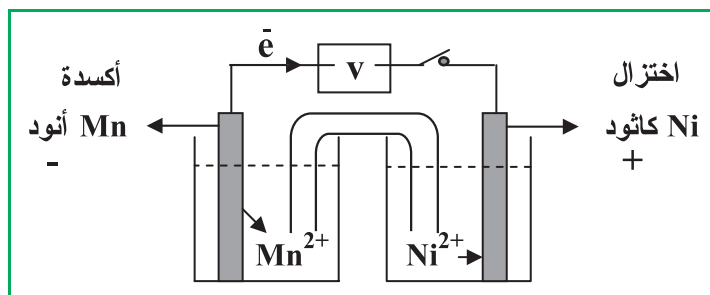
$$X \quad \text{6.54 g = النقص في كتلة الأنود}$$

5 - نطبق القانون الثاني لفارادي :

$$\frac{2.08}{26} = \frac{X}{32.7}$$

$$\therefore X = 2.616 \text{ g}$$

(6) الحل :



- الأنود نصف خلية المنجنيز لأن جهد اختزاله أقل .
- الكاثود نصف خلية النيكل لأن جهد اختزاله أكبر .



3 - جهد اختزال الأنود (المنجنيز) - جهد اختزال الكاثود (النيكل) = جهد الخلية

$$\text{جهد الخلية} = (-1.03) - (-0.23) = 0.8 \text{ V}$$

4 - الأنود هو المنجنيز، لهذا فإن:

- كل 55 g من المنجنيز تحتاج $2 F$ ←

- كل 2.75 g من المنجنيز تحتاج $X F$ ←

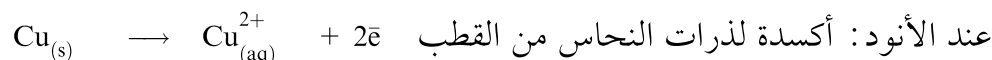
$$0.1 F = \text{كمية الكهرباء } X$$

(7) الحل:

- الأنود: قطب من النحاس غير النقي والمطلوب تنقيته.

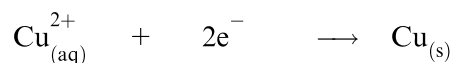
- الكاثود: سلك من النحاس النقي.

II. الإلكتروليت: محلول كبريتات النحاس



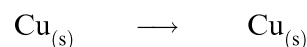
للمحلول من قطب الأنود

عند الكاثود: اختزال لكاتيونات النحاس من المحلول، حيث تترسب على القطب



من المحلول تترسب على الكاثود

النتيجة النهائية لتنقية النحاس هي انتقال النحاس من قطب الأنود غير النقي إلى قطب الكاثود النقي.



تترسب على الكاثود من قطب الأنود

(8) الحل:

1 - عند أنود الخلية الأولى عملية أكسدة لأيونات اليوديد إلى اليود:



عند كاثود الخلية الثانية عملية اختزال لكاتيونات النحاس من المحلول إلى ذرات نحاس



2 - يتم حساب كمية الكهرباء المارة في الخلية بالكولوم:

$$C = A \times S = 2 \times 15 \times 60 = 1800 \text{ C}$$

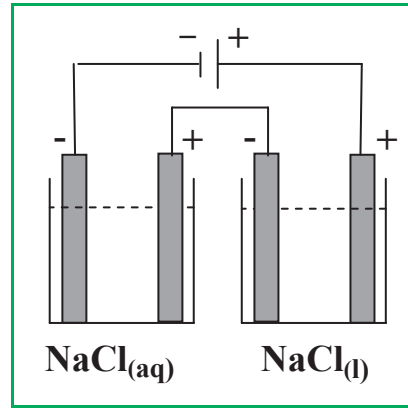
لحساب كتلة النحاس المترسبة :

$$\text{كل } 63.54 \text{ g من النحاس تحتاج } 2 \times 96500 \text{ C}$$

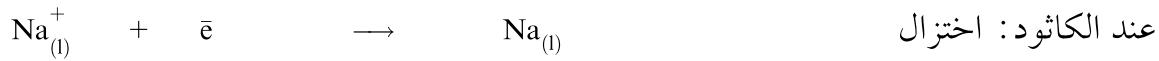
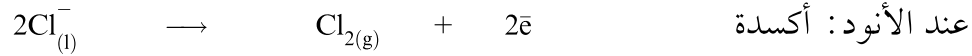
$$\text{كل } X \text{ g من النحاس تحتاج } 1800 \text{ C}$$

$$X = 0.5926 \text{ g}$$

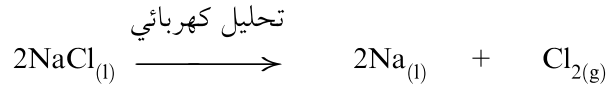
(9) الحل :



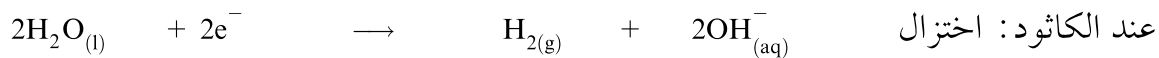
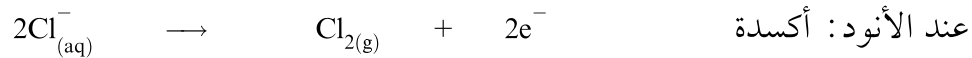
في خلية المصهور :



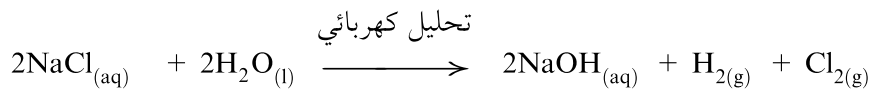
نواتج التحليل الكهربائي في خلية مصهور كلوريد الصوديوم :



في خلية المحلول :



نواتج التحليل الكهربائي في خلية محلول كلوريد الصوديوم :



3 - أ) الناتج عند كاثود الخلية الأولى هو الصوديوم :

$$\text{كل } 23 \text{ g من الصوديوم تحتاج } 1 F$$

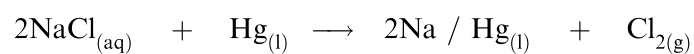
$$\begin{array}{l} \text{كل } X \text{ g} \quad \text{من الصوديوم تحتاج} \quad 2 F \\ X = 46 \text{ g} \end{array}$$

ب) الناتج عند أنود الخلية الثانية هو الكلور:

$$\begin{array}{l} \text{كل } 35.5 \text{ g} \quad \text{من الكلور تحتاج} \quad 1 F \\ \text{كل } X \text{ g} \quad \text{من الكلور تحتاج} \quad 2 F \\ X = 71 \text{ g} \end{array}$$

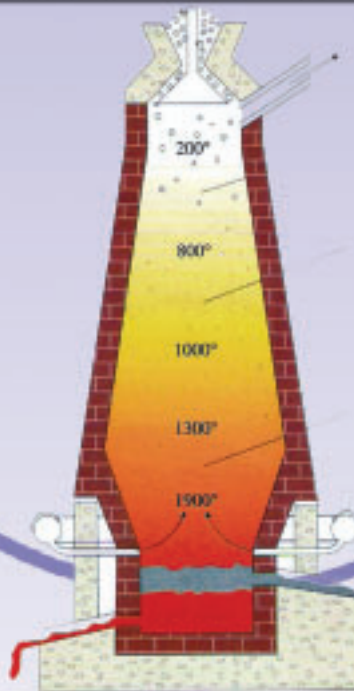
4 - في هذه الخلية سوف يتأكسد الكلوريد وينتج غاز الكلور عند الأنود كما في الخلية السابقة.

ولكن عند الكاثود سوف تختزل كاتيونات الصوديوم، وينتج الصوديوم الذي يذوب في الزئبق مكونا ملغم الصوديوم لهذا فإن نواتج التحليل في هذه الخلية هي:



الفصل الثالث

الفلزات ومركباتها Metals and Their Compounds



الفصل الثالث

الفلزات ومركباتها

يهدف هذا الفصل إلى دراسة عنصرين من العناصر الفلزية التي تقوم عليها صناعات مختلفة. وسوف نتناول دراسة طرق استخلاصهما وخواصهما الفيزيائية والكيميائية وتحضير بعض مركباتهما ودراسة خواصهما. ودراسة أهمية هذه الفلزات واستخداماتها في الحياة. يخصص لهذا الفصل (13) حصة دراسية تقسم على النحو التالي:

م	المفاهيم الرئيسية	الحصص	المجموع
1	فلزات المجموعة الأولى (عناصر الألقا) (I A). وجود عناصر المجموعة الأولى في الطبيعة. خواص عناصر المجموعة الأولى (I A).	1	13
2	فلز الصوديوم. خامات الصوديوم، استخلاص الصوديوم في الصناعة، خواص الصوديوم.	2	
3	مركبات الصوديوم. أولاً: هيدروكسيد الصوديوم (الصودا الكاوية). تحضيره في المختبر وفي الصناعة / خواصه / استخداماته. ثانياً: كربونات الصوديوم تحضيرها / خواصها / استخداماتها. ثالثاً: كربونات الصوديوم الهيدروجينية تحضيرها / خواصها / استخداماتها	4	
4	فلزات عائلة الحديد، وجود عناصر عائلة الحديد في الطبيعة. خواص عناصر عائلة الحديد.	1	
5	فلز الحديد. خامات الحديد، أنواع الحديد. أولاً: الحديد الزهر، استخلاصه / خواصه، أثر وجود الكربون في الحديد ثانياً: خواص الحديد المطاوع. ثالثاً: الحديد الصلب (الفولاذ)، الحصول عليه من الحديد الزهر / خواصه، الخواص الكيميائية للحديد النقي.	3	
6	مركبات الحديد. أكاسيد الحديد (Fe_3O_4 , Fe_2O_3 , FeO)، كبريتات الحديد (III, II).	2	
	المجموع	13	

الأهداف العامة

تهدف دراسة هذا الفصل إلى تحقيق ما يلي :

أولاً إكساب المتعلمين الحقائق والمفاهيم العلمية الآتية بصورة وظيفية :

- 1 - يتم استخلاص الفلزات من خاماتها بعملية تحليل كهربائي أو بعوامل مختزلة في أفران خاصة .
- 2 - ينتمي عنصر الصوديوم إلى عناصر المجموعة الأولى ، وهو عنصر تتضح فيه أغلب الخواص الفلزية .
- 3 - يتحد الصوديوم مع بعض اللافلزات مكوناً مركبات أيونية ثابتة .
- 4 - يتحد الصوديوم مع بعض الفلزات مكوناً سبائك .
- 5 - للصوديوم ومركباته استخدامات متعددة .
- 6 - يستخلص الصوديوم بالتحليل الكهربائي لمصهور كلوريد الصوديوم .
- 7 - كلوريد الصوديوم هو أحد خامات الصوديوم ، ويستخدم في عدة صناعات منها هيدروكسيد وكربونات الصوديوم .
- 8 - هيدروكسيد الصوديوم مركب أيوني ومحلولة قلوي .
- 9 - يتفاعل محلول هيدروكسيد الصوديوم مع الكثير من اللافلزات ، ومع بعض الفلزات المترددة والأملاح .
- 10 - يتفاعل هيدروكسيد الصوديوم مع الدهون و ينتج الصابون .
- 11 - كربونات الصوديوم مادة بيضاء لا تنحل بالحرارة ، تذوب في الماء مكونة محلولاً قلويًا .
- 12 - تتفاعل كربونات الصوديوم مع الأحماض الأكثر ثباتاً من حمض الكربونيك ومع أملاح بعض الفلزات .
- 13 - تحضر كربونات الصوديوم الهيدروجينية بإمرار غاز ثاني أكسيد الكربون في محلول مشبع بارد من هيدروكسيد الصوديوم .
- 14 - كربونات الصوديوم الهيدروجينية مادة بيضاء تنحل بالحرارة وتذوب في الماء معطية محلولاً قلويًا .
- 15 - يستخلص الحديد من خاماته بعملية اختزال كيميائي في أفران خاصة .
- 16 - الحديد أنواع مختلفة ، تختلف خواصها باختلاف العناصر المضافة أثناء التصنيع .
- 17 - الحديد فلز نشط ، يتفاعل مع الأكسجين ومع الأحماض ، ويكون مركبات عدد التأكسد للحديد منها (+2) أو (+3) .

- 18 - مركبات الحديد (III) هي أكثر ثباتاً.
- 19 - أغلب مركبات الحديد أيونية، وقد تظهر الصفة التساهمية في بعضها.
- 20 - مركبات الحديد (II) مختزلة، بينما مركبات الحديد (III) عوامل مؤكسدة.

ثانياً تنمية قدرة المتعلمين في المهارات اليدوية والأكاديمية:

من خلال تدريس هذه الوحدة وإجراء الدروس العملية الخاصة بها يمكن تنمية قدرة المتعلمين في المهارات العلمية التالية:

- 1 - تنمية القدرة على التفكير العلمي، والتنبؤ بطريقة استخلاص الفلز.
- 2 - التدريب على كتابة المعادلات ووزنها، وذلك من خلال التعبير عن التفاعلات بمعادلات رمزية.
- 3 - تنمية قدرة المتعلمين على تسمية المركبات غير العضوية، من خلال تسمية الخامات ومركبات الفلزات.
- 4 - تنمية القدرة على التصنيف (عناصر مثالية، عناصر انتقالية، عوامل مختزلة، عوامل مؤكسدة).
- 5 - تنمية القدرة على قراءة الجداول واستخلاص المعلومات منها، وذلك من خلال دراسة جداول الفلزات، والتوصل منها إلى نشاط العنصر وطرق استخلاصه.
- 6 - تنمية القدرة على التنبؤ والتفسير والتحليل، مثل التنبؤ بطرق استخلاص العناصر ونشاطها.
- 7 - التدريب على التعبير بالأسلوب العلمي، من خلال الأسماء والمصطلحات التي تدرس في هذا الفصل من مثل: (تهذيب الحديد، تقسية الحديد، ... إلخ).
- 8 - اكتساب بعض مهارات الأسلوب العلمي في حل المشكلات مثل: تصميم الخلايا والأفران عند استخلاص الفلزات.
- 9 - تنمية القدرة على القراءة العلمية المبنية على الفهم والنقد والتحليل.

ثالثاً الاتجاهات العلمية:

- 1 - تعزيز المتعلمين التريث في الحكم، واستخدام التجربة ونتائجها في إعطاء الحكم، وذلك من خلال دراسة مركبات الحديد مثلاً.
- 2 - الإيمان بالأسلوب العلمي وأنه الأسلوب الأمثل في حل المشكلات.
- 3 - الإيمان بأن العلم في خدمة الإنسان، وذلك من خلال استخدامات الفلزات.
- 4 - احترام العلم لفائدته الكبيرة، وربط المادة العلمية بالحياة وذلك من خلال دراسة استخدامات الفلزات ومركباتها.

الأهداف الخاصة

أتوقع بعد دراسة هذا الفصل أن يكون المتعلم قادراً على أن:

- 1 - يعرف الفلز بأنه عنصر يتميز بجهد تأين منخفض ويميل إلى فقد إلكترونات لتكوين الكاتيونات.
- 2 - يحدد موقع الصوديوم في الجدول الدوري (الدورة الثالثة والمجموعة الأولى).
- 3 - يعدد أهم خواص فلزات المجموعة الأولى.
- 4 - يفسر لماذا لا يوجد الصوديوم منفرداً في الطبيعة.
- 5 - يذكر بعض خامات الصوديوم بالطبيعة.
- 6 - يشرح طريقة استخلاص الصوديوم من كلوريد الصوديوم في الصناعة بالتحليل الكهربائي للمصهور في طريقة داون.
- 7 - يذكر بعض الخواص الفيزيائية للصوديوم مثل: اللون - البريق واللمعان - الكثافة - التوصيل للتيار الكهربائي.
- 8 - يوضح الخواص الكيميائية للصوديوم مع كتابة معادلات التفاعل وهي:
 - تعريض قطعة لامعة من الصوديوم للهواء الرطب.
 - احتراق الصوديوم في الهواء أو الأكسجين.
 - تفاعل الصوديوم مع الماء.
 - تفاعل الصوديوم مع الهيدروجين.
 - اتحاد الصوديوم مع الهالوجينات.
 - تفاعل الصوديوم مع الأحماض.
 - تفاعل الصوديوم مع الزئبق.
- 9 - يعدد بعض استخدامات الصوديوم.
- 10 - يذكر طريقة تحضير هيدروكسيد الصوديوم (الصودا الكاوية) في المختبر.
- 11 - يشرح طريقة الحصول على هيدروكسيد الصوديوم من كلوريد الصوديوم صناعياً بالتحليل الكهربائي لمحلوله.
- 12 - يذكر بعض الخواص الفيزيائية للصودا الكاوية من مثل: الحالة - اللون - الذوبان في الماء.

- 13 - يوضح الخواص الكيميائية للصودا الكاوية مع معادلات التفاعل وهي :
- تفاعل هيدروكسيد الصوديوم مع الأحماض من مثل : H_2SO_4 ، HCl . . . إلخ .
 - تفاعل هيدروكسيد الصوديوم مع أملاح الأمونيوم بالتسخين .
 - تفاعل هيدروكسيد الصوديوم مع محاليل أملاح بعض الفلزات من مثل : $FeCl_3$ ، $CuSO_4$. .
 - تفاعل هيدروكسيد الصوديوم مع الهيدروكسيدات والأكاسيد المترددة مثل : $Al_2O_3 - A(OH)_3$
 - تفاعل هيدروكسيد الصوديوم مع الكلور .
 - تفاعل هيدروكسيد الصوديوم مع ثاني أكسيد الكربون .
- 14 - يحدد بعض استخدامات هيدروكسيد الصوديوم .
- 15 - يشرح طريقة لتحضير كربونات الصوديوم (صودا الغسيل) في المختبر بالتبادل المزدوج .
- 16 - يشرح طريقة سولفي الصناعية للحصول على كربونات الصوديوم .
- 17 - يحدد بعض الخواص الفيزيائية لكربونات الصوديوم مثل : اللون - الحالة - القابلية للذوبان - درجة الانصهار . . . إلخ .
- 18 - يوضح الخواص الكيميائية لكربونات الصوديوم مع كتابة معادلات التفاعل وهي :
- أثر محلولها على صبغة تباع الشمس .
 - تفاعلها مع الأحماض المخففة من مثل : $H_2SO_4 - HNO_3 - HCl$. . . إلخ .
 - تفاعلها مع محاليل بعض أملاح الفلزات الأخرى غير الأقلاء لترسيب كربوناتها .
- 19 - يحدد بعض استخدامات كربونات الصوديوم .
- 20 - يشرح طريقة سولفي الصناعية لتحضير كربونات الصوديوم الهيدروجينية .
- 21 - يوضح طريقة تحضير كربونات الصوديوم الهيدروجينية في المختبر بإمرار غاز CO_2 في محلول مشبع بارد من الصودا الكاوية .
- 22 - يحدد الخواص الفيزيائية لكربونات الصوديوم الهيدروجينية من مثل : اللون - الحالة - القابلية للذوبان في الماء . . . إلخ .
- 23 - يوضح الخواص الكيميائية لكربونات الصوديوم الهيدروجينية مع كتابة معادلات التفاعل وهي :
- أثر الحرارة عليها .

- أثر محلولها على صبغة تباع الشمس .
- تفاعلها مع الأحماض المخففة من مثل : $\text{HCl} - \text{H}_2\text{SO}_4$. . . إلخ .
- 24 - يذكر بعض استخدامات كربونات الصوديوم الهيدروجينية .
- 25 - يحدد موقع الحديد في الجدول الدوري (الدورة الرابعة ضمن عناصر المجموعة الثامنة) .
- 26 - يكتب التركيب الإلكتروني لذرات الحديد والكوبلت والنيكل .
- 27 - يفسر بعض الخواص التي يتميز بها الحديد ومركباته من مثل : تعدد التكافؤ .
- 28 - يعدد بعض خامات الحديد مثل : الهيماتيت ، الليمونيت ، المجنتيت ، السيدريت ، بيريت الحديد .
- 29 - يذكر أنواع الحديد .
- 30 - يشرح خطوات عملية استخلاص الحديد الزهر من خاماته في الفرن اللافح مع كتابة معادلات التفاعل .
- 31 - يذكر خواص الحديد الزهر .
- 32 - يوضح أثر وجود الكربون في الحديد .
- 33 - يذكر خواص الحديد المطاوع .
- 34 - يشرح طريقة تحضير الحديد الصلب من الحديد الزهر باستخدام محول بسم .
- 35 - يذكر خواص الحديد الصلب .
- 36 - يشرح الطرق المتبعة في تقسية أو تهذيب الصلب .
- 37 - يذكر الخواص الفيزيائية للحديد النقي من مثل : البريق - درجة الانصهار - الكثافة - والخواص المغناطيسية .
- 38 - يوضح الخواص الكيميائية للحديد النقي من خلال كتابة معادلات التفاعلات التالية :
 - تعريض قطعة من الحديد اللامع للهواء الجاف وللhواء الرطب .
 - تسخين الحديد المجزأ في الهواء أو الأكسجين .
 - إمرار بخار الماء على الحديد المسخن لدرجة الاحمرار .
 - اتحاد الحديد مع الكلور Cl .
 - تفاعل الحديد مع الأحماض : $\text{HCl} - \text{H}_2\text{SO}_4$ المخففة .
 - تفاعل الحديد مع محاليل أملاح الفلزات التي تليه في السلسلة الكهروكيميائية مثل : محلول CuSO_4 .
- 39 - يعدد أكاسيد الحديد وهي : $\text{FeO} - \text{Fe}_2\text{O}_3 - \text{Fe}_3\text{O}_4$.

- 40 - يكتب معادلات تحضير أكسيد الحديد (II): اختزال أكسيد الحديد (III) - التفكك الحراري للأكسالات الحديد (II).
- 41 - يوضح الخواص الكيميائية لأكسيد الحديد (II) من خلال كتابة معادلات التفاعلات التالية:
- تسخينه في الهواء.
 - إمرار غاز الهيدروجين عليه عند (700°C) أو أول أكسيد الكربون.
 - تفاعله مع الأحماض المخففة مثل: HCl - H_2SO_4 . . . إلخ.
- 42 - يذكر طريقتين لتحضير أكسيد الحديد (III) في المختبر من خلال كتابة معادلات التفاعل التالية:
- التفكك الحراري لكبريتات الحديد II.
 - التفكك الحراري لكبريتات الحديد III.
- 43 - يوضح الخواص الكيميائية لأكسيد الحديد III من خلال كتابة معادلات التفاعلات التالية:
- تسخينه إلى درجة أعلى من (1300°C).
 - إمرار غاز الهيدروجين أو أول أكسيد الكربون CO عليه عند (300°C) ثم عند (700°C).
 - تفاعله مع الأحماض من مثل: HCl .
- 44 - يذكر طريقتين لتحضير أكسيد الحديد المغناطيسي مع كتابة معادلات التفاعل:
- إمرار بخار الماء الساخن على الحديد المسخن إلى درجة الاحمرار.
 - تسخين الحديد في الهواء.
- 45 - يوضح الخواص الكيميائية لأكسيد الحديد المغناطيسي (رابع أكسيد ثلاثي الحديد) من خلال كتابة معادلات التفاعلات التالية:
- أثر الحرارة.
 - إمرار غاز (H₂) أو (CO) عليه عند (300°C) ثم عند (700°C).
 - تفاعله مع الأحماض من مثل: HCl .
- 46 - يوضح بالمعادلات طريقتين لتحضير كبريتات الحديد (II) وهي:
- بتفاعل الحديد مع حمض الكبريتيك المخفف.
 - باختزال كبريتات الحديد (III).
- 47 - يوضح بالمعادلات الكيميائية الخواص الكيميائية لكبريتات الحديد (II) من خلال التفاعلات الكيميائية التالية:
- تسخين بلورات من كبريتات الحديد (II) ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$).

- تفاعله مع حمض النيتريك في وجود H_2SO_4 .
- تحضير ملح موهر بخلطه مع محلول كبريتات الأمونيوم بنسبة (1mol : 1mol).
- 48 - يوضح بالمعادلات الرمزية طريقتين لتحضير كبريتات الحديد (III) وهي :
 - تفاعل Fe_2O_3 مع حمض الكبريتيك المركز الساخن.
 - أكسدة كبريتات الحديد (II) بعامل مؤكسد في وجود H_2SO_4 .
- 49 - يوضح بالمعادلات الكيميائية الخواص الكيميائية لكبريتات الحديد (III) وهي :
 - أثر الحرارة عليها.
 - إمرار غاز ثاني أكسيد الكبريت في محلولها.
 - تكوين الشب الحديدي بخلط محلولها مع محلول كبريتات الأمونيوم بنسبة (1mol : 1mol).

معلومات إثرائية للمعلم :

الصوديوم :

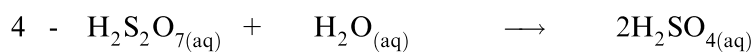
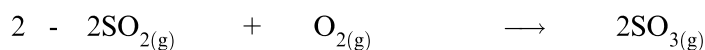
- 1 - يراعى عند عمل تجارب الصوديوم البعد عن الماء، والتخلص من القطع الصغيرة التي قد تعلق بالسكين أو الملقط أو الجفنة أثناء تقطيع الصوديوم بالتفاعل مع الإيثانول مع الحرص الشديد.
- 2 - يمكن توضيح تفاعل الصوديوم مع الماء بعدة طرق :
 - إلقاء قطعة صوديوم صغيرة في حوض به ماء أو في كمية كبيرة من الماء.
 - وضع قطعة صوديوم على ورقة ترشيح فوق سطح الماء في الحوض.
 - استخدام ملعقة الصوديوم عندما يراد الحصول على الهيدروجين.
- 3 - عند تحضير مملغم الصوديوم لا بد من الحذر حيث تنبعث حرارة وضوء.
- 4 - يفضل إجراء (تجارب) الصوديوم على مملغم الصوديوم وليس على الفلز نفسه.

ملاحظات ومعلومات إضافية خاصة بالحديد :

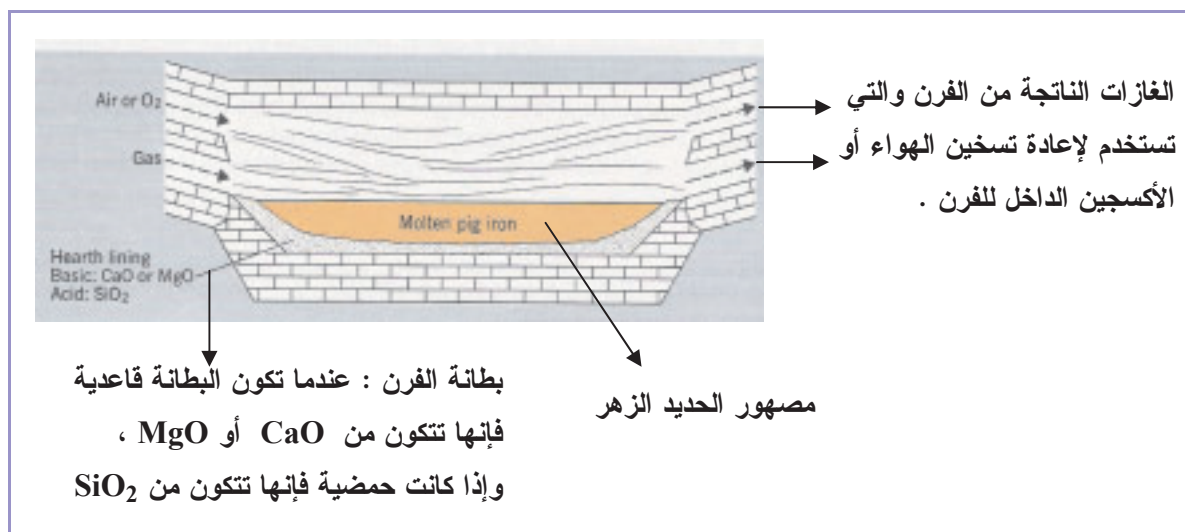
- 1 - عند دراسة فلز الحديد يمهد بدراسة التركيب الإلكتروني لعناصر مجموعته وبعض الخواص الفيزيائية لعناصر هذه المجموعة.
- 2 - التأكيد على أن استخلاص فلز الحديد يتم عن طريق الاختزال باستخدام عوامل مختزلة مثل

الكربون، وغازي أول أكسيد الكربون والهيدروجين، بشرط أن تكون درجات الحرارة مناسبة.

3 - بيريت الحديد (كبريتيد الحديد الطبيعي FeS_2) لا يصلح لاستخلاص الحديد نظراً لوجود الكبريت فيه بنسبة تبلغ 48٪، ولصعوبة فصل الكبريت كاملاً منه، ولكنه يستخدم في صناعة حمض الكبريتيك كما هو موضح في الخطوات التالية:



4 - هناك طرق أخرى عديدة لتحويل الحديد الزهر إلى الحديد الصلب منها طريقة الأفران المفتوحة Open - hearth furnace، شكل (6).

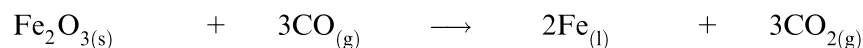


شكل (6) طريقة الأفران المفتوحة

5 - اختزال الهيماتيت لا يتم على مرحلة واحدة بل يتم على مراحل حسب درجات الحرارة، فعند اختزال الهيماتيت بواسطة غاز CO، يتم الاختزال على ثلاث مراحل كما يلي:

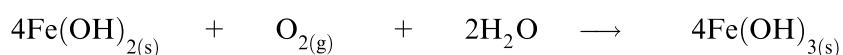
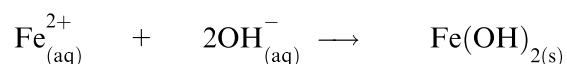
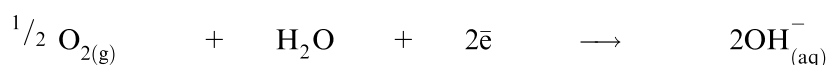
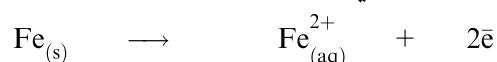


وبهذا تكون المعادلة النهائية، هي :

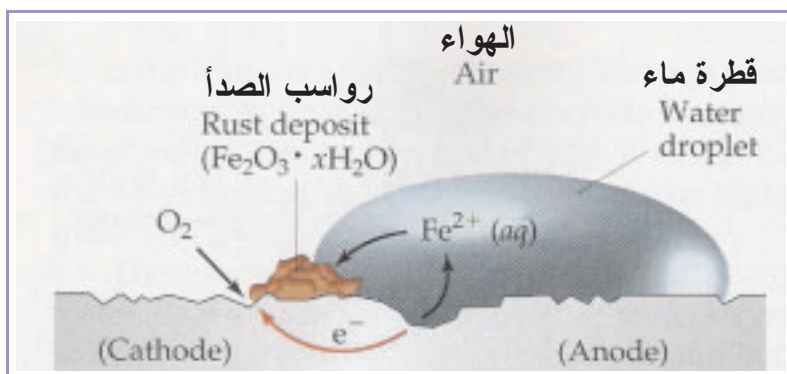


6 - الحديد المطاوع أنقى أنواع الحديد ويحتوي على نسبة قليلة من الكربون، وتعتمد طريقة الحصول عليه على تقليل نسبة الشوائب بعملية أكسدة للحديد الزهر في أفران مختلفة تعتمد على نوع وكمية الشوائب في الزهر، ولن نتعرض لطريقة الحصول عليه في هذا الفصل.

7 - الحديد لا يوجد منفرداً في الطبيعة، لأنه عنصر نشط له جهد اختزال أقل من جهد اختزال الهيدروجين لهذا يتغطى سطح الحديد بطبقة بنية هشّة تسمى صدأ الحديد عند تعرضه للهواء الرطب، وتتكون هذه الطبقة نتيجة تكون خلايا جلفانية موضعية يتأكسد فيها الحديد في وجود الشوائب كما يلي :



حيث يتحد هيدروكسيد الحديد III الناتج مع عدد غير محدد من جزيئات الماء مكوناً طبقة هشّة من أكسيد الحديد III المائي $(\text{Fe}(\text{OH})_{3(s)} \cdot x \text{H}_2\text{O})$ تسمى صدأ الحديد، شكل (7).



شكل (7) صدأ الحديد

8 - يمكن تدريس أكاسيد الحديد بطريقة المقارنة بينهم، وكذلك أملاح الحديد II، وأملاح الحديد III.

9 - تختلف نواتج تفاعل الحديد عند تفاعلها مع الأحماض غير المؤكسدة مثل حمض الهيدروكلوريك المخفف أو المركز، وحمض الكبريتيك المخفف عند تفاعله مع الأحماض المؤكسدة مثل حمض الكبريتيك المركز، وحمض النيتريك بجميع تركيزاته،

ولن نتعرض بالشرح لتفاعلات الحديد مع الأحماض المؤكسدة لما يصاحبها من عمليات أكسدة واختزال من الصعب على الطالب استنتاجها.

10 - من خلال الشرح يتم التعرض فقط لشرح أملاح كبريتات الحديد II، وكبريتات الحديد III كأمثلة لأملاح الحديد لأن تفاعلاتهما يمكن تطبيقها على أملاح الحديد الأخرى.

تأثير درجة الحرارة على الحديد الصلب :

يمكن التحكم في خواص الحديد الصلب بطريقتين هما :

1 - عن طريق التحكم في كميات المواد المضافة خلال عملية تحويل الحديد الزهر إلى الصلب سواء باستخدام محول بسمر أو بأي طريقة أخرى.

2 - المعالجة الحرارية للصلب (Heat treatment).

- فالحديد النقي يوجد على صورتين (شكليين) بلوريتين مختلفتين بناءً على درجة الحرارة

(Pure iron exists in two different crystalline forms depending on the temperature)

أ - عند أي درجة أقل من 912°C يوجد الحديد على صورة مكعب مركزي الجسم، ويسمى "حديد ألفا"

(Body - centered cubic structure and is called α - iron)

ب - ما بين $912 - 1394^{\circ}\text{C}$ يوجد الحديد على صورة مكعب مركزي الوجه، ويسمى "حديد جاما"

(Face - centered cubic structure called *austentite* or γ - iron)

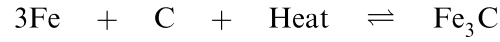
- عند 1394°C يتحول الحديد إلى حديد دلتا (δ - iron) وهو شبيه بالحديد ألفا أي مكعب مركزي الجسم.

وعندما يُكون الحديد سبيكة مع الكربون (صلب الكربون Carbon steel)، فإن الكربون ينتشر في الفراغات بين ذرات الحديد، وبالتالي تصبح الأوضاع أكثر تعقيداً لأسباب عديدة منها :

* أن درجة الحرارة التي يتحول عندها الحديد من α - iron إلى γ - iron تقل بحوالي 200°C .

* كذلك عند درجات الحرارة المرتفعة يتفاعل الحديد مع الكربون تفاعلاً عكوساً طارداً للحرارة مكوناً كربيد الحديد والذي يسمى السمنت

(At high temp. iron and carbon react by an endothermic reversible reaction to form an iron carbide called cementite)



وبناء على مبدأ لوشاتيليه يمكن التنبؤ بأن السمنت يصبح أكثر ثباتاً بالنسبة للكربون والحديد برفع درجة الحرارة. وهذا هو ما يحدث عملياً عند تقسية الحديد.

ولأن الصلب عبارة عن خليط مكون من الحديد في أحد أشكاله البلورية والكربون والسمنت، فإن خواص هذه المكونات يكون لها دور مهم جداً في تحديد الخواص الفيزيائية للصلب.

* فعند تسخين الصلب إلى حوالي 1000°C ، فإن كمية أكبر من الكربون سوف تتحول إلى السمنت.

* فإذا سمحنا للصلب بالتبريد ببطء، فإن الاتزان السابق سوف يُزاح نحو اليسار، وبالتالي تترسب كمية أكبر من بلورات الكربون، لهذا يصبح الحديد أكثر مرونة وقابلاً للطرق والسحب (steel is relatively ductile)

* وعند تبريده تبريداً فجائياً فإن الاتزان لن يكون لديه وقت ليعيد ترتيب نفسه مرة أخرى، وبالتالي تظل نسبة السمنت في الصلب كبيرة، مما يؤدي إلى أنه يصبح أكثر صلابة وهشاً سريع الكسر أي يتم إكسابه خواص الزهر. من ذلك نجد أنه يمكن تغيير خواص بلورات الكربون والسمنت لإعطاء الخواص المطلوبة بتسخين الصلب إلى درجة حرارة متوسطة ثم تبريده بشكل فجائي، حيث إن سرعة التسخين والتبريد سوف تحدد ليس فقط كمية السمنت المتكونة، ولكن سوف تحدد أيضاً حجم البلورات وشكل بلورات الحديد الموجودة.

الفلزات ومركباتها إجابة الأسئلة في كتاب الطالب

السؤال الأول :

- 1 - فلزات المجموعة الأولى 1 A (عناصر الأقلية).
- 2 - الليثيوم.
- 3 - داون.
- 4 - كربونات الصوديوم الهيدروجينية NaHCO_3 .
- 5 - كربونات الصوديوم Na_2CO_3 .
- 6 - هيدروكسيد الصوديوم NaOH .
- 7 - الأمونيا NH_3 .
- 8 - سولفي.
- 9 - كربونات الصوديوم الهيدروجينية NaHCO_3 .
- 10 - تحميص الخام.
- 11 - الحجر الجيري كربونات الكالسيوم CaCO_3 .
- 12 - الزهر.
- 13 - المطاوع.
- 14 - المطاوع.
- 15 - الصلب.
- 16 - تقسية الحديد الصلب.
- 17 - تهذيب الحديد الصلب.
- 18 - أكسيد الحديد المغناطيسي (الماجنتيت Fe_3O_4).
- 19 - ملح موهر.
- 20 - شب الحديد.

السؤال الثاني :

- 1 - منخفض.
- 2 - تزداد.
- 3 - 1
- 4 - منخفضة / جيدة

- 5 - لمصهور / كلوريد الكالسيوم أو كربونات الصوديوم.
- 6 - هيدروكسيد الصوديوم (الصودا الكاوية NaOH).
- 7 - كربونات المغنيسيوم
- 8 - مختزل.
- 9 - ملغم الصوديوم.
- 10 - كربونات الصوديوم.
- 11 - كلوريد الصوديوم، كلورات الصوديوم.
- 12 - قلوي.
- 13 $\text{CaO} + \text{CO}_2$
- 14 $\text{NaOH} + \text{H}_2$
- 15 2NaCl
- 16 $3 \text{NaCl} + \text{Al}$
- 17 $\text{NaAlO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- 18 $5 \text{NaCl} + \text{NaClO}_3$
- 19 - تقليل / زيادة
- 20 - مختزل.
- 21 - الزهر / المطاوع.
- 22 - مختزلة.
- 23 $\text{Fe} + \text{Fe}_3\text{O}_4$
- 24 - 700
- 25 - كلوريد الحديد III FeCl_3 .
- 26 - الحديد المغناطيسي Fe_3O_4 .
- 27 - كبريتات الحديد II، وكبريتات الأمونيوم.
- 28 $\text{H}_2 + \text{Fe}_3\text{O}_4$
- 29 $\text{H}_2 + \text{FeCl}_2$
- 30 $\text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
- 31 $\text{CO}_2 + \text{FeO}$
- 32 $\text{H}_2\text{O} + 3 \text{FeO}$
- 33 $4\text{H}_2\text{O} + \text{FeCl}_3$

السؤال الثالث :

✓ - 1

✓ - 2

✓ - 3

× - 4

× - 5

✓ - 6

× - 7

× - 8

✓ - 9

× - 10

× - 11

✓ - 12

✓ - 13

✓ - 14

× - 15

× - 16

× - 17

✓ - 18

✓ - 19

× - 20

× - 21

✓ - 22

✓ - 23

✓ - 24

× - 25

× - 26

× - 27

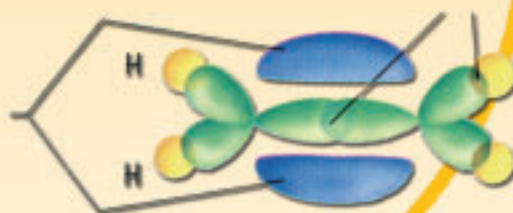
× - 28

السؤال الرابع :

- 1 - لها سالبة كهربائية عالية .
- 2 - سهولة انفصال وانتقال إلكترون تكافئها .
- 3 - خلية داون .
- 4 - NaCl ، H_2
- 5 - Na_2O_2
- 6 - $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$
- 7 - الكلور .
- 8 - $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- 9 - Na_2CO_3
- 10 - FeO
- 11 - خفض درجة انصهاره وزيادة صلابته .
- 12 - بتسخين أكسيد الحديد II في الهواء .
- 13 - FeC_2O_4
- 14 - $\text{H}_2 + \text{FeSO}_4$
- 15 - محلول SO_2 في الماء
- 16 - Fe_3O_4
- 17 - FeO
- 18 - شب الحديد

الفصل الرابع

مركبات الكربون العضوية Organic Compounds



الفصل الرابع

مركبات الكربون العضوية

يهدف هذا الفصل إلى التعرف إلى مفهوم المركبات العضوية مع دراسة الجزء الأول منها، وهي المركبات الهيدروكربونية والتي تحتوي على عنصري الكربون والهيدروجين .
يخصص لهذا الفصل (15) حصة دراسية تقسم على النحو التالي :

م	المفاهيم الرئيسية	الحصص	المجموع
1	التركيب الإلكتروني وتهجين الأفلاك الذرية في الكربون	2	15
2	تقسيم المركبات العضوية - أنواع التفاعلات الكيميائية - تسمية المركبات العضوية - أنواع ذرات الكربون .	2	
3	الألكانات - الميثان	3	
4	الألكينات - الإيثين	3	
5	الألكاينات - الإيثاين (الأسيتيلينات)	2	
6	المركبات الهيدروكربونية الأروماتية - البنزين	3	
	المجموع	15	

الأهداف العامة

يهدف هذا الفصل إلى تحقيق ما يلي :

أولاً إكساب المتعلمين الحقائق والمفاهيم التالية بصورة وظيفية :

- 1 - الكيمياء العضوية هي كيمياء مركبات الكربون .
- 2 - الكربون عنصر لا فلزي يقع في الدورة الثانية على رأس المجموعة الرابعة في الجدول الدوري .
- 3 - عندما تتفاعل ذرة الكربون مع العناصر الأخرى فإنها تكتسب طاقة من الوسط المحيط، تؤدي إلى انتقال إلكترون من تحت المستوى $2s$ إلى الفلك الفارغ في تحت المستوى $2p$ ، وتسمى هذه الطاقة بطاقة التنشيط، وتصبح ذرة الكربون في حالة مثارة .
- 4 - تندمج بعض أو كل أفلاك مستوى التكافؤ لذرة الكربون، لتكوين أفلاك جديدة تختلف في شكلها وترتيبها في الفراغ حول النواة عن الأفلاك قبل الاندماج، وتسمى هذه العملية بالتهجين .
- 5 - يختلف شكل الأفلاك المهجنة، واتجاه ترتيبها في الفراغ عن أفلاك s ، p غير المهجنة .
- 6 - الأفلاك المهجنة توزع نفسها في الفراغ بحيث يكون التنافر بينها أقل ما يمكن وبالتالي تكون المسافات بينها أكبر ما يمكن، وذلك حسب نظرية تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ (VSEPR) .
- 7 - تستخدم ذرة الكربون ثلاثة أنواع من التهجين حسب عدد الذرات أو المجموعات المحيطة بها .
- 8 - عندما يحيط بذرة الكربون أربع ذرات أو مجموعات فإنها تستخدم التهجين sp^3 ، حيث تتكون أربعة أفلاك مهجنة توزع نفسها في الفراغ في اتجاه أركان شكل رباعي السطوح بزوايا 109.5° .
- 9 - عندما يحيط بذرة الكربون ثلاث ذرات أو مجموعات فإنها تستخدم التهجين sp^2 ، حيث تتكون ثلاثة أفلاك مهجنة توزع نفسها في الفراغ في اتجاه أركان شكل مثلث مستو بزوايا 120° ، ويظل فلك p غير مهجن ويتكون هذا الفلك من فصين متعامدين على مستوى الأفلاك المهجنة .
- 10 - عندما يحيط بذرة الكربون ذرتان أو مجموعتان فإنها تستخدم التهجين sp ، حيث يتكون

فلكان مهجنان يقعان في خط مستقيم بزوايا 180° ، ويظل الفلكان p غير مهجنين بحيث يقعان في مستويات عمودية على مستوى الأفلاك المهجنة.

11 - تستخدم ذرة الكربون الأفلاك المهجنة في تكوين روابط قوية تكون فيها الكثافة الإلكترونية للرابطة مركزة بين نواتي الذرتين، بينما تستخدم أفلاك p غير المهجنة لتكوين روابط ضعيفة نسبياً وتتكون الرابطة بين كل فلكين p من سحابتين إحداها أعلى والأخرى أسفل (أو أمام وخلف) مستوى الرابطة القوية.

12 - ترتبط ذرات الكربون بعضها ببعض في المركب الهيدروكربوني بروابط تساهمية إما أن تكون أحادية أو ثنائية أو ثلاثية.

13 - جميع الروابط الأحادية روابط قوية صعبة الكسر، وتتكون الرابطة الثنائية من رابطة قوية ورابطة ضعيفة، والثلاثية من رابطة قوية ورابطتين ضعيفتين.

14 - تتم التفاعلات في المركبات العضوية بالاستبدال أو الانتزاع أو الإضافة.

15 - تنقسم المركبات الهيدروكربونية إلى مركبات أليفاتية وأروماتية.

16 - المركبات الأليفاتية قد تكون ذات سلسلة مفتوحة أو حلقية مشبعة أو غير مشبعة.

17 - الألكانات مركبات هيدروكربونية أليفاتية وصيغتها العامة C_nH_{2n+2} .

18 - مجموعة الألكيل: هي عبارة عن جزيء ألكان حذفت منه ذرة هيدروجين ومن أمثلتها الميثيل $-CH_3$.

19 - درجتا الانصهار والغليان للألكانات تزيدان بزيادة الكتلة الجزيئية.

20 - جميع الألكانات غير القطبية لا تذوب في الماء.

21 - الألكانات مركبات غير نشطة لا تتفاعل إلا في ظروف معينة مع الهالوجينات بطريقة الاستبدال وفي وجود طاقة ضوئية أو حرارية.

22 - الألكينات مركبات هيدروكربونية تتضمن رابطة تساهمية ثنائية واحدة على الأقل بين ذرتي كربون متتاليتين وصيغتها العامة C_nH_{2n} .

23 - تحضر الألكينات بانتزاع هاليد الهيدروجين من هاليدات الألكيل أو بانتزاع الماء من الكحولات.

24 - تتفاعل الألكينات بالإضافة حيث إن إحدى الرابطتين تكون ضعيفة فيسهل كسرها.

25 - تفاعلات البلمرة من تفاعلات الإضافة التي تميز الألكينات.

26 - الألكاينات مركبات هيدروكربونية تتضمن رابطة تساهمية ثلاثية واحدة على الأقل بين ذرتي كربون متتاليتين وصيغتها العامة C_nH_{2n-2} .

- 27 - الألكينات أكثر نشاطاً من الألكانات وتتفاعل بالإضافة .
- 28 - البنزين أبسط المركبات الهيدروكربونية الأروماتية، ولقد اقترح العالم كيكولي تركيباً للبنزين عبارة عن حلقة سداسية ذات روابط أحادية وثنائية متبادلة .
- 29 - البنزين له خواص مختلفة عن خواص الألكينات المشابهة له .
- 30 - الشكل الحقيقي للبنزين هجين من الشكلين اللذين اقترحهما كيكولي .
- 31 - تستخدم ذرات الكربون في البنزين أفلاك sp^2 المهجنة .
- 32 - تستخدم ذرات الكربون أفلاك p غير المهجنة في تكوين سحابة إلكترونية تتكون من جزئين أحدهما أعلى مستوى الحلقة والآخر أسفل مستوى الحلقة، بحيث يمكن تشبيه حلقة البنزين بالشطيرة (السندويتش) .
- 33 - جميع الروابط في حلقة البنزين متشابهة في الطول والقوة، وطول كل منها وسط بين طول الرابطة الأحادية والرابطة الثنائية، ويرمز لها كما يلي $=====$.
- 34 - ذرات الكربون الستة في الحلقة متماثلة، وكذلك ذرات الهيدروجين .
- 35 - يطلق على المجموعة الناتجة بعد انتزاع ذرة الهيدروجين من حلقة البنزين للمركب الأروماتي شق الأرايل (الفينيل) وصيغتها C_6H_5 .
- 36 - يطلق على المجموعة الناتجة بعد انتزاع ذرة الهيدروجين من مجموعة الميثيل في الطولوين شق البنزايل وصيغتها $CH_2 - C_6H_5$.
- 37 - عند استبدال ذرتين من ذرات الهيدروجين على الحلقة بذرتين أو مجموعتين، فإنه يتم تحديد أماكن الاستبدال كما يلي :
- الوضع 1، 2 يسمى أورثو - o .
 - الوضع 1، 3 يسمى ميتا - m .
 - الوضع 1، 4 يسمى بارا - p .
- 38 - يتفاعل البنزين أساساً بالاستبدال، وأحياناً بالإضافة، وأهم تفاعلاته بالاستبدال النيترة، السلفنة، الهلجنة .

ثانياً تنمية قدرة المتعلمين على اكتساب المهارات اليدوية والأكاديمية التالية :

من خلال تدريس هذا الجزء، وإجراء الدروس العملية الخاصة به، يمكن تنمية قدرة المتعلمين في المهارات العملية التالية :

- 1 - تنمية قدرة المتعلمين على التعامل مع الأجهزة والأدوات وأخذ الاحتراس عند تداول المواد الكيميائية .
- 2 - إجراء بعض التجارب العملية باستخدام مركبات كيميائية .
- 3 - إجراء التجارب العملية للتعرف إلى المركب العضوي .
- 4 - دقة الملاحظة وتسجيل الملاحظات العلمية .
- 5 - تنمية القدرة على التفكير العلمي من خلال دراسة تحضير المركبات الهيدروكربونية وخواصها .
- 6 - اكتساب مهارة تسمية المركبات الهيدروكربونية حسب نظام الأيوباك .
- 7 - تنمية القدرة على كتابة المعادلات الكيميائية من خلال تحضير ودراسة تفاعلات المركبات الهيدروكربونية، والمركبات العضوية الأخرى، والمجموعات الفعالة .
- 8 - تنمية القدرة على التصنيف من خلال دراسة المركبات الهيدروكربونية، والمركبات العضوية الأخرى ومجموعاتها الفعالة .
- 9 - استخدام الجداول لاستنباط مفاهيم وخواص معينة .
- 10 - اكتساب بعض مهارات الأسلوب العلمي في حل المشكلات .
- 11 - بناء مجسمات للصيغ البنائية لبعض المركبات العضوية .
- 12 - تعرف مشتقات البنزين .
- 13 - تنمية القدرة على التعبير بالأسلوب العلمي من خلال المصطلحات العلمية الواردة في هذا الموضوع .
- 14 - عدم التسرع في الحكم والتريث حتى تتجمع أدلة كافية، والحذر من التعميم المبني على حالة واحدة .
- 15 - الاعتماد على التجربة العملية في استنتاج الخواص .
- 16 - الإيمان بالأسلوب العلمي وأنه الأسلوب الذي يمكن به حل المشكلات التي تواجه المتعلمين .
- 17 - احترام العلم لفائدته الكبيرة وربط المادة العلمية بالحياة من خلال تدريس المركبات الهيدروكربونية وأهميتها .

ثالثاً الاتجاهات العلمية :

من خلال تدريس هذا الجزء يمكن إكساب المتعلمين بعض جوانب الاتجاه العلمي وبعض العادات والقيم مثل :

- 1 - الإيمان بعظمة الخالق - سبحانه وتعالى - وشكره على نعمه .
- 2 - الإيمان بأنه لا وجود للصدفة في هذا الكون ، وأن كل شيء يتم بقدرته الله تعالى وإرادته سبحانه .
- 3 - الاعتماد على مصادر متنوعة ووسائل عدة لجمع المعلومات والبيانات .
- 4 - الإيمان بأن الحقائق العلمية قابلة للتعديل والتغيير .
- 5 - الحذر من التعميم المبني على حالة واحدة .
- 6 - الإيمان بالأسلوب العلمي وأنه الأسلوب الذي يمكن بواسطته حل المشكلات .
- 7 - الرغبة المستمرة في الاستفسار والتساؤل وحب الاستطلاع .
- 8 - اعتماد جانب الدقة عند دراسة الظواهر العلمية والتمييز بينها .
- 9 - العرفان بإسهامات العلماء وأهمية العلم في دراسة المركبات العضوية .
- 10 - الاهتمام بالبتروكيميا كمصدر للطاقة مع البحث عن مصادر أخرى بحكم أن الثروة البترولية مهددة بالنفاد .
- 11 - إجراء التجارب العملية المقررة .
- 12 - متابعة البرامج العلمية في التلفاز ووسائل الإعلام .
- 13 - زيارة المتاحف العلمية ومعارض البترول والقيام بالرحلات العلمية الجماعية .
- 14 - بناء «أرشيف» شخصي لمتابعة أخبار الصناعات العضوية والبتروكيميائية .
- 15 - قراءة الكتب العلمية ومتابعة كافة المستجدات في مجال الكيمياء العضوية والبتترول .

الأهداف الخاصة

أُتوقع في نهاية تدريس هذا الجزء أن يكون المتعلم قادراً على أن :

- 1 - يُعرّف الكيمياء العضوية بأنها كيمياء مركبات الكربون .
- 2 - يُقارن بين أنواع الروابط في المركب العضوي .
- 3 - يُقسّم المركبات الهيدروكربونية إلى مركبات أليفاتية ومركبات أروماتية .
- 4 - يُعرّف المركبات الهيدروكربونية المشبعة بأنها تحتوي على روابط أحادية .

- 5 - يُعرّف المركبات الهيدروكربونية غير المشبعة بأنها مركبات عضوية تحتوي على روابط ثنائية أو ثلاثية، ويذكر الصيغة العامة لكل منهما.
- 6 - يقسم التفاعلات العضوية إلى استبدال وإضافة وانتزاع.
- 7 - يسمي بعض المركبات الهيدروكربونية بأسمائها حسب نظام الأيوباك.
- 8 - يُقارن بين المركبات الهيدروكربونية المشبعة والمركبات الهيدروكربونية غير المشبعة من حيث نوع التفاعل.
- 9 - يُحدد الخواص الفيزيائية للمركبات الهيدروكربونية المشبعة والمركبات الهيدروكربونية غير المشبعة.
- 10 - يشرح الخواص الكيميائية للمركبات الهيدروكربونية المشبعة، وكمثال على ذلك غاز الميثان.
- 11 - يشرح الخواص الكيميائية للمركبات الهيدروكربونية غير المشبعة (الألكينات) وكمثال على ذلك غاز الإيثين.
- 12 - يشرح الخواص الكيميائية للمركبات الهيدروكربونية غير المشبعة (الألكاينات) وكمثال على ذلك غاز الإيثاين.
- 13 - يُفسر نشاط الإيثاين والإيثين وعدم نشاط الميثان.
- 14 - يُعدد أمثلة لاستخدامات الميثان والإيثين والإيثاين.
- 15 - يتعرف المركبات الهيدروكربونية الأروماتية من خلال دراسة البنزين.
- 16 - يفسر ظاهرة الرنين في البنزين.
- 17 - يُسمي بعض مشتقات البنزين بأسمائها حسب نظام الأيوباك أو الأسماء الشائعة.
- 18 - يذكر الخواص الكيميائية للبنزين.

ملاحظات عامة عند تدريس هذا الجزء :

- 1 - عند تدريس طبيعة الرابطة بين ذرات الكربون في المركب العضوي، يُفضل الاستعانة بنماذج الذرات لتبيان الرابطة الأحادية والثنائية والثلاثية، كما يمكن الاستعانة بأمثلة خارجية بالإضافة إلى الأمثلة التي وردت في كتاب الطالب.
- 2 - عند معالجة تقسيم المركبات الهيدروكربونية، ننصح باستخدام الصفائح الشفافة في عرض هذا التقسيم مع كتابة الأمثلة بصيغتها البنائية... كما يمكن الاستعانة بأمثلة إضافية (غير التي وردت في كتاب الطالب) لتمكين الطالب من فهم هذا التقسيم.
- 3 - عند تدريس متتالية من الألكانات والألكينات والألكاينات يفضل الاستعانة بنماذج الذرات لتوضيح الصيغة البنائية للمركبات - الأول والثاني من كل متتالية - ثم استخدام الصفائح

الشفافة في عرض مجموعة من مركبات كل متتالية لاستنتاج الصيغة العامة ولتأكيد مفهوم المجموعة المتجانسة .

4 - عند تدريس شق الألكيل نؤكد على ضرورة عرض مركبات الألكانات الثمانية الأولى وشقوق الألكيل المقابلة لها وأسمائها .

5 - عند تدريس المركبات الهيدروكربونية الأروماتية يفضل الاستعانة برسم شكل يوضح الصيغة البنائية للبنزين العطري ويبين الاختلاف في السلوك الكيميائي بين البنزين والألكينات، ويمكن استخدام الصفائح الشفافة بالإضافة إلى المصورات أو المجسمات في تعرف البنزين ومشتقاته .

معلومات إثرائية للمعلم

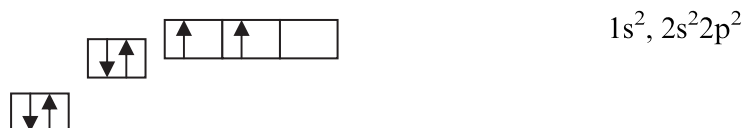
الكربون عنصر الحياة : Carbon: The Element of Life

تمهيد :

من المعلوم أن الكربون هو العنصر الرئيسي لوجود الحياة على الأرض، ولهذا فإن للكربون مكانة خاصة في علم الكيمياء، ولا تعود هذه المكانة إلى أنه سبب لوجود الحياة على الأرض فقط، بل لأسباب أخرى عديدة، منها كثرة المركبات التي يدخل في تكوينها، والتي يصل عددها حتى الآن إلى أكثر من (20) مليون مركب، وهو ما يمثل حوالي (10) أضعاف عدد المركبات غير العضوية المعروفة، ويعود هذا العدد الضخم من مركبات الكربون إلى قدرة ذرات الكربون على الارتباط مع بعضها البعض ومع العناصر الأخرى لتكوين مركبات يتراوح عدد ذرات الكربون فيها من ذرة واحدة إلى سلاسل بها آلاف الذرات من الكربون، لهذا تسمى الكيمياء العضوية "كيمياء الكربون" .

والآن لتتعرف إلى التركيب الإلكتروني (Electron Configuration) لذرة الكربون وأنواع الروابط حولها والكيفية التي ترتبط بها مع الذرات الأخرى .

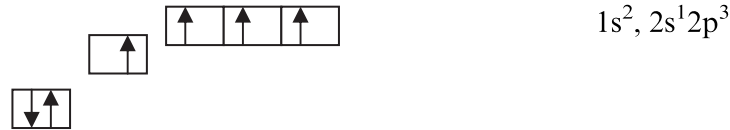
من المعلوم أن التوزيع الإلكتروني لذرة الكربون في حالة الاستقرار هو :



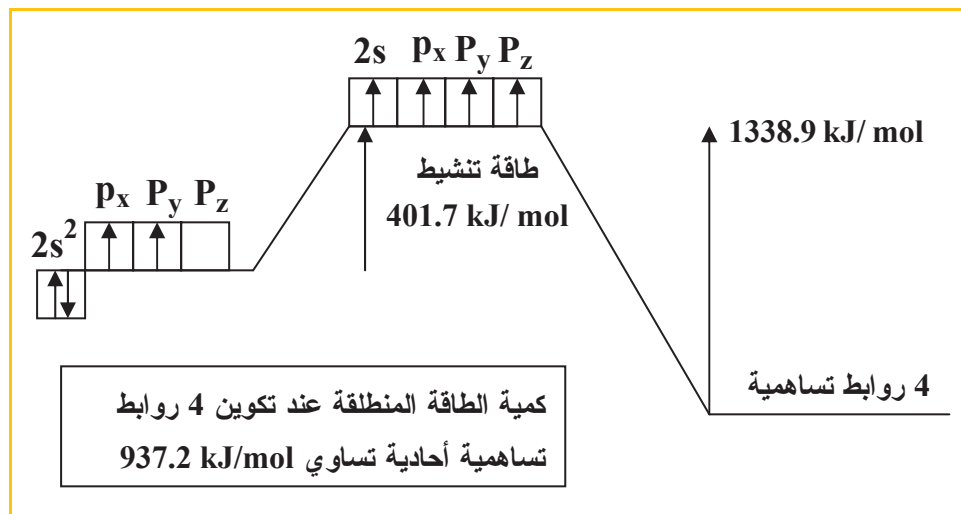
وبناء على هذا التركيب الإلكتروني لذرة الكربون فإنه من المتوقع أن يكون الكربون ثنائي التكافؤ، ولكن كما نعلم فإن تكافؤ الكربون الشائع هو التكافؤ الرباعي، والسؤال الآن هو كيف يمكن تفسير هذا التكافؤ الرباعي الشائع للكربون؟

تم تفسير ذلك على أساس أن ذرة الكربون عندما تتحد مع العناصر الأخرى يحدث لها ما يلي :

أ - تنشيط (Promotion): حيث تكتسب ذرة الكربون طاقة من الوسط المحيط بها تؤدي إلى تنشيط أحد إلكترونات تحت المستوى (2 s) وانتقاله إلى الفلك الفارغ في تحت المستوى (2p) كما يلي :



[ويمكن تفسير سبب لجوء ذرة الكربون لعملية التنشيط على ضوء التغير في المحتوى الحراري المصاحب لتكوين الروابط، حيث وجد أن الطاقة المنطلقة عندما تكون ذرة الكربون غير المنشطة لرابطين فقط تساوي 870.3 kJ / mol، بينما الطاقة المنطلقة عندما تكون ذرة الكربون المنشطة لأربع روابط تساوي 1740.5 kJ / mol في حين أن الطاقة الممتصة لتنشيط ذرة الكربون تساوي 401.7 kJ / mol أي أن الشكل المنشط عندما يشارك في تكوين الروابط يكون مصحوباً بانطلاق كمية من الطاقة أكثر من الكمية المنطلقة من الشكل غير المنشط بحوالي 468.6 kJ / mol، وبالتالي يصبح الشكل المنشط أكثر استقراراً وثباتاً من الشكل غير المنشط، شكل (8).



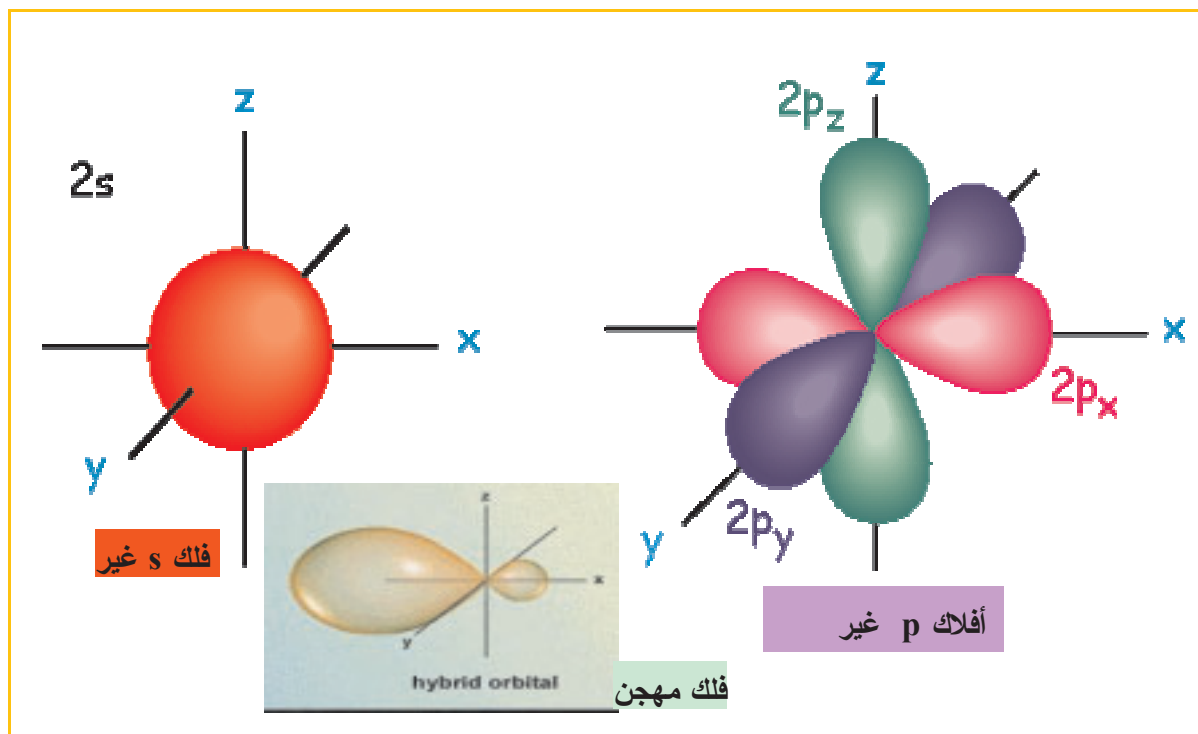
شكل (8)

والآن كيف أمكن تفسير تشابه الروابط الأحادية حول ذرة الكربون؟

تم تفسير ذلك على أساس حدوث عملية تالية لذرة الكربون (بعد عملية التنشيط) وهي عملية

ب - التهجين (Hybridization): حيث تندمج بعض أو كل أفلاك المستوى الخارجي لذرة

الكربون لتكوين أفلاك جديدة مختلفة في شكلها وكثافة إلكتروناتها حول النواة، ويتوقف نوع التهجين على عدد الذرات (أو المجموعات) المرتبطة بذرة الكربون، كما يختلف شكل الفلك المهجن عن الفلك غير المهجن، حيث إنَّ الفلك المهجن يشبه في شكله قطرة الماء أو شكل الكمثرى تقريباً (ويختلف هذا الشكل قليلاً باختلاف عدد الأفلاك المشاركة في التهجين) أما الأفلاك غير المهجنة فتظل على شكلها الأصلي (شكل 9).



شكل (9) أفلاك s، p قبل التهجين والفلك المهجن

أنواع التهجين التي تستخدمها ذرة الكربون :

لذرة الكربون القدرة على تكوين ثلاثة أنواع من الأفلاك المهجنة :

أولاً: التهجين من النوع sp^3 :

في هذا النوع تكون ذرة الكربون متصلة بأربع ذرات (مجموعات) أخرى بواسطة أربع روابط تساهمية أحادية، كما هو الحال في الميثان والإيثان. ولقد دلت الحسابات المبنية على الأطياف الذرية أن الزاوية بين كل اثنين من هذه الأفلاك المهجنة هي 109.5° ففي جزيء الميثان CH_4 تقع ذرة الكربون في مركز هرم رباعي السطوح منتظم الوجوه، وتشغل ذرات الهيدروجين الأربعة زوايا هذا الهرم شكل (10)، وتنشأ الروابط $C - H$ من تداخل فلك $1s$ لذرة الهيدروجين مع الأفلاك المهجنة sp^3 لذرة الكربون.

ثانياً : التهجين من النوع sp^2 :

في هذا النوع من التهجين تعمل ذرة الكربون المثارة على دمج ثلاثة أفلاك ذرية ($2p_y, 2p_x, 2s$) وينتج عنه ثلاثة أفلاك مهجنة يطلق على كل منها sp^2 ، وتكون متكافئة في الطاقة، وتوجد في مستوى فراغي واحد، ودلت الحسابات المبنية على الأطياف الذرية أن الزاوية بين كل اثنين منها هي 120° ، بينما يحافظ الفلك $2p_z$ على مستوى الطاقة العادي، ويكون عمودياً على مستوى تهجين sp^2 ، شكل (11).

ففي جزيء الإيثين ترتبط كل ذرة كربون بثلاث ذرات مجاورة (ذرة كربون وذرتي هيدروجين)، وبالتالي فإن التهجين الحادث لكل ذرة كربون من النوع sp^2 ، وعندما تقترب ذرتا كربون مهجنتان بتهجين من النوع sp^2 لمسافة تسمى مسافة الترابط، يتداخل بالرأس أحد الأفلاك المهجنة sp^2 من الذرة الأولى مع أحد الأفلاك المهجنة sp^2 من الذرة الثانية، وتتكون رابطة من النوع سجما (σ) بين ذرتي الكربون، وفي نفس الوقت يقترب فلك P_z (غير المشارك في التهجين) من الذرة الأولى من فلك P_z من الذرة الثانية، حيث يكونان متوازيين ويتداخلان بطريقة جانبية فوق وتحت المستوى الذي يصل بين أنوية الذرات المتفاعلة ليكونا رابطة من النوع باي (π) بين ذرتي الكربون تكون كثافتها الإلكترونية فوق وتحت الرابطة سجما (σ)، أما الفلكان المهجنان sp^2 المتصلان بكل ذرة كربون على حدة فيتداخل كل منهما مع فلك $1s$ لذرة الهيدروجين مكونين رابطة سجما (σ).

ثالثاً - التهجين من النوع sp :

في هذا النوع من التهجين تعمل ذرة الكربون المثارة على دمج فلكين ذريين ($2p_x, 2s$) وينتج عنهما فلكان مهجنان متكافئان في الطاقة يطلق على كل منها sp ، وهذان الفلكان يمتدان في الفراغ على خط مستقيم بزاوية 180° ، بينما يظل الفلكان $2p_y$ ، $2p_z$ متعامدين وفي مستوى الطاقة العادي لهما دون تهجين، شكل (12).

ففي جزيء الإيثاين ترتبط كل ذرة كربون بذرتين فقط (ذرة كربون وذرة هيدروجين)، وفي هذه الحالة يتداخل أحد أفلاك sp من ذرة كربون مع فلك مماثل من ذرة كربون أخرى، وذلك بالتقاء الذرتين على محور مشترك يصل بين نواتي الذرتين، وتتكون رابطة من النوع سجما (σ) بين ذرتي الكربون. وفي نفس الوقت يحدث ارتباط جانبي للفلكين P_y ، P_z غير المهجين من الذرة الأولى مع ما يشبههما من الذرة الثانية، ونتيجة ذلك تنتج رابطتان من النوع باي (π)، أي أن الرابطة الثلاثية تتكون من رابطة سجما (σ) ورابطتي باي (π).

أنواع الروابط حول ذرة الكربون:

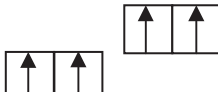
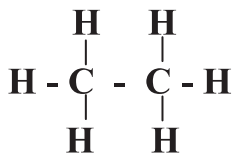
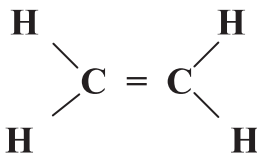
تحتوي مركبات الكربون على ثلاثة أنواع من الروابط التساهمية (أحادية/ ثنائية/ ثلاثية)، وتنتج هذه الروابط من ارتباط (تداخل Overlap) الأفلاك الذرية للكربون سواء كانت أفلاكاً مهجنة أو غير مهجنة مع الأفلاك الذرية لذرات العناصر الأخرى، لتكوين أفلاك جزيئية تدور فيها إلكترونات الرابطة حول نواتي الذرتين. وتختلف قوة الرابطة التساهمية وشكلها (شكل الفلك الجزيئي) باختلاف الأفلاك الذرية المشاركة في تكوينها، وهناك نوعان من الأفلاك الجزيئية (الروابط):

الرابطة باي (π)	الرابطة سيجما (σ)
تتكون الرابطة (باي π) عندما يتداخل فلكان ذريان متوازيان من أفلاك تحت المستوى (P) في مكانين، (أي باندماج الفصين العلويين معاً، والفصين السفليين معاً) وتتوزع الكثافة الإلكترونية في هذه الرابطة في مكانين، كما هو موضح في الشكل، ولهذا تعتبر الرابطة (باي) رابطة ضعيفة يسهل كسرها مقارنة بالرابطة (سيجما).	وهي تتكون نتيجة حدوث التداخل (الارتباط) بين الفلكين الذريين في موضع واحد (رأس - رأس) (head - to - head overlap of atomic orbitals in one position) وهي رابطة قوية تتم بالنسبة للكربون عن طريق ارتباط فلك مهجن من الكربون مع فلك مهجن من ذرة أخرى أو مع الفلك (s) في حالة الهيدروجين، ولأن الأفلاك المهجنة تكون كثافة الإلكترونات فيها بعيدة عن النواة فإن كثافة التداخل بين الأفلاك الذرية التي تستخدم فيها أفلاك مهجنة تكون كبيرة، وبالتالي فإن الرابطة سيجما تعتبر رابطة قوية يصعب كسرها والكثافة الإلكترونية متماثلة في جميع أجزائها، وشكلها يشبه شكل الأسطوانة حول نواتي الذرتين.

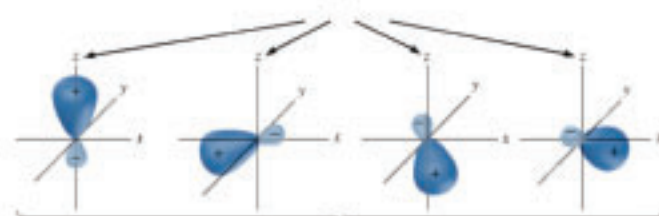
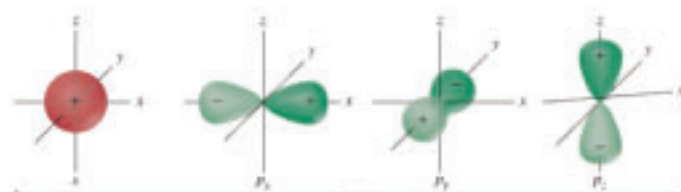
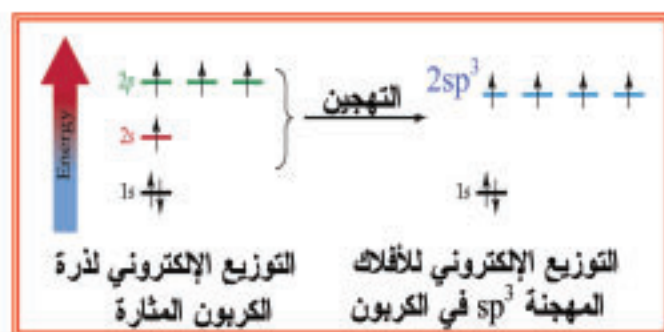
- ملحوظة: أي رابطة يدخل في تكوينها فلك مهجن (سواء ارتبط مع فلك آخر مهجن أو فلك (s) غير المهجن) تعتبر رابطة سيجما.

والجدول رقم (5) يوضح أهم خواص الأفلاك المهجنة لذرة الكربون

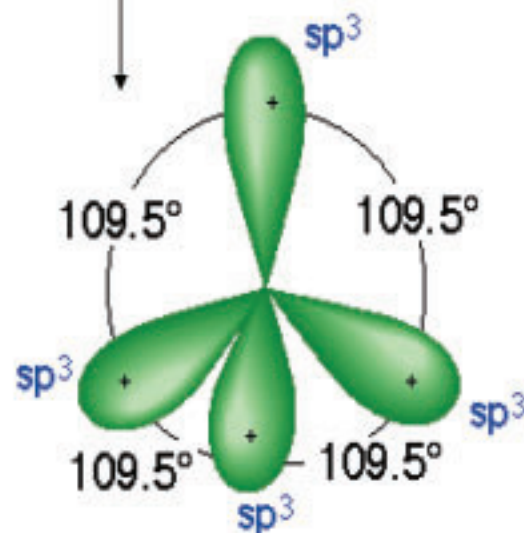
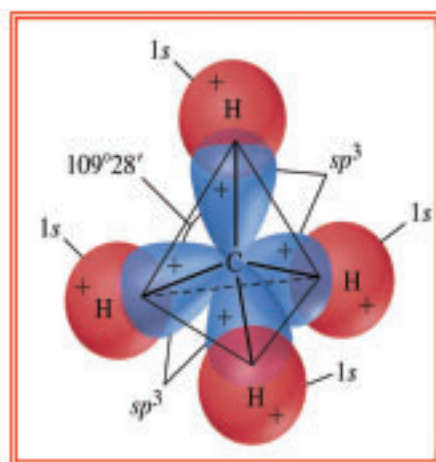
جدول (5) خواص الأفلاك المهجنة لذرة الكربون

عدد الذرات (المجموعات) المتصلة بكل ذرة كربون	أربعة	ثلاثة	اثنان
نوع التهجين / الخاصية	sp^3	sp^2	sp
التوزيع الإلكتروني للإلكترونات مستوى التكافؤ لذرة الكربون			
عدد الأفلاك المستخدمة في التهجين	أربعة (فلك s وثلاثة أفلاك p) ويسمى كل منهم بالفلك sp^3	ثلاثة (فلك s وفلكان p) ويسمى كل منهما بالفلك sp^2	اثنان (فلك s وفلك p) ويسمى كل منهما بالفلك sp
عدد أفلاك p غير المهجنة	—	1	2
مثال			$H - C \equiv C - H$
أنواع الروابط التساهمية حول ذرة الكربون	4 روابط أحادية وجميعها روابط سيجما (σ)	رابطة ثنائية (تتكون من رابطة σ ورابطة π) ورابطتين أحاديتين (كلاهما σ)	رابطة ثلاثية (تتكون من رابطة σ ورابطتين π) ورابطة أحادية (σ)
الشكل	رباعي السطوح Tetrahedral	مثلث مستو Triangular Planar	خطي Linear
الزوايا	109.5°	120°	180°
طول الرابطة	$1.54 \text{ \AA}$	$1.34 \text{ \AA}$	$1.20 \text{ \AA}$
طاقة تكوين الرابطة	347 kJ/mol	611 kJ/mol	837 kJ/mol

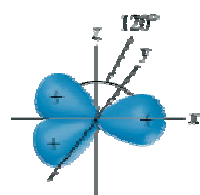
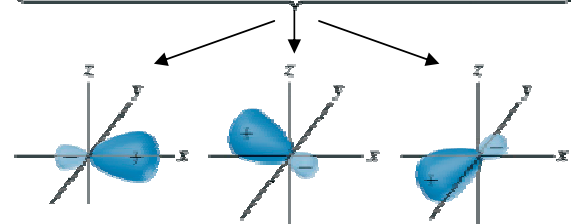
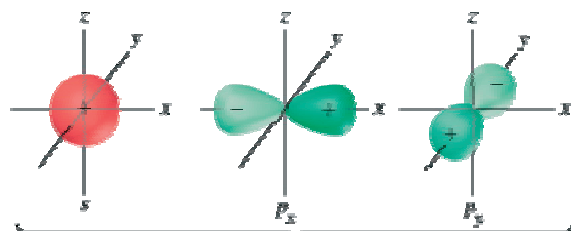
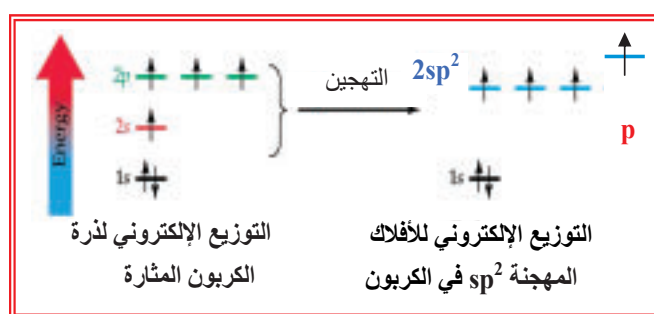
التوزيع الفراغي للأفلاك حول ذرة الكربون يتم على أساس نظرية (VSEPR)، حيث يتم توزيع أزواج الإلكترونات في أفلاك مستوى التكافؤ [سواء كانت مشاركة في تكوين الروابط أو على شكل أزواج من الإلكترونات غير المشاركة (كما في النيتروجين أو الأكسجين)] بحيث تكون المسافة بينها أكبر ما يمكن حتى يكون التنافر بينها أقل ما يمكن، وهذا ما يفسر اختلاف الأشكال الفراغية لذرة الكربون باختلاف الأفلاك المهجنة.



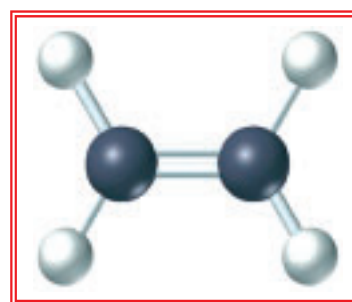
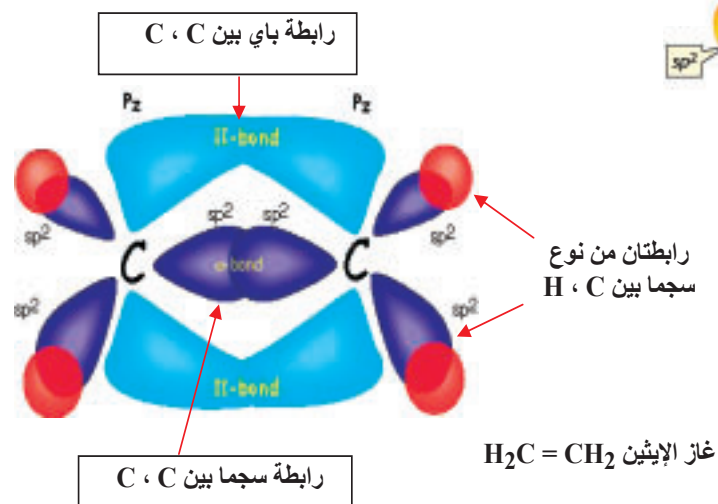
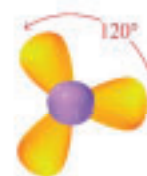
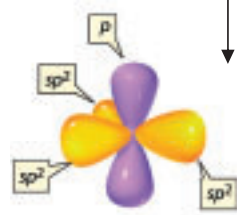
توزيع أربعة الأفلاك المهجنة $2 sp^3$ في الفراغ حول ذرة الكربون



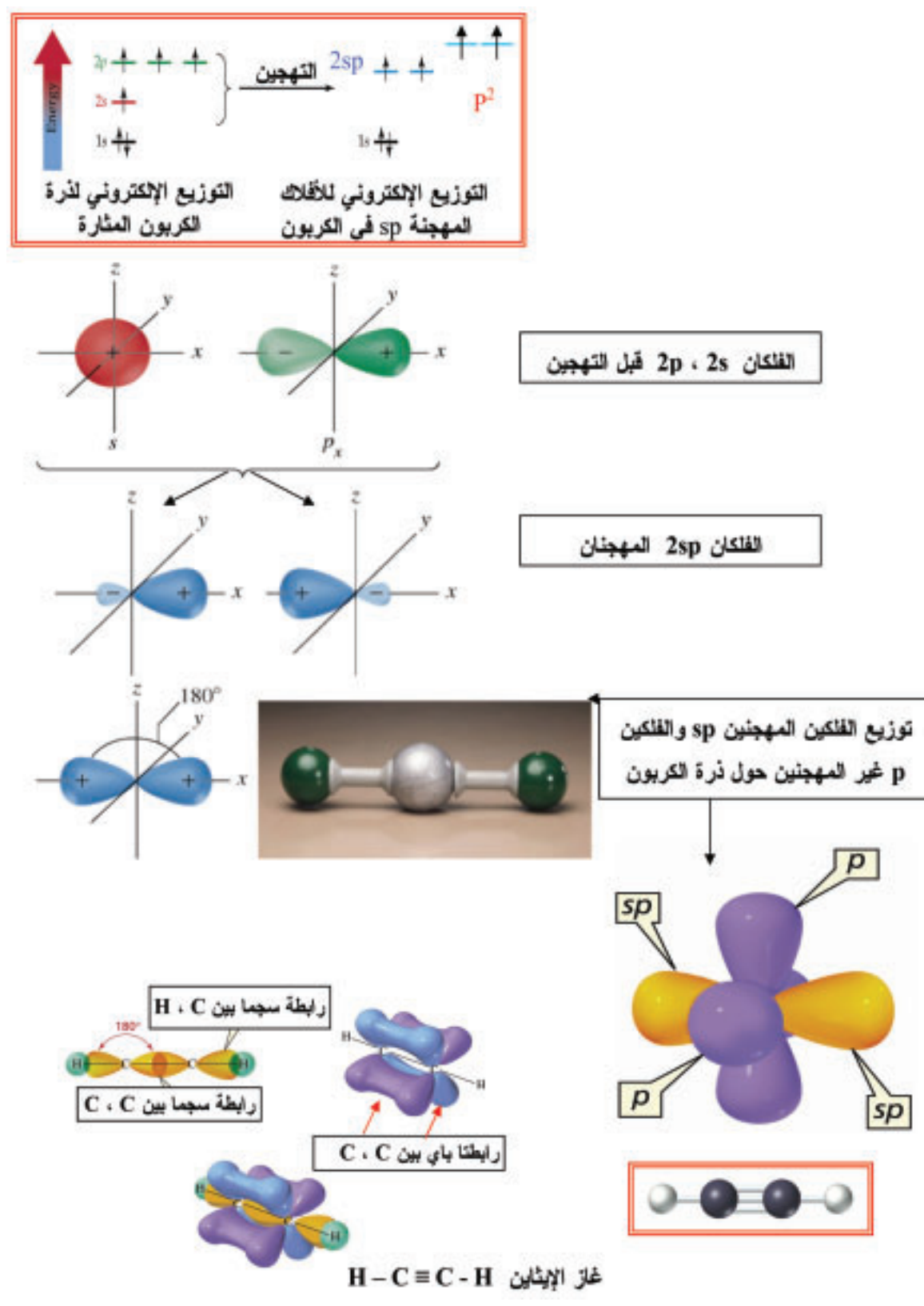
شكل (10) توزيع الأفلاك عندما تستخدم ذرة الكربون التجهين sp^3



توزيع ثلاثة الأفلاك المهجنة $2sp^2$ والفلك P غير المهجن حول ذرة الكربون



شكل (11) توزيع الأفلاك عندما تستخدم ذرة الكربون التهجين sp^2



شكل (12) توزيع الأفلاك عندما تستخدم ذرة الكربون التهجين sp

كيف يتم كتابة الصيغ في المركبات العضوية :

هناك طرق عديدة للتعبير عن صيغ المركبات العضوية منها ما يلي :

1 - الصيغ الأولية : Empirical Formulas

وهي الصيغ التي تدل على أبسط نسبة بين الذرات في المركب .

2 - الصيغ الجزيئية : Molecular Formulas

3 - الصيغ التركيبية (البنائية) : Structural Formulas

وهناك أكثر من طريقة للتعبير عن الصيغ التركيبية أو البنائية للمركبات العضوية منها ما يلي :

أ - تراكيب لويس : Lewis Structures

وتسمى أيضا بالطريقة النقطية (Electron dot Formula) وفيها يتم توزيع إلكترونات مستوى التكافؤ على شكل نقاط حول كل ذرة في الجزيء أو في الأيون، ولهذه الطريقة فوائد عديدة، إذ توضح لنا نوع الروابط وأي الذرات تحمل الشحنة (في حالة الأيون)، وعند التعامل بهذه الطريقة يجب التأكد من أن كل ذرة قد وصل عدد الإلكترونات في مستوى تكافؤها إلى حالة الاستقرار (الثماني لكل من الكربون، الأكسجين، النيتروجين، والهالوجين، والثنائي للهيدروجين)

ب - تراكيب كيكولي : Kekule Structures

في هذه الطريقة يتم التعبير عن الإلكترونات المشاركة في تكوين الروابط على شكل خطوط، بينما يتم إهمال الإلكترونات الحرة (غير المشاركة في تكوين الروابط) والموجودة في مستوى التكافؤ، ما لم تكن هناك حاجة ماسة لكتابتها .

4 - الصيغ التركيبية المكثفة : Condensed Structural Formulas

في هذه الطريقة يتم تبسيط الصيغة بعدم كتابة كل أو بعض الروابط وكتابة عدد الذرات المرتبطة مع كل ذرة (C أو N أو O) بعدها مباشرة (وقد يكون قبلها أحيانا)، وتعتبر هذه الطريقة طريقة وسطية بين الصيغ التركيبية والصيغ الجزيئية، ويمكن التعبير عن الصيغ المكثفة بأكثر من طريقة حيث تبدأ من تجمع ذرات (H) إلى استخدام الخطوط فقط للتعبير عن المركب وتسمى هذه الطريقة (Stick diagram)، وأحيانا تسمى بالتراكيب الهيكلية (Skeletal Structures) (أو Framework Formulas) حيث يتم التعبير عن الرابطة الأحادية بين كل ذرتي كربون على شكل خط (في الثنائية خطان وفي الثلاثية ثلاثة خطوط) ولا يتم التعبير عن الرابطة بين الكربون والهيدروجين بأي خطوط .

أمثلة :

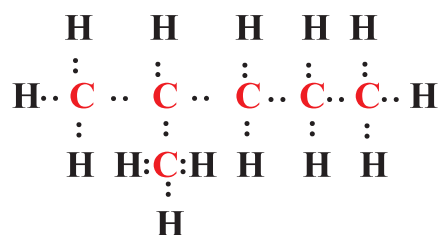
(1) اكتب الصيغ المختلفة للمركب (2 - ميثيل بتان)؟

1 - الصيغة الجزيئية : C_6H_{14}

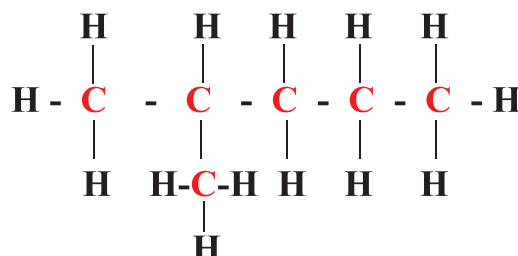
2 - الصيغة الأولية هي : C_3H_7

3 - الصيغ البنائية (التركيبية) :

أ - صيغة لويس :



ب - صيغة كيكولي :



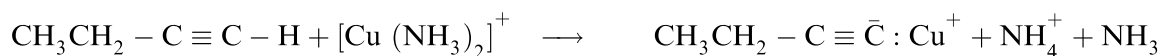
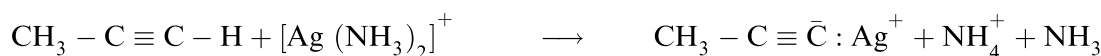
4 - الصيغ البنائية المكثفة : $CH_3CHCH_2CH_2CH_3$ أو $(CH_3)_2CH(CH_2)_2CH_3$



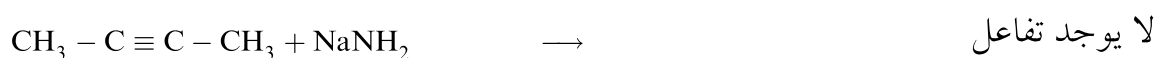
أو الصيغة الخطية

حامضية الألكينات الطرفية :

تمتاز الألكينات الطرفية $R-C \equiv C-H$ بأن ذرة الهيدروجين الأسيتيلينية حامضية التفاعل (لماذا؟) حيث يمكن استبدالها بكاتيون فلزي مثل Ag^+ , Na^+ , Cu^+ وتعرف الأملاح الناتجة باسم أسيتيليدات، فمثلاً يتفاعل 1-بروبين و1-بيوتين مع محلول أميد الصوديوم ونترات الفضة الأمونيومي ونترات النحاس I الأمونيومي وتترسب أسيتيليدات الصوديوم والفضة والنحاس I المقابلة على التوالي كما في المعادلات التالية :



ويستخدم هذا التفاعل في الكشف عن الألكينات الطرفية والتفرقة بينها وبين الألكينات الأخرى حيث لا يحدث تفاعل، كما هو موضح في المعادلة التالية:

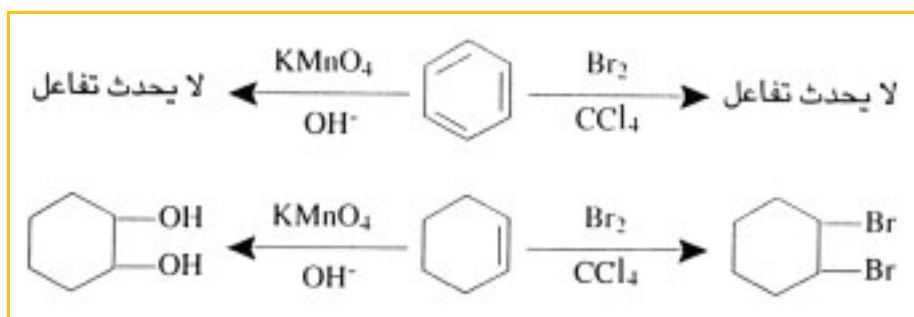


تفاعلات المركبات الهيدروكربونية الأروماتية:

المركبات الهيدروكربونية الأروماتية تسلك سلوكاً كيميائياً مختلفاً عن الألكينات بالرغم من أن كلتا العائلتين تمتاز بوجود روابط تساهمية ثنائية باي (π) في تركيبهما، ويعزى ذلك إلى استقرارية المركبات الهيدروكربونية الأروماتية بسبب ظاهرة الرنين.

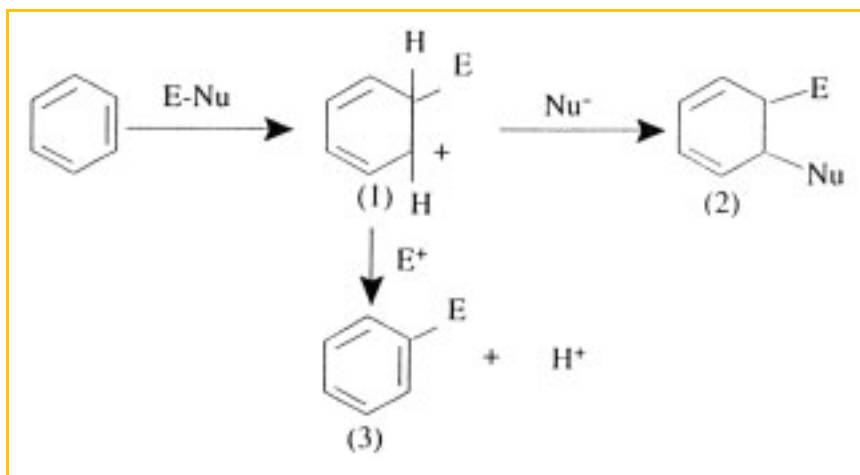
فإذا ما قارنا سلوك البنزين كمثال للمركبات الهيدروكربونية الأروماتية بالهكسين الحلقي (السايكلوهكسين) كمثال للألكينات فإننا سنجد البنزين لا يدخل في تفاعلات الإضافة التي يتميز بها الهكسين الحلقي (السايكلوهكسين).

فمثلاً عند إضافة محلول البروم المذاب في رابع كلوريد الكربون إلى البنزين لا يزول اللون، بعكس ما يحدث في حالة الهكسين الحلقي (السايكلوهكسين) ونفس الشيء يحدث عند معالجة كل منهما بمحلول برمنجنات البوتاسيوم كما هو موضح بالمعادلات التالية:



وقد يتبادر إلى الذهن السؤال التالي: لماذا لا يدخل البنزين وغيره من المركبات الهيدروكربونية الأروماتية في تفاعلات الإضافة المميزة للألكينات؟

والإجابة عن ذلك تبدو واضحة عند معرفة ماذا يحدث للحلقة الأروماتية عندما تتم الإضافة على إحدى الروابط الثنائية بها كما في المعادلة التالية:



فإذا ما افترضنا أن الإضافة تتم عن طريق تكوين وسيط الكربوكاتيون (I) الذي يتحد في الخطوة التالية للتفاعل مع الشق النيوكليوفيلي (Nu^-) للكاشف المستخدم، فإن الناتج سيكون عبارة عن مشتق 3،1 هكساداين الحلقي (1،3- سايكلو هكساداين) (2) الذي يتميز بفقدانه للصفة الأروماتية وبالتالي يكون أقل استقراراً من البنزين، لذلك لا تتم الإضافة.

وإذا أمعنا النظر في المعادلة السابقة نجد أن الكربوكاتيون الوسيط (I) يمكن أن يستعيد الصفة الأروماتية، وذلك عن طريق فقدانه البروتون المتصل بذرة الكربون التي هاجمها الإلكترون (3) ويتحول إلى مشتق البنزين (3) الذي يكون عادة أكثر استقراراً من البنزين نفسه، ولذلك عند معالجة البنزين بكاشف مثل ($E - Nu$) تكون احتمالية استبدال ذرة الهيدروجين بالإلكترون (3) لتكوين مشتق البنزين أفضل من عملية الإضافة لتكوين مشتق 3،1 هكساداين الحلقي (1،3- سايكلو هكساداين) (2).

مركبات الكربون العضوية إجابة الأسئلة في كتاب الطالب

السؤال الأول :

- 1 - عملية التنشيط لذرة الكربون .
- 2 - عملية التهجين لذرة الكربون .
- 3 - المركبات الهيدروكربونية .
- 4 - الألكانات .
- 5 - الألكينات .
- 6 - الألكاينات .
- 7 - تفاعلات الاستبدال (الإحلال) .
- 8 - تفاعلات الانتزاع (الحذف) .
- 9 - تفاعلات الإضافة .
- 10 - ذرة كربون أولية (1°) .
- 11 - ذرة كربون ثالثة (3°) .
- 12 - المتتالية المتجانسة .
- 13 - الألكينات .
- 14 - sp^2
- 15 - شق الفينيل (الآرايل) .
- 16 - شق البنزايل .

السؤال الثاني :

- 1 - 4
- 2 - ثلاثية
- 3 - sp
- 4 - C_6H_{10}
- 5 - البنزين ، C_6H_6

6 - بيوتان

$C_n H_{2n-2}$ - 7

$CH_3 Cl + HCl$ - 8

$CCl_4 + 4HCl$ - 9

$CH_2 Br - CH_2 Br$ - 10

$C_2 H_6$ الإيثان - 11

بوليثين - 12

الألكاينات - 13

$H_2 C = CH_2$ - 14

$H_2 C = CH_2$ - 15

$CHBr_2 - CHBr_2$ - 16

البنزين - 17

18 - ميتا ثنائي كلورو بنزين

$C_6 H_5 SO_3 H$ - 19

$C_6 H_{12}$ - 20

السؤال الثالث :

× - 1

✓ - 2

✓ - 3

✓ - 4

✓ - 5

× - 6

✓ - 7

✓ - 8

× - 9

✓ - 10

× - 11

✓ - 12

✓ - 13

✓ - 14

× - 15

✓ - 16

✓ - 17

× - 18

✓ - 19

السؤال الرابع :

1. CH_4

2. C_4H_{10}

3. 2 - بيوتايين .

4. بالإضافة

5. $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$

6. 5

7. البلمرة

8. بتفاعل كربيد الألمنيوم مع الماء المحمض .

9. أزرق غير مضيء .

10. 4

11. 1، 1، 2، 2 - رباعي برومو إيثان .

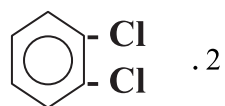
12. الإيثان .

13. الأروماتية .

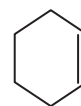
14. بارا ثنائي برومو بنزين .

السؤال العاشر :

1. برومين .



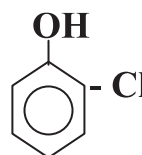
3.



4.



5.



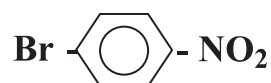
6.

1، 2 - ثنائي بروموايثان

7.

1 - بتين

8.



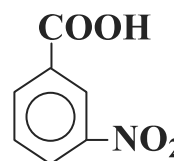
9.

كلوريد الإيثيل (كلورو إيثان)

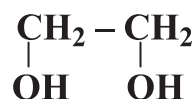
10.



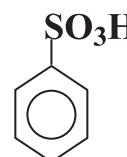
11.



12.



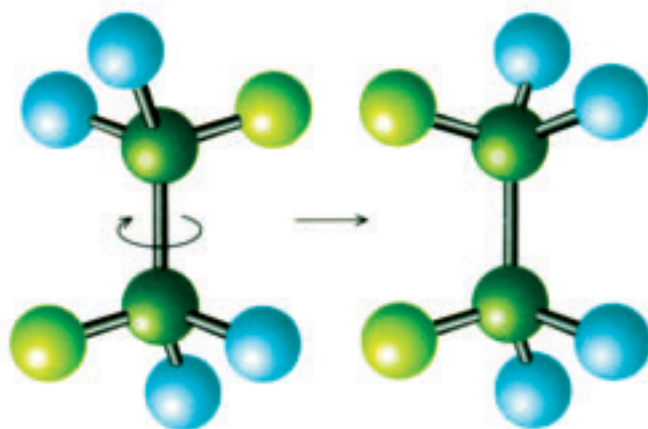
13.



الفصل الخامس

المركبات العضوية والمجموعات الوظيفية (الفعالة)

Organic Compounds and Functional Groups



الفصل الخامس

المركبات العضوية والمجموعات الوظيفية (الفعالة)

يهدف هذا الفصل إلى دراسة المركبات العضوية التي تحتوي على ذرات أو مجموعات ذرية بالإضافة إلى الكربون والهيدروجين، وتسمى هذه الذرات أو المجموعات بالمجموعات الوظيفية أو الفعالة لأنها تحدد الخواص الفيزيائية والكيميائية لهذه المركبات. ويخصص لدراسة هذا الفصل 24 حصة دراسية تقسم على النحو التالي:

م	الموضوع	عدد الحصص	المجموع
1	مركبات الهالوجين العضوية : تقسيم (تصنيف) مركبات الهالوجين العضوية . تسمية مركبات الألكان الهالوجينية . تقسيم (تصنيف) هاليدات الألكيل . تحضير هاليدات الألكيل ودراسة خواصها الفيزيائية والكيميائية .	5	24
2	الكحولات : تقسيم (تصنيف) الكحولات ، وتسميتها . تحضير الكحولات ودراسة خواصها الفيزيائية والكيميائية .	5	
3	الإثيرات : تقسيم (تصنيف) الإثيرات ، وتسميتها . تحضير الإثيرات ودراسة خواصها الفيزيائية والكيميائية .	2	
4	الألدهيدات والكي-tonات : تقسيم (تصنيف) الألدهيدات والكي-tonات ، وتسميتها . تحضير الألدهيدات والكي-tonات ودراسة خواصها الفيزيائية والكيميائية	6	
5	الأحماض الكربوكسيلية : تقسيم (تصنيف) الأحماض الكربوكسيلية ، وتسميتها . تحضير الأحماض الكربوكسيلية ودراسة خواصها الفيزيائية والكيميائية	3	
6	الأمينات : تقسيم (تصنيف) الأمينات ، وتسميتها . تحضير الأمينات ودراسة خواصها الفيزيائية والكيميائية	3	
	المجموع	24	

الأهداف العامة

أولاً إكساب المتعلمين الحقائق والمفاهيم التالية بصورة وظيفية:

- 1 - تقسم المركبات العضوية حسب المجموعات الوظيفية (الفعالة).
- 2 - المجموعة الوظيفية (الفعالة) قد تكون ذرة هيدروجين أو رابطة غير مشبعة أو ذرة أو مجموعة ذرية غير الكربون والهيدروجين.
- 3 - المجموعة الوظيفية (الفعالة) تحدد الخواص الفيزيائية والكيميائية لعائلة من المركبات، وتكون مميزة لها.
- 4 - مركبات الهالوجين العضوية تتميز بوجود ذرة هالوجين أو أكثر كمجموعة وظيفية (فعالة).
- 5 - تقسم مركبات الهالوجين العضوية تبعاً لنوع الشق أو الجزء العضوي في الجزيء إلى هاليدات البنزين، وهاليدات الفينيل، ومركبات الألكان الهالوجينية.
- 6 - تسمى مركبات الألكان الهالوجينية بأسمائها الشائعة بوضع المقطع هاليد أمام اسم الشق، أو تبعاً لنظام الأيوباك بوضع المقطع هالو أمام اسم الألكان.
- 7 - يصنف هاليد الألكيل حسب نوع ذرة الكربون التي تتصل بها ذرة الهالوجين إلى هاليد ألكيل أولي، وثنائي وثلثي.
- 8 - تحضر هاليدات الألكيل بعدة طرق منها هلجنة الألكان، بإضافة هاليد الهيدروجين إلى الألكين، بتفاعل الكحولات بالإحلال أو الاستبدال.
- 9 - عند تفاعل ألكين غير متماثل مع هاليد هيدروجين يجب تطبيق قاعدة ماركونيكوف وكتابة الناتج الرئيسي.
- 10 - تختلف الخواص الفيزيائية لهاليدات الألكيل باختلاف طول السلسلة ونوعها واختلاف نوع ذرة الهالوجين.
- 11 - تعتمد الخواص الكيميائية لهاليدات الهيدروجين على قطبية الرابطة $C - X$.
- 12 - تتفاعل هاليدات الألكيل إما بالاستبدال أو بالانتزاع النيوكليوفيلي، حيث يتم نزع الهالوجين على صورة أيون الهاليد واستبداله بأيون أقوى يسمى النيوكليوفيل (Nu^-)، أو بنزع أنيون الهاليد مع كاتيون هيدروجين من على ذرة الكربون المجاورة لتكوين مركب غير مشبع.
- 13 - توجد عوامل عديدة تحدد الخواص الكيميائية لهاليدات الألكيل، مع ملاحظة أن هاليدات الألكيل الأولية تميل للتفاعل بالإحلال، بينما هاليدات الألكيل الثالثية تميل للتفاعل بالانتزاع، أما الثانوية فإنها تتفاعل حسب باقي ظروف التفاعل.

- 14 - هاليدات الألكيل مركبات نشطة لهذا تستخدم لتحضير العديد من المركبات من مثل الكحولات، الإيثر، الأمينات.
- 15 - تتميز الكحولات بأنها تحتوي على مجموعة هيدروكسيل (OH) كمجموعة وظيفية، والصيغة العامة لها ROH.
- 16 - تنقسم الكحولات تبعاً لنوع السلسلة الكربونية إلى كحولات أليفاتية وكحولات أروماتية.
- 17 - يشترط في الكحولات الأروماتية عدم اتصال مجموعة الهيدروكسيل مباشرة بشق الفينيل، وإلا يصبح المركب فينولاً ولا يعتبر من الكحولات الأروماتية.
- 18 - تنقسم الكحولات تبعاً لعدد مجموعات الهيدروكسيل إلى أحادية، ثنائية، ثلاثية أو عديدة الهيدروكسيل.
- 19 - تنقسم الكحولات الأحادية تبعاً لعدد ذرات الكربون (أو الشقوق العضوية) المرتبطة بذرة الكربون المتصل بها مجموعة الهيدروكسيل إلى كحولات أولية، ثانوية، ثالثة.
- 20 - تحضر الكحولات بطرق عديدة منها التحلل المائي لهاليدات الألكيل في وجود مادة قلوية مثل NaOH أو KOH، كما تحضر بإضافة الماء إلى الألكينات في وجود حمض مخفف كعامل مساعد.
- 21 - تتميز الكحولات بوجود مجموعة هيدروكسيل قطبية والتي تؤدي إلى ارتباط الكحولات معاً بروابط هيدروجينية مما يؤدي إلى رفع درجات غليانها مقارنة بدرجات غليان الألكانات.
- 22 - تتفاعل الكحولات مع الأحماض الهالوجينية بالاستبدال حيث تحل ذرة الهالوجين محل مجموعة الهيدروكسيل (عكس التحضير) ويتكون هاليد الألكيل المقابل.
- 23 - تتأكسد الكحولات بالعوامل المؤكسدة القوية وتتوقف نواتج الأكسدة على نوع الكحول، فالكحول الأولي يتأكسد إلى الألدهيد والماء وباستمرار الأكسدة ينتج الحمض المقابل، بينما تتأكسد الكحولات الثانوية إلى الكيتونات المقابلة فقط.
- 24 - تتأكسد الكحولات بعامل مؤكسد خاص يسمى بريدينوم كلورو كرومات (PCC) ليعطي الألدهيد المقابل فقط.
- 25 - الكحولات الثالثة لا تتأكسد لعدم وجود ذرة هيدروجين مرتبطة بذرة الكربون الموجودة عليها مجموعة الهيدروكسيل.
- 26 - تتفاعل الكحولات مع الأحماض الكربوكسيلية في وسط حمضي لتعطي الاسترات المقابلة والماء.

- 27 - تتفاعل الكحولات التي تحتوي على المجموعة CH_3CHOH مع الهالوجينات على ثلاث مراحل أكسدة، إحلال، تحليل ويتكون راسب يسمى الهالوفورم.
- 28 - الإيثرات مشتقات هيدروكربونية تتميز بوجود مجموعة أوكسي ($-\text{O}-$) بين شقين عضويين.
- 29 - تنقسم الإيثرات إلى إيثرات متماثلة (متناظرة) أو إيثرات غير متماثلة (غير متناظرة).
- 30 - تسمى الإيثرات بالأسماء الشائعة بوضع أسماء الشقوق حسب الترتيب الأبجدي، ثم كلمة إيثر أو ثنائي مع اسم الشق إذا كان الشقان متماثلين.
- 31 - تحضر الإيثرات المتماثلة ذات الكتل الجزيئية الصغيرة بنزع الماء من الكحولات، كما تحضر الإيثرات المتماثلة وغير المتماثلة بتفاعل هاليد الألكيل مع الألكوكسيدات بطريقة وليامسون.
- 32 - درجات غليان الإيثرات أقل من درجات غليان الكحولات التي حضرت منها لعدم قدرتها على تكوين روابط هيدروجينية.
- 33 - الرابطة الإيثرية $\text{C}-\text{O}-\text{C}$ تعتبر رابطة ثابتة لا تتأثر بسهولة بالعوامل المؤكسدة أو المختزلة أو القواعد.
- 34 - تتفاعل الإيثرات بالانحطار عند تسخينها عند درجات حرارة مرتفعة مع الأحماض من مثل حمض الهيدروبروميك و الهيدروبيديك.
- 35 - تتميز الألدهيدات و الكيتونات بوجود مجموعة الكربونيل ($\text{C}=\text{O}$) كمجموعة وظيفية، وفي الألدهيدات تتصل مجموعة الكربونيل بذرة هيدروجين واحدة على الأقل، فتسمى مجموعة ألدهيد ($-\text{CHO}$) أي أن مجموعة الألدهيد في الألدهيدات تكون طرفية، بينما مجموعة الكربونيل في الكيتونات تكون وسطية.
- 36 - تسمى الألدهيدات و الكيتونات بالأسماء الشائعة أو حسب نظام الأيوباك، بإضافة المقطع (آل) في نهاية اسم الألكان بالنسبة للألدهيدات مع الأخذ في الاعتبار أن مجموعة الألدهيد تكون رقم 1، وإضافة المقطع (ون) إلى اسم الألكان بالنسبة للكيتونات مع ترقيم السلسلة من أقرب طرف لمجموعة الكربونيل.
- 37 - تحضر الألدهيدات بأكسدة الكحولات الأولية بالعوامل المؤكسدة أو بإمرار الكحول الأولي على النحاس الساخن عند درجة $200 - 300^\circ\text{C}$.
- 38 - تحضر الألدهيدات بإمالة الإيثانين في وجود حمض الكبريتيك المخفف وكبريتات الزئبق II.
- 39 - تحضر الكيتونات بأكسدة الكحولات الثانوية بالعوامل المؤكسدة أو بإمرار الكحول الثانوي على النحاس الساخن عند درجة $200 - 300^\circ\text{C}$.

- 40 - تحضر الكيتونات بإمالة أي ألكاين غير الإيثاين في وجود حمض الكبريتيك المخفف وكبريتات الزئبق II .
- 41 - درجات غليان الألدهيدات و الكيتونات أعلى من درجات غليان المركبات الهيدروكربونية والإثيرات المقاربة لها في الكتلة الجزيئية، لكنها أقل من درجات غليان الكحولات والأحماض الكربوكسيلية لعدم قدرة الألدهيدات و الكيتونات على تكوين روابط هيدروجينية .
- 42 - تتفاعل الألدهيدات و الكيتونات بالإضافة مع المركبات النيوكليوفيلية من مثل سيانيد الهيدروجين .
- 43 - تتفاعل الألدهيدات والكيتونات التي تحتوي على المجموعة $\text{CH}_3\text{C}=\text{O}$ مع الهالوجينات في وجود مادة قلوية مكونة راسب الهالوفورم، ويتم التفاعل على خطوتين بالإحلال والتحليل .
- 44 - تتفاعل الألدهيدات والكيتونات مع الكحولات في وجود غاز كلوريد الهيدروجين الجاف كعامل مساعد على مرحلتين بالإضافة، حيث يتكون الهيمي أسيتال غير الثابت والذي يتفاعل بالتكاثف مع مول آخر من الكحول مكوناً الأسيتال الثابت والماء، لا تتفاعل الكيتونات بسهولة مع الكحولات وتحتاج لظروف خاصة للتفاعل .
- 45 - تتأكسد الألدهيدات بالعوامل المؤكسدة إلى الحمض المقابل، بينما لا تتأكسد الكيتونات بها .
- 46 - يمكن التمييز بين الألدهيدات والكيتونات بمحلول فهلنج (أ + ب) أو بمحلول بندكت أو كاشف تولن، حيث تتأكسد الألدهيدات ولا تتأكسد الكيتونات .
- 47 - تختزل الألدهيدات إلى الكحولات الأولية، بينما تُختزل الكيتونات إلى الكحولات الثانوية .
- 48 - تتميز الأحماض الكربوكسيلية بوجود مجموعة الكربوكسيل ($-\text{COOH}$) كمجموعة وظيفية والصيغة العامة لها ArCOOH , RCOOH .
- 49 - تنقسم الأحماض إما حسب نوع الشق العضوي إلى أحماض أليفاتية وأروماتية، أو حسب عدد مجموعات الكربوكسيل إلى أحادية، ثنائية، ثلاثية أو عديدة الكربوكسيل .
- 50 - تسمى الأحماض إما بالتسمية الشائعة أو حسب الأيوباك بوضع كلمة حمض أمام اسم الألكان الذي ينتهي بالمقطع (ويك) .
- 51 - درجات غليان الأحماض الكربوكسيلية أعلى من درجات غليان جميع ما سبق دراسته من المشتقات .

- 52 - تتفاعل الأحماض الكربوكسيلية مع الفلزات النشطة حيث يحل الفلز محل هيدروجين الحمض مكوناً الملح والماء .
- 53 - تتفاعل الأحماض الكربوكسيلية مع الكحولات في وسط حمضي لتعطي الاسترات المقابلة والماء .
- 54 - الأحماض الكربوكسيلية ضعيفة الحمضية ولكنها أقوى حمضية من الفينول والكحول، ويمكن التمييز بين الأحماض والفينول والكحولات بتفاعلهم مع الفلزات النشطة والقلويات القوية والقلويات الضعيفة .
- 55 - تختزل الأحماض الكربوكسيلية بالعوامل المختزلة المختلفة إلى الكحولات الأولية .
- 56 - تتميز الأمينات بأنها تحتوي على مجموعة أمين أو أمينو (NH_2) كمجموعة وظيفية .
- 57 - تنقسم الأمينات تبعاً لعدد مجموعات الألكيل التي تحل محل ذرات الهيدروجين في الأمونيا (NH_3) إلى أمينات أولية وثانوية وثالثية .
- 58 - تحضر الأمينات بطرق عديدة منها تفاعل هاليدات الألكيل مع الأميدات أو الأمونيا أو باختزال مركبات النيترو .
- 59 - تتميز الأمينات بوجود مجموعة الأمين القطبية والتي تؤدي إلى ارتباط الأمينات معاً بروابط هيدروجينية، مما يؤدي إلى رفع درجات غليانها مقارنة بدرجات غليان الألكانات .
- 60 - الأمينات تسلك كقواعد وتتفاعل مع الأحماض لتكوين الأملاح .

ثانياً تنمية قدرة المتعلمين على اكتساب المهارات اليدوية والأكاديمية التالية :

- من خلال تدريس هذا الجزء وإجراء التجارب العملية الخاصة به، يمكن تنمية قدرة المتعلمين في المهارات العملية التالية :
- 1 - تداول وإتقان استعمال المواد الكيميائية مع أخذ الاحتراس التجريبي بعين الاعتبار عند تداول المواد الكيميائية مثل الأحماض والقلويات المركزة . . . إلخ .
 - 2 - تنمية القدرة على التفكير العلمي من خلال تحضير ودراسة خواص المركبات العضوية .
 - 3 - اكتساب مهارة تسمية المركبات العضوية حسب نظام الأيوباك .
 - 4 - تنمية القدرة على كتابة المعادلات الكيميائية من خلال تحضير ودراسة تفاعلات المركبات العضوية والمجموعات الفعالة .
 - 5 - تنمية القدرة على التصنيف من خلال دراسة المركبات العضوية والمجموعات الفعالة .
 - 6 - تنمية القدرة على دراسة الجداول واستخلاص المعلومات منها من خلال دراسة الخواص

الفيزيائية للمركبات العضوية والمجموعات الفعالة، مثل تدرج الكثافة ودرجات الغليان والانصهار... إلخ.

- 7 - التنبؤ بخواص المركب من معرفة المجموعة الفعالة فيه .
- 8 - تنمية القدرة على التعبير بالأسلوب العلمي من خلال المصطلحات العلمية الواردة في هذا الموضوع .
- 9 - عدم التسرع في الحكم، والتريث حتى تتجمع أدلة كافية .
- 10 - الحذر من التعميم المبني على حالة واحدة .
- 11 - الاعتماد على التجربة العلمية في استنتاج الخواص .
- 12 - الإيمان بالأسلوب العلمي، وأنه الأسلوب الذي يمكنه حل المشكلات التي تواجه المتعلم .

ثالثاً الاتجاهات العلمية:

من خلال تدريس هذا الجزء يمكن إكساب المتعلمين بعض جوانب الاتجاه العلمي وبعض العادات والقيم مثل:

- 1 - الإيمان بعظمة الخالق سبحانه وتعالى في دقة بناء المادة وترابط مكوناتها من الذرات .
- 2 - تقدير جهود العلماء ودور العلم في فهم مكونات المادة .
- 3 - تنمية ميول المتعلم نحو القراءة العلمية في الموضوعات المتعلقة بالمركبات العضوية .
- 4 - الإيمان بأهمية الكيمياء في حياتنا .
- 5 - تعود المحافظة على الأدوات والأجهزة التي تستخدم في المختبر .
- 6 - الإيمان بأهمية مراعاة قواعد الأمن والسلامة في المختبر .
- 7 - تعزيز الاتجاه نحو اتباع أسلوب التفكير العلمي .
- 8 - تعود الاستفسار والتساؤل بطريقة مناسبة .
- 9 - الإيمان بأن الحقائق العلمية قابلة للتعديل .
- 10 - معرفة ما للكحوليات من فوائد ومضار .

الأهداف الخاصة

أتوقع في نهاية تدريس هذا الجزء أن يكون المتعلم قادراً على أن:

- 1 - يُعرّف المركبات العضوية بأنها متنوعة ومتعددة، حيث يتميز كل نوع منها بسلوك معين تحدده المجموعة الفعالة التي يحتويها.
- 2 - يستنتج أن لتسمية المركبات العضوية طرقاً مختلفة منها التسمية الشائعة أو التسمية حسب نظام الأيوباك.
- 3 - يستنبط أن هاليدات الألكيل تتميز بوجود ذرات الهالوجين والتي تعمل كمجموعة وظيفية (فعالة)، وأن الرابطة بين الكربون والهالوجين رابطة قطبية.
- 4 - يفرق بين هاليد الألكيل الأولي والثانوي والثالثي من خلال صيغ كل منها.
- 5 - يسمي هاليدات الألكيل بالطريقة الشائعة، وحسب نظام الأيوباك.
- 6 - يتعرف إلى الخواص الفيزيائية والكيميائية لهاليدات الألكيل.
- 7 - يستنبط أن الكحولات تتميز بوجود مجموعة الهيدروكسيل كمجموعة وظيفية (فعالة)، وأن مجموعة الهيدروكسيل تعتبر مجموعة قطبية ولها تأثير على الخواص الفيزيائية والكيميائية للكحولات.
- 8 - يسمي الكحولات بالطريقة الشائعة، وحسب نظام الأيوباك.
- 9 - يفرق بين الكحول الأولي والثانوي والثالثي من خلال صيغ كل منها.
- 10 - يستنبط أن الإثيرات تتميز بوجود مجموعة أوكسي كمجموعة وظيفية (فعالة)، وأن الخواص القطبية للرابطة $C-O-C$ ضعيفة، لهذا فإن الإثيرات ليس لها القدرة على تكوين روابط هيدروجينية.
- 11 - يتعرف إلى الخواص الفيزيائية والكيميائية للكحولات.
- 12 - يقسم الإثيرات حسب نوع الشقين العضويين حول مجموعة الأوكسي.
- 13 - يسمي الإثيرات بالطريقة الشائعة.
- 14 - يستنتج أن الرابطة $C-O-C$ رابطة قوية لا تتفكك بسهولة إلا بالأحماض.
- 15 - يستنبط أن الألدهيدات تتميز بوجود مجموعة ألدهيد (أو كربونيل طرفية) كمجموعة وظيفية (فعالة).
- 16 - يستنبط أن الكيتونات تتميز بوجود مجموعة كربونيل وسطية كمجموعة وظيفية (فعالة).

- 17 - يقارن بين خواص الألدهيدات والكيثونات، مع ربط علاقة بين الصيغ البنائية والخواص الكيميائية.
- 18 - يسمي بعض الألدهيدات والكيثونات حسب التسمية الشائعة، وحسب نظام الأيوباك.
- 19 - يتعرف إلى الخواص الفيزيائية والكيميائية للألدهيدات والكيثونات.
- 20 - يستنبط أن الأحماض تتميز بوجود مجموعة كربوكسيل كمجموعة وظيفية (فعالة).
- 21 - يميز بين الأحماض الكربوكسيلية الأليفاتية والأروماتية.
- 22 - يقسم الأحماض حسب عدد مجموعات الكربوكسيل في الجزيء.
- 23 - يعدد بعض الخواص الفيزيائية والكيميائية للأحماض الكربوكسيلية.
- 24 - يستنبط أن الأمينات تتميز بوجود مجموعة أمين (أمينو) كمجموعة وظيفية (فعالة).
- 25 - يقسم الأمينات إلى أمينات أولية وثنائية وثالثية، ويقارن بين طريقة تقسيم الأمينات وتقسيم الكحولات أو هاليدات الألكيل.
- 26 - يعدد بعض الخواص الفيزيائية والكيميائية للأمينات.

معلومات إثرائية للمعلم

تسمية المركبات العضوية حسب نظام الأيوباك :

عند تسمية المركبات العضوية المشتقة من الألكانات حسب نظام الأيوباك، فإن بعض المركبات يتم تسميتها بوضع مقطع أمامي قبل اسم الألكان، من مثل هاليدات الألكيل (هالو ألكان)، مركبات النيترو (نيترو ألكان)، والبعض يتم تسميته بوضع مقطع نهائي بعد اسم الألكان من مثل الكحولات (ول)، الألدهيدات (آل)، الكيثونات (ون)، الأمينات (أمين)، والأحماض تتم تسميتها بوضع كلمة حمض كمقطع أمامي ثم اسم الألكان منتهاً بالمقطع (ويك).

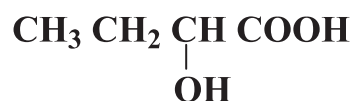
وفي حالة وجود أكثر من مجموعة وظيفية (فعالة) في نفس الجزيء يتم ترتيب هذه المجموعات حسب الأولوية من المجموعة الأعلى، وهي الأكثر أكسدة (The more oxidized group) إلى المجموعة الأقل، جدول (6)، ويتم تسمية المركب بوضع المقطع الدال على اسم المجموعة التي لها أعلى أولوية كمقطع نهائي، وتسمى باقي المجموعات كمقاطع أمامية، وتختلف المقاطع الأمامية عن المقاطع النهائية كما هو موضح بالجدول، ويتم ترقيم السلسلة من أقرب طرف للمجموعة التي لها أعلى أولوية.

جدول (6)

م	المجموعة الوظيفية (الفعالية)	صيغة المجموعة	مقطع نهائي	مقطع أمامي
1	كربوكسيل	- COOH	حمض . . - ويك	-
2	ألدهيد	- CHO	- آل	أوكسو -
3	كيتون	C = O	- ون	أوكسو -
4	كحول	- OH	- ول	هيدروكسي -
5	أمين	- NH ₂	- أمين	أمينو -

أمثلة :

حمض 2 - هيدروكسي بيوتانويك



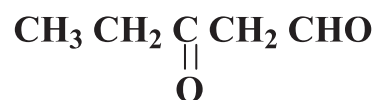
3 - أمينو بيوتنال



1 - أمينو 3 - بتانول



3 - أوكسو بتانال



3 - أوكسو بربانويك



التسمية الشائعة لبعض المركبات :

يستخدم المقطع الأمامي "أيزو" في التسمية الشائعة للمركبات مهما كان عدد ذرات الكربون في السلسلة، عندما توجد ذرة كربون مرتبطة بشقي ميثيل في أحد طرفي الجزيء، أي

عندما توجد المجموعة $\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{CH}- \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$ والتي تسمى Iso structural unit، مع استبدال ذرة H من الطرف الآخر بأي ذرة أو مجموعة وظيفية، وأمثلة على ذلك:

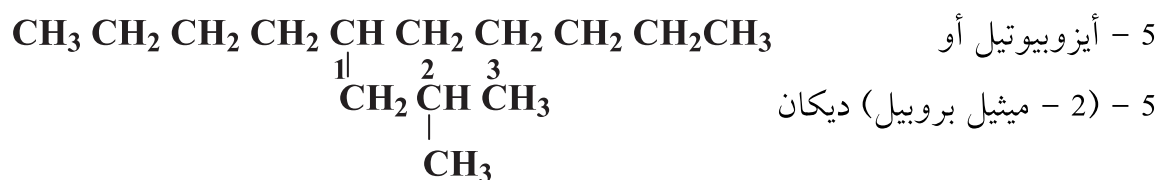


لاحظ أنه في جميع المركبات التي لها تراكيب "أيزو" توجد المجموعة الوظيفية (الفعالة) على ذرة كربون أولية عدا أيزوبروبيل، والتي تتصل فيها هذه المجموعة بذرة كربون ثانوية، لهذا فإن مجموعة أيزوبروبيل يمكن تسميتها أيضاً مجموعة بروبييل ثانوية.

[All isoalkyl compounds have the substituent (OH, Cl, Br, NH₂, etc.) on a primary carbon atom except for isopropyl, which has the substituent on a secondary carbon atom. The isopropyl group could have been called a sec-propyl group.]

وذلك لأن لها تركيب أيزو، وفي نفس الوقت تم استبدال ذرة بروميد محل ذرة هيدروجين على كربون ثانوية.

- يمكن تسمية الشق الموجود في المركب التالي "أيزو" لوجود مجموعة أيزو طرفية.



ميكانيكية حدوث التفاعل (Reaction Mechanism):

المعادلة الكيميائية عادة تصف ما يحدث في التفاعل، أي تحدد المواد الداخلة والمواد الناتجة من التفاعل فقط لكنها لا توضح كيفية التي تم بها هذا التفاعل. وحيث إن معظم التفاعلات العضوية لا تتم في خطوة واحدة بل في عدة خطوات، لهذا فإن المعادلات التي توضح بالتفصيل (خطوة بخطوة) الطريقة التي يتم بها التفاعل تسمى ميكانيكية حدوث التفاعل.

The reaction equation describes what happens in a chemical reaction.

The reaction mechanism is a step - by - step description of how the chemical reaction occurs.

وتتم التفاعلات الكيميائية عادة في أكثر من خطوتين (إلا في الحالات التي يوجد فيها نوع واحد فقط من الأنواع الوسيطة والتي لا يحدث له أي تعديل فيتم التفاعل في خطوتين فقط)، وخطوات حدوث التفاعل هي:

1 - كسر الروابط في المكان الذي سوف يحدث عنده التفاعل وتكوين أنواع وسيطة غير ثابتة (Unstable reaction intermediates) وهذه الخطوة تحتاج إلى طاقة يمتصها المركب من الوسط المحيط.

2 - يحدث تعديل للنوع الوسيطي لتكوين النوع الأكثر ثباتاً أو استقراراً.

3 - إعادة تكوين الروابط مرة أخرى مع أي ذرة أو مجموعة ذرية، وتحول النوع الوسيطي غير المستقر إلى الناتج الأكثر ثباتاً أو استقراراً.

وهناك ثلاثة أنواع وسيطة (Intermediates) تنشأ نتيجة كسر الروابط كسراً متجانساً أو غير متجانس.



حيث L تسمى المجموعة المغادرة (Leaving group) أي التي تخرج من المركب ويتم إدخال مجموعة أخرى بدلاً منها.

وتتحول هذه الأنواع الوسطية إلى أنواع متعادلة الشحنة (النواتج) بارتباط:

1 - كاتيون الكربون بأيون سالب.

2 - أنيون الكربون بأيون موجب.

3 - الشق الحر بشق حر آخر.

أماكن حدوث التفاعل في المركبات العضوية:

نشاط أي مركب عضوي يعتمد على تركيبه، حيث يحدد التركيب مدى نشاط المركب والطريقة التي يتم بها التفاعل، وتحتوي المركبات العضوية على أماكن عديدة يمكن أن يحدث عندها التفاعل، من مثل الروابط غير المشبعة والروابط القطبية ووجود ذرة أو مجموعة ذرية لديها نقص في الإلكترونات أو غنية بالإلكترونات، ويمكن تقسيم الكواشف حسب قدرتها على استقبال أو منح إلكترونات إلى:

الأنواع المحبة للشحنة الموجبة (للنواة) Nucleophiles (nucleus - loving)	الأنواع المحبة للإلكترونات Electrophiles (electron - loving)
المركبات أو الأيونات التي لديها كثافة إلكترونية عالية أو تحمل شحنات سالبة، وبالتالي تميل للتجاذب نحو الأنواع التي لديها نقص في الإلكترونات أو التي تحمل شحنات موجبة، وهذه الأنواع تمنح الإلكترونات خلال التفاعل.	المركبات أو الأيونات التي لديها نقص في الإلكترونات أو تحمل شحنات موجبة، وبالتالي تميل للتجاذب نحو الأنواع الغنية بالإلكترونات أو التي تحمل شحنات سالبة، وهذه الأنواع تكتسب الإلكترونات خلال التفاعل.

وهناك أربعة مواقع أساسية يمكن أن يحدث عندها التفاعل في المركبات العضوية، هي:

1 - الروابط غير المشبعة (Multiple bonds)، الثنائية أو الثلاثية:

حيث يؤدي وجود إلكترونات الرابطة باي (π) التي تتكون من سحابتين إحداها أعلى والأخرى أسفل مستوى الرابطة سيجما (σ) (أو أمام وخلف) إلى جعلها هدفاً للهجوم عليها من قبل المواد المحبة للإلكترونات Electrophiles، لهذا تسمى تفاعلات المواد غير المشبعة بالإضافة باسم الإضافة المحبة للإلكترونات Electrophilic addition reaction.

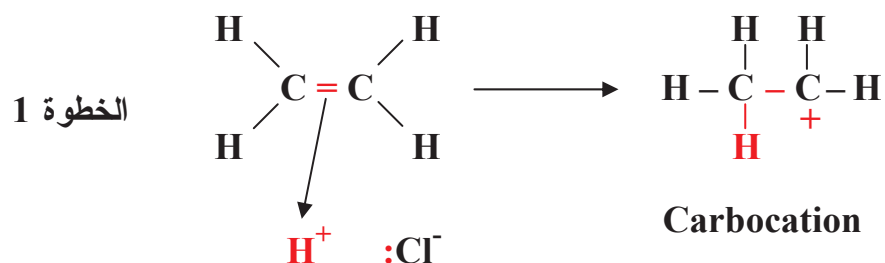
مثال على ذلك تفاعل الإيثين مع كلوريد الهيدروجين :



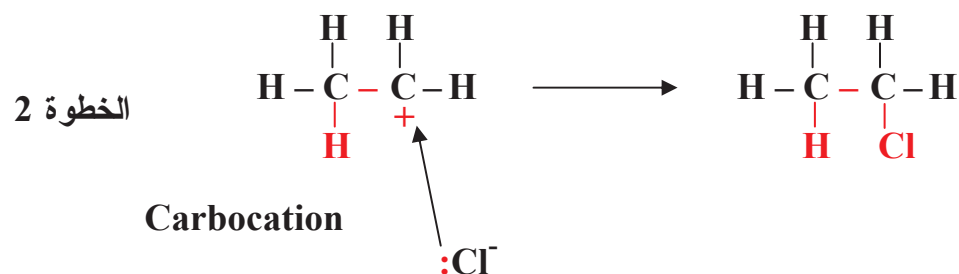
ميكانيكية حدوث التفاعل :

يتم هذا التفاعل على خطوتين (لأنه لا يوجد احتمالات لحدوث تعديل للمرحلة الوسيطة) كما يلي :

أ - ينجذب الهيدروجين من جزيء HCl القطبي إلى الرابطة باي (π) في الإيثين، حيث انفصل على شكل أيون موجب ويرتبط مع إلكترون الرابطة π مكوناً كاتيون الكربون (Carbocation) كمرحلة وسيطة .



وكاتيون الكربون الناتج غير ثابت، لهذا يتحد مباشرة من أنيون الكلوريد مكوناً كلوريد الإيثيل كما يلي :



نفس الفكرة عند تفاعل الألكاين مع HCl، حيث يتم التفاعل على مرحلتين، في الأولى يضاف HCl بنفس الميكانيكية السابقة، فينتج كلوريد الثينيل وهو ألكين غير متماثل فيتفاعل مع جزيء آخر من HCl غير المتماثل بنفس الميكانيكية مع تطبيق قاعدة ماركونيكوف كما سنرى لاحقاً .

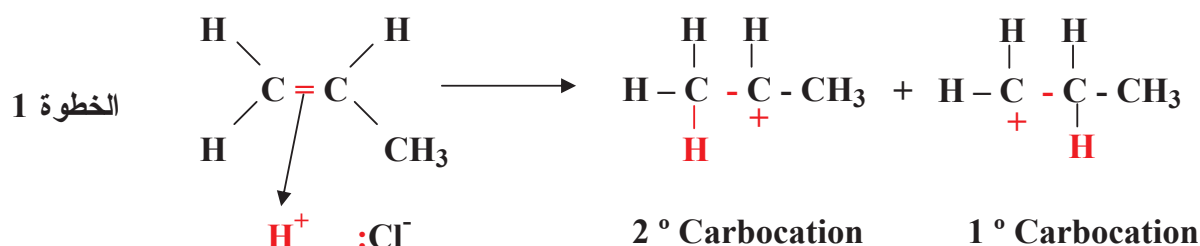
والسؤال الآن ماذا يحدث في الحالات التالية :

- أ - إذا تم استبدال جزيء HCl بجزيء غير قطبي مثل الكلور أو البروم .
- ب - إذا استخدم جزيء الهيدروجين في وجود العامل المساعد بدلاً من HCl .
- ج - إذا كان الألكين غير متماثل، والمضاف غير متماثل .

أ - عند إضافة جزيء غير متماثل مثل الكلور أو البروم فإنه عند اقتراب مثل هذه الجزيئات من الرابطة (π) يحدث لها استقطاب لحظي (momentarily polarization) نتيجة التنافر بين الإلكترونات في الرابطة الثنائية والإلكترونات في الرابطة بين ذرتي الهالوجين، وتؤدي هذه القطبية المؤقتة لجزيء الهالوجين إلى إكساب أحد الذرتين شحنة موجبة جزئية والذرة الثانية شحنة سالبة جزئية، وبالتالي يسلك جزيء الهالوجين في التفاعل نفس الخطوات التي اتبعها HCl.

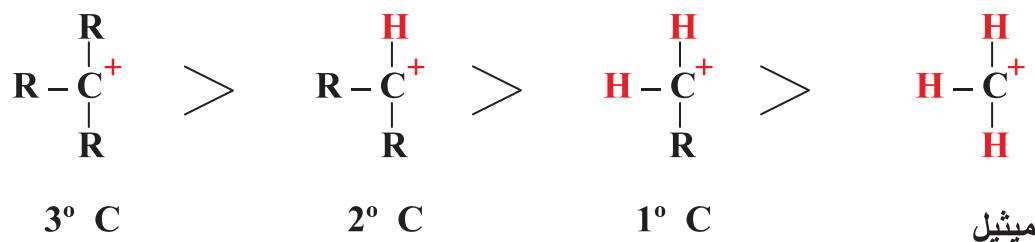
ب - يتفاعل الهيدروجين مع الألكين في وجود عامل مساعد، حيث يحدث امتزاز أو ادمصاص (Adsorbition) لكل من الهيدروجين والألكين أو الألكاين على سطح العامل المساعد، والذي يقلل من طاقة التنشيط اللازمة لكسر الروابط فيسرع في حدوث الإضافة.

ج - إذا كان الألكين غير متماثل، والمضاف غير متماثل، كما يحدث عند تفاعل كلوريد الهيدروجين مع البروبين، في هذه الحالة يكون هناك احتمالان لكاتيون الكربون الناتج إما أن يكون أولياً أو ثانوياً كما يلي:

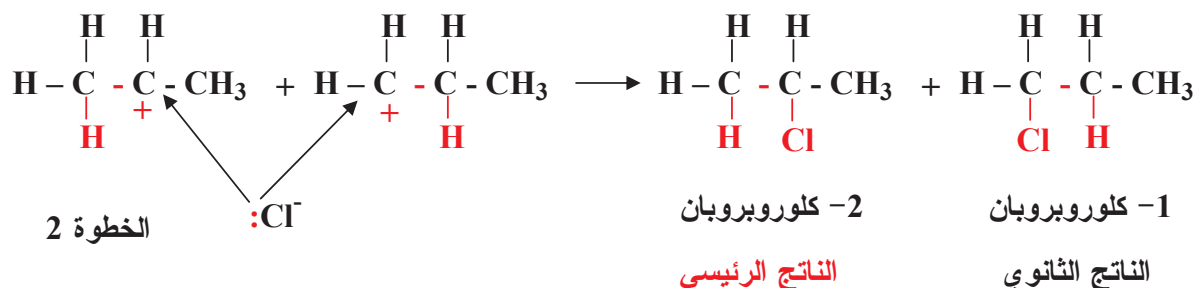


في الخطوة الثانية يرتبط أنيون الكلوريد مع الكاتيون مكوناً الناتج، وبالتالي يكون هناك ناتجان أحدهما 1 - كلورو بروبان، والثاني 2 - كلورو بروبان. ولكن وجد أن نسب النواتج غير متساوية فأحدهما ينتج بكمية أكبر فيسمى الناتج الرئيسي Major product، والثاني بكمية أقل فيسمى بالناتج الثانوي Minor product، ويعتمد تحديد من منهما الناتج الرئيسي ومن منهما الناتج الثانوي على قاعدة ماركونيكوف، والتي تحدد ذلك بناء على مدى ثبات كاتيون الكربون الناتج في الخطوة الوسطية.

حيث وجد أن ثبات كاتيون الكربون يزداد كلما زاد عدد شقوق الألكيل المحيطة به، لأن شقوق الألكيل طاردة للإلكترونات فتعمل على تقليل كثافة الشحنة الموجبة على ذرة الكربون وتوزيعها على كل الأيون، فيزداد ثباته وكلما زاد ثبات الكاتيون زاد ميله وقابليته للتفاعل مع أنيون الكلوريد. وترتيب ثبات كاتيونات الكربون كالتالي:



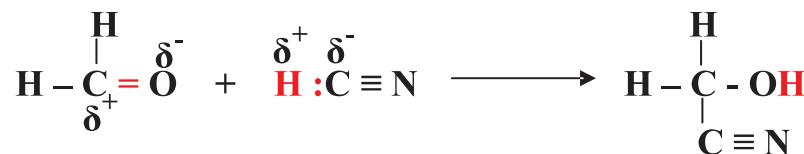
وبناء على ذلك فإن كاتيون الكربون الثانوي والنتائج من ارتباط كاتيون الهيدروجين بالكربون رقم 1 يكون هو الأكثر ثباتاً من كاتيون الكربون الأولي، لهذا يكون الناتج الرئيسي هو 2 - كلورو بروبان.



من هذا المثال نلاحظ أن الناتج الرئيسي نتج من ارتباط كاتيون الهيدروجين مع ذرة الكربون غير المشبعة، والتي لديها عدد أكبر من ذرات الهيدروجين، ولسهولة توصيل المفهوم للمتعلمين يقال لهم أنه لتحقيق قاعدة ماركونيكوف فإن الناتج الرئيسي هو الذي تضاف فيه ذرة الهيدروجين على ذرة الكربون غير المشبعة، والتي لديها عدد أكبر من ذرات الهيدروجين دون التعرض للتفاصيل السابقة، ويطلب منهم كتابة الناتج الرئيسي فقط.

2 - الروابط القطبية Polar bonds :

الروابط القطبية تعتبر أحد الأماكن التي يحدث عندها التفاعل، حيث تتجاذب الشحنات المختلفة مع بعضها البعض مما يؤدي إلى حدوث التفاعل. فعند تفاعل الفورمالدهيد مع سيانيد الهيدروجين بالإضافة، ينجذب الهيدروجين الموجب الموجود في HCN نحو الأكسجين السالب في الفورمالدهيد، والسيانيد مع الكربون فيحدث التفاعل بسهولة مكوناً السيانوهيدرين كما يلي:



3 - حمض وقاعدة لويس Lewis Acids and Bases :

أحماض لويس تعمل كإلكتروفيل (Electrophiles) لأنها محبة للإلكترونات، بينما قواعد لويس تعمل كنيوكليوفيل (Nucleophiles) لأنه قادرة على منح الإلكترونات.

ومعظم المركبات العضوية التي تعمل كقواعد لويس مشتقة من الماء والأمونيا من مثل الكحولات ($R-\ddot{O}H$)، الإثيرات ($R-\ddot{O}-R$) والأمينات ($R-\ddot{N}H_2$, $R_2-\ddot{N}H$, $R_3-\ddot{N}$) بالإضافة إلى الهاليدات X^- . ويعود ذلك إلى وجود زوج أو أكثر من الإلكترونات غير المرتبطة على ذرات النيتروجين، والأكسجين، والهالوجين والتي تستطيع منحها خلال التفاعل، لهذا تسمى هذه المواد بالكواشف النيوكليوفيلية Nucleophilic reagent، وتسمى التفاعلات التي تستخدم فيها هذه المواد ومشتقاتها التي تحتوي على الفلزات النشطة من مثل الألكوكسيد أو الأميدات أو الهاليدات بالتفاعلات النيوكليوفيلية وقد تتم بالاستبدال أو بالانتزاع.

وفيما يلي مثال لتفاعل هاليدات الألكيل بالاستبدال النيوكليوفيلي.

تفاعل هاليدات الألكيل بالاستبدال النيوكليوفيلي Nucleophilic Substitution Reactions

تتم تفاعلات الاستبدال النيوكليوفيلي بطريقتين حسب نوع الهاليد (أولي، ثانوي، ثالثي) وحسب نوع النيوكليوفيل المستخدم (هل هو جزيء متعادل من مثل الأمونيا أو الكحول أو على صورة مركب أيوني للنوكليوفيل من مثل ألكوكسيد الصوديوم أو أميد الصوديوم) وعلى باقي ظروف التفاعل، ويرمز للطريقتين بالرموز (S_N2 , S_N1)، حيث:

* S_N1 وتسمى بالاستبدال النيوكليوفيلي أحادي الجزيء أي الذي يتم فيه التفاعل في خطوتين، لكن في كل خطوة يشترك نوع واحد فقط من المادتين المشاركتين في التفاعل، حيث يتكون في الخطوة الأولى كاتيون الكربون نتيجة فقد الهالوجين على صورة أنيون هاليد X^- ، وفي الخطوة الثانية يتحد كاتيون الكربون مع النيوكليوفيل Nu^- مكوناً ناتج التفاعل.

* S_N2 وتسمى بالاستبدال النيوكليوفيلي ثنائي الجزيء، أي الذي يتم فيه التفاعل في خطوة واحدة، حيث يتم التفاعل بين المادتين المشاركتين في خطوة واحدة عن طريق تكوين مركب وسطي.

* مثال للتفاعل بطريقة S_N1 يتم التفاعل بهذه الميكانيكية غالباً في الوسط المتعادل أو الحمضي ومع الكواشف المتعادلة من مثل الماء، والكحولات والأمونيا أو الأمينات، مثال على ذلك:

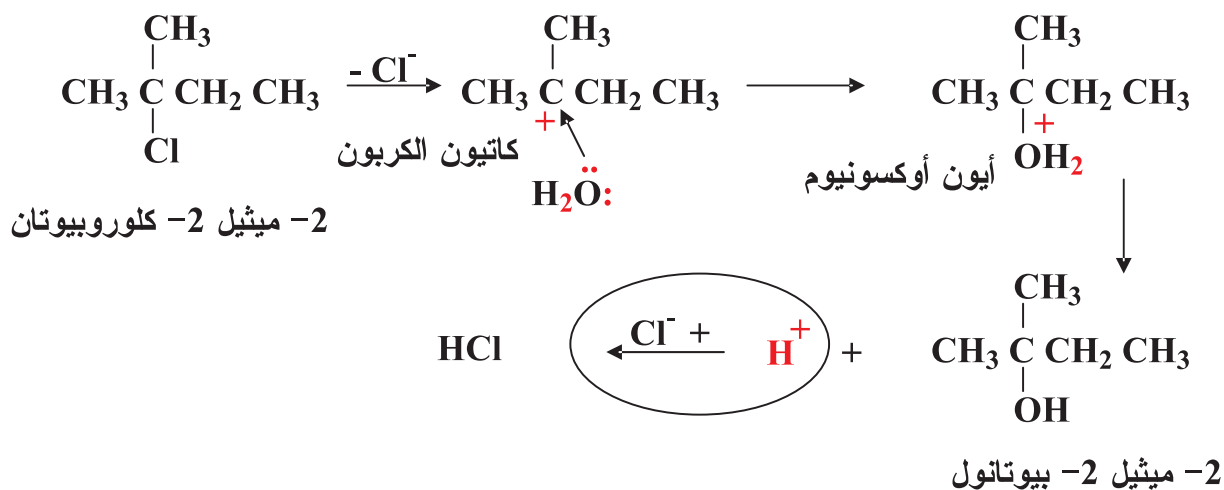
تفاعل 2 - كلورو 2 - ميثيل بيوتان مع الماء.

يتم التفاعل كما يلي:

- في الخطوة الأولى يخرج الهالوجين على شكل أنيون هاليد (كلوريد Cl^-) تاركاً المركب على شكل كاتيون الكربون.

- في الخطوة الثانية يرتبط جزيء الماء عن طريق زوج الإلكترونات الحرة الموجودة على الأكسجين مع كاتيون الكربون مكوناً أيون وسطي آخر يسمى أيون الأكسونيوم (Oxonium ion).

في الخطوة الثالثة يفقد أيون الأكسونيوم كاتيون هيدروجين مكوناً الكحول، ويتحد كاتيون هيدروجين مع أنيون الهاليد مكوناً هاليد الهيدروجين (كلوريد الهيدروجين). ويمكن تمثيل ذلك بالمعادلات كما يلي:



وتتم عملية الانتزاع النيوكليوفيلي أيضاً بطريقتين تسميان E_1 , E_2 ، وكل منهما تتم بخطوات شبيهة بخطوات الاستبدال عدا أنه في المرحلة الوسيطة يخرج كاتيون هيدروجين من على ذرة الكربون المجاورة للذرة التي تحمل الشحنة الموجبة، تاركاً زوجاً من الإلكترونات والذي يستخدم لتكوين رابطة باي (π) مع ذرة الكربون الموجبة.

4 - وجود أكثر من مكان لحدوث التفاعل في نفس الجزيء:

قد يوجد في نفس الجزيء أكثر من مكان يمكن أن يحدث عنده التفاعل، وفي هذه الحالة يكون المركب أكثر نشاطاً، كما في الألدهيدات وفي الأحماض حيث توجد روابط قطبية، وروابط ثنائية، وأزواج حرة من الإلكترونات، إلخ.

مثال على تفاعل يتم بميكانيكية الشق الحر Free - radical Mechanism

بعض التفاعلات تتم بميكانيكية الشق الحر أو تفاعل السلسلة Chain Reaction لأنه يتم في خطوات متتابعة مثل السلسلة كما في هلجنة الألكانات، حيث يتم التفاعل في 3 مراحل رئيسية. مثال على ذلك ما يحدث عند تفاعل الميثان مع الكلور بالحرارة، أو في وجود الأشعة فوق البنفسجية كما يلي:



ميكانيكية حدوث التفاعل:

يحدث التفاعل في ثلاثة مراحل هي:

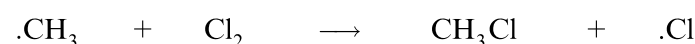
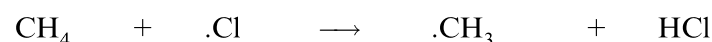
* خطوة البداية Initiation Step

في هذه الخطوة يكتسب الكلور طاقة من الوسط المحيط تؤدي إلى كسر الرابطة كسراً متجانساً مكوناً شقين من ذرات الكلور النشطة، (لاحظ أن الطاقة اللازمة لتفكيك الرابطة Cl - Cl أقل من الطاقة اللازمة لتفكيك الرابطة C - H لهذا فإن الهالوجين هو الذي يبدأ في التفكك).



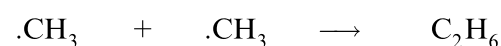
* خطوة النمو Propagation Step

في هذه الخطوة يبدأ شق الكلور الحر (ذرة الكلور) في نزع ذرة هيدروجين من الألكان (أو أي مشتق للألكان) مكوناً كلوريد الهيدروجين وشق ميثيل حر ($\text{CH}_3 \cdot$) والذي يتفاعل بدوره مع جزيء كلور مكوناً كلوريد الميثيل وشق الكلور الحر مرة ثانية، ويستمر التفاعل بهذا الشكل إلى أن ينتهي أحدهما.



* خطوة النهاية Termination Step

في النهاية يتجمع أي شقين معاً فتكون النواتج الثانوية لهذا التفاعل كما يلي:



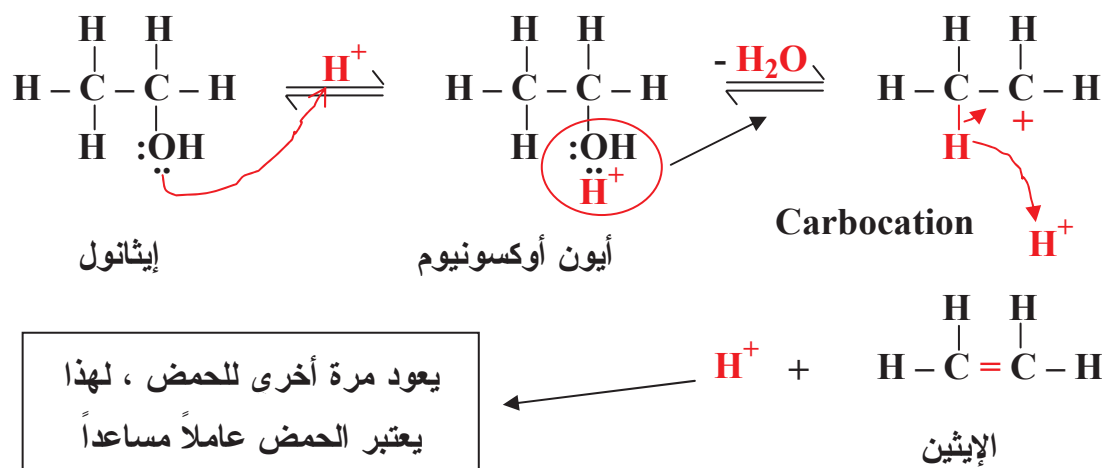
نزع الماء من الكحولات:

يمكن نزع الماء من الكحولات بتسخينها مع مادة نازعة للماء مثل حمض الكبريتيك المركز أو أي مادة أخرى نازعة للماء. وقد يتم نزع الماء بالميكانيكية E_1 أو E_2 ، وفيما يلي خطوات نزع الماء من الإيثانول بالميكانيكية E_1 والتي تتم كما يلي:

1 - في الخطوة الأولى يتم الارتباط بين كاتيون الهيدروجين من الحمض (المساعد) وزوج الإلكترونات الحر على ذرة الأكسجين الهيدروكسيلية، مكوناً أيون الأوكسونيوم (تفاعل حمض وقاعدة لويس).

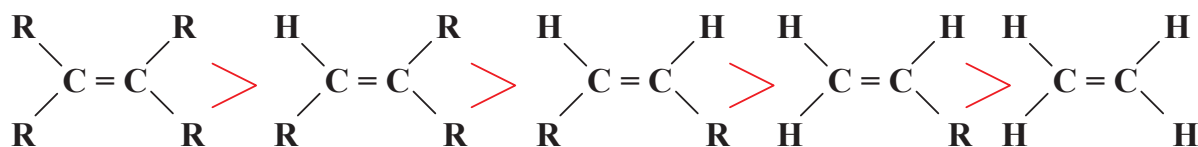
2 - في الخطوة الثانية يفقد أيون الأوكسونيوم جزيء الماء مكوناً كاتيون الكربون . Carbocation

3 - في الخطوة الأخيرة يتم فقد كاتيون هيدروجين من على ذرة الكربون المجاورة تاركة زوج الإلكترونات والتي تكوّن الرابطة باي مع الكربون الموجبة.



في حالة وجود احتمالات لخروج الهيدروجين يتم تطبيق قاعدة سايتزف Saytzeff rule وهي تعتمد على مدى ثبات كاتيون الكربون في المرحلة الوسيطة، وبناءً على هذه القاعدة فإن الناتج الرئيسي هو الناتج من خروج ذرة H من ذرة الكربون المجاورة والتي لديها أقل عدد من ذرات H. مع ملاحظة أن ثبات الألكين يزداد كلما زاد عدد شقوق الألكيل حول الرابطة الثنائية.

وثبات الألكينات كالتالي:

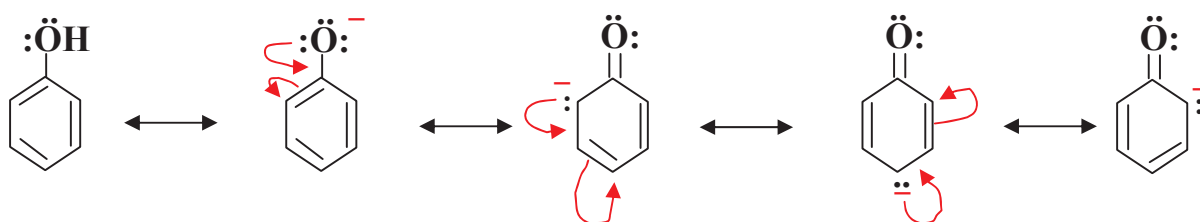


حموضة الكحولات والفينولات:

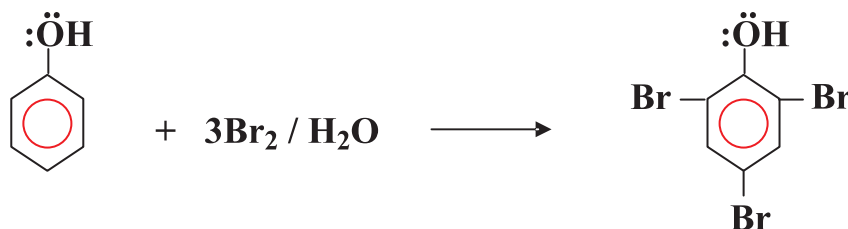
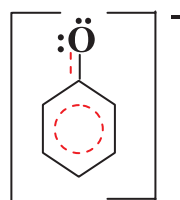
الفرق الأساسي بين خواص الكحولات والفينول، هو سلوك الفينول كحمض ضعيف (ثابت التآين له تقريباً 1×10^{-10}) بحيث يمكن معادلته بهيدروكسيد الصوديوم. بينما لا تسلك الكحولات هذا السلوك الحمضي، حيث تتراوح ثوابت تأينها ما بين 1×10^{-16} ، 1×10^{-19} أي أقل حموضة من الفينول بمقدار من مليون إلى بليون مرة، وبالتالي فإنها لا تسلك سلوكاً حمضياً ولا تتفاعل مع هيدروكسيد الصوديوم.

والسؤال الآن ما هو سبب الاختلاف في هذا السلوك الحمضي بالرغم من احتواء المركبين على نفس المجموعة الفعالة OH؟

يعود ذلك إلى أنه عندما يفقد الفينول البروتون، فإن أيون الفينوكسيد الناتج يكون أكثر ثباتاً عن أيون الألكوكسيد، ويعود ذلك بسبب قابلية أيون الفينوكسيد لتكوين عدة أشكال رنينية، مما يؤدي إلى توزيع الشحنة السالبة على الجزيء كله فيقلل من قوة جذبها للبروتون، في حين إن الشحنة السالبة على أيون الألكوكسيد تكون مركزة فقط على الأكسجين لهذا يصعب فقد البروتون من الكحول. والرنين الحادث لأيون الفينوكسيد يعود إلى انتقال زوج الإلكترونات من على ذرة الأكسجين على الحلقة خصوصاً في الأوضاع أورثو وبارا، و يؤدي هذا إلى تنشيط هذه الأوضاع في تفاعلات الاستبدال الإلكتروفيلي بالنسبة للمركبات الأروماتية، والدليل على ذلك عدم تفاعل البنزين مع ماء البروم، في حين يتفاعل الفينول بسهولة معه مكوناً 2، 4، 6 - ثلاثي بروموفينول



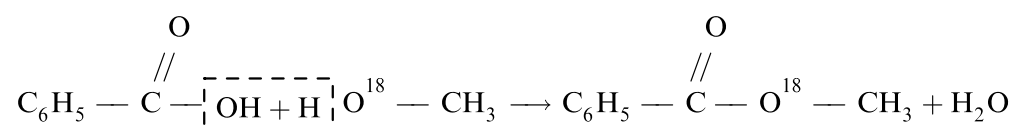
والشكل المهجن لأيون الفينوكسيد هو:



تفاعل الكحول والحمض الكربوكسيلي

يلاحظ أن الكحولات تسلك في تفاعلاتها سلوك الأحماض الضعيفة فعند تفاعلها مع عناصر المجموعة الأولى والثانية وبعض عناصر المجموعة الثالثة من الجدول الدوري، ينطلق غاز الهيدروجين، ويمثل هذا التفاعل تفاعل أكسدة واختزال، إذ يتأكسد المعدن ويكتسب شحنة موجبة ويختزل الهيدروجين وينطلق الغاز.

ولقد كان شائعاً أن الهيدروكسيل ينفصل من جزيء الكحول، وقد ثبت خطأ ذلك عندما أجرى يوري تجربته الشهيرة سنة 1938، وفيها فاعل حمض البنزويك بكحول الميثيل المحتوي على نظير الأكسجين (^{18}O) وبالكشف عن النواتج تبين وجود النظير في الإستروليس في الماء بمعنى أن (OH) الداخلة في تركيب الماء جاءت من الحمض.



الإيثانول (الكحول الإيثيلي)



تحضير الإيثانول في الصناعة :

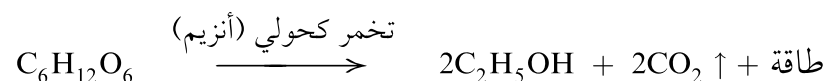
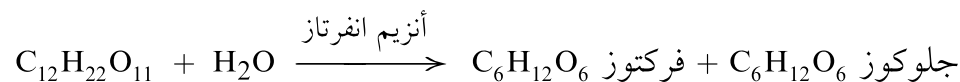
- أولاً: من تخمر المواد السكرية (المولاس).
- المولاس: يتركب من سكر ثنائي (سكر القصب سكروز) وسكريات أحادية (جلوكوز وفركتوز) ومواد عضوية ومواد غير عضوية وماء.

الخطوات :

- 1 - يخفف المولاس بالماء حتى تصبح نسبة السكريات 10 إلى 12٪.
- 2 - يضاف حمض الكبريتيك بنسبة 0.1 ٪ (أي واحد في الألف).

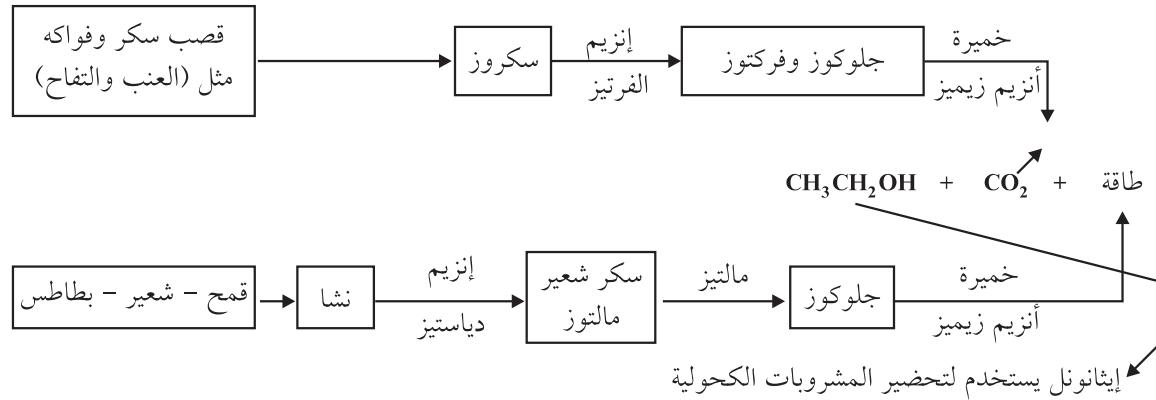
فائدة الحمض :

- أ - إيقاف عمل البكتريا الضارة.
- ب - تحويل المواد السكرية غير القابلة للتخمر إلى مواد سكرية قابلة للتخمر بالتحلل المائي.
- ج - جعل الوسط حمضياً لتنشيط عمل الإنزيمات.
- 3 - تضاف الخميرة ويترك المحلول لمدة ثلاثة أيام فتتم عملية التخمر.

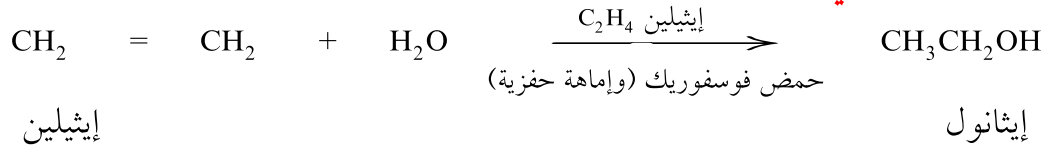


- 4 - يبرد الإناء حتى لا تؤثر الحرارة على سرعة التخمر بحيث لا تزيد عن 37°م.
- 5 - يقطر المحلول الناتج تجزئياً لفصل الشوائب.
- 6 - نحصل على سائل كحولي نسبة الكحول به 10٪.
- 7 - يعاد التقطير لتركيز الكحول حتى يصل التركيز إلى 96٪.
- 8 - يسحب CO₂ ويضغط في أسطوانات ويستخدم في المشروبات الغازية والثلج الجاف.

تحضير المشروبات الكحولية :



ثانياً - تحضير الإيثانول في الصناعة من المنتجات البتروكيميائية



من المنتجات البتروكيمياوية

الكحول المطلق :

هو إيثانول خالٍ تماماً من الماء 100%.

- 1 - نغلي الكحول 96% مع الجير تحت مكثف راد فنحصل على كحول 99½%.
- 2 - نضيف كالسيوم ونقطر فنحصل على كحول 100%.

الكحول المحول :

90% إيثانول + 9½% ميثانول سام + ½% بيريدين وزيت عظم رائحته كريهة ولون، حتى لا يستخدم الإيثانول في الشرب ولكن يمكن أن يستخدم كوقود.

الكشف عن وجود الماء في الكحول :

- 1 - باستخدام بلورة من كبريتات نحاس لا مائية بيضاء، فإذا صارت زرقاء دل ذلك على وجود الماء.
- 2 - بإضافة زيادة من إثير بترولي، فإذا تعكر دلّ على وجود الماء.
- 3 - باستخدام مقياس الكثافة هيدرومتر حيث كثافة الكحول 0.8g/mL.

نموذج مقترح لإعداد درس وتنفيذه

موضوع الدرس : مقدمة الكحولات (تسميتها وتقسيمها)

أولاً - الأهداف الخاصة بالدرس :

يهدف الدرس إلى اكتساب جوانب الخبرة التالية :

أ - الحقائق والمفاهيم العلمية :

- الكحولات مركبات عضوية تحتوي على مجموعة الهيدروكسيل كمجموعة وظيفية مرتبطة بذرة كربون مشبعة (OH-).
- الصيغة العامة للكحولات (R-OH) حيث (R) مجموعة ألكيل أو (Ar-OH) حيث (Ar) مجموعة أرايل.
- للكحولات استخدامات متعددة.
- تسمى الكحولات بطريقتين :
- * الاسم الشائع للكحول يشق من شق الألكيل الذي يدخل في جزيء الكحول.
- * الاسم تبعاً لنظام الأيوباك يشق من الهيدروكربون وإضافة المقطع (ol).
- يمكن تقسيم الكحولات بطريقتين :
- * تقسم تبعاً لعدد مجموعات الهيدروكسيل إلى كحولات أحادية وثنائية وثلاثية وعديدة.
- * تقسم تبعاً لنوع ذرة الكربون التي تتصل بها مجموعة الهيدروكسيل إلى أولية وثنائية وثالثية.

ب - الاتجاهات والقيم والعادات والميول :

- اكتساب روح التعاون والنظام خلال عمليات الحوار والمناقشة.
- حب الاطلاع والتعلم الذاتي.
- تقدير جهود العلماء.
- الالتزام بتعاليم ديننا الإسلامي الحنيف بالبعد عن تناول الخمر.

ج - المهارات :

- رسم أشكال لبعض الجزيئات الكحولية.
- عمل نماذج لترابط الذرات.

ثانياً - الوسائل التعليمية :

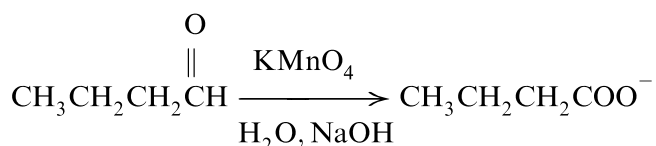
- كرات ملونة كنموذج للذرات - وصلات بين الذرات ، وذلك لعمل نماذج لبعض الجزيئات .
- لوحات لصيغ تركيبية للجزيئات .

ثالثاً - خطة سير الدرس :

- تهيئة الطلاب بمراجعة الهيدروكربونات والتي تمت دراستها في الفصل السابق وذلك بإدارة حوار وأسئلة شفوية واستغلال السبورة . مع التركيز على الألكانات وعرض لوحة لسلسلة الميثان - الإيثان - البروبان . . . إلخ واشتقاق شق الألكيل المناظر .
- الإشارة إلى الدرس السابق والخاص بالمجموعات الوظيفية والتركيز هنا على مجموعة الهيدروكسيل .
- توضيح ارتباط مجموعة الهيدروكسيل بذرة الكربون المشبعة ، وقد ترتبط بهذه الذرة ذرة هيدروجين أو مجموعة ألكيل أو مجموعة أرايل ، وبالتالي يتم استنتاج صيغة أبسط أنواع الكحولات (كحول الميثايل) والصيغة العامة $R-OH$ ، $Ar-OH$ على الترتيب .
- إثارة انتباه الطلاب عند ارتباط مجموعة الهيدروكسيل بحلقة البنزين مباشرة في الفينول ، واستنتاج أنه في الكحولات الأروماتية يحدث الاشتقاق على ذرة كربون متصلة بحلقة البنزين وليست بحلقة البنزين مباشرة .
- إدارة حوار ومناقشة عن خبرات الطلاب في استخدام الكحولات في الحياة العامة ثم توضيح بقية الاستخدامات والتنويه إلى تحريم الخمر .
- يقدم المعلم أسس تسمية الكحولات بالاعتماد على خبرة الطلاب عن الألكانات وشق الألكيل ، وإعطاء أمثلة وتدرجات متنوعة لتسمية الكحولات أحادية الهيدروكسيل تبعاً للاسم الشائع والأيوباك ثم تسمية أنواع محددة من الكحولات ثنائية الهيدروكسيل (جليكول الإيثيلين) وثلاثية الهيدروكسيل (الجليسرول) وعديدة الهيدروكسيل (السوربيتول) ثم إجراء تقويم لتسمية الكحولات بعرض لوحة لعدة صيغ ويطلب المعلم التسمية ، وبالعكس يعطي تسمية ويطلب كتابة الصيغة .
- دراسة تقسيم الكحولات من خلال عرض لوحة لصيغ تركيبية لأنواع من الكحولات يظهر بها كحول أولي وثانوي وثالثي بجانب كحول ثنائي وثلاثي وعديد الهيدروكسيل ، ويترك للطلاب تأمل هذه الصيغة في محاولة لاستنتاج أساس التصنيف ، ولا بد من توضيح أنه يتبع نوعين من التقسيم : الأول على أساس موقع مجموعة الهيدروكسيل والثاني تبعاً لعدد هذه المجموعات ، ثم تجرى عملية تقويم نهائي بتقديم صيغ ويطلب المعلم القسم الذي يتبعه كل كحول وكذلك التأكيد على التسمية .

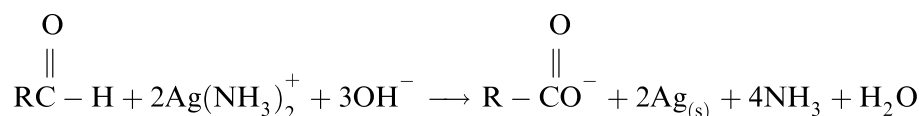
أكسدة الألدهيدات والكي-tonات

تتأكسد الألدهيدات بالعوامل المؤكسدة الشائعة، وتتحول إلى الأحماض الكربوكسيلية، ومن أبرز العوامل المؤكسدة الشائعة التي تؤثر في الألدهيدات محلول برمنجنات البوتاسيوم القلوي.

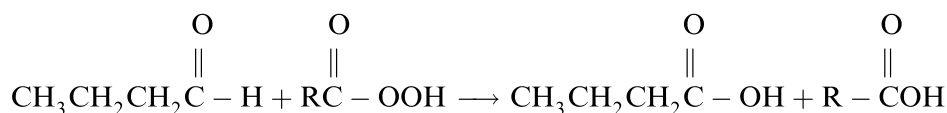


ومن العوامل المؤكسدة المستخدمة كذلك حمض النيتريك المركز، ومحلول ثنائي كرومات البوتاسيوم في وسط حمض الكبريتيك المركز. هذه العوامل المؤكسدة تستخدم في أكسدة الكحولات أيضاً، ولا تقف أكسدة الكحولات الأولية باستخدام أكسيد الكروم السداسي عند حدود الألدهيدات إلا في حالة عدم وجود الماء في وسط التفاعل، لهذا يستخدم خليط من أكسيد الكروم المذاب في حمض الهيدروكلوريك في وجود البيريدين PCC وسطاً لأكسدة الكحولات الأولية ليقف التفاعل عند حد الألدهيدات ولا يتجاوزه.

وكذلك فإن الألدهيدات تتأكسد بواسطة المتراكب الناتج من محلول نترات الفضة المذاب في محلول الأمونيا $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2\text{OH}]$ وتتحول إلى أحماض كربوكسيلية، حيث يتحول أيون الفضة إلى معدن الفضة الذي يترسب مشكلاً مرآة تدل على أن المركب المؤكسد يمثل ألدهيداً (اختبار تولن Tollen's) كما هو موضح بالمعادلة التالية:



ومما يجدر ذكره - بهذه المناسبة - أن فوق أكسيد الحمض الكربوكسيلي يحول الألدهيد إلى حمض كربوكسيلي، ويتحول فوق أكسيد الحمض الكربوكسيلي إلى حمض كربوكسيلي أيضاً.

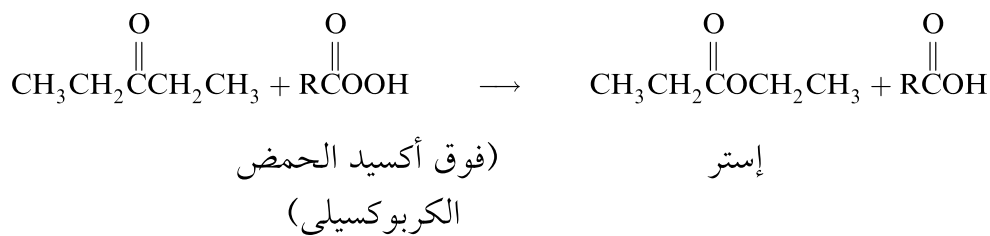


فوق أكسيد الحمض الكربوكسيلي

(Perocycarboxylic acid)

وخلافاً للألدهيدات، فإن الكي-tonات تأخذ موقفاً آخر تجاه العوامل المؤكسدة الشائعة فهي لا تتأثر بها، وتستخدم الكي-tonات (كالأستون) وسطاً لبعض هذه المؤكسيدات، فعند استخدام

فوق أكسيد الحمض الكربوكسيلي فإنه يؤثر على الكيتونات، حيث يؤكسدها ويحولها إلى الإسترات المقابلة كما هو موضح بالمعادلة التالية:

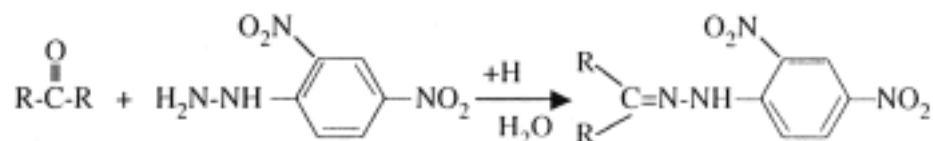


ويتبين من هذه المعادلة أن الأكسجين الذي يتفكك من فوق أكسيد الحمض الكربوكسيلي يدخل بين ذرة كربون مجموعة الكربونيل، وبين إحدى ذرتي الكربون الأخرين المرتبطتين مباشرة بمجموعة الكربونيل، بعد أن تتكسر هذه الرابطة.

هذا التفاعل يسمى تفاعل بير-فيلليغر Baeyer-Villiger وهو من أهم تفاعلات أكسدة الكيتونات، لأنه تفاعل يجري في ظروف مخففة بالنسبة لكسر الرابطة المنشودة في الكيتون دون أن يتعدها، كما تفعل بعض العوامل المؤكسدة القوية الأخرى في ظروف أشد عنفاً من ظروف تفاعل بير-فيلليغر.

الكشف عن الألدهيدات والكيتونات

هناك تفاعلات كثيرة مشتركة تستعمل عادة في الكشف عن مجموعة الكربونيل، ومن هذه التفاعلات معاملة المركب ذي مجموعة الكربونيل بـ 4.2 ثنائي نيتروفينيل هيدرازين (2,4 dinitro phenyl yhdrazine) حيث تترسب بلورات صفراء يميل لونها إلى اللون البرتقالي:



4.2 ثنائي نيتروفينيل هيدرازين

4.2 ثنائي نيتروفينيل هيدرازون

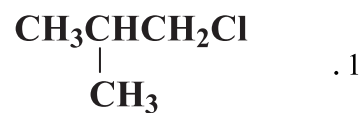
وعندما يراد تمييز الألدهيد عن الكيتون، يلجأ إلى تولن (Tollen's Test) أو اختبار فهلنج (Fehling's Test) أو اختبار بندكت (Benedict's Test)، كما هو موضح في كتاب الطالب وكراسة العملي.

المركبات العضوية والمجموعات الوظيفية (الفعالة) إجابة الأسئلة في كتاب الطالب

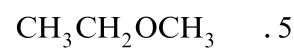
السؤال الأول:

- 1 - هاليدات البنزين (هالو بنزين).
- 2 - هاليد الألكيل.
- 3 - هاليد الألكيل الأولي 1° .
- 4 - هاليد الألكيل الثاني 2° .
- 5 - قاعدة ماركونيكوف.
- 6 - الكحولات.
- 7 - الكحولات الأروماتية.
- 8 - كحولات أحادية الهيدروكسيل.
- 9 - كحولات ثلاثية (عديدة) الهيدروكسيل.
- 10 - كحولات أولية 1° .
- 11 - الإثيرات.
- 12 - الإثيرات المتماثلة (المتناظرة).
- 13 - الإثيرات غير المتماثلة (غير المتناظرة).
- 14 - الألدهيدات.
- 15 - الكيتونات.
- 16 - الألدهيدات الأليفاتية.
- 17 - الكيتونات الأليفاتية.
- 18 - الأحماض الكربوكسيلية.
- 19 - الأمينات.
- 20 - الأمينات الثالثية 3° .

السؤال الثاني :



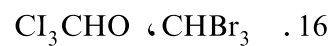
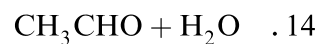
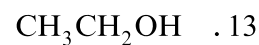
.3 أكبر من



.9 الأولية، الثانوية.

.10 4 - ميثيل 2 - بتانول.

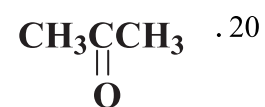
.11 ثلاثية.



.17 الكربونيل.

.18 أكثر، ذرة هيدروجين.



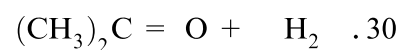
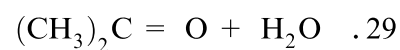
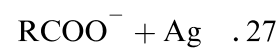
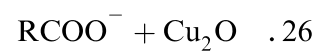
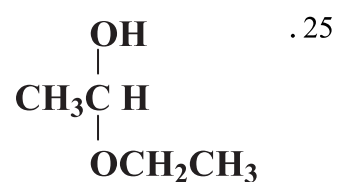


21. موجبة

22. سيانو هيدرين .

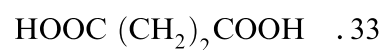
23. ذرات الفضة .

24. الأسيتال .



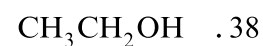
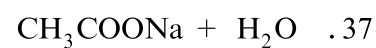
31. ثنائية الكربوكسيل .

32. 2- فينيل إيثانويك .



34. أعلى من

35. الروابط الهيدروجينية .



السؤال الثالث :

- × - 1
- ✓ - 2
- ✓ - 3
- ✓ - 4
- ✓ - 5
- × - 6
- × - 7
- × - 8
- ✓ - 9
- ✓ - 10
- ✓ - 11
- × - 12
- ✓ - 13
- × - 14
- ✓ - 15
- × - 16
- ✓ - 17
- ✓ - 18
- × - 19
- × - 20
- ✓ - 21
- × - 22
- ✓ - 23
- × - 24

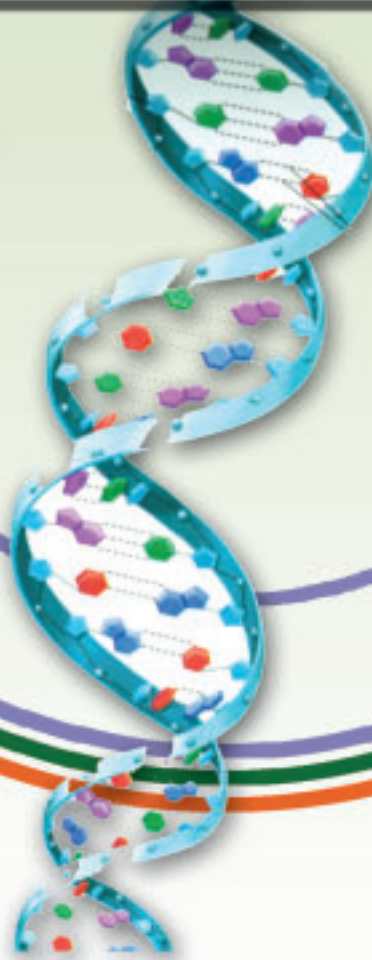
السؤال الرابع :

- 1 - الثالثة .
- 2 - 2-كلورو بيوتان .
- 3 - ثنائي إيثيل إيثر وبرومييد الصوديوم .

- 4 - 2-ميثيل 2-بروبانول
- 5 - الكحولات الأروماتية .
- 6 - البروبانول .
- 7 - إيثوكسيد الصوديوم ، الهيدروجين .
- 8 - $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$
- 9 - $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
- 10 - C_2H_5
 $\text{CH}_3 \text{ CH OH}$
- 11 - الألكهيدات والكيونات .
- 12 - الميثانول ، وبروميد الميثيل .
- 13 - أكسدة 2 - بروبانول بواسطة برمنجنات البوتاسيوم في وجود حمض الكبريتيك .
- 14 - تكون بلورات حمض البنزويك على فوهة الزجاجية .
- 15 - R CO R
- 16 - الأسيتال والماء .
- 17 - الأسيتون والهيدروجين .
- 18 - الستريك .
- 19 - إيثر ثنائي الإيثيل .
- 20 - أسيتات الإيثيل ونوعه أليفاتي .
- 21 - إستر .
- 22 - الإيثان .
- 23 - حمض الأسيتيك .
- 24 - الأمينات الأروماتية الثانوية .
- 25 - أنيلين .
- 26 - $\text{CH}_3\text{NH}_3^+ \text{Cl}^-$

الفصل السادس

الكيمياء الحيوية Biochemistry



الفصل السادس

الكيمياء الحيوية

يهدف هذا الفصل إلى دراسة كيمياء المنتجات الطبيعية أو الكيمياء الحيوية وهي فرع الكيمياء الذي يهتم بدراسة تركيب المواد التي يعتمد عليها الكائن الحي .
ويخصص لدراسة هذا الفصل (8) ثماني حصص دراسية تقسم على النحو التالي :

م	الموضوع	عدد الحصص	المجموع
1	الكربوهيدرات : السكريات الأحادية . الكربوهيدرات قليلة السكر (السكريات الثنائية) . الكربوهيدرات عديدة السكر (النشا والسيلولوز) .	4	8
2	المواد الدهنية (الليبيدات) : تركيب الزيوت والدهون . الأحماض الدهنية . خواص الزيوت والدهون .	2	
3	البروتينات (عديدة الببتيد) : تقسيم البروتينات . تقسيم الأحماض الأمينية . خواص الأحماض الأمينية .	2	
	المجموع	8	

مقدمة :

تعتبر الكيمياء الحيوية أحد الفروع الهامة للكيمياء فهي تهتم بدراسة المركبات العضوية التي تتكون منها أجسام الكائنات الحية، والتغيرات الفيزيائية والكيميائية التي تحدث لها داخل الجسم.

ويصنف الغذاء الذي نأكله إلى كربوهيدرات وبروتينات ودهون، كما يحتوي على الفيتامينات والأملاح المعدنية والماء، وتشكل هذه الفئات من المركبات العضوية وغير العضوية المادة التي تبنى منها الكائنات الحية، إذ إنها تفيد في كل من تجديد بناء الكائن الحي لخلاياه، وفي إنتاج الطاقة اللازمة للقيام بوظائفه، ومن ثم تم التركيز في هذه الوحدة على دراسة المركبات العضوية الموجودة في جسم الكائن الحي في محاولة لتعريف الطلاب بأهميتها وتركيباتها والوظائف التي تؤديها داخل الجسم، مما يساعدهم على اجتناب الغربة العلمية فيما يسمعون أو يقرؤونه أو يشاهدونه في هذا المجال، ويجب على تساؤلاتهم الناتجة عن حب الاستطلاع، ويعينهم في تعرف احتياجات أجسامهم من هذه المواد الرئيسة... وهذا هو المتوقع من دراسة العلوم.

وتعتمد هذه الوحدة على الكثير من المفاهيم التي درسها الطالب قبل ذلك في الكيمياء العضوية، من حيث صيغ وأسماء المركبات وخصائص تركيبها. وحاولنا في كثير من الأحيان تبسيط الصيغ البنائية للمركبات وذلك تسهيلاً على الطلاب، كما أن هناك بعض الصيغ قد ذكرت للاطلاع عليها فقط، وتضمن محتوى الوحدة قدرًا مناسباً من التجارب العملية التي تنمي المهارات العلمية والعملية وبعض مهارات التفكير العلمي.

تناولت الوحدة الكربوهيدرات وتقسيمها، وأمثلة على كل نوع، بعد ذلك تطرقنا إلى الليبيدات وركزنا على قسم واحد منها وهو الدهون والزيوت، لما لها من أهمية في الحياة، فهي مخزن الطاقة في الإنسان، بالإضافة إلى أهمية الصناعات القائمة عليها مثل صناعة السمن النباتي والصابون والمنظفات الصناعية... إلخ.

كما تناولت الوحدة أهم المركبات البيولوجية في جسم الكائن الحي وهي البروتينات من حيث تركيبها وتقسيمها.

الأهداف العامة

أولاً الحقائق والمفاهيم العلمية:

- 1 - تتكون معظم المواد الموجودة في جسم الكائن الحي من عناصر الكربون والهيدروجين والأكسجين والنيتروجين والكبريت.
- 2 - تعتبر الكربوهيدرات والزيوت والدهون والبروتينات من أهم المواد التي يحتاجها جسم الكائن الحي لتزويده بالطاقة.
- 3 - تعرّف الكربوهيدرات على أنها ألدهيدات أو كيتونات عديدة الهيدروكسيل أو مركبات تنتج هذه المواد عند التحلل المائي.
- 4 - تنقسم الكربوهيدرات إلى سكريات أحادية وكربوهيدرات قليلة السكر وكربوهيدرات عديدة السكر.
- 5 - الصيغة العامة للسكريات الأحادية ($C_nH_{2n}O_n$) وأهمها سكر الجلوكوز وهو المكون الرئيس لمعظم السكريات الثنائية والمتعددة.
- 6 - جزيء الجلوكوز له صيغة بنائية ألدهيدية ذات سلسلة مفتوحة، وتوجد في المحاليل المائية فقط وبنسبة أقل من 1٪، وصيغتان حلقيتان توجدان في الحالة الصلبة هما (β, α) .
- 7 - سكر الرايبوز من السكريات الأحادية ذات الأهمية الخاصة فهو يدخل في تركيب الأحماض النووية RNA ، DNA.
- 8 - معظم السكريات الأحادية ألدوزات أما سكر الفركتوز فهو من الكيتوزات.
- 9 - تعتبر السكريات الأحادية سكريات مختزلة بما فيها الكيتوزات، حيث تختزل محلول فهلنج وبندكت.
- 10 - في المحاليل القلوية تدخل كل من الألدوزات والكيتونات في عملية تحول لتعطي وسيطاً مشتركاً يسمى إين - ثنائي - أول endiol -.
- 11 - تنتج السكريات الثنائية من تكاثف جزيئين من السكريات الأحادية متشابهين أو مختلفين مع فقد جزيء ماء.
- 12 - السكروز والمالتوز واللاكتوز سكريات ثنائية.
- 13 - يعتبر النشا والسيليلوز من أهم الكربوهيدرات عديدة السكر.
- 14 - الدهون والزيوت هي إسترات لأحماض عضوية طويلة السلسلة تسمى الأحماض الدهنية.
- 15 - الأحماض الدهنية هي أحماض كربوكسيلية أليفاتية طويلة السلسلة مشبعة أو غير مشبعة وتحتوي على عدد زوجي من ذرات الكربون.

- 16 - تنتج الجليسيريدات من تفاعل الجليسرول مع الأحماض الدهنية .
- 17 - يمكن تحويل الزيوت النباتية السائلة إلى دهون صلبة بواسطة عملية الهدرجة .
- 18 - التصبن هو عملية تميؤ الزيت أو الدهن بواسطة محلول قلوي قوي كهيدروكسيد الصوديوم .
- 19 - تنقسم البروتينات حسب نواتج التحلل إلى بروتينات بسيطة ومرتبطة .
- 20 - الأحماض الأمينية هي الوحدات البنائية للبروتينات .
- 21 - الأحماض الأمينية هي مركبات عضوية تحتوي على الأقل على مجموعة كربوكسيل ومجموعة أمينو .
- 22 - عندما يحدث التكاثف بين حمضين أمينيين متشابهين أو مختلفين فإن المركب الناتج يسمى ببتيدي ثنائي .
- 23 - سلسلة البولي ببتيدي التي تحتوي على الأقل من 30-50 حمضاً أمينياً تعتبر بروتيناً .

ثانياً الاتجاهات والقيم والعادات :

تهدف دراسة هذه الوحدة إلى مساعدة الطلاب على اكتساب الاتجاهات والقيم والعادات التالية :

- 1 - تعزيز الإيمان بالخالق عز وجل وتقدير عظمتة ودقة صنعه ونعمه التي أسبغها على عباده، من خلال دراستهم للتنسيق البديع والرائع بين العمليات الحيوية المختلفة والتفاعلات التي تتضمنها هذه العمليات داخل أجسام الكائنات الحية، مما يجعل هذه الأجسام تؤدي مهامها بتنسيق كامل دون حدوث أي خلل .
- 2 - تقدير جهود العلماء ودورهم في التقدم العلمي وجعل العلم في خدمة الإنسان، وذلك بالدراسة المنظمة للمركبات الكيميائية التي تتكون منها أجسام الكائنات الحية وغذاؤها .
- 3 - الرغبة المستمرة في الاستفسار والتساؤل وحب الاستطلاع .
- 4 - تحري الدقة والموضوعية والأمانة العلمية من خلال إجراء بعض التجارب وتفسير نتائجها .
- 5 - التروي في إصدار الأحكام وعدم التسرع في الإجابة إلا بعد التحقق والقياس والمقارنة .
- 6 - الربط بين بنية المركبات التي تتكون منها أجسام الكائنات الحية وخواصها وتأثير ذلك بيولوجياً .
- 7 - تنمية الحرص والحذر لدى الطلاب أثناء تداولهم وتعاملهم مع المواد والأدوات المختبرية .
- 8 - اكتساب روح التعاون من خلال العمل الجماعي .

ثالثاً المهارات :

تهدف دراسة هذه الوحدة إلى مساعدة الطلاب على اكتساب المهارات التالية :

- 1 - التعبير بلغة كيميائية سليمة عن المعلومات الكيميائية (الصيغ البنائية - كتابة معادلات التفاعل).
- 2 - التنبؤ بمكونات بعض المركبات العضوية من صيغها البنائية ومعرفة طرق الارتباط فيها.
- 3 - تصنيف المواد حسب بنيتها وخصائصها إلى كربوهيدرات - دهون وزيوت أحماض أمينية... إلخ.
- 4 - إجراء بعض التجارب العملية للمقارنة بين المركبات المختلفة.
- 5 - الاستخدام السليم للمواد والأدوات المخبرية.
- 6 - تنمية دقة الملاحظة وتسجيل المشاهدات.
- 7 - تنمية القدرة على الاستنتاج.

رابعاً الاهتمامات والميول :

تهدف دراسة هذه الوحدة إلى مساعدة الطلاب على اكتساب الاهتمامات والميول التالية :

- 1 - الحرص على مشاهدة الأشرطة (الأفلام) والبرامج التعليمية الخاصة بالعمليات الحيوية والتفاعلات البيولوجية التي تحدث داخل أجسام الكائنات الحية.
- 2 - الرغبة في قراءة الكتب العلمية.
- 3 - تعرف المواد الكيميائية الداخلة في تركيب جسم الكائن الحي ومصادرها وتأثيرها.

الأهداف الخاصة للوحدة

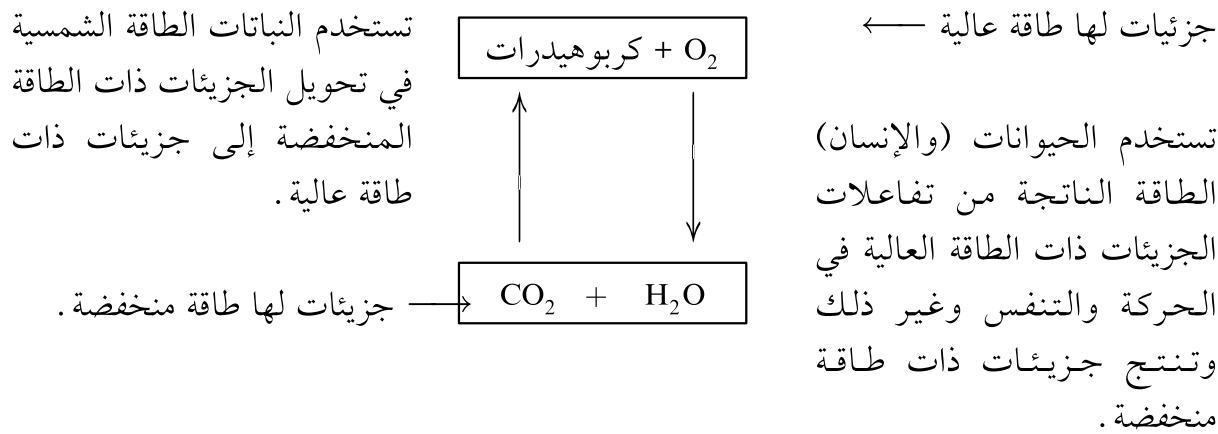
من المتوقع بعد دراسة هذه الوحدة أن يكون المتعلم قادراً على أن :

- 1 - يحدد العناصر الرئيسة التي توجد في جسم الكائن الحي.
- 2 - يعدد الأنواع الرئيسة للكربوهيدرات ويعطي أمثلة لكل منها.
- 3 - يكتب الصيغ البنائية لكل من الجلوكوز والفركتوز.
- 4 - يبين كيف تتكون الصيغة الحلقية للجلوكوز.
- 5 - يفسر إعطاء الكيتوزات (الفركتوز) نتيجة إيجابية مع محلول فهلنج أو بندكت.
- 6 - يميز بين الجلوكوز والفركتوز بالتجربة العملية.

- 7 - يذكر أمثلة على السكريات الثنائية .
- 8 - يوضح طريقة تكوين السكريات الثنائية (السكروز، المالتوز).
- 9 - يستنتج أن بعض السكريات الثنائية (المالتوز) عوامل مختزلة، والبعض الآخر (مثل السكروز) لا يسلك كعامل مختزل .
- 10 - يميز بين الجلوكوز والسكروز بالتجربة العملية .
- 11 - يكتب الصيغة الجزيئية لأحد الأحماض الدهنية .
- 12 - يكتب معادلة تكوين الزيت أو الدهن .
- 13 - يقارن بين الدهون والزيوت وكيفية تحويل الزيوت إلى دهون .
- 14 - يبين مفهوم التصبن بمعادلة كيميائية .
- 15 - يصنف البروتينات من حيث نواتج التحلل المائي مع ذكر أمثلة .
- 16 - يعرف الأحماض الأمينية ويحدد سلوكها .
- 17 - يوضح بمعادلة كيميائية كيف تتكون الرابطة الببتيدية .
- 18 - يعرف المصطلحات الكيميائية الآتية :
(البروتين - الرابطة الببتيدية - الهدرجة - التصبن).

معلومات إثرائية للمعلم

تعتبر الكربوهيدرات من أكثر المركبات الغذائية تواجداً في الطبيعة وغالباً ما تكون من أصل نباتي، فهي تدخل في تركيب كل النباتات بدون استثناء وذلك عن طريق عملية البناء الضوئي، أما أيض الكربوهيدرات في الكائنات الحية فإنه يمثل التفاعل العكسي للبناء الضوئي .

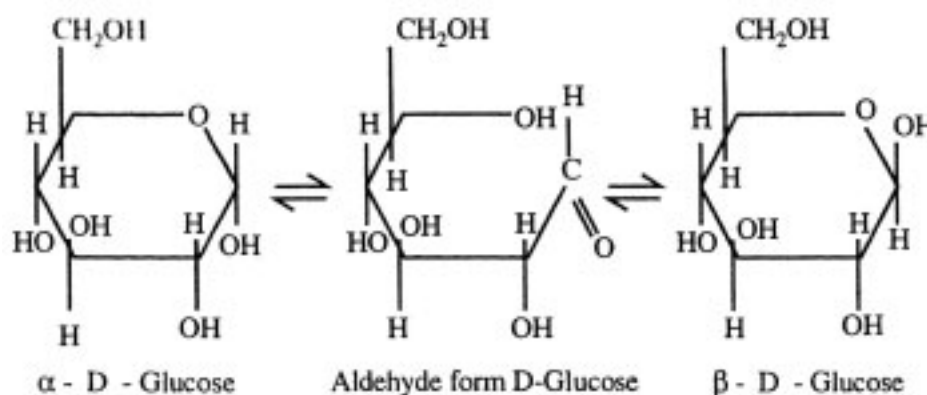


ومن نعم الله سبحانه وتعالى على هذا الكون أنه جعل هذين التفاعلين يحدثان دائماً على التوالي في الطبيعة، ليوضح للإنسان أهمية المحافظة على البيئة والنبات .

يستخدم الإنسان الكربوهيدرات في أغراض كثيرة أهمها بطبيعة الحال الغذاء، حيث تمثل الكربوهيدرات حوالي 65٪ من غذائنا، وتستخدم أجسامنا هذه المركبات لإنتاج الطاقة، وكذلك كمصدر لذرات الكربون لتحضير مركبات أخرى كثيرة مثل الأحماض النووية والدهون والبروتينات.

يعتبر الجلوكوز وهو أبسط أنواع الكربوهيدرات من أهم مكونات الدم والجليكوجين الذي يوجد في الكبد والعضلات، D-جلوكوز له ثلاث صيغ بنائية، صيغتان حلقيتان وصيغة ذات سلسلة مفتوحة (الصورة الألدهيدية).

ولأنها الأقل ثباتاً فهي توجد في المحاليل المائية فقط وبنسبة ضئيلة جداً أقل بكثير من 1٪، أي أنه عند ذوبان الصيغة (β, α) جلوكوز في الماء، فإننا نحصل على مخلوط من الصيغ الثلاث للجلوكوز في حالة اتزان كما يلي:



أي لا يمكن أن تتحول الصيغة (β, α) جلوكوز أحدهما إلى الآخر إلا من خلال الصيغة الألدهيدية.

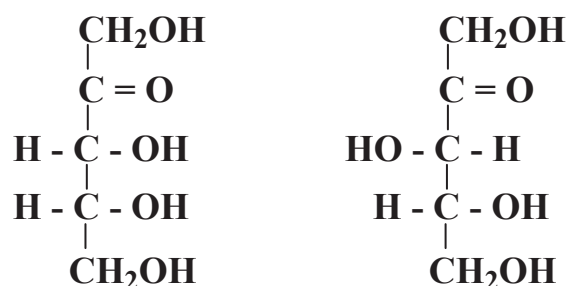
بعض الصفات الفيزيائية للسكريات الأحادية:

- معظم السكريات الأحادية حلوة المذاق، ودرجة الحلاوة (Sweetness) متغيرة فمثلاً D-فركتوز أكثر حلاوة بكثير من D-جلوكوز.
- توجد الكربوهيدرات في الحالة الصلبة في درجة حرارة الغرفة، وتذوب السكريات الأحادية بشدة في الماء نظراً لوجود عدد كبير من مجموعات (-OH) بالإضافة إلى أكسجين مجموعة الألدريد أو الكيتون، وخاصة الذوبان لهذه المركبات لها أهمية كبيرة، حيث إنها تسمح بالانتقال السريع للطاقة (على هيئة سكر) إلى الأجزاء المختلفة من جسم الإنسان وذلك عن طريق الدورة الدموية.

- جميع السكريات الأحادية عوامل مختزلة بما فيها الكيتوزات، وذلك نظراً لوجود مجموعة (-OH) على ذرة الكربون المجاورة لمجموعة الكربونيل (C=O)، ولذلك يمكن الكشف عن هذه السكريات بواسطة العوامل المؤكسدة مثل محلول بندكت أو فهلنج.

بعض الصيغ الكيميائية للسكريات الأحادية:

من أمثلة الكيتوبنتوزات السكريات التالية:



D - رايبولوز

D - زايلولوز

بعض الخواص الكيميائية للسكريات الأحادية:

1 - اختزال السكريات:

تُختَزَلُ مجموعات الألدهيد والكيتون في السكريات إلى مجموعات هيدروكسيل بالعوامل المختزلة العادية، من مثل غاز الهيدروجين في وجود عوامل مساعدة [النكل (Ni)، البلاديوم (Pd)، الكربون (C)]، أو هيدريد الليثيوم والألمنيوم (LiAlH_4)، هيدريد الصوديوم والبرون (NaBH_4). وينتج من اختزال الألدوز متشاكل فراغي واحد فقط، بينما ينتج من اختزال الكيتوز متشاكلان فراغيان، فعند اختزال الجلوكوز ينتج كحول سداسي الهيدروكسيل يسمى كحول سوربيتول، أما الفركتوز فإنه يختزل بنفس العوامل معطياً متشاكلين فراغيين يختلفان في وضع مجموعة الهيدروكسيل على ذرة الكربون رقم 2، أحدهما يسمى سوربيتول والآخر يسمى مانيتول.

2 - أكسدة السكريات:

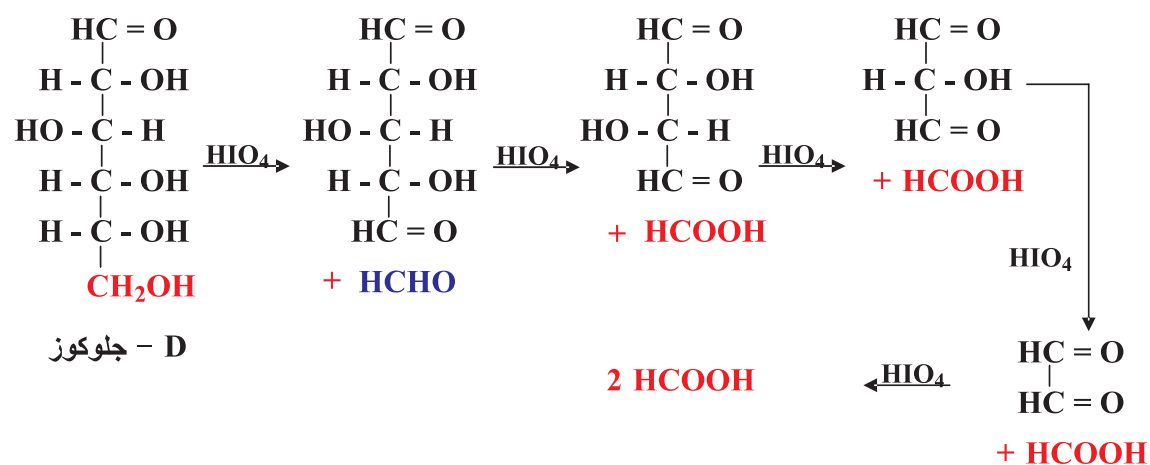
يمكن التمييز بين السكريات الأحادية مثل الجلوكوز (ألدوز) والفركتوز (كيتوز) باستخدام المحلول المائي للبروم، حيث يستطيع هذا المحلول أكسدة مجموعة الألدهيد في الألدوز إلى مجموعة كربوكسيل، ولا يستطيع أكسدة الكيتوز، ويسمى الحمض الناتج من أكسدة مجموعة الألدهيد في السكريات بحمض الألدونيك (Aldonic acid)، فعند أكسدة الجلوكوز بماء البروم ينتج حمض جلوكونيك (Gluconic Acid)، بينما يختزل البروم إلى البروميد (Br^-).

لا يمكن التمييز بين الجلوكوز (ألدوز) والفركتوز (كيتوز) باستخدام محلول فهلنج (أ + ب) (مترابك يحتوي كاتيون النحاس II في محلول طرطرات الصوديوم) أو محلول بندكت (مترابك يحتوي كاتيون النحاس II في محلول سترات الصوديوم)، أو كاشف تولن (محلول يحتوي على مترابك الفضة الأمونيومي) بسبب تعادل الفركتوز إلى جلوكوز في الوسط القلوي.

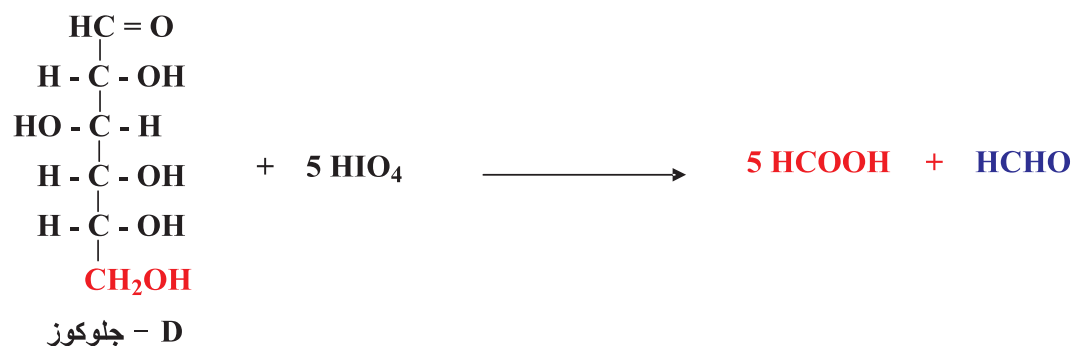
العوامل المؤكسدة الأقوى مثل حمض النيتريك، تعمل على أكسدة مجموعة كحول أو أكثر بجانب مجموعة الألدهيد، وغالباً ما تتأكسد مجموعة الكحول الأولى بسهولة أكسدتها، وبالتالي فإنه عند أكسدة الألدوز ينتج حمض ثنائي الكربوكسيل، يسمى حمض ألداريك (Aldaric Acid)، وعند أكسدة الجلوكوز بوساطة حمض النيتريك يتكون حمض الجلوكاريك (Glucaric Acid).

حمض بيرودييك (فوق اليودييك HIO_4) يعمل على كسر وأكسدة ذرات الكربون في المركبات التي تحتوي على مجموعات هيدروكسيل أو مجموعات هيدروكسيل ومجموعات كربونيل على ذرات كربون متجاورة كما في السكريات، لهذا يسمى هذا النوع من الأكسدة Oxidative cleavage، وتتم هذه العملية على مراحل يتم خلالها كسر وأكسدة مجموعات الألدهيد المتجاورة إلى مجموعات كربوكسيل، وكسر وأكسدة مجموعات الألدهيد والهيدروكسيل المتجاورة إلى كربوكسيل وألدهيد على التوالي، بينما تتأكسد مجموعة الكيتون إلى CO_2 ، لهذا تختلف نواتج أكسدة الألدوز عن الكيتوز كما يلي:

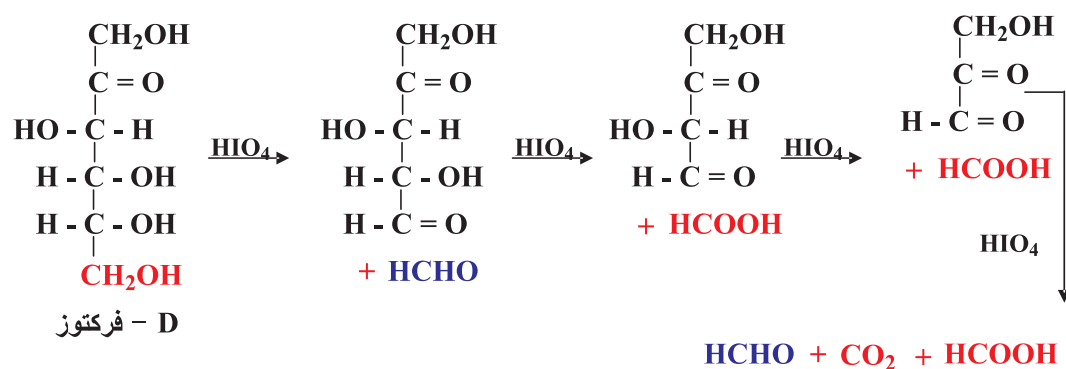
* عند أكسدة الألدوزات بوساطة كمية وافرة من حمض البيريودييك، تنفصل مجموعة الكحول الأولى وتتأكسد إلى الفورمالدهيد، بينما تنفصل باقي المجموعات وتتأكسد إلى حمض الفورميك. فعند أكسدة جزيء D - جلوكوز بكمية وافرة من حمض البيريودييك ينتج جزيء فورمالدهيد، 5 جزيئات من حمض الفورميك كما يلي:



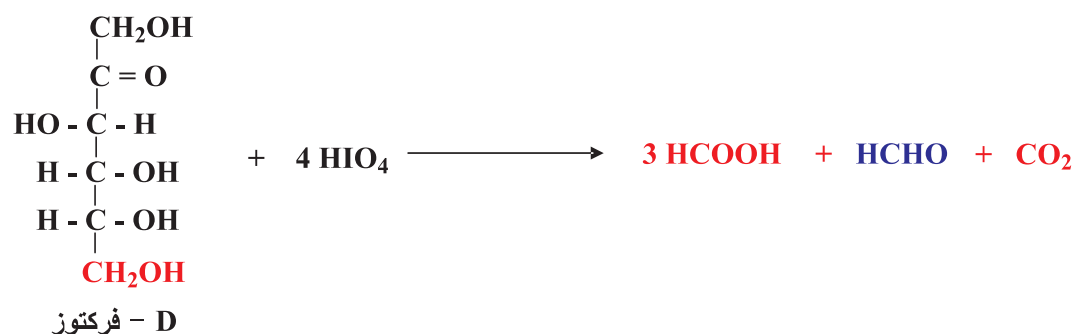
وبالتالي فإن أكسدة جزيء جلوكوز إلى جزيء فورمالدهيد، 5 جزيئات حمض فورميك، يحتاج إلى 5 جزيئات من حمض البيروديك، ويمكن كتابة المعادلة الكلية للتفاعل كما يلي:



* عند أكسدة الكيتوزات بواسطة كمية وافرة من حمض البيروديك، تنفصل مجموعات الكحول الأولي وتتأكسد إلى الفورمالدهيد، وتنفصل وتتأكسد مجموعة الكربونيل إلى CO_2 ، بينما تنفصل باقي المجموعات وتتأكسد إلى حمض الفورميك. فعند أكسدة جزيء D - فركتوز بكمية وافرة من حمض البيروديك ينتج جزيئان من الفورمالدهيد، جزيء CO_2 ، 3 جزيئات من حمض الفورميك كما يلي:



وبالتالي فإن أكسدة جزيء الفركتوز إلى جزيئين فورمالدهيد، جزيء CO_2 ، 3 جزيئات حمض فورميك، يحتاج إلى 4 جزيئات من حمض البيروديك، ويمكن كتابة المعادلة الكلية للتفاعل كما يلي:

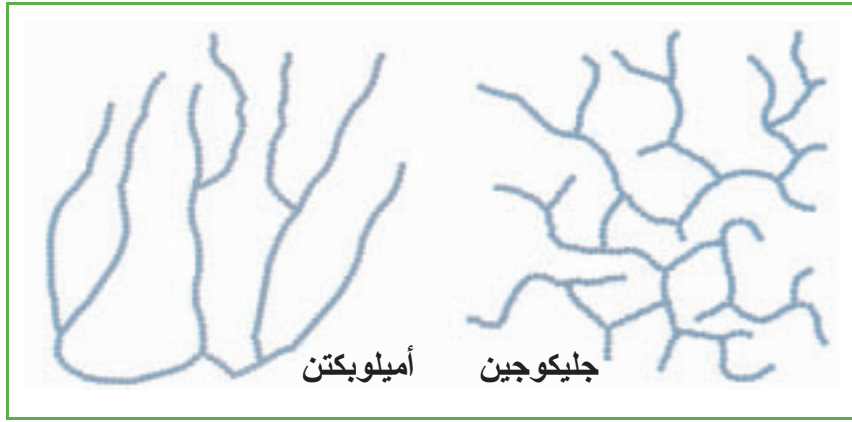


وهناك العديد من التفاعلات المميزة للكربوهيدرات، يمكن الرجوع إليها.

الجليكوجين : Glycogen

تخزن النباتات الكربوهيدرات على هيئة نشا بينما تخزنها الحيوانات على هيئة جليكوجين، وهو من الكربوهيدرات عديدة السكر. يشبه الجليكوجين الأميلوبكتن من الناحية التركيبية غير أنه أكثر منه تفرعاً، فقد كشفت الدراسات على أن التفرع يحدث في المتوسط بين كل 10 - 12 وحدة جلوكوز، شكل (13).

ويوجد الجليكوجين مخزوناً في الخلايا العضلية وكذلك الكبد، ويستخدم كمخزون احتياطي للطاقة في الإنسان والحيوان، وكمية الجليكوجين الموجودة في جسم الإنسان البالغ تصل إلى حوالي 350 g.



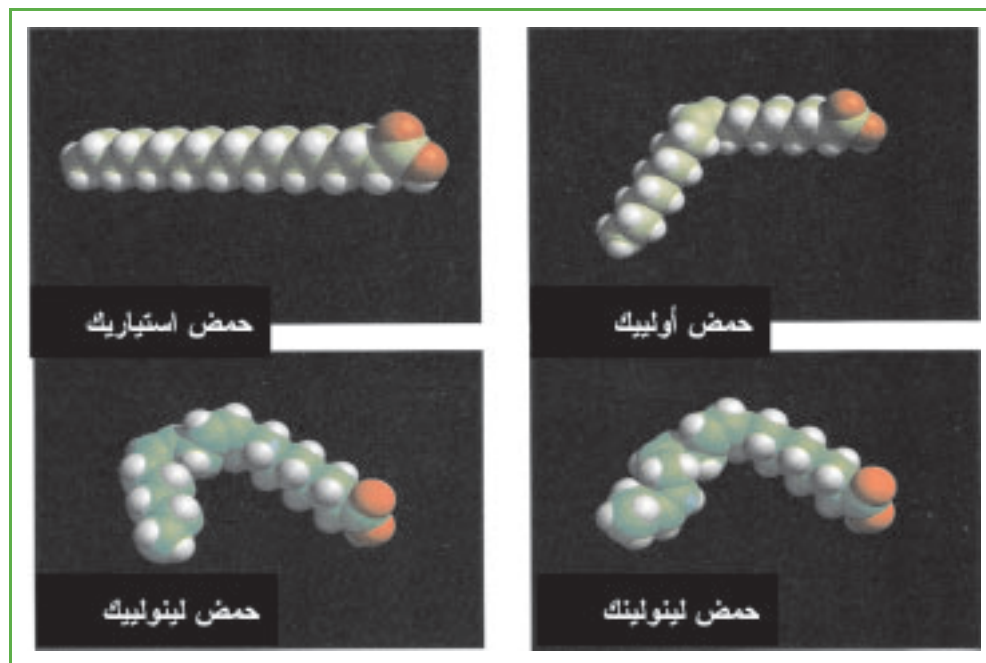
شكل (13)

الليبيدات (Lipids)

الليبيدات عبارة عن مجموعة من المنتجات الطبيعية توجد في الحيوان والنبات على السواء، وتشمل أقساماً كثيرة منها الدهون ثلاثية الجليسيريدات والأحماض الدهنية والشموع والتربينات والأسترويدات (الكولستيرول)، وهذه المركبات لا تذوب في الماء. ويعود عدم قابلية هذه المواد للذوبان في الماء إلى كبر الجزء الهيدروكربوني في جزيئاتها، فالجزء الهيدروكربوني هو المسئول عن الخواص الدهنية لهذه المركبات

(The hydrocarbon portion of the compound is responsible for the "oiliness" or "fattiness" associated with lipids. Lipid comes from the Greek word *lipos*, which means "fat").

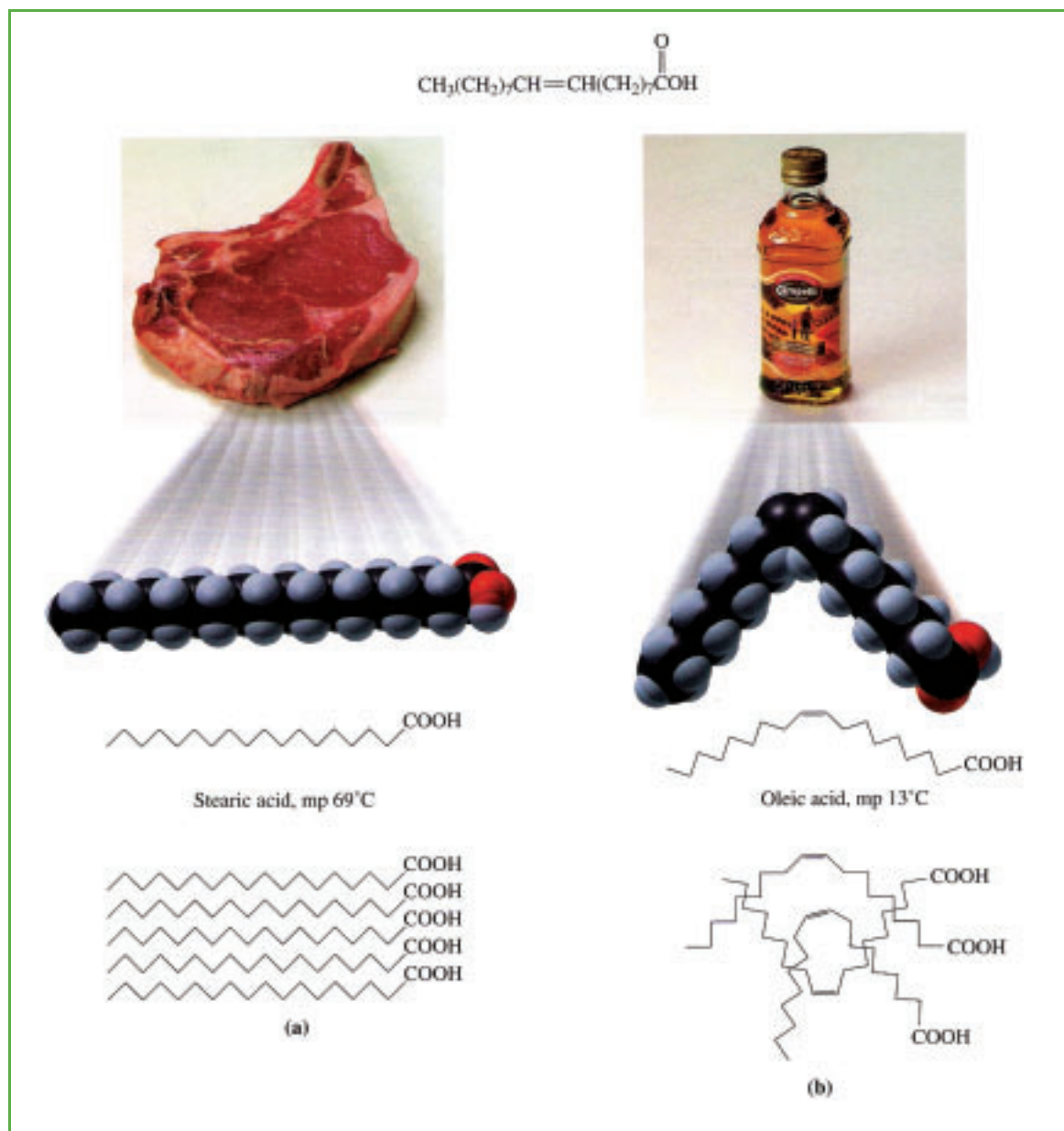
والدهون الجليسيريدية عبارة عن استرات تنتج من تفاعل الجليسرين مع بعض الأحماض الدهنية. وتتميز الدهون الحيوانية والزيوت النباتية بأن كثافة كل منها أقل من الماء، وكلاهما يحتوي على نسبة من الأحماض الدهنية غير المشبعة إلا أن هذه النسبة تكون في حالة الزيوت أكبر منها في الدهون، ويعزز ذلك الحالة التي يوجد عليها كل من الزيت والدهن في درجة حرارة الغرفة. فالزيت يكون سائلاً بينما الدهن يكون صلباً، والسبب في ذلك هو الترتيب الفراغي حول الرابطة الثنائية في الأحماض الدهنية غير المشبعة.



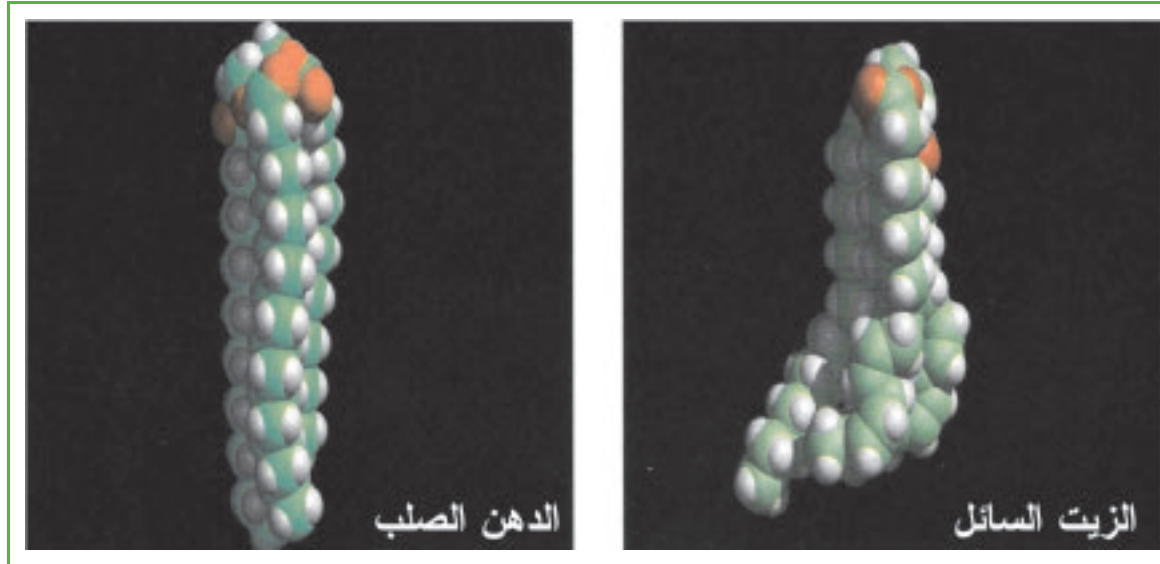
شكل (14) الصيغ التركيبية لبعض الأحماض الدهنية

حيث يوجد ترتيبان فراغيان للحمض حول الرابطة الثنائية هما سيس (cis)، وترانس (trans)، وهذا الترتيب الفراغي يؤدي إلى وجود فراغات كبيرة بين الجزيئات، شكل (14 - 16)، ولذلك

يصعب عليها التجمع مع بعضها بانتظام داخل شبكة بلورية، وبالتالي تكون قوى الترابط الفيزيائية بينها ضعيفة وبالتالي توجد في حالة سائلة، أما الأحماض الدهنية الداخلة في تركيب الدهون الصلبة فمعظمها تكون أحماضاً مشبعة، وتبدو فيها سلاسل شقوق (مجموعات) الألكايل الطويلة كسلاسل متعرجة يمكن أن تتجمع مع بعضها بانتظام داخل الشبكة البلورية، شكل (15 - 16) ولذا تكون قوى الترابط الفيزيائية بين الجزيئات أقوى. وبالتالي فإن الدهون توجد في حالة صلبة عند درجات حرارة الغرفة. ومما يؤكد ذلك هو أن درجات انصهار الدهون تقل كلما زادت نسبة الأحماض الدهنية غير المشبعة في تكوينها.



شكل (15) الترتيب الفراغي لحمض الأوليك وحمض الاستيريك ومصادرها



شكل (16) الشكل الفراغي للزيوت السائلة والدهون الصلبة

والأحماض الدهنية الموجودة في الطبيعة غير متفرعة وتحتوي غالباً على أعداد زوجية من ذرات الكربون، لأنها تنتج من أيون الأسيتات (CH_3COO^-) أثناء العمليات الحيوية داخل أجسام الكائنات الحية.



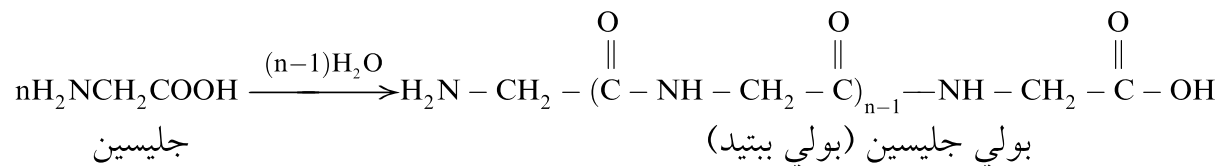
أيون أسيتات حمض دهني

هضم الدهون:

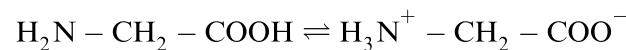
الدهون هي مستودع الطاقة في الأجسام الحية، وأثناء عملية الهضم يتم تفكيك وتحليل الجليسيريدات في الأمعاء الدقيقة إلى مكوناتها الأولية، وهي الأحماض الدهنية والجليسرين مع إنتاج طاقة حرارية، ويلعب أنزيم الليباز دور الحفاز في تلك العملية، ولا تقف عملية هضم الدهون عند هذا الحد، بل أن الأحماض الدهنية والجليسرين تخضع لعمليات حيوية كيميائية، فتتحلل إلى جزيئات أصغر وتنطلق الطاقة، ولا بد من التنويه بأن الجسم قادر على تحويل المواد السكرية إلى مواد دهنية، وهنا يكمن التفسير العلمي لظاهرة البدانة واكتناز الشحم عند الأشخاص الذين يستهلكون كميات كبيرة من المواد السكرية.

البروتينات:

عبارة عن بوليميرات بيولوجية تنتج من تكاثف عدد كبير جداً (يصل في بعض الأحيان إلى 7000) من الأحماض الأمينية، بحيث تصل كتلتها الجزيئية إلى المليون أو أكثر ويمكن تمثيلها بالمعادلة العامة التالية:



للأحماض الأمينية أمفوتيرية أو مترددة وذلك نظراً لاحتوائها على مجموعة الكربوكسيل الحمضية ومجموعة الأمينو القاعدية. ويوجد الحمض الأميني في المحاليل المائية على هيئة أيون ثنائي القطب.



وبالإضافة إلى هاتين الصيغتين يمكن للحمض الأميني أن يوجد في المحلول في صيغة أنيونية أو كاتيونية وذلك حسب تركيز أيون H^+ في المحلول الذي يوجد به.

ولعل البروتينات من أكثر المركبات العضوية تعقيداً في تركيبها ووظائفها وهي تتواجد في جميع أجسام الكائنات الحية كما أن وظائفها تختلف باختلاف تواجدها، فهي تدخل في البناء الأساسي لخلايا الأنسجة وأعضاء الجسم كما في الجلد والأظافر والشعر، بينما تلعب دوراً حافزاً كما في الإنزيمات والهرمونات، وبعضها يقوم بعدة وظائف في الجهاز العصبي مثل البروتين المعروف باسم «رودوبسين» الذي يساعد على عملية الإبصار، كذلك تقوم البروتينات بخزن ونقل الصفات الوراثية بين الأجيال.

كما أن هناك بروتينات ناقلة مثل الهيموجلوبين الناقل للأكسجين في الدم.

ونظراً لطبيعتها المتنوعة فإنه يمكن تقسيم البروتينات بعدة طرق، فحسب نواتج التحلل تنقسم البروتينات إلى بروتينات بسيطة وبروتينات مرتبطة، كما يمكن تقسيم البروتينات حسب التركيب والخواص الفيزيائية إلى:

بروتينات ليفية:

* وهي تشبه الخيوط ولا تذوب في الماء، ويوجد هذا النوع في (Fibrous Protein)، الشعر والجلد وريش الطيور وأنسجة العضلات.

بروتينات كروية Globular Proteine:

* وهي تنثني على هيئة أشكال شبه كروية وتذوب في الماء، وهي تشمل جميع الإنزيمات والأجسام المضادة والبيومين البيض والهيموجلوبين وكثير من الهرمونات.

الكيمياء الحيوية إجابة الأسئلة في كتاب الطالب

السؤال الأول :

- 1 - الكيمياء الحيوية .
- 2 - السكريات الأحادية (كربوهيدرات أحادية السكر) .
- 3 - السكريات المحدودة (كربوهيدرات قليلة السكر) .
- 4 - السكريات العديدة (كربوهيدرات عديدة السكر) .
- 5 - السكريات الثنائية .
- 6 - الرابطة الجليكوسيدية .
- 7 - المالتوز .
- 8 - النشا .
- 9 - الأميلوز .
- 10 - الأميلوبكتن .
- 11 - السيليلوز .
- 12 - الأحماض الدهنية .
- 13 - الجليسيريدات البسيطة .
- 14 - التصبن .
- 15 - البروتينات (عديدة الببتيد) .
- 16 - البروتينات المرتبطة .
- 17 - البروتينات البسيطة .
- 18 - الأحماض الأمينية .
- 19 - الأحماض الأمينية الضرورية .

السؤال الثاني :

1. 6، كيتون أو كربونيل ($C = O$) .
2. الألدوبنتوزات .

3. عديدة .
4. 1، 2 - إين ثنائي أول .
5. بماء البروم .
6. فهلنج (أ + ب) أو باستخدام محلول بندكت أو كاشف تولن .
7. α - جلوكوز .
8. $\text{CH}_2\text{OH}(\text{CHOH})_4\text{COOH}$.
9. β - جلوكوز .
10. الاستياريك .
11. المشبعة .
12. بسيطة .
13. البالميتيك ، الأوليك .
14. تزداد .
15. التصبن .
16. نوع القلوي المستخدم .
17. أحماض أمينية ، نواتج أخرى تختلف عن خواص البروتين .
18. القاعدية ، $\text{H}_2\text{N} - (\text{CH}_2)_4 - \text{CH}(\text{NH}_2) - \text{COOH}$.
19. ثنائية القطب .
20.
$$\begin{array}{c} \text{CH}_2\text{OOC}\text{C}_{17}\text{H}_{35} \\ | \\ \text{CHOOC}\text{C}_{17}\text{H}_{35} \\ | \\ \text{CH}_2\text{OOC}\text{C}_{17}\text{H}_{35} \end{array}$$
 .
21.
$$3 \text{ C}_{17}\text{H}_{35} \text{ COONa} + \begin{array}{c} \text{CH}_2\text{OH} \\ | \\ \text{CHOH} \\ | \\ \text{CH}_2\text{OH} \end{array}$$
 .
22. $\text{H}_3\text{N}^+\text{CH}_2\text{COOH}$.
23. $\text{H}_2\text{NCH}_2\text{COO}^-$.

السؤال الثالث :

✓ - 1

✓ - 2

× - 3

× - 4

✓ - 5

✓ - 6

✓ - 7

✓ - 8

✓ - 9

× - 10

✓ - 11

✓ - 12

× - 13

✓ - 14

× - 15

✓ - 16

✓ - 17

× - 18

× - 19

× - 20

✓ - 21

✓ - 22

✓ - 23

السؤال الرابع :

- 1 - كحول سوربيتول .
- 2 - α - D - جلوكوز .
- 3 - الجلوكوز بوساطة ماء البروم .
- 4 - المالتوز .
- 5 - يعتبر من السكريات الثنائية المختزلة .
- 6 - α جلوكوز، β - فركتوز .
- 7 - السيليلوز .
- 8 - الاسبارتيك .
- 9 - ثلاثي استيرات الجليسرول .
- 10 - صابون وجليسرول .
- 11 - الإستياريك .
- 12 - الكربوكسيل لحمض أميني آخر .
- 13 - مجموعة كربوكسيل ومجموعة أمين .
- 14 - أميني قاعدي .
- 15 - الجليسين .

الفصل السابع

الكيمياء التحليلية Analytical Chemistry



الفصل السابع

الكيمياء التحليلية

يهدف هذا الفصل إلى دراسة أنواع التحليل الكيميائي، مع توضيح الفرق بين التحليل النوعي والتحليل الكمي، ومن أمثلة التحليل النوعي الكشف عن الشقوق الحمضية والقاعدية للأملاح. وينقسم التحليل الكمي إلى أقسام عديدة منها التحليل الكمي الحجمي والتحليل الكمي الكتلي.

ويخصص لدراسة هذا الفصل 20 حصة دراسية تقسم على النحو التالي:

م	الموضوع	عدد الحصص
1	التحليل النوعي : الكشف عن الشقوق الحمضية . الكشف عن الشقوق القاعدية .	8
2	التحليل الكمي الحجمي (المعايرة) : معايير التعادل . الشروط الواجب توفرها في المادة القياسية الأولية . طرق التعبير عن التركيز (التركيز بالمول / لتر M، والتركيز بالعيارية N) والعلاقة بينهما . تخفيف المحلول .	3
3	الأدلة (أدلة التعادل) وكيفية عمل الدليل ومعادلة مدى الدليل ، اختيار الدليل المناسب في عمليات المعايرة ، التجارب العملية	6
4	تطبيقات على التحليل الكمي	3
	المجموع	20

الأهداف العامة

يهدف هذا الفصل إلى تحقيق ما يلي :

أولاً إكساب المتعلمين الحقائق والمفاهيم التالية بصورة وظيفية :

- 1 - التحليل الكيميائي يهتم بفصل ومعرفة مكونات المادة من الناحية النوعية والكمية.
- 2 - يشمل التحليل الكيميائي تحليلاً نوعياً وتحليلاً كمياً.
- 3 - يتضمن التحليل النوعي الكشف عن العناصر أو مجموعات العناصر (المجموعات الذرية) المكونة لأي مركب أو خليط أو محلول.
- 4 - تقسم الشقوق الحمضية عند الكشف عنها إلى ثلاث مجموعات هي : مجموعة حمض الهيدروكلوريك المخفف ، مجموعة حمض الكبريتيك المركز ، والمجموعة المختلطة .
- 5 - يعتمد الكشف عن الشق الحمضي للأملاح على خواص تميز كل شق عن الآخر .
- 6 - يستخدم حمض الهيدروكلوريك للكشف عن الشقوق الحمضية للأملاح الأحماض الأقل ثباتاً منه مثل الشقوق : NO_2^- , S^{2-} , SO_3^{2-} , HCO_3^- , CO_3^{2-}
- 7 - يستخدم حمض الكبريتيك المركز للكشف عن الشقوق الحمضية للأملاح الأحماض الأقل ثباتاً منه مثل الشقوق NO_3^- ، I^- ، Br^- ، Cl^-
- 8 - يستخدم محلول كلوريد الباريوم للكشف عن الشقوق الحمضية التي يكون معها رواسب لها خواص مميزة مثل الشقوق PO_4^{3-} ، SO_4^{2-} .
- 9 - تقسم الشقوق القاعدية عند الكشف عنها إلى ست مجموعات ، ولكل مجموعة منها كاشف خاص يكوّن مع محاليلها مواد شحيحة الذوبان .
- 10 - يستخدم حمض HCl المخفف لترسيب كاتيونات Pb^{2+} ، Hg_2^{2+} ، Ag^+ على شكل كلوريدات في وسط حمضي .
- 11 - يستخدم H_2S لترسيب كاتيونات Hg^{2+} ، Cd^{2+} ، Cu^{2+} على شكل كبريتيدات في وسط حمضي .
- 12 - يستخدم محلول NH_3 لترسيب كاتيونات Fe^{2+} ، Al^{3+} على شكل هيدروكسيدات في وسط قاعدي لمحلول منظم .

- 13 - يستخدم H_2S لترسيب كاتيونات Zn^{2+} , Ni^{2+} , Co^{2+} على شكل كبريتيدات في وسط قاعدي لمحلول منظم.
- 14 - يستخدم محلول $(NH_4)_2CO_3$ لترسب كاتيونات Ca^{2+} , Ba^{2+} على شكل كربونات في وسط قاعدي لمحلول منظم.
- 15 - يستخدم كشف اللهب لتعرف كاتيونات K^+ , Na^+ .
- 16 - التحليل الكمي يُعنى بمعرفة كمية المكونات للمواد بطريقة حجمية أو كتلية.
- 17 - يشمل التحليل الكمي: تحليلاً حجمياً وآخر كتلياً.
- 18 - التحليل الحجمي يعتمد على قياس الحجم.
- 19 - التحليل الكتلي يعتمد على ترسيب المادة المراد معرفة كميتها.
- 20 - يمكن معرفة كمية مادة مجهولة بتفاعلها مع حجم معلوم من مادة معلوم تركيزها.
- 21 - المحلول المعلوم تركيزه بدقة يسمى محلولاً قياسيً.
- 22 - المعايرة هي عملية قياس حجم محلول مجهول التركيز واللازم للتفاعل التام مع حجم معلوم من محلول المادة القياسية.
- أو: عملية كيميائية يتم فيها بدقة معرفة حجم المحلول من مادة معلومة التركيز الذي يلزم ليتفاعل كميًا مع عينة من مادة أخرى يراد تقديرها.
- 23 - يشترط في المادة القياسية الأولية أن تكون نقية تماماً، ومعلومة التركيب الكيميائي، وخالية من جزيئات ماء التبخر، ولا تتأثر بمكونات الهواء الجوي، وكتلتها المكافئة كبيرة نسبياً وسهلة الذوبان في الماء.
- 24 - تتفاعل المواد بعضها مع بعض بنسب كتلها المكافئة.
- 25 - نصل إلى نقطة التكافؤ عندما يصبح عدد مكافئات المادة القياسية مساوياً لعدد مكافئات المادة المراد تقديرها.
- 26 - نصل إلى نقطة انتهاء المعايير عندما تحدث قطرة من المحلول تغيراً في لون الدليل.
- 27 - توجد عدة طرق للتعبير عن درجة تركيز المحلول منها: التركيز بالمولار، التركيز بالعيارية.
- 28 - عدد مولات المادة المذابة في لتر واحد من المحلول يدل على التركيز بالمولار (مول/لتر).

- 29 - عدد الكتل المكافئة من المادة المذابة في لتر واحد من المحلول يدل على التركيز بالعيارية.
- 30 - كتلة الحمض التي تعطي مولاً واحداً من البروتونات في تفاعلات المعايرة هي الكتلة المكافئة الجرامية للحمض.
- 31 - كتلة القاعدة التي تستقبل مولاً واحداً من البروتونات في تفاعلات المعايرة هي الكتلة المكافئة الجرامية للقاعدة.
- 32 - توجد علاقة بين التركيز بالعيارية والتركيز بالمولار.
- 33 - الأدلة هي أحماض أو قواعد عضوية ضعيفة تعطي ألواناً مميزة تتوقف على قيمة الأس الهيدروجيني للمحلول الذي توضع فيه.
- 34 - يتوقف لون الدليل على قيمة الأس الهيدروجيني pH للوسط الذي يوضع فيه.
- 35 - مدى الدليل هو المدى الذي مقداره وحدتان من الأس الهيدروجيني اللازم لكي تستطيع العين البشرية التمييز بين لوني الدليل المميزين له.
- 36 - مقدار التغير في قيمة الأس الهيدروجيني pH حول نقطة التكافؤ في أي معايرة هو الذي يحدد اختيار الدليل المناسب لهذه المعايرة.
- 37 - اللون الوسطي للدليل هو اللون الظاهر الناتج عن مزج الحالة الحمضية للدليل مع الحالة القاعدية له بالتساوي.

ثانياً تنمية قدرة المتعلمين على اكتساب المهارات اليدوية والأكاديمية التالية:

- من خلال تدريس هذا الفصل وإجراء الدروس العملية الخاصة به، يمكن تنمية قدرة المتعلمين في المهارات العملية التالية:
- 1 - القدرة على تداول وإتقان استعمال المواد والأدوات والأجهزة، والاهتمام باحتياجات الأمن والسلامة، ويظهر ذلك من خلال إجراء التجارب العملية.
 - 2 - التعود على الدقة في القياس كما في اختيار الدليل المناسب، ونقطة انتهاء المعايرة.
 - 3 - القدرة على التفكير العلمي والتنبؤ بخواص المحلول حول نقطة التكافؤ.
 - 4 - القدرة على القراءة العلمية المبنية على الفهم والنقد والتحليل من خلال عمل الأدلة وحساب منحني المعايرة.
 - 5 - قدرة الطالب على التصنيف من خلال الكشف عن الشقوق الحمضية والقاعدية لبعض الأملاح.

- 6 - القدرة على استنتاج البيانات من العلاقات البيانية واختيار الدليل من جدول ومنحنيات المعايرة.
- 7 - القدرة على دقة الملاحظة وربط الملاحظات المتشابهة ببعضها كما في دراسة الكشف عن أنيونات وكاتيونات الأملاح.
- 8 - القدرة على التنبؤ والتحليل والتفسير من خلال الدروس العملية المقترحة وكتابة معادلات التفاعل.
- 9 - التدريب على التعبير بالأسلوب العلمي من خلال المصطلحات التي تدرس.
- 10 - اكتساب بعض مهارات الأسلوب العلمي في حل المشكلات مثل اختيار الدليل المناسب في كل معايرة.

ثالثاً الاتجاهات العلمية:

- من خلال تدريس هذا الفصل، يمكن إكساب المتعلمين بعض جوانب الاتجاه العلمي وبعض العادات والقيم مثل:
- 1 - تعود المتعلم عدم التسرع في الحكم والتريث حتى تتجمع لديه أدلة كافية، من خلال دراسة الكشف عن كل من الشقين الحمضي والقاعدي ومن دراسة اختيار الدليل.
 - 2 - الحذر من التعميم المبني على حالة واحدة، ويتضح ذلك من خلال دراسة اختيار الأدلة.
 - 3 - توسيع أفق المتعلم وتنمية الأمانة العلمية عنده، من خلال موضوعات البحث.
 - 4 - الاعتماد على التجربة في فرض الفروض واستنتاج العلاقات وعدم اللجوء إلى التخمين، كما يتضح ذلك من عمل الأدلة.
 - 5 - الإيمان بأن الحقائق العلمية قابلة للتعديل أو التبديل، كما يظهر ذلك من خلال دراسة الكتل المكافئة للحمض، وللقاعدة، واختيار الدليل المناسب.
 - 6 - فهم علاقة السبب والنتيجة والإيمان بالسببية القائمة على أسس موضوعية تخضع للتجريب، كما يظهر ذلك من خلال الكشف عن كل من الشقين: الحمضي والقاعدي.
 - 7 - الإيمان بالأسلوب العلمي، وأنه الأسلوب الذي يمكنه من حل المشكلات التي تواجهه.
 - 8 - احترام العلماء وتقدير جهودهم.
 - 9 - الإيمان بأن العلم في خدمة الإنسان.

الأهداف الخاصة

يهدف هذا الفصل إلى تحقيق ما يلي :

أتوقع في نهاية تدريس هذا الفصل أن يكون المتعلم قادراً على أن :

- 1 - يعرف الكيمياء التحليلية بأنها فرع خاص من الكيمياء يهتم بفصل ومعرفة مكونات المادة من الناحية النوعية والكمية .
- 2 - يسمي الطرق الكيميائية التحليلية المستعملة في معرفة العناصر أو مجموعات العناصر (المجموعات الذرية) المكونة لأي مركب أو خليط أو محلول بالتحليل النوعي .
- 3 - يسمي الطرق الكيميائية التحليلية المستعملة في تعيين كمية المكونات للمواد بطريقة حجمية أو كتلية بالتحليل الكمي .
- 4 - يقسم التحليل الكمي إلى تحليل حجمي وآخر كتلي .
- 5 - يستنتج من التجارب العملية نوع الشق الحمضي من خلال المشاهدات التالية :
 - تصاعد غاز له رائحة أو صفات مميزة .
 - تكون راسب له لون معين وذوبانية مميزة .
 - تلون خليط التفاعل بلون معين .
- 6 - يقسم الشقوق الحمضية إلى ثلاث مجموعات :
 - مجموعة حمض الهيدروكلوريك المخفف وتشمل : NO_2^- , S^{2-} , SO_3^{2-} , HCO_3^- , CO_3^{2-}
 - مجموعة حمض الكبريتيك المركز وتشمل : NO_3^- , I^- , Br^- , Cl^-
 - المجموعة المختلطة وتشمل : PO_4^{3-} , SO_4^{2-}
- 7 - يعدد الخطوات التي يجب اتباعها لمعرفة الشق الحمضي لملح مجهول وذلك :
 - بإضافة حمض HCl المخفف .
 - فإذا لم يحدث تفاعل فإضافة حمض الكبريتيك المركز ثم التسخين .
 - فإذا لم يحدث تفاعل فإضافة محلول كلوريد الباريوم إلى محلول الملح .
- 8 - يتعرف الشقوق الحمضية لمجموعة حمض الهيدروكلوريك بتجربة تأكيدية لكل ملح :
 - للشقوق HCO_3^- , CO_3^{2-} بالذوبان وإضافة محلول كبريتات المغنسيوم إلى محلول الملح ويعرف الشق تبعاً للاختلاف في نواتج التفاعل .

- للشقوق NO_2^- , SO_3^{2-} , S^{2-} بإضافة محلول نترات الفضة إلى محلول الملح ويعرّف الشق تبعاً للاختلاف في نواتج التفاعل.
- 9 - يتعرف الشقوق الحمضية لمجموعة حمض الكبريتيك المركز بتجربة تأكيدية لكل ملح:
 - الشقوق: I^- , Br^- , Cl^- بإضافة محلول نترات الفضة إلى محلول الملح ويعرّف الشق تبعاً للاختلاف في ناتج التفاعل.
- 10 - يتعرف طريقة تكوين محلول للملح ليتم الكشف عن الشق القاعدي له، وذلك باستخدام التسلسل التالي:
 - الماء البارد أو الساخن.
 - حمض HCl المخفف البارد أو الساخن.
 - حمض HCl المركز البارد أو الساخن.
 - حمض HNO_3 المخفف البارد أو الساخن.
 - حمض HNO_3 المركز البارد أو الساخن.
 - الماء الملكي.
- 11 - يقسم الشقوق القاعدية إلى ست مجموعات هي:
 - المجموعة الأولى تشمل Pb^{2+} , Hg_2^{2+} , Ag^+ .
 - المجموعة الثانية تشمل: Hg^{2+} , Cd^{2+} , Cu^{2+} .
 - المجموعة الثالثة تشمل: Fe^{2+3+} , Al^{3+} .
 - المجموعة الرابعة تشمل: Zn^{2+} , Ni^{2+} , Co^{2+} .
 - المجموعة الخامسة تشمل: Ca^{2+} , Ba^{2+} .
 - المجموعة السادسة تشمل: NH_4^+ , K^+ , Na^+ .
- 12 - يعرف التحليل الكمي الحجمي (أو المعايرة) بأنها عملية كيميائية تتم فيها معرفة حجم المحلول من مادة معلومة التركيز بالدقة التي تلزم ليتفاعل كمياً مع عينة من مادة أخرى يراد تقديرها.
- 13 - يعرف المحلول القياسي بأنه المحلول المعلوم تركيزه بدقة.
- 14 - يعرف نقطة التكافؤ بأنها النقطة التي يكون عندها عدد مكافئات المادة القياسية مساوياً لعدد مكافئات المادة المراد تقديرها.
- 15 - يعرف نقطة انتهاء المعايرة بأنها النقطة التي يحدث عندها التغير في لون الدليل.

16 - يتعرف المواد والأدوات التي تستخدم في طرق المعايرة .

17 - يعرف التركيز بالمولار : بأنه عدد مولات المادة المذابة في لتر واحد من المحلول .

18 - يحسب التركيز بالمولار (بالمول/لتر) من العلاقة التالية : عدد مولات المادة المذابة / حجم المحلول باللتر .

19 - يحسب عدد مولات المادة المذابة من العلاقة :

$$\frac{\text{كتلة المادة المذابة بالجرام}}{\text{كتلة المول من المادة}} = \frac{ms}{M.wt.}$$

ومن العلاقة : $V_L \times M$

20 - يحسب كتلة المادة المذابة بالجرام من العلاقة :

كتلة المادة المذابة بالجرام = حجم المحلول باللتر $\times$ التركيز بالمولار $\times$ كتلة المول من المادة .

$$ms = V_L \times M \times M.wt.$$

21 - يذكر أن في حالة تخفيف محلول معلوم التركيز بالمول/لتر (بالمولار) فإن عدد المولات لا يتغير ويكون :

عدد مولات المذاب قبل التخفيف = عدد مولات المذاب بعد التخفيف .

$$M_2 \times V_2 = M_1 \times V_1$$

(قبل التخفيف) (بعد التخفيف)

22 - يحل تطبيقات متنوعة لحساب تركيز محلول بالمول/لتر (المولار) ، أو حساب كتلة مادة معينة تلزم لتحضير محلول معلوم الحجم أو التركيز أو حجم الماء اللازم إضافته إلى محلول معلوم الحجم والتركيز للحصول على تركيز آخر .

23 - يُعرّف التركيز بالعيارية بأنه عدد الكتل المكافئة الجرامية من المادة المذابة في لتر واحد من المحلول .

- يحسب عدد مكافئات المذاب من العلاقة :

$$\frac{\text{كتلة المادة المذابة بالجرام}}{\text{الكتلة المكافئة الجرامية}} = \frac{ms}{eq.wt.}$$

ومن العلاقة : $V_L \times N$

24 - يحسب كتلة المادة المذابة بالجرام من العلاقة :

كتلة المادة المذابة بالجرام = حجم المحلول باللتر × التركيز بالعيارية × الكتلة المكافئة .

$$ms = V_L \times N \times \text{eq.wt.}$$

25 - يذكر أنه في حالة تخفيف محلول معلوم التركيز يكون :

عدد مكافئات المذاب قبل التخفيف = عدد مكافئات المذاب بعد التخفيف

$$N_2 \times V_2 = N_1 \times V_1$$

(قبل التخفيف) (بعد التخفيف)

26 - يعرف الكتلة المكافئة لحمض بأنها كتلة الحمض التي تعطي مولاً واحداً من البروتونات في تفاعلات المعايرة .

27 - يعرف الكتلة المكافئة لقاعدة : بأنها كتلة القاعدة التي تستقبل مولاً واحداً من البروتونات في تفاعلات المعايرة .

28 - يذكر العلاقة بين التركيز بالعيارية والتركيز بالمولار كما يلي :

التركيز بالعيارية = التركيز بالمولار × مجموع تكافؤات الشق القاعدي أو الحمضي

29 - يوضح لماذا تكون الكتلة المكافئة مساوية لكتلة المول في حالة الأحماض أحادية البروتون أو القواعد أحادية الحمضية .

30 - يذكر أنه في حالة الأحماض عديدة البروتون فإن الكتلة المكافئة للحمض تتوقف على عدد البروتونات التي تتفاعل من كل صيغة ، وكذلك الحال بالنسبة للقواعد عديدة الحمضية .

31 - يحل مسائل تطبيقية متنوعة على القوانين السابقة .

32 - يحسب التركيز بالعيارية لمحلول مادة مراد تقديرها من العلاقة :

$$V_1 \times N_1 = V_2 \times N_2$$

المادة مجهولة التركيز المادة القياسية

33 - يعرف أدلة التعادل بأنها عبارة عن أحماض أو قواعد عضوية ضعيفة ، لها ألوان تتوقف على قيمة الأس الهيدروجيني pH للوسط الذي توضع فيه .

34 - يذكر أن لون الدليل يتغير ضمن حدود معلومة من الأس الهيدروجيني pH تسمى مدى الدليل .

35 - يشرح نظرية عمل الدليل .

36 - يعرف مدى الدليل بأنه المدى من الأس الهيدروجيني pH الذي مقداره وحدتان تقريباً واللازم لكي تستطيع العين البشرية التمييز بين لوني الدليل المميزين له .

37 - يحسب مدى الدليل بمعرفة K_{HIn} له من العلاقة : $pH = pK_{HIn}$

38 - يستنتج أنه عندما يصبح $[In] = [HIn]$ فإن : $pK_{HIn} = pH$

حيث يظهر في المحلول اللون الوسطي للدليل .

39 - يرسم منحنيات المعايرة من واقع نتائج يحصل عليها من معايرة حمض مع قاعدة .

40 - يفسر كيفية اختيار الدليل المناسب في عمليات المعايرة المختلفة التي يجريها .

41 - يذكر الشروط الواجب توافرها لاستخدام الدليل المناسب في عمليات المعايرة .

42 - يذكر الشروط الواجب توافرها في المادة القياسية .

43 - يشرح الخطوات العملية لإيجاد عيارية مواد غير قياسية عن طريق معايرتها مع محاليل مواد أخرى نقية ذات عيارية معلومة .

أسلوب المعالجة

نقترح أن تعالج موضوعات الوحدة بأسلوب حل المشكلات على أن يكون مدخل الموضوع هو الدرس العملي الخاص به . كما أن المناقشة المتدرجة بين المعلم وطلابه تساعد في التوصل إلى الأهداف المحددة للموضوعات فمثلاً عند تدريس موضوع الأدلة وأنواعها ومدى الدليل يمكن أن يمهد المعلم لهذا الموضوع بطرح السؤال التالي : ما دليل التعادل؟

قد يجيب بعض الطلاب بأنه حمض ضعيف أو قاعدة ضعيفة وأن لها لوناً في الوسط الحمضي ولوناً آخر في الوسط القلوي .

وهنا يقترح المعلم إجراء التجربة التالية : نأخذ ست أنابيب اختبار ونضع في كل منها 10mL من الماء المقطر بماصة صغيرة، ثم نضيف 3 قطرات من دليل مثل الميثيل البرتقالي في أنبوبتين، 3 قطرات من دليل تباع الشمس في أنبوبتين أخريين، 3 قطرات من دليل الفينولفثالين في كل من الأنبوبتين المتبقيتين . ويسأل المعلم طلابه عن لون الدليل في كل من الأنابيب الست . يضيف حوالي 1mL من حمض هيدروكلوريك 0.1N إلى الأنبوبة الأولى وحوالي 1mL من محلول هيدروكسيد الصوديوم 0.1N إلى الأنبوبة الثانية ويسأل عن لون دليل الميثيل البرتقالي في كل من الأنبوبتين .

ثم يكرر العمل بإضافة حوالي 1mL من حمض الهيدروكلوريك 0.1N إلى إحدى الأنبوبتين اللتين تحتويان على دليل تباع الشمس وحوالي 1mL من محلول هيدروكسيد الصوديوم 0.1N ويسأل عن لون دليل تباع الشمس في كل من الأنبوبتين .

يكرر العمل نفسه والسؤال نفسه بالنسبة للأنبوبتين اللتين تحتويان على دليل الفينولفثالين .

ثم يبين لهم أن كلاً من دليل الفينولفثالين وتباع الشمس حمض عضوي ودليل الميثيل البرتقالي قاعدة عضوية. ويطلب منهم بعد إجراء التجربة والمناقشة تعريف الدليل، ويتوصل معهم إلى أنه حمض أو قاعدة ضعيفة تكتسب لوناً معيناً حسب حموضة أو قاعدية المحلول (الأس الهيدروجيني pH للوسط الذي توضع فيه).

ثم يطرح سؤالاً آخر: هل هناك شروط للحمض أو القاعدة الضعيفة لكي تعمل كدليل؟ ويتوصل معهم بالمناقشة إلى الشروط اللازم توفرها في الأدلة وهي:

- 1 - أن يكون للدليل حالة واحدة على الأقل لها لون قوي مرئي في المحلول.
- 2 - أن يكون مدى الدليل صغيراً حتى يحدث له تغير مفاجئ في لونه عند إضافة كميات صغيرة جداً من المحلول القياسي (الحمض أو القاعدة).
- 3 - يؤخذ من محلول الدليل كمية صغيرة (بضع قطرات) لأنه حمض أو قاعدة وسيتفاعل مع الحمض أو القاعدة المراد معايرتها، ويجب أخذ الكمية نفسها (عدد القطرات) عند تكرار التجربة.

ثم يكتب المعلم معادلة تأين الدليل الحمضي في المحلول المائي ويشق العلاقة التالية:

$$K_{HIn} = \frac{[H^+][In^-]}{[HIn]}$$

ويفسر أثر زيادة كاتيونات الهيدروجين على الدليل وتأينه باستخدام هذه العلاقة، كما يفسر أثر زيادة أنيونات الهيدروكسيد على تأين الدليل، ويربط ذلك بأن لون الدليل يعتمد على تركيز الجزء غير المتأين (الحالة الحمضية) إلى الجزء المتأين (الحالة القاعدية) وتركيز أيون الهيدروجين. ويتوصل إلى العلاقة:

$$pH = pK_{HIn} + \log \frac{[In^-]}{[HIn]}$$

ومن مناقشة معادلة العلاقة الأخيرة يبين المعلم لطلابه أن التغير في قيمة pH يتبعه تغير في نسبة الحالة القاعدية إلى الحالة الحمضية للدليل. وبما أن كل حالة لها لونها الخاص فإن هناك لوناً مزيجاً ينتج عن مزج اللونين.

ثم يعود إلى التجربة فيأخذ حوالي 3mL من محلول الميثيل البرتقالي الأحمر في أنبوبة اختبار ويخلطها مع 3mL من محلول الميثيل البرتقالي الأصفر، ويسأل طلابه عن لون الدليل المختلط.

ويكرر العمل نفسه بالنسبة لدليل تباع الشمس.

بعد ذلك يضيف إلى ما تبقى في أنبوبة الاختبار من دليل الميثيل البرتقالي (الأحمر) حوالي

2mL من الحمض، وإلى ما تبقى في أنبوبة اختبار دليل الميثيل البرتقالي (الأصفر) حوالي 2mL من القلوي، ويسأل عن تغير اللون وشدته في كل حالة، ويكرر العمل نفسه بالنسبة للأنبوتين اللتين بهما دليل تباع الشمس (الأحمر والأزرق) ويتوصل إلى ما يلي:

- 1 - لا تستطيع العين بعد حد معين التمييز بين شدة اللون الواحد.
- 2 - إذا مزج لونان فإن قدرة العين المجردة على التمييز بين شدة أحدهما محدودة، ولا تستطيع أن تقدر أيهما السائد في المحلول إلا إذا كانت نسبة أحدهما إلى الآخر 1:10.

$$\text{pH} = \text{pK}_{\text{HIn}} \pm 1$$

ومن ذلك يمكن تعريف مدى الدليل بأنه المدى الذي مقداره حوالي وحدتين من الأس الهيدروجيني pH اللازم لكي تستطيع العين التمييز بين لوني الدليل.

$$[\text{HIn}] = [\text{In}^-]$$

$$\text{pH} = \text{pK}_{\text{HIn}}$$

وتستخدم هذه المعادلة في اختيار الدليل لأي معايرة، وفي معرفة نقطة التكافؤ مع الأخذ بالاعتبار أن يكون التغير في قيمة الأس الهيدروجيني pH لمحلول حول نقطة التكافؤ مساوياً حوالي وحدتين.

وفيما يلي خطوات حساب pH للمحلول في عمليات المعايرة واختيار الدليل المناسب في عمليات المعايرة.

اختيار الدليل المناسب في عمليات المعايرة:

يمكن اختيار الدليل المناسب في عمليات المعايرة من منحنى المعايرة.

ويمكن الحصول على منحنيات المعايرة عند رسم العلاقة بين الأس الهيدروجيني pH للمحلول وحجم الحمض (أو القلوي) المضاف من السحاحة في معايرة الأحماض والقواعد.

وتساعد منحنيات المعايرة على:

- 1 - التحقق من إمكانية إجراء معايرة حقيقية.
- 2 - التنبؤ بنقطة انتهاء المعايرة بدقة ووضوح.
- 3 - اختيار الدليل المناسب.
- 4 - الاستفادة من منحنيات المعايرة في تحضير المحاليل المنظمة.

5 - ربط ما سبق دراسته من تأين الأحماض والقواعد وتميؤ الأملاح والمحاليل المنظمة، وفيما يلي دراسة لطرق رسم هذه المنحنيات وما يمكن أن يستفاد من رسمها:

أولاً - منحني المعايرة لمحلول حمض قوي ومحلول قاعدة قوية:

نفرض أن لدينا حمضاً قوياً أحادي البروتون وقاعدة قوية أحادية الحمضية، فالملح الناتج في المحلول يكون تام التفكك مما يسهل علينا عمليات حساب قيم الأس الهيدروجيني pH أثناء عملية المعايرة. ولتبسيط عمليات الحساب أيضاً فإننا نفرض أن لدينا 100mL من محلول حمض الهيدروكلوريك تركيزه 0.1N وموضوع في الدورق المخروطي، ويراد معايرته مع محلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه 0.1N وموجود في السحاحة.

أ - نحسب قيمة الأس الهيدروجيني pH لمحلول حمض الهيدروكلوريك قبل بدء المعايرة: بما أن الحمض قوي وتام التأين، فإن تركيز كاتيون الهيدروجين في المحلول يساوي تركيز الحمض أي أن $M = [H^+]$

$$\text{وتكون قيمة الأس الهيدروجيني pH للمحلول} = -\log 1 \times 10^{-1} = 1$$

ب - عند إضافة 5mL من محلول هيدروكسيد الصوديوم إلى محلول الحمض يمكن حساب قيمة pH كما يلي:

$$\text{عدد مليمكافئات الحمض قبل الإضافة} = N \times V = 0.1 \times 100 = 10$$

$$\text{عدد مليمكافئات القاعدة المضافة} = 0.1 \times 5 = 0.5$$

$$\text{عدد مليمكافئات الحمض المتبقية بدون تفاعل} = 10 - 0.5 = 9.5$$

$$\text{حجم المحلول الكلي بعد الإضافة} = 100 + 5 = 105 \text{ mL}$$

$$\text{عيارية الحمض المتبقي بدون تفاعل} = \frac{9.5}{105} = 0.09 \text{ N}$$

$$\text{pH} = -\log 9 \times 10^{-2} = 1.05$$

ويمكن تلخيص خطوات الحساب السابقة بعلاقة عامة واحدة كما يلي:

$$\text{عيارية الحمض المتبقي} = \frac{\text{عدد مليمكافئات الحمض الأولية} - \text{عدد مليمكافئات القاعدة المضافة}}{\text{الحجم الكلي للمخلوط}}$$

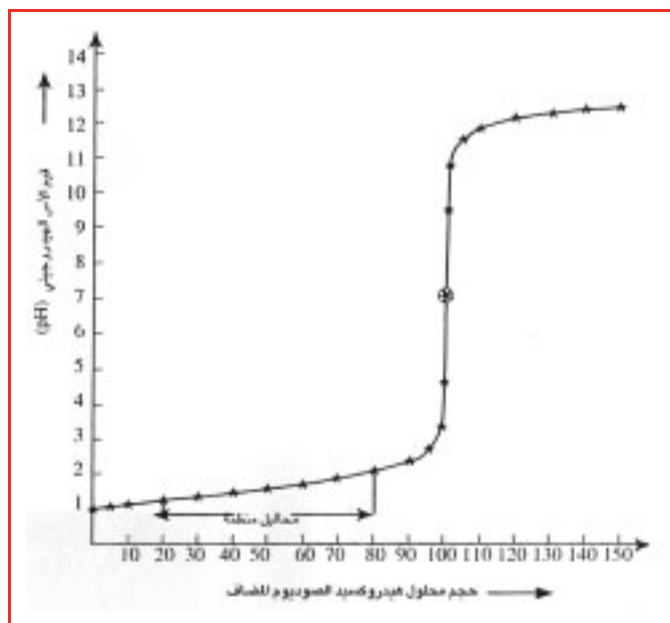
$$= \frac{N \times V (\text{للحمض}) - N \times V (\text{للقاعدة})}{\text{الحجم الكلي للمخلوط}}$$

ويمكن حساب الأس الهيدروجيني pH بالطريقة نفسها عند الإضافات التالية: 10، 20،

اختيار الدليل المناسب لهذا النوع من المعايرة:

عند رسم المنحنى شكل (17) نجد أن:

- 1 - قيم الأس الهيدروجيني pH للمحلول تزداد تدريجياً أثناء المعايرة ولكن عند إضافة 99.95mL إلى 100.05mL من هيدروكسيد الصوديوم فإن قيم pH ترتفع من 4.6 إلى 9.4 ويكون هذا الارتفاع الفجائي في قيم pH حول نقطة التكافؤ كبيراً.
- 2 - في التحليل الكمي الحجمي يهمنا مقدار التغير في قيمة pH حول نقطة التكافؤ، لأنه يتوقف عليها اختيار الدليل الذي مداه مقارب لهذا التغير الفجائي في قيم pH. فإذا استخدمنا دليل الميثيل البرتقالي فإن لونه القاعدي (الأصفر) يكون سائداً عند إضافة 99.8mL من هيدروكسيد الصوديوم، أي قبل الوصول إلى نقطة التكافؤ، ويكون مقدار الخطأ في المعايرة (-0.2%) وهو خطأ يمكن التجاوز عنه. أما إذا استخدمنا دليل الفينولفثالين (إلى أول لون وردي يظهر في المحلول فإنه سوف يغير لونه بعد نقطة التكافؤ بمقدار 0.05mL أي أصبح حجم القلوي المضاف 100.05mL ويكون الخطأ في المعايرة (+0.05%) ويمكن التجاوز عنه أيضاً. وبهذه الطريقة نستطيع اختيار الدليل الأنسب والذي تكون نسبة الخطأ فيه للمعايرة أقل.
- 3 - من المنحنى نلاحظ أن محلول حمض الهيدروكلوريك يصلح لعمل محاليل منظمة في الجزء الأول منه وحتى إضافة 80mL من هيدروكسيد الصوديوم (لأن التغير في قيمة الأس الهيدروجيني pH لم يتجاوز الوحدة - انظر الجدول (7)، أي أن المحلول يقاوم التغير الفجائي في قيم pH عند إضافة كميات معقولة من القلوي إليه.



شكل (17) منحنى معايرة محلول 0.1N من حمض الهيدروكلوريك مع محلول 0.1N من هيدروكسيد الصوديوم

ثانياً - منحنى معايرة حمض ضعيف أحادي البروتون وقاعدة قوية :

نفرض أننا سندرس منحنى معايرة حمض الأسيتيك (كحمض ضعيف تركيزه 0.1N وثابت التأين له $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ وأخذ منه 100mL في دورق مخروطي مع محلول 0.1N هيدروكسيد صوديوم وضع في السحاحة .

يمكن حساب قيم الأس الهيدروجيني pH لهذا المنحنى من العلاقات الرياضية التي سبق اشتقاقها وهي :

$$1 - \text{في بداية المعايرة تستخدم العلاقة : } [H^+] = \sqrt{K_a M}$$

2 - عند إضافة القلوي يصبح المحلول له قدرة تنظيمية وذلك لاحتوائه على حمض ضعيف وملحه الصوديومي وتستخدم العلاقة :

$$K_a = \frac{[H^+][\text{الحمض}]}{[\text{الملح}]}$$

3 - عند نقطة التكافؤ تستخدم علاقة تميز ملح حمض ضعيف وقاعدة قوية .

$$pH = \frac{1}{2} pK_w + \frac{1}{2} pK_a + \frac{1}{2} \log M$$

4 - بعد نقطة التكافؤ يمكن اتباع الطريقة نفسها التي اتبعت في حساب قيم الأس الهيدروجيني في معايرة حمض قوي مع قاعدة قوية .

والجدول (8) يوضح قيم pH المحسوبة لهذا المنحنى :

جدول (8)

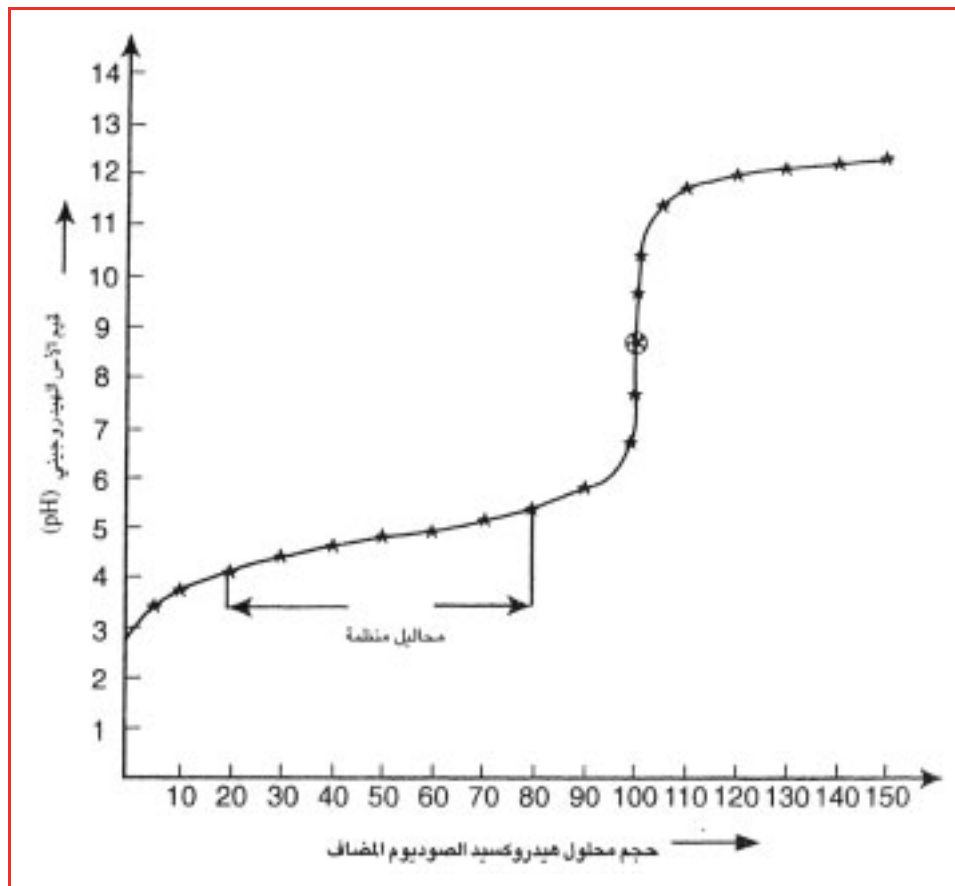
حجم القلوي	قيم pH	حجم القلوي	قيم pH	حجم القلوي	قيم pH	حجم القلوي	قيم pH
صفر	2.87	50	4.74	99	6.74	110	11.68
5	3.47	60	4.92	99.9	7.74	120	11.96
10	3.79	70	5.21	100	8.72	130	12.12
20	4.14	80	5.35	100.1	9.7	140	12.22
30	3.38	90	5.70	100.5	10.40	150	12.30
40	4.57	95	6.02	105	11.39		

اختيار الدليل المناسب لهذا النوع من المعايرة:

عند رسم منحنى المعايرة شكل (18) نجد ما يلي:

1 - قيم pH تزداد تدريجياً أثناء المعايرة، ولكن عند إضافة حجوم من 99.9 إلى 100.1 mL من هيدروكسيد الصوديوم فإن قيم pH تزداد فجأة من 7.74 إلى 9.7 وحدة، وهذا التغير الفجائي حول نقطة التكافؤ ليس كبيراً.

2 - الدليل اللازم استخدامه في هذه المعايرة يجب أن يكون مدى تغير لونه محصوراً بين قيم (pH) 7.7 إلى 9.7 وحدة. ومن جدول الأدلة نجد أن الدليل المناسب هو الثايمول الأزرق القاعدي (حتى حالة لونه الوسطى أي الأخضر). أما عند استخدام الفينولفثالين فيجب أن تتم المعايرة إلى أن يظهر لون أرجواني واضح نسبياً، مع وجود خطأ مقداره 0.1%. ومما تجدر الإشارة إليه هو أن المنحنى المحيط بنقطة منتصف المعايرة له ميل بسيط، ويمثل المحاليل المنظمة وطريقة تحضيرها.



شكل (18) منحنى محلول 0.1N من حمض الأسيتيك مع محلول 0.1N من هيدروكسيد الصوديوم

ثالثاً - منحنى معايرة قاعدة ضعيفة أحادية الحمضية مع حمض قوي :

نفرض أننا سندرس منحنى معايرة محلول الأمونيا (قاعدة ضعيفة) تركيزه 0.1N وثابت التآين له $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ وأخذ منه 100mL في دورق مخروطي مع محلول 0.1N من حمض الهيدروكلوريك وضع في السحاحة .

يمكن حساب قيم الأس الهيدروجيني pH لهذا المنحنى من العلاقات الرياضية التي سبق اشتقاقها وهي :

$$1 - \text{في بداية المعايرة تستخدم العلاقة : } [OH^-] = \sqrt{K_b M}$$

2 - عند إضافة حمض الهيدروكلوريك ، يصبح للمحلول قدرة تنظيمية وذلك لاحتوائه على قاعدة ضعيفة وملحها القوي وتستخدم العلاقة :

$$[OH^-] = K_b \frac{[Base]}{[Acid]}$$

3 - عند نقطة التكافؤ تستخدم علاقة تميز ملح حمض قوي وقاعدة ضعيفة التآين :

$$pH = \frac{1}{2} pK_w - \frac{1}{2} pK_b - \frac{1}{2} \log M$$

4 - بعد نقطة التكافؤ يمكن اتباع الطريقة نفسها التي اتبعت في حساب قيم الأس الهيدروجيني في معايرة حمض قوي مع قاعدة قوية .

والجدول (9) يوضح قيم pH المحسوبة لهذا المنحنى .

جدول (9)

حجم الحمض	قيم pH	حجم الحمض	قيم pH	حجم الحمض	قيم pH	حجم الحمض	قيم pH
صفر	11.13	50	9.26	99	7.26	105	2.61
5	10.53	60	9.08	99.9	6.26	110	2.32
10	10.21	70	8.89	100	5.28	120	2.04
20	9.86	80	8.65	100.1	4.30	130	1.88
30	9.62	90	8.30	100.2	4	140	1.78
40	9.43	95	7.98	101	3.3	150	1.70

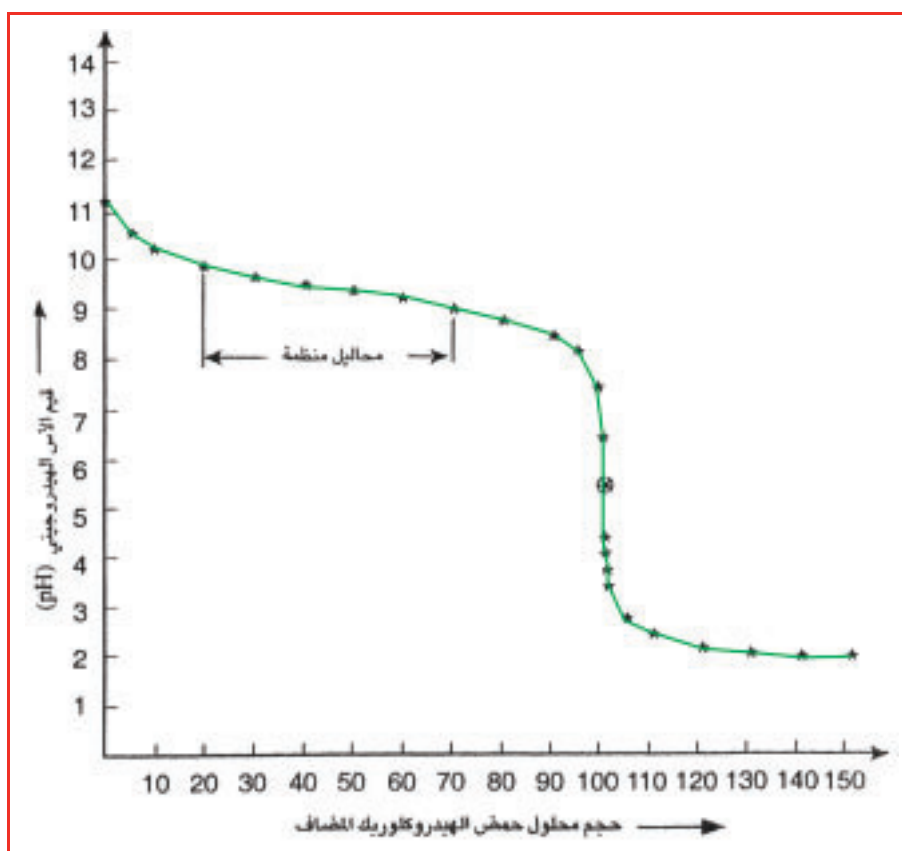
اختيار الدليل المناسب لهذا النوع من المعايرة:

عند رسم منحنى المعايرة شكل (19) نجد ما يلي:

1 - قيم pH تقل تدريجياً أثناء المعايرة، ولكن عند إضافة حجومات من 99.9 إلى 100.1 mL من الحمض القوي، تقل قيم pH فجأة من 6.26 إلى 4.3 وحدة، وهذا التغير الفجائي حول نقطة التكافؤ ليس كبيراً.

2 - الدليل اللازم استعماله في هذه المعايرة يجب أن يكون مدى تغير لونه محصوراً بين قيم 6.3 pH إلى 4.3. ومن جدول الأدلة نجد أن الدليل المناسب هو الميثيل الأحمر (إلى لونه الأحمر) مع وجود خطأ مقداره 0.1% أو الميثيل البرتقالي (إلى لونه الأحمر) مع وجود خطأ مقداره 0.5% أو البروموفينول الأزرق(*) (إلى لونه الأخضر) أو البروموكريسول الأخضر(*) (إلى لونه الأخضر).

3 - جزء منحنى المعايرة المحيط بنقطة منتصف المعايرة له ميل بسيط، ويستخدم في تحضير المحاليل المنظمة المستخدمة في ترسيب كاتيونات الشقوق القاعدية.



شكل (19) منحنى معايرة 0.1N من الأمونيا مع محلول 0.1N من حمض الهيدروكلوريك

(*) اللون الوسطي هو الأخضر (وسط بين الأصفر والأزرق).

الدروس العملية

- 1 - الدرس العملي الحادي والعشرون:
كيف يمكن تحضير محلول حجمه 250mL من كربونات الصوديوم تركيزه 0.1M؟
- 2 - الدرس العملي الثاني والعشرون:
كيف يمكن تحضير محلول حجمه 250mL من حمض HCl وتركيزه 0.1M تقريباً؟
- 3 - الدرس العملي الثالث والعشرون:
معايرة محلول حمض الهيدروكلوريك مجهول التركيز مع محلول كربونات الصوديوم معلوم التركيز.
ولا يعني إعطاء الدروس العملية هذه الأرقام أن يخصص لكل منها حصة ولكن يمكن إجراء أكثر من درس عملي في حصة واحدة مثل الكشف عن أكثر من شق حمضي أو شق قاعدي في الحصة الواحدة.

ملاحظات خاصة بالدروس العملية

أ - الأدوات والأجهزة:

تتوقف صحة النتائج في التجارب العملية على دقة العمل. ويحتاج التحليل الكيميائي الحجمي إلى دقة خاصة:

ولابد من توفر الأدوات والأجهزة التالية في الجدول (10) بكميات تسمح بإجراء التجارب العملية المطلوبة إما فردياً أو في مجموعات، وهذه الأدوات هي:

جدول (10) بعض الأدوات والأجهزة الخاصة بالمعايرة

الأداة أو الجهاز	الأداة أو الجهاز
فرن كهربائي للتجفيف	سحاحة سعة 50 mL
مجففات Dessicators	ماصة سعة 5 mL
دورق معايرة سعة 250 mL	ماصة سعة 10 mL
دورق معايرة سعة 500 mL	ماصة سعة 25 mL
دورق معايرة سعة 1 L	ماصة مدرجة سعة 2 mL
مخبر مدرج سعة 10 mL	ماصة مدرجة سعة 5 mL
مخبر مدرج سعة 50 mL	ماصة مدرجة سعة 10 mL
مخبر مدرج سعة 100 mL	دورق مخروطي سعة 150 mL
مخبر مدرج سعة 500 mL	دورق مخروطي سعة 250 mL
مخبر مدرج سعة 1 L	كأس زجاجية سعة 50 mL
جهاز قياس الحموضة pH meter	كأس زجاجية سعة 100 mL
أنابيب اختبار	كأس زجاجية سعة 500 mL
أنابيب توصيل	كأس زجاجية سعة 1 L
سدادات من المطاط أو الفلين	زجاجة غسيل سعة 50 mL
زجاجة بغطاء للأدلة سعة 100 mL	زجاجة غسيل سعة 1 L
	زجاجة وزن لتعيين الكتلة

ولضمان الوصول إلى نتائج سليمة يجب مراعاة النقاط التالية عند استخدام بعض الأدوات :

أولاً السحاحة :

- 1 - يلزم غسل السحاحة جيداً بماء الصنبور أولاً ثم بالماء المقطر ثم بالمحلول الذي يوضع فيها. وعند غسيل السحاحة لا داعي لاستخدام كميات كبيرة من الماء المقطر أو المحلول بل يكفي 5mL من السائل وتكرار العملية مرتين أو ثلاث مرات.
- 2 - يستخدم قمع صغير في ملء السحاحة بالمحلول ويرفع القمع بعد ملء السحاحة مباشرة.
- 3 - يجب التأكد من خلو السحاحة من الفقاعات الهوائية أسفل الصنبور، وإذا وجدت يلزم التخلص منها بفتح الصنبور حتى يندفع السائل ويطرد الهواء معه.
- 4 - تثبت السحاحة على حاملها بحيث تكون عمودية، ثم يضبط تدريج السائل عند تدرج معين.
- 5 - عند قراءة موضع السائل في السحاحة يجب أن تكون العين في المستوى الأفقي لسطح السائل.
- 6 - يفضل استخدام كلتا اليدين عند فتح صنبور السحاحة بحيث يُمسك الغلاف الخارجي للصنبور بإحدى اليدين ويدار قلب الصنبور باليد الأخرى، حتى يمكن التحكم في فتحة الصنبور وخاصة في المرحلة الأخيرة من عملية المعايرة حينما يكون المطلوب إسقاط قطرة واحدة من المحلول.
- 7 - عندما تبقى قطرة من السائل معلقة بطرف السحاحة يمكن أخذها بأن تلمس فوهة الدورق المخروطي فوهة السحاحة لمسة خفيفة.
- 8 - يشحم صنبور السحاحة بالفازلين تشحيماً خفيفاً بحيث لا يتسبب في سد ثقب هذا الصنبور.
- 9 - تغسل السحاحة بعد الانتهاء من استخدامها مباشرة بالماء المقطر وتعلق في حاملها مقلوبة.

ثانياً الماصة :

هناك نوعان من الماصات : نوع مدرج وآخر غير مدرج عليه علامة واحدة ومسجل عليه الحجم الذي تنقله هذه الماصة. ويجب مراعاة ما يلي عند استخدام الماصة :

- 1 - تغسل الماصة بالماء ثم بالماء المقطر ثم بالمحلول.
- 2 - عند غسل الماصة بالمحلول يجب أن لا تغمر الماصة في زجاجة المحلول مباشرة، وذلك لكي لا يتغير تركيز المحلول بقطرات الماء التي قد تكون عالقة بجدران الماصة من الداخل، ولكن يوضع جزء من المحلول في كأس أو دورق ويشفط منه بالماصة.

3 - عند نقل حجم من المحلول بالماصة يغمر طرفها تحت سطح السائل ويشفط باحتراس حتى يصبح مستوى سطحه داخل الماصة أعلى من العلامة التي عليها، ثم تغلق الماصة بالضغط على طرفها العلوي بإصبع السبابة الجاف (وليس بالإبهام) ثم يضبط سطح السائل عند العلامة بتخفيف ضغط الإصبع قليلاً حتى يبدأ السائل في السريان ببطء إلى أن يمس سطح المحلول السفلي للعلامة التي على الماصة، مع مراعاة أن تكون العين والعلامة في مستوى أفقي واحد وأن تكون الماصة عمودية وليست مائلة.

4 - بعد انتهاء عملية تفريغ السائل من الماصة يتبقى عادة جزء من السائل قرب طرفها، ولذا تلمس جدران الدورق المخروطي الداخلية طرف الماصة لمساً خفيفاً ثلاث أو أربع مرات، ويجب عدم النفخ في الماصة بالفم مهما كانت الظروف، ومما يجدر ذكره أن ما يتبقى بعد عملية اللمس لا يدخل في حساب الحجم الفعلي للماصة المسجل عليها.

ثالثاً الدورق المخروطي:

يجب غسل الدورق المخروطي بالماء المقطر قبل استعماله، ولا يغسل بتاتاً بالمحلول الذي يوضع فيه.

رابعاً عملية المعايرة:

يكتفى في عمليات المعايرة بحوالي 2-4 قطرات من الدليل، ويفضل وضع الدورق المخروطي على رخامة بيضاء أو ورقة ترشيح، ويرج الدورق المخروطي عند إسقاط كل كمية من المحلول حتى يمكن خلط المحلولين جيداً.

وعادة تجرى تجربة تمهيدية لمعرفة نقطة انتهاء المعايرة وذلك بسح المحلول من السحاحة mL، mL، حتى آخر mL، يتم عنده المعايرة (التعادل).

وعند تكرار التجربة يسقط مقدار من المحلول أقل ب mL واحد تقريباً من حجم المحلول الذي عين في التجربة التمهيدية مرة واحدة، ثم يسح المحلول بعد ذلك قطرة قطرة مع رج الدورق عقب سقوط كل قطرة حتى تتم المعايرة (التعادل)، وبهذه الخطوة يمكن تعيين حجم المحلول الذي استهلك في عملية المعايرة.

تكرر العملية بالكيفية نفسها ثلاث مرات وتدون النتائج ثم يؤخذ متوسط النتائج الثلاث. ويراعى أن لا تكون هناك فروق كبيرة نسبياً بين النتائج الثلاث.

تحضير بعض المحاليل :

1 - يبين الجدول (11) بعض الأحماض والقواعد المركزة، وتراكيزها بالمول / لتر (M)، وبالعيارية (N)، للرجوع إليه عند تحضير محاليل تقريبية منها:

جدول (11) تراكيز بعض الأحماض والقواعد

التركيز بالعيارية N	التركيز بالمولار M	النسبة المئوية الكتلية % ms	الكثافة g / mL	المادة	م
17.45	17.45	99.8%	1.503	حمض الأسيتيك	1
11.3 - 12.4	11.3 - 12.4	35 - 38%	1.17 - 1.18	حمض الهيدروكلوريك	2
15.2	15.2	68%	1.4	حمض النيتريك	3
9	9	60%	1.17	حمض البيركلوريك	4
	15.3	87.5%	1.713	حمض الفوسفوريك	5
	36	98%	1.84	حمض الكبريتيك	6
15	15	28%	0.88	محلول الأمونيا المركزة	7

2 - يبين الجدول (12) طرق تحضير محاليل بعض الأحماض الشائعة لاستخدامها ككواشف عامة:

جدول (12) طرق تحضير محاليل بعض الأحماض الشائعة

التركيز بالعيارية	طريقة تحضير محلول منه	اسم الحمض	م
2 N	يخفف 115 mL من الحمض المركز إلى لتر محلول	حمض الأسيتيك المخفف	1
2 N	يخفف 162 - 172 mL من الحمض المركز إلى لتر محلول	حمض الهيدروكلوريك المخفف	2
2 N	يخفف 132 mL من الحمض المركز إلى لتر محلول	حمض النيتريك المخفف	3
2 N	يخفف 56 mL من الحمض المركز إلى لتر محلول	حمض الكبريتيك المخفف	4
2 N	يخفف 131 mL من الحمض المركز إلى لتر محلول	حمض الفوسفوريك المخفف	5

3 - يبين الجدول (13) طرق تحضير محاليل بعض القواعد الشائعة لاستخدامها ككواشف هامة :

جدول (13) طرق تحضير محاليل بعض القواعد الشائعة

التركيز بالعيارية	طريقة تحضير محلول منه	اسم القاعدة	م
2 N	يخفف 134 mL من الأمونيا المركزة إلى لتر محلول	محلول الأمونيا المخفف	1
0.2 N	يذاب 50 g من المذاب في لتر محلول	هيدروكسيد الباريوم المخفف	2
0.06 N	يذاب 2 g من المذاب في لتر محلول	هيدروكسيد الكالسيوم المخفف	3
2 N	يذاب 88 g من المذاب في لتر محلول	هيدروكسيد الصوديوم المخفف	4
2 N	يذاب 115 g من المذاب في لتر محلول	هيدروكسيد البوتاسيوم المخفف	5

4 - يبين الجدول (14) طرق تحضير محاليل بعض الكواشف العامة التي تلزم في عمليات الكشف عن الشقوق الحمضية والقاعدية وتجارب المعايرة :

جدول (14) طرق تحضير محاليل بعض الكواشف

التركيز بالعيارية	طريقة تحضير محلول منه	اسم المحلول	م
0.5 N	يذاب 71 g من $\text{BaCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ في لتر محلول	كلوريد الباريوم	1
0.1 N	يذاب 17 g من AgNO_3 في لتر محلول	نترات الفضة	2
0.1 N	يذاب 123.2 g من الكبريتات المائية في لتر محلول	كبريتات المغنيسيوم	3
0.2 N	يذاب 27.1 g من HgCl_2 في لتر محلول	كلوريد الزئبق II	4
0.5 N	يذاب 95 g من الأسيتات المائية في لتر محلول	أسيتات الرصاص	5
0.036 M	يذاب 45 g من الملح في مخلوط من 40 mL من الأمونيا المركزة، 60 mL من الماء ثم يضاف إلى المخلوط 250 mL من حمض النيتريك المركز مع 500 mL من الماء مع استمرار التقليب . يخفف المحلول بالماء إلى لتر ويترك لمدة يوم واحد ثم يستخدم .	مولبيدات الأمونيوم	6
1 N	يذاب 49 g من ثاني كرومات البوتاسيوم في لتر محلول	ثاني كرومات البوتاسيوم	7

تابع/ جدول (14) طرق تحضير محاليل بعض الكواشف

التركيز بالعيارية	طريقة تحضير محلول منه	اسم المحلول	م
0.3 N	يذاب 9.6 g من برمنجنات البوتاسيوم في لتر من المحلول ويرشح خلال الصوف الزجاجي	برمنجنات البوتاسيوم	8
2 N	يذاب 154 g من أسيتات الأمونيوم في لتر محلول	أسيتات الأمونيوم	9
1 N	يذاب 97 g من ثيوسيانات البوتاسيوم الصلب KSCN في لتر محلول	ثيوسيانات البوتاسيوم	10
0.5 N	يذاب 53 g من حديدو سيانيد البوتاسيوم الصلب $K_4[Fe(CN)_6] \cdot 3H_2O$ في لتر محلول	حديدو سيانيد البوتاسيوم	11
0.1 M	يذاب 1 g من ثنائي ميثيل جليوكزيم الصلب في 100 mL من الإيثانول المطلق	ثنائي ميثيل جليوكزيم	12
2 N	يذاب 194 g من كرومات البوتاسيوم الصلب في لتر محلول	كرومات البوتاسيوم	13
2 N	يذاب 83 g من يوديد البوتاسيوم الصلب في لتر محلول	يوديد البوتاسيوم	14
2 N	يذاب 107 g من كلوريد الأمونيوم الصلب في لتر محلول	كلوريد الأمونيوم	15
2 N	يذاب 96 g من كربونات الأمونيوم الصلب في 150 mL من الأمونيا المركزة ويخفف المحلول بالماء المقطر إلى لتر من المحلول	كربونات الأمونيوم	16
0.5 N	يذاب 31 g من أكسالات الأمونيوم الصلب $(NH_4)_2C_2O_4 \cdot H_2O$ في لتر محلول	أكسالات الأمونيوم	17

تحضير بعض محاليل الأدلة:

1 - دليل الميثيل البرتقالي:

أ - إذا كان الدليل على هيئة حمض:

أذب 0.5g من الدليل في الماء، وأكمل المحلول إلى لتر، ثم رشح المحلول إذا ظهر راسب.

ب - إذا كان الدليل على هيئة ملح صوديومي:

أذب 0.5g من الدليل في الماء، وأكمل المحلول إلى لتر، ثم أضف 15.2mL من محلول حمض الهيدروكلوريك الذي تركيزه 0.1N، وبعد أن يبرد المحلول رشح إذا ظهر راسب.

2 - الفينولفثالين:

أذب 5g من الدليل في 500mL إيثانول ثم أضف 500mL من الماء المقطر مع التحريك المستمر، ورشح إذا ظهر راسب.

3 - تباع الشمس:

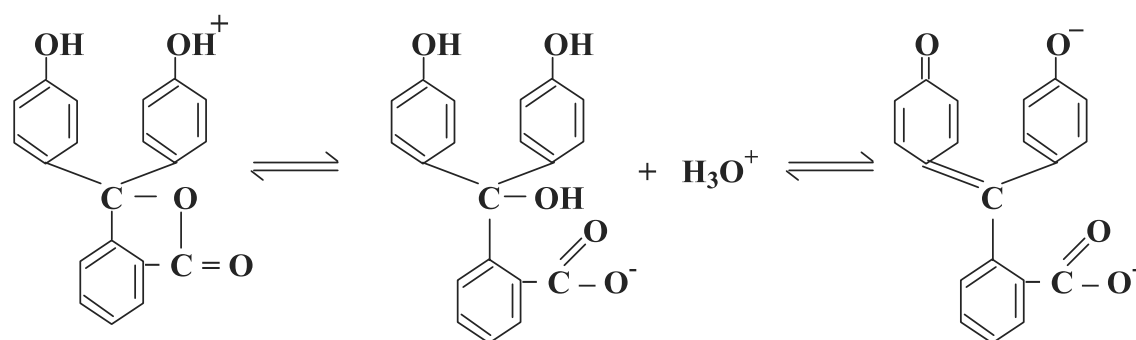
أذب 1g من الدليل في لتر من الماء المقطر.

4 - الميثيل الأحمر:

أذب 1g من الدليل في 600mL إيثانول، ثم أضف إلى المحلول 400 mL من الماء المقطر.

التركيب الكيميائي لبعض الأدلة، والتغير في لونها خلال معايرات الأحماض والقواعد:

1 - دليل الفينولفثالين:



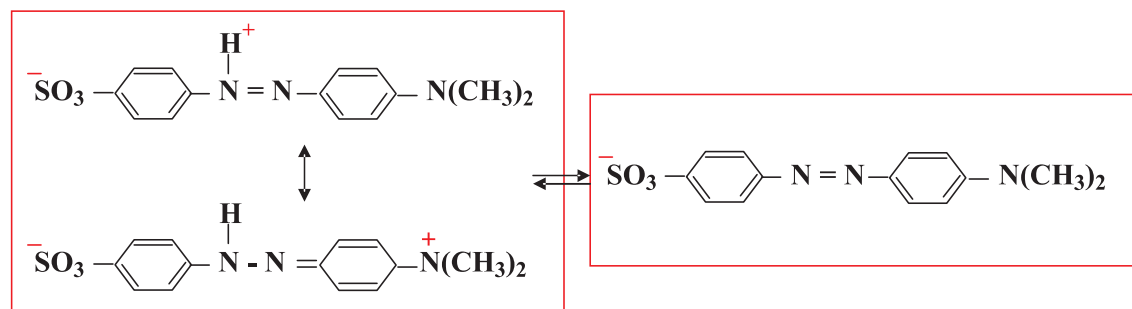
عديم اللون
في الوسط الحمضي

عديم اللون
في الوسط المتعادل

أحمر
في الوسط القلوي

2 - دليل الميثيل البرتقالي (يعتبر من مشتقات الآزو (Azo indicators):

يعتبر من مشتقات صبغات الآزو Azo indicators، ومعظم أدلة الآزو تتغير ألوانها من الأحمر إلى الأصفر بزيادة قاعدية المحلول، والتركيب الكيميائي لدليل الميثيل البرتقالي هو:



في الوسط الحمضي (أحمر)

في الوسط القلوي (أصفر)

الكيمياء التحليلية إجابة أسئلة كتاب الطالب

السؤال الأول :

- 1 - الكيمياء التحليلية
- 2 - التحليل النوعي (الوصفي).
- 3 - التحليل الكمي .
- 4 - الصوديوم .
- 5 - البوتاسيوم .
- 6 - التحليل الكمي الحجمي (المعايرة).
- 7 - المحلول القياسي .
- 8 - معايير التعادل (معايير الأحماض والقواعد).
- 9 - قانون النسب المتكافئة .
- 10 - نقطة التكافؤ .
- 11 - الأدلة أو أدلة تفاعلات التعادل .
- 12 - نقطة انتهاء المعايرة .
- 13 - التركيز بالمول / لتر (التركيز بالمولار M).
- 14 - المحلول العياري .
- 15 - المحلول العياري .
- 16 - الكتلة المكافئة (eq.wt.) للحمض .
- 17 - الكتلة المكافئة (eq.wt.) للقاعدة .
- 18 - اللون الوسطي للدليل .
- 19 - مدى الدليل .

السؤال الثاني :

- 1 - حمض الهيدروكلوريك (HCl) .
- 2 - حمض الكبريتيك المركز (H_2SO_4) .

- 3 - محلول كلوريد الباريوم (BaCl_2)
- 4 - كلوريد الرصاص II (PbCl_2) .
- 5 - كبريتيد الكاديوم (CdS) .
- 6 - هيدروكسيد الحديد II (Fe(OH)_2) .
- 7 - كبريتيد النحاس II (CuS) ، كبريتيد النيكل (NiS) .
- 8 - هيدروكسيد / Fe(OH)_3 .
- 9 - كبريتيد في وسط قلوي / NiS
- 10 - الكالسيوم (Ca^{2+}) ، الباريوم (Ba^{2+}) .
- 11 - الصوديوم (Na^+) .
- 12 - 0.1 M
- 13 - 60
- 14 - 56
- 15 - 98
- 16 - 46
- 17 - 0.2 L
- 18 - 1
- 19 - نصف
- 20 - 60
- 21 - 0.2 N
- 22 - NaHSO_4
- 23 - 0.5 N
- 24 - 400 mL
- 25 - نصف
- 26 - الأصفر
- 27 - Na_2HPO_4
- 28 - كبيرة .
- 29 - 0.03

0.2 – 30

1 – 31

32 – تساوي

2 – 33

0.05 – 34

2 – 35

36 – قوى

السؤال الثالث :

× – 1

✓ – 2

× – 3

✓ – 4

✓ – 5

× – 6

× – 7

✓ – 8

× – 9

✓ – 10

✓ – 11

× – 12

× – 13

✓ – 14

✓ – 15

✓ – 16

× – 17

✓ – 18

✓ - 19

× - 20

✓ - 21

السؤال الرابع :

1 - نيترات الباريوم .

2 - كاتيونات Ag^+ أو Pb^{2+} .

3 - ZnS

4 - البوتاسيوم .

5 - Ni^{2+}

6 - 1 L

7 - 1

8 - كربونات صوديوم .

9 - 0.3 N

10 - HA حمض قوي ، BOH قاعدة قوية .

11 - نصف مكافئ .

12 - 0.03 مكافئ .

13 - كتلتها المكافئة صغيرة جداً .

14 - الفينولفتالين .

15 - 0.5 L

16 - حمضياً وتركيزه 0.1 M .

17 - $Na_2HPO_4 + 2H_2O$

18 - 0.18 M

19 - 250 mL

20 - 0.2 M

21 - 28

أودع بمكتبة الوزارة تحت رقم 186 بتاريخ 1/ 9 /2008م

 **فيلمز Films**
شركة مجموعة فور فيلمز للطباعة
Four Films Printing Group Company

تلفون: ٤٨٢٠١٥٠ - فاكس: ٤٨٢٣٨٧٢