بسم الله الرحمن الرحيم

دوسية الخير فينا للامتحان التنافسي

تخصص: الكيمياء

إعداد:

وفاء زواهرة ميس زيادات

بإشراف الأستاذ: علاء الزواهره

بالتنسيق مع قروب (الخير فينا) على موقع الفيس بوك

2018@

بسم الله الرحمن الرحيم

المقدمة

بسم الله الرحمن الرحيم

الحمد لله رب العالمين الذي أنار قلوبنا بنور علمه المبين، والصلاة والسلام على أشرف الخلق والمرسلين حبيبنا محمد صلى الله عليه وسلم نبينا الأمين.

نتقدم بعملنا هذا إلى زملائنا وزميلاتنا خريجي تخصص الكيميـاء وإلى كل من يجمعنا بهم رباط العلم من مدرسين وطلاب و مهتمين بعلم الكيمياء.

نضع بين ايديكم هذه الدوسية التي نرجو أن تكون بالمستوى المطلوب ...والتي حاولنا جهدنا أن نعدها بالشكل المطلوب ، وعدم إهمال تفرعات التخصص المتعددة؛ خاصة وأننا محصورين بعاملين يصعب التوفيق بينهما وهما ضيق الوقت وتعدد مواضيع علم الكيميـاء وتنوعها، وحاولنا تقديم اضافة من خلال توضيح معايير اختبار معلمي الكيمياء مع اعطاء أسئلة تطبيقية توضحها وامتحان تجريبي لاختبار قدراتكم.

نرجو من زملائنا وزميلاتنا الكرام ألا يبخلوا علينا بملاحظاتهم واقتراحاتهم البناءة، لتصويب الأخطاء إن وجدت وتفادي الزلات والإرتقاء بعملنا.

ونسأل الله أن تجدوا بعملنا الفائدة والقيمة المرجوة ..مع خالص دعواتنا لكم بالتوفيق ، ولا مقابل نرجوه إلا دعواتكم لنا بالعافية والسعادة في الدارين.

ولا يفوتني شكر أختي ميس زياداات على التصميم وتقديم الاضافات واخي علاء الزواهرة لجهوده الكبيرة والدائمة في خدمة المجموعة ومتابعته الحثيثة للعمل وتقديمه الإضافات المميزة، لنقدم لكم الدوسية بأفضل صورة ممكنة...دعواتنا وتمنياتنا للجميع بالتوفيق .

والله ولي التوفيق

الإهداء

إهداء خاص لكل فرد من أفراد أسرة الخير فينا

الاعداد للامتحان التنافسي

التخطيط للمذاكرة

للإستفادة القصوى من هذه الدوسية ومن محتوى المعايير، ينصح بتحديد المعايير التي تحتاج إلى مزيد من القراءة والاطلاع، وكتابة أرقامها في الجدول أدناه، مع استكمال بقية الخانات للتركيز في عمليات المذاكرة وتنظيمها.

المحتوى المغطى في الاختبار	كيف يمكنني المعرفة الجيدة بهذا المحتوى	ماذا لدي من المواد لمذاكرة هذا المحتوى	ما المواد التي احتاجها لمذاكرة هذا المحتوى	أين أجد المواد التي احتاج إليها	تاريخ بداية المذاكرة	تاريخ انتهاء المذاكرة

المعايير:

المعيار	المؤشرات
المعيار 1 يعرف المعلم طبيعة علم الكيمياء وتاريخ تطوره .	١. يلم بأهم الأحداث التاريخية العلمية والتقنية التي أسهمت في تطور علم الكيمياء ويتمكن من تحليل تلك الأحداث وتوضيح أثرها. ٢. يعرف أبرز العلماء الذين أسهموا في تطور علم الكيمياء وأبرز الإسهامات العلمية والتقنية التي قدموها. ٣. يبين دور الحضارة الإسلامية -والحضارات الأخرى السابقة واللاحقة لها- في تطور علم الكيمياء، ويقدم أمثلة لأبرز إسهاماتها. ٤. يوضح مفهوم طبيعة علم الكيمياء، و يشرح مفاهيمه الأساسية, مثل قابليته للتعديل, واعتماده على الدليل الحسي. ٥. يوضح غايات علم الكيمياء وخصائصه, ويفرق بين الأسئلة العلمية وغير العلمية في مجال الكيمياء. ٦. يوضح العلاقة بين الكيمياء والمجتمع والتقنية، ويستطيع تقديم أمثلة تبين العلاقة المتبادلة بينها. ٧. يفرق بين الفرض والنظرية والقانون والحقيقة والمفهوم والنموذج العلمي, ويستطيع تقديم أمثلة كيميائية توضحها.

المعيار	المؤشرات
المعيار: ٣. ٧. 2 يلم المعلم بمفهوم المنهج العلمي ومبادئه وخصائصه وطرقه وتطبيقاته وأخلاقياته في علم الكيمياء.	١. يلم بمفهوم المنهج العلمي والمفاهيم المرتبطة به، ويبين أهمية ممارسته في الوصول للمعرفة العلمية. ٢. يعرف مجموعة من طرق البحث العلمي التجريبية وغير التجريبية التي يمارسها العلماء، ويحدد مدى مناسبتها لاختبار الفرض العلمي. ٣. يطبق طرق البحث العلمي التجريبية وغير التجريبية، ويتمكن من تحديد المتغيرات وضبطها وملاحظتها. ٤. يستخدم مجموعة متعددة من الطرق و الأدوات و التقنيات المناسبة للوصول إلى البيانات وجمعها، وتحليلها، وإعداد التقارير عنها، و التواصل بها مع الآخرين. ٥. يستخدم مهارات القياس، ويقدر مستوى الدقة والضبط والخطأ ومصادره في جمع وتسجيل البيانات. ٦. يقوّم مصادر متعددة ويستخدمها للوصول إلى المعرفة العلمية مثل: الكتب، والمجلات العلمية المتخصصة، والمواقع الإلكترونية الموثوقة، والمؤسسات والجمعيات العلمية المتخصصة. ٧. يعرف أخلاقيات الممارسات العلمية والبحثية في علم الكيمياء, ويستوعب تنظيماتها الصادرة في المملكة العربية السعودية.

المعيار	المؤشرات
المعيار 3 يجري المعلم التجارب العملية مراعيًا قواعد السلامة والأمان في المختبر.	١. يعدد مكونات المختبر وقواعد وإجراءات السلامة والأمان ورموزها. ٢. يقيّم مخاطر المواد الكيميائية التي يستخدمها في تدريسه, ويعرف كيفية استخدامها, وتخزينها, والتخلص منها بأمان. ٣. يبين إجراءات الإسعافات الأولية للإصابات التي يمكن أن تحدث داخل المختبر أو خارجه. ٤. يشرح كيفية استخدام أدوات المعمل بطريقة آمنة ومناسبة لجميع الطلاب. ٥. يحدد أهم الزجاجيات والأجهزة التي تستخدم في المختبر وكيفية استعمالها بأمان. ٦. يذكر أهم المذيبات والكواشف المستخدمة في التجارب الكيميائية. ٧. يوظف مهارات المختبر الأساسية في إجراء التجارب الكيميائية.
المعيار: 4 يلم المعلم بالمهارات الرياضية وتمثيل البيانات.	١. يستخدم الرسوم البيانية ويمثل البيانات. ٢. يلم بالتطبيقات الرياضية المتعلقة بالكيمياء. ٣. يعدد الوحدات القياسية وأنظمتها المختلفة واستخداماتها في الكيمياء والتحويل من نظام وحدات إلى آخر.

المعيار	المؤشرات
المعيار: 5 يبين المعلم ماهية المادة ومكوناتها والجدول الدوري للعناصر.	١. يشرح ماهية المادة ومكوناتها وخواصها وحالاتها, ويصف التغيرات التي تطرأ على المواد ويقارن بينها. ٢. يبيّن تطور مفهوم الذرة التاريخي. ٣. يشرح بنية تركيب الذرة ويحدد مفهوم الجزَيْء . ٤. يوضح مع ذكر الأمثلة الفرق بين الأنواع المختلفة من الإشعاعات وخواصها. ٥. يذكر الأساس الذي تم عليه تصنيف العناصر في الجدول الدوري, ويعدد المناطق الرئيسة في الجدول الدوري وخواصها بشكل عام. ٦. يوضح خواص المجموعات في الجدول الدوري وطرق تحضير وتفاعلات أهم عناصرها ٧. يعرف التوزيع الإلكتروني للذرات والأيونات, وعلاقة ذلك بالتكافؤ والدورة والمجموعة. ٨. يوضح معنى وأنواع أعداد الكم وكيف يمكن تحديدها للإلكترونات المختلفة في الذرة. ٩. يشرح كيفية الربط الكيميائي والفيزيائي وأنواعها, وخواص كل رابطة.

المعيار	المؤشرات
المعيار: 6 يلم المعلم بالحسابات الكيميائية والمعادلات الكيميائية وقوانين الغازات.	١. يشرح معنى المول, وعدد أفوجادرو, والعلاقة مع الكتل الذرية والجزيئية, ويجري التطبيقات الحسابية على المول. ٢. يوضح مفهوم المعادلة الكيميائية, ووزن المعادلة, وإجراء الحسابات الكيميائية عليها. ٣. يوضح أنواع التفاعلات الكيميائية ويعطي أمثلة عليها. ٤. يحدد خواص الغازات ويقارن بين الغاز المثالي والحقيقي. ٥. يشرح قوانين الغازات ويجري الحسابات الكيميائية المتعلقة بقوانين الغازات.
المعيار: 7 يلم المعلم بكيمياء المحاليل وحساباتها.	١. يعرف المحلول ومكوناته, ويعطي أمثلة على أنواع المحاليل من حيث طبيعة المحلول وخواصه وتركيزه. ٢. يشرح طرق التعبير المختلفة عن تركيز المحلول, ويجري الحسابات لهذا الغرض. ٣. يشرح كيف يحضر محاليل بتراكيز مختلفة.

المعيار	المؤشرات
المعيار: 8 يعرف المعلم الكيمياء الحركية والحرارية ومفهوم الاتزان الكيميائي.	١. يوضح معنى سرعة التفاعل, ويشرح العوامل عليها ويجري الحسابات المتعلقة بها ٢. يشرح ونظرية التصادم, ويرسم منحنيات مسار التفاعل بدلالة الطاقة. ٣. يبين مفهوم طاقة التنشيط, ودور المادة الحافزة في التفاعل الكيميائي, ويذكر أنواع المحفزات. ٤. يوضح مفهوم الكيمياء الحرارية والمحتوى الحراري للتفاعل وحساباته. ٥. يشرح مفهوم الاتزان الكيميائي, وثابت الاتزان, والعوامل المؤثرة عليهما, ويجري الحسابات المرتبطة بهما.
المعيار: 9 يشرح المعلم الأحماض والقواعد.	١. يعرف مفهوم الحمض والقاعدة, ويوضح طرق الكشف عن الأحماض والقواعد. ٢. يشرح نظريات الحمض والقاعدة مستخدمًا المعادلات الكيميائية. ٣. يذكر أمثلة للأنواع المختلفة من الأحماض والقواعد ويقارن بين قوتها. ٤. يشرح مفهوم الأس الهيدروجيني, ويجري الحسابات المتعلقة بالأحماض والقواعد والأملاح.

المعيار	المؤشرات
المعيار: 10 يلم المعلم بالكيمياء الكهربائية.	١. يوضح معنى الأكسدة والاختزال وكيفية تحديد أعداد الأكسدة. ٢. يوازن معادلات الأكسدة والاختزال. ٣. يشرح السلسلة الكهروكيميائية ويوضح قوة العوامل المؤكسدة والمختزلة. ٤. يوضح أنواع الخلايا الكهروكيميائية ويرسمها. ٥. يجري الحسابات المتعلقة بالجهود القياسية للخلايا الكهروكيميائية والقوة الدافعة الكهربائية ومعادلة نيرنست.
المعيار: 11 يعرف المعلم الكيمياء العضوية والهيدروكربونات وخواصها وتسميتها.	١. يعرّف الكيمياء العضوية وأهميتها, ويشرح خواص مركباتها . ٢. يعرّف الهيدروكربونات ويصنفها ويقارن بينها . ٣. يشرح كيفية تهجين المجالات الذرية وأشكال الجزيئات العضوية. ٤. يوضح التماكب الكيميائي, ويعطي أمثلة عليه. ٥. يوضح الصيغ البنائية للجذور الألكيلية ويعطي أمثلة عليها. ٦. يسمّي الهيدروكربونات وفق قواعد IUPAC المنهجية والتسمية الشائعة. ٧. يشرح الطرق المختلفة لتحضير وتفاعلات الهيدروكربونات الأليفاتية والأروماتية.

المعيار	المؤشرات
المعيار: 12 يشرح المعلم المجموعات الوظيفية الأخرى-غير الهيدروكربونية- وخواصها.	١. يعدد الأنواع المختلفة للمجموعات الوظيفية -غير الهيدروكربونية- ويكتب الصيغ العامة لها. ٢. يقارن بين الخواص الحمضية والقاعدية لتلك المجموعات الوظيفية ويعطي أمثلة عليها. ٣. يقارن بين الخواص الفيزيائية (القطبية والذائبية ودرجة الغليان) للمجموعات الوظيفية ويعطي أمثلة عليها . ٤. يسمي مركبات المجموعات الوظيفية حسب التسمية الشائعة وقواعد IUPAC . ٥. يشرح طرق التحضير المختلفة للمجموعات الوظيفية. ٦. يشرح الخواص الكيميائية للمجموعات الوظيفية ويتعرف على استخداماتها. ٧. يوضح كيفية الكشف عن المجموعات الوظيفية في المركبات العضوية والتمييز بينها. ٨. يذكر أنواع تفاعلات الكيمياء العضوية ويشرح ميكانيكيات التفاعلات العضوية الأساسية.

المعيار	المؤشرات
المعيار: 13 يعرف المعلم الكيمياء الحيوية والنفط.	١. يوضح مكونات النفط وأهميته, وطبيعة كل مكون, وكيف تتم عملية تكرير النفط واستخداماته. ٢. يشرح الكربوهيدرات وأنواعها وتركيبها الكيميائي وأهميتها الغذائية والصناعية, ويعطي أمثلة عليها. ٣. يشرح التركيب الكيميائي للبروتينات والأحماض الأمينية وأنواعها وتركيبها الكيميائي وأهميتها الغذائية, ويعطي أمثلة عليها. ٤. يشرح التركيب الكيميائي للزيوت والدهون, وكيفية تحضيرها وأنواعها وتركيبها الكيميائي, ويعطي أمثلة عليها.
المعيار: 14 يعرف المعلم كيمياء البيئة والحياة.	١. يعرف مكونات الهواء وأسباب تلوثه وكيفية معالجته. ٢. يبين أهمية طبقة الأوزون, ويتعرف على ظاهرة الاحتباس الحراري, والتلوث الإشعاعي, والكيمياء الخضراء. ٣. يعرف كيمياء الماء وخواصه وأسباب تلوثه وكيفية معالجته. ٤. يوضح دور الكيمياء في الصناعات الدوائية والغذائية وغيرها. ٥. يعرف أهمية الكيمياء في التقنيات الحديثة, مثل: تقنية النانو والطاقة المتجددة وغيرها.

المعيار	المؤشرات
المعيار: 15 يعرف المعلم العلاقة بين علم الكيمياء والعلوم الأخرى.	١. يبين العلاقة بين الكيمياء والأحياء, من خلال ذكر أمثلة على بعض المركبات الكيميائية ذات الصفة الحيوية مثل DNA و RNA وغيرها. ٢. يبين العلاقة بين الكيمياء وعلم التغذية, مثل المركبات الكيميائية ذات القيمة الغذائية كالجلوكوز والنشا والبروتينات والفيتامينات والزيوت والدهون. ٣. يبين العلاقة بين الكيمياء وكل من الصيدلة والطب, من خلال إعطاء أمثلة على بعض المركبات الكيميائية ذات القيمة الدوائية مثل الأسبرين والباراسيتمول والبنسلين. ٤. يوضح أهمية الرياضيات في علم الكيمياء. ٥. يشرح أهمية علم الفيزياء في تفسير التغيرات الفيزيائية التي تطرأ على المواد الكيميائية, وكذلك التغيرات الفيزيائية التي تصاحب التفاعلات الكيميائية. ٦. يوضح تطبيقات القوانين الفيزيائية في الكيمياء مثل مفاهيم طول الموجة والتردد والطاقة والنشاط الضوئي.

المعيار	المؤشرات
المعيار: 16 يلم المعلم بالمهارات الأساسية لتدريس الكيمياء، والتوجهات الحديثة في التربية العلمية.	١. يعرف أهم التوجهات الحديثة في التربية العلمية، مثل: استخدام المعايير في توجيه التربية العلمية، والتكامل في تدريس العلوم، والاهتمام بالثقافة العلمية (العلم للجميع) والربط بين العلم والمجتمع والتقنية وبين العلم والتقنية والهندسة والرياضيات، وتوظيفها في تدريس الكيمياء. ٢. يلم بأساليب توظيف البيئة المحيطة ومكوناتها في تدريس الكيمياء. ٣. يذكر أهم التطبيقات التقنية للمفاهيم والنظريات العلمية. ٤. يلم بثقافة علمية ذات علاقة بما يقوم بتدريسه من موضوعات. ٥. يقترح ويصمم نماذج لتبسيط وتوضيح الأفكار والمفاهيم والظواهر العلمية. ٦. يشرح مفهوم وأهمية معرفة التصورات الخاطئة في الكيمياء، وطرق الكشف عنها. ويذكر أمثلة لبعضها. ويبين أثرها في عملية التعلم، وخطورة تجاهل المعلم لها، ويذكر الطرق المناسبة للتعامل معها. ٧. يلم بأنواع التفكير ومهاراته كالتفكير العلمي والإبداعي والناقد واتخاذ القرار وكيفية توظيفها وتنميتها في دروس الكيمياء. ٨. يلم بأبرز مشاريع التطوير العالمية والمحلية في مجال التربية العلمية، والاختبارات الدولية في هذا المجال.

المعيار	المؤشرات
المعيار: 17 يلم المعلم بطرائق التدريس الخاصة في التربية العلمية.	١. يلم بطرق التدريس والأنشطة المفضلة في تدريس الكيمياء، مثل: المشروعات، حل المشكلات، العروض العملية، التجارب العملية، الدراسات الحقلية، الزيارات العلمية، المعارض العلمية، المتاحف. ويشرح الفلسفة التي تقوم عليها وخطوات وإجراءات تطبيقها في تدريس الكيمياء, وإجراءات التقويم المناسبة. ٢. يعرف كيفية تصميم الأنشطة الاستقصائية بمستويات متعددة في دروس الكيمياء, وكيفية توجيه الطلاب إلى توليد الأسئلة العلمية, وإجراء الملاحظات, وجمع البيانات، وتنظيمها، وتحليلها، وتمثيلها, وتفسيرها, وربطها بالمعرفة العلمية الحالية ،وتقديم الإجابات العلمية, وإعداد التقارير، والتواصل العلمي بها بطرق وأدوات وتقنيات متعددة. ٣. يعرف كيفية تصميم دروس تحفز استخدام الطلاب لمهارات التفكير العليا, ومهارات حل المشكلات. ٤. يحدد الطريقة المناسبة للتدريس بناء على طبيعة المفهوم العلمي ومستوى الطلاب والإمكانات المتاحة. ٥. يستطيع تخطيط وتنفيذ طرق التدريس بأسلوب يسمح للطلاب بممارسة حوار ونقاش علمي منضبط ومدعم بالدليل حول القضايا العلمية التي يستهدفها الدرس. ٦. يعرف ويحدد مدى مناسبة استخدام الوسائل والتقنيات المهمة في تدريس الكيمياء مثل: النمذجة والوسائط المتعددة (Multimedia) برامج المحاكاة (Simulation) والحساسات (Sensors) في المعامل المعتمدة على الحواسيب المصغرة (Microcomputer based Laboratory) (MBL) ويتمكن من استخدامها بأسلوب فاعل في تحقيق أهداف التعلم.

الفصل الاول: التعريف بعلم الكيمياء وأبرز العلماء الذين عملوا على تطوير هذا العلم

علم الكيمياء: هو علم المادة وتحديد خواصها، بنيتها، تركيبها، سلوكها، تفاعلاتها، وتداخلاتها التي تحدثها

اهم العلماء الذي اسهموا في تطور علم الكيمياء:

الفيلسوف الاغريقي (ديمقريطيس): من أوائل الذين وضعوا تصورا عن المادة وتكوينها، وتمثلت وجهة نظره في أن المادة تتكون من عدد كبير من الدقائق غير قابلة للانقسام سماها ذرات،وكلمة (***atoms***) هي كلمة اغريقية تعني غير قابل للتجزئة.

ارسطو : كان يرى أن المادة لا متناهية بمعنى انه يمكن تجزئتها إلى ما لا نهاية.

جابر بن حيان: عالم مسلم برع في علوم الكيمياء ،ويعد هو أول من استخدم الكيمياء عمليا في التاريخ.

لافوزييه: تعرف على ان تفاعلات المواد تخضع لقوانين عرفت في حينه باسم " قوانين الاتحاد الكيميائي" مثل قانون (حفظ المادة) الذي ينص على أن: المادة لا تفنى ولا تستحدث.

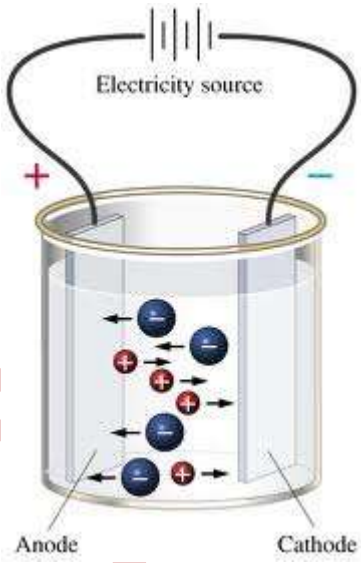
جوزيف بريست: اكتشف قانون النسب الثابتة الذي ينص على ان: النسب المئوية لكتل العاصر في مركب ما نسبة ثابته مها اختلف طرق تحفيزه هذا المركب مثلا (الماء) ينتج من عدد من التفاعلات المختلفة كتفاعل الهيدروجين مع الاكسجين ، وتفاعل الحمض مع القاعدة، وتفاعل احتراق الميثان ولو حللنا الماء الناتج من التفاعلات الثلاثة السابقة لوجدنا انه يتكون من الاكسجين والهيدروجين بنسبة كتلية ثابته هي 2:16 اي ان كتلة الهيدوجين إلى الاكسجين في الماء هو 2:16 مهما اختلف طريقة تحضير الماء.

العالم الانجليزي جون دالتون: وضع نظرية عن تركيب المادة عرفت باسمه،

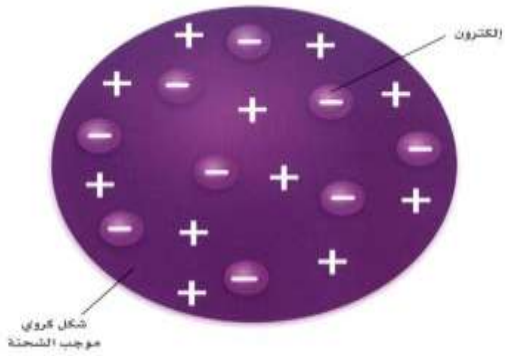
"نظرية دالتون الذرية" حيث تضمنت عددا من الافتراضات وهي:

1- تتكون جميع المواد من دقائق صغيرة جدا غير قابلة للانقسام تسمى (ذرات)
2- تتشابه ذرات العصر الواحد في الشكل والكتلة ،ولكنها تختلف في الخصائص عن ذرات العناصر الاخرى.
3- التفاعل الكيميائي :هو إعادة توزيع الذرات وترتيبها دون المساس بصفاتها الاساسية.

العالم مايكل فرداي : ابدى العالم الانجليزي فرداي اهتماما كبيرا بدراسة أثر تمرير تيار كهربائي في محاليل المواد الكهرلية ومصاهيرها مستخدما ما يعرف بالتحليل الكهربائي التي ادت الى اكتشاف الإلكترون كما في الشكل:



العالم البريطاني (ثومسون) :اهتم بدراسة شحنة الإلكترون وكتلته،وتوصل من خلال تجاربه إلى معرفة نسبة شحنة الالكترون إلى كتلته (ش/ك) ووجد نها تساوي $1.76*10^{8}$ كولوم/غ، وانها لا تتغير بتغير الغاز المستخدم في التجربة مما يعني ان جميع الذرات تحتوي على الالكترونات،ثم وضع نموذج بنية الذرة ،فتصورها على شكل كرة مصمته ،والشحنة الموجبة تنغرسفيها الكترونات، كما في الشكل



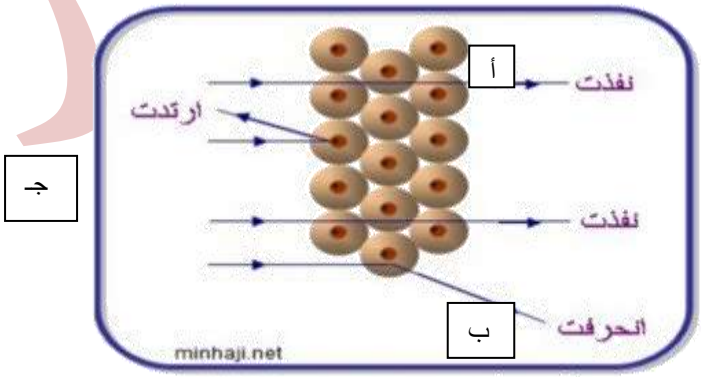
اعتقد طومسون أن الذرّة تتكوّن من شكل كروي ناشر للكهرباء الموجبة، وتحتوي في داخلها على إلكترونات سالبة، وقد عُرف ذلك النموذج من الذرّة باسم "نموذج فطيرة الخوخ أو فطيرة الزبيب".

العالم الامريكي (ميلكان): قام بالعديد من التجارب حسب من خلالها شحنة الإلكترون ، وتوصل الى انها تساوي $1.6*10^{-19}$ كولوم.

العالم الفرنسي هنري بيكوريل: لاحظ تلف أفلام فوتوغرافية موجودة مع املاح اليورانيوم في درج مكتبة،فقام بتتبع هذه الظاهرة وتوصل إلى ان بعض العناصر كاليورانيوم تطلق أنواعا من الاشعة للوصول إلى حالة اكثر استقرارا عرفت بظاهة النشاط الاشعاعي:

الخاصية	الاشعة	الفا α	بيتا β	غاما γ
الشحنة		2+	1-	0 (متعادلة)
الكتلة		$6.64*10^{-27}$ كغم	$9.11*10^{-31}$ كغم	صفر
الطبيعة		دقائق مادية	دقائق مادية	امواج كهرومغناطيسية
القدرة على الاختراق		قليلة	عالية	عالية جدا

العالم رذرفورد: استفاد من نتائج العالم بيكوريل ووظفهافي فحص نموذج ثومسون حيث استطاع تصور الذرة بشكلها الحالي وبين ان نموذج ثومسون على خطأ من خلال قذف أشعة (α) على رقاقة من الذهب، حيث لاحظ رذرفورد ان معظم أشعة (α) اخترقت صفيحة الذهب ما في الرمز (أ) :اي انها مرت من الفراغ الموجود حول النواه وان جزءا منها انحرف عن مسارها كما في الرمز (ب) :اي انها اقتربت من النواه دون ان تصطدم بها فحصل تنافر لتشابههما بالشحنة الموجبة.وجزءا ارتد عن الصفيحة كما في (جـ): اي انها اصطدمت بنوى ذرات الذهب فتنافرت معها مما ادى الى ارتدادها.



شكل تخطيطي يمثل تجربة رذرفورد

استنتج رذرفورد أن :

1- معظم حجم الذرة فراغ،
2- تتكون الذرة من نواة في مركزها، والكترونات تدورحولها
3- شحنة النواة موجبة وتتركز فيها معظم الذرة.

اكتشاف الالكترونات والنيترونات والبروتونات

اكتشاف الالكترونات:

توالت التجارب التي قادت إلى الاستنتاج بأن الذرة تحتوي على جسيمات صغيرة مشحونة، ومن تلك التجارب :تجارب التحليل الكهربائي .تجارب التفريغ الكهربائي .اكتشاف ظاهرة النشاط الإشعاعي.

تجارب التحليل الكهربائي Electrolysis

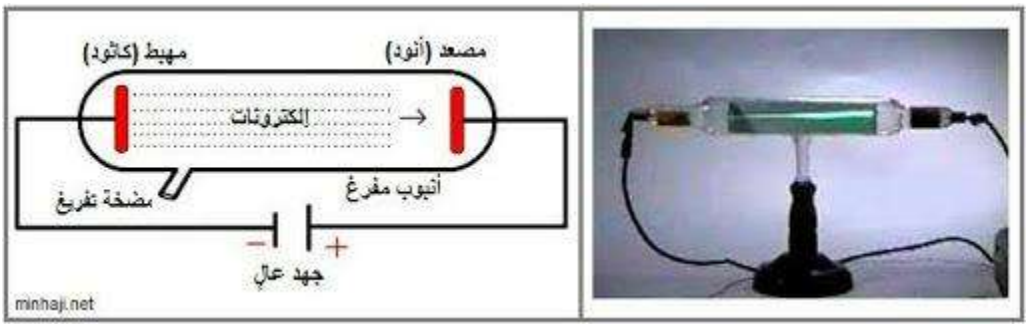
التحليل الكهربائي: إمرار تيار كهربائي في محاليل أو مصاهير المواد الأيونية.

لاحظ مايكل فارادي عام 1834م، أن إمرار تيار كهربائي خلال محلول أو مصهور مادة أيونية، أدى إلى حدوث تغيرات كيميائية على الأقطاب. فعند تمرير تيار كهربائي خلال محلول يحتوي على أيونات نحاس، تكتسب أيونات النحاس شحنات سالبة من مصدر التيار فتترسب ذرات النحاس، وهذا ما دعاه للاستنتاج بأن: "الشحنات السالبة جزء من تركيب مادة النحاس"

تجارب التفريغ الكهربائي Electric Discharge

التفريغ الكهربائي: إمرار تيار كهربائي عبر الغازات في أنابيب التفريغ.

للتحقق من وجود الشحنات السالبة (الإلكترونات) في الذرة، مرر ثومسون J.J.Thomson تياراً كهربائياً في أنبوب تفريغ، وهو أنبوب زجاجي مغلق يوجد في طرفيه صفيحتان فلزيتان (قطبان)، ويحتوي بداخله على غاز ضغطه منخفض، ويتصل القطبان الفلزيان بمصدر تيار كهربائي ذي فرق جهد عالٍ (يصل إلى حوالي عشرة آلاف فولت)، فلاحظ أن التيار الكهربائي قد سرى خلال الغاز، ورافق ذلك سريان أشعة بين القطبين سُميت بالأشعة المهبطية Cathode Rays.



الأشعة المهبطية

خصائص الأشعة المهبطية:

1- لها القدرة على إدارة دولاب صغير في مسارها.

2- تسخن قطعة فلز موجودة في مسارها.

3- تكوّن ظلاً للأجسام التي تعترض مسارها. تكون الأشعة المهبطية ظلاً للأجسام التي تعترض طريقها

4- تنحرف عند التأثير عليها بمجال مغناطيسي.

تأثير المجال المغناطيسي على مسار الأشعة المهبطية

الاستنتاجات من خصائص الأشعة المهبطية:

إدارة الأشعة المهبطية لدولاب صغير يدل على أنها ليست أشعة ضوئية، وإنما جسيمات مادية لها طاقة حركية.

انحراف مسار الأشعة عند التأثير عليها بمجال مغناطيسي يدل على أنها جسيمات مشحونة. تكوّن الظل عند المصعد يعني أنها تتحرك من المهبط (القطب السالب) باتجاه المصعد (القطب الموجب)، لذا سميت بالأشعة المهبطية نسبة لمصدرها. وعند تغيير الغاز داخل أنبوب التفريغ، أو تغيير مادة المهبط، لم يحدث تغيير سوى في لون الحزمة الضوئية، دلالة على أنها من مكونات الذرة الأساسية، وسُميت هذه الدقائق إلكترونات Electrons.

اكتشاف البروتون Discovery of Proton

أثبتت الأشعة المهبطية وجود شحناتٍ سالبةٍ في الذرات، تمثلها الإلكترونات، لذلك افترض العلماء وجود شحناتٍ موجبةٍ في الذرات تجعلها متعادلة، وقد أدى ذلك لاكتشاف البروتون من خلال: أشعة القناة. مطياف الكتلة. .

أشعة القناة أشعة القناة Canal Rays

نظراً لأن الذرة متعادلة الشحنة، وقد أثبتت الأشعة المهبطية أن الذرة تحتوي على شحنات سالبة، لذا افترض العلماء وجود شحنات موجبة في الذرة تعادل شحنة الإلكترونات. ولهذا الغرض استخدم العلماء مهبطاً مثقباً في أنبوب التفريغ، فظهرت أشعة أخرى خلف المهبط، سميت بأشعة المصعد أو أشعة القناة، وسميت كذلك لأنها تسري على شكل قنوات تخترق ثقوب المهبط.

خصائص أشعة القناة:

هي جسيمات مادية لها طاقة حركية.

تسير بخطوط مستقيمة.

هي جسيمات مشحونة بشحنة موجبة.

لها كتلة أكبر بكثير من كتلة الإلكترون.

تختلف كتلتها بتغير نوع الغاز في أنبوب التفريغ.

مكونات أشعة القناة:

تتكون أشعة القناة من أيونات موجبة نتجت من ذرات أو جزيئات الغاز الموجود في أنبوب التفريغ بعد أن فقدت إلكتروناً أو أكثر نتيجة اصطدام أشعة المهبط (الإلكترونات) بها، لذا فهي تتسارع نحو القطب السالب المخالف لها في الشحنة (المهبط)، وتعبر خلال ثقوب المهبط. أثبتت التجارب التي أجريت على أشعة القناة، أن أصغر كتلة لأيون موجب تكون لأيون الهيدروجين، وأن كتل باقي الأيونات الموجبة هي مضاعفات كتلة أيون الهيدروجين، لذا اعتبر أيون الهيدروجين مكوناً أساسياً لذرات العناصر الأخرى وسمي فيما بعد بالبروتون Proton ، أي المكون الأولي.

مطياف الكتلة Mass Spectrometer

استخدم العلماء جهاز مطياف الكتلة لحساب شحنة البروتون إلى كتلته.

جهاز مطياف الكتلة: هو جهاز خاص، استخدم لحساب نسبة شحنة البروتون إلى كتلته

وقد تبين ما يلي:

قيمة شحنة الأيون الموجب إلى كتلته تختلف باختلاف نوع الغاز؛ وهذه يعني أن الأيونات الموجبة تختلف في كتلها.

قيمة شحنة الأيون الموجب إلى كتلته أصغر من نظيرتها للإلكترون؛ وهذا يعني أن كتلة البروتون أكبر من كتلة الإلكترون.

سؤال: الجدول الآتي يبيّن بعض خصائص الأشعة المهبطية وأشعة القناة، ادرسه وأكمل الفراغات بما يناسبها:

	الأشعة المهبطية	أشعة القناة
الشحنة	سالبة	موجبة
الكتلة	صغيرة نسبياً	كبيرة نسبياً
طبيعة الأشعة	جسيمات مادية	جسيمات مادية

اكتشاف النيوترونات Discovery of Neutrons

كان الاعتقاد السائد بأن كتلة الذرة تساوي كتلة البروتونات الموجودة في نواتها، إلا أن مطياف الكتلة أثبت أن كتلة الذرة ضعف كتلة نواته، وهذا ما عداهم لافتراض وجود جسيمات متعادلة داخل النواة، كتلتها مساوية لكتلة البروتونات.

بقيت هذه الفكرة دون إثبات إلى أن أثبتها العالم الانجليزي شادويك عام 1930 ، عندما قذف عنصر البريليوم بدقائق ألفا فانطلقت جسيمات متعادلة الشحنة كتلتها تماثل كتلة البروتونات تقريباً سماها نيوترونات Neutrons .

سؤال: لماذا تأخر اكتشاف النيوترون؟

لعدم وجود أجهزة دقيقة جداً لحساب كتل الذرات، ولأن النيوترونات لا تحمل شحنة، لذا فهي لا تتأثر بالمجال المغناطيسي والكهربائي، مما جعل من الصعب ملاحظة أثرها.

اختبر نفسك؟؟؟

السؤال الاول:وضّح المقصود بكلٍ مما يأتي:

أشعة القناة، جهاز مطياف الكتلة، ظاهرة النشاط الإشعاعي.

أشعة القناة: أيونات موجبة الشحنة لها كتلة أكبر من كتلة الإلكترون، نتجت عن ذرات أو جزيئات الغاز الموجودة في أنبوب التفريغ بعد أن فقدت إلكتروناً أو أكثر نتيجة اصطدام الأشعة المهبطية بها .

جهاز مطياف الكتلة: هو جهاز خاص، استخدم لحساب نسبة شحنة البروتون إلى كتلته .

ظاهرة النشاط الإشعاعي: انطلاق أشعة من أنوية بعض ذرات العناصر المشعة للوصول إلى حالة أكثر استقراراً، وهي أشعة ألفا وبيتا وغاما.

السؤال الثاني: لماذا تمثّل المعادلات الآتية حالاتٍ تتعارض مع نظرية دالتون الذرية؟

أ- $N_2O_4 \longrightarrow N_2 + 2O_2$

١٦ غ ٨ غ ١٦ غ

ب- $4Na + O_2 \longrightarrow 2Li_2O$

ج- $Al + O_2 \longrightarrow Al_2O_3$

أ- كتلة المواد المتفاعلة لا تُساوي كتل المواد الناتجة .

ب- ظهور مواد جديدة في النواتج لم تكن موجودة أصلاً في المتفاعلات .

ج- المعادلة غير موزونة، تخالف قانون حفظ الكتلة

السؤال الثالث :عندما تصدأ قطعة من الحديد تزداد كتلتها، في حين تنقص كتلة عودٍ من الثقاب بعد حرق، هل تتعارض هذه النتائج مع قانون حفظ المادة؟ فسّر إجابتك

لا تتعارض هذه النتائج مع قانون حفظ المادة .لأن صدأ الحديد يُعدّ تفاعل اتحاد الأكسجين مع الحديد، لذلك تزداد كتلة قطعة الحديد، أما عند حرق عود الثقاب فتخرج بعض الغازات وبخار الماء كنواتج احتراق، مما يؤدي إلى نقصان كتلة عود الثقاب

.السؤال الرابع :ما القوانين التي اعتمد عليها دالتون في وضع فرضياته حول بُنية الذرة؟

القوانين التي اعتمد عليها دالتون في وضع فرضياته حول بُنية الذرة :

قانون حفظ المادة .

قانون النسب الثابتة

السؤال الخامس :املأ الفراغ بما يُناسبه، لتصبح العبارة صحيحة .

أ- قام العالم جوزيف بريست بإجراء العديد من التجارب، وتوصّل إلى قانون النسب الثابتة، والذي يُعدّ من أهم قوانين الاتحاد الكيميائي .

ب- التفاعل الكيميائي: هو عملية اتصال أو انفصال الذرّات دون المساس بصفاتها الأساسية، من وجهة نظر العالم دالتون .

ج- يُستخدم جهاز مطياف الكتلة لقياس نسبة شحنة البروتونات إلى كتلتها

.د- تُعدّ كتلة البروتونات أكبر من كتلة الإلكترونات .

هـ- قام العالم شادويك في أثناء إجراء تجاربه بقذف صفيحةٍ من عنصر البريليوم بأشعة ألفا، ونتج عن تلك التجارب اكتشاف النيوترون

السؤال السادس :فسّر كلاً مما يأتي

أ- تمتلك أشعة المهبط القدرة على تحريك دولابٍ صغيرٍ في طريقها :

يدل على أنها جُسيمات مادية لها طاقة حركية .

ب- فشل نموذج ثومسون حول الذرة

بسبب تجارب رذرفورد التي جاءت بعده ووضعت تصور جديد عن الذرة، على أنها تتكوّن من نواة تتركز فيها البروتونات، وإلكترونات تدور في مدارات حول النواة .

ج- تأخر اكتشاف النيوترون كثيراً مقارنة باكتشاف كل من الإلكترون والبروتون

لعدم وجود أجهزة دقيقة جداً لحساب كتل الذرات، ولأن النيوترونات لا تحمل شحنة، لذا فهي لا تتأثر بالمجال المغناطيسي والكهربائي، مما جعل من الصعب ملاحظة أثرها .

السؤال السابع :فسّر المشاهدات الآتية التي شاهدها رذرفورد عند إجراء تجربته في ضوء النظرية التي وضعها عن الذرة .

أ- معظم أشعة ألفا تعبر رقاقة الذهب دون أن تعاني أي انحرافٍ عن مسارها الأصلي .

- لأن معظم حجم الذرة فراغ

ب- يرتدّ جزء ضئيل جداً من أشعة ألفا عن رقاقة الذهب ولا يخترقها .

بسبب اصطدام أشعة ألفا الموجبة بالنواة، وعدد هذه الاصطدامات قليل نظراً لصغر حجم النواة .

ج- ينحرف جزء من أشعة ألفا عن مساره الأصليّ .

بسبب تنافر أشعة ألفا الموجبة عند مرورها بالقرب من النواة الموجبة، ونسبة الدقائق المنحرفة قليل لأن احتمال مرورها قرب النواة قليل نظراً لصغر حجم النواة بالنسبة لحجم الذرة.

د- اختلاف زوايا الانحراف لأشعة ألفا عن مسارها بعد اختراقها لرقاقة الذهب .

تزداد زاوية انحراف دقائق ألفا كلما كانت أقرب إلى النواة عند اختراقها الذرة.

السؤال الثامن :ميّز العبارة الصحيحة من الخاطئة فيما يتعلق ببنية الذرة ومكوناتها، ثم صحح العبارات الخاطئة

أ- تُعدّ أشعة القناة إلكترونات موجبة الشحنة

(العبارة خاطئة) والصواب: تُعدّ أشعة القناة أيونات موجبة الشحنة .

ب- تنحرف الأشعة المهبطية عند التأثير عليها بمجالٍ كهربائيٍ مبتعدة عن القطب الموجب) .

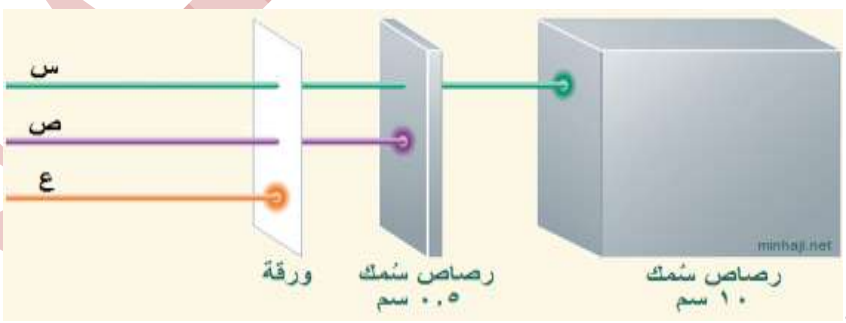
(العبارة خاطئة) والصواب: تنحرف الأشعة المهبطية عند التأثير عليها بمجالٍ كهربائيٍ مقتربة من القطب الموجب .

ج- أشعة بيتا أكبر كتلة مقارنة مع الأشعة النووية الأخرى

(العبارة خاطئة) والصواب: أشعة ألفا أكبر كتلة مقارنة مع الأشعة النووية الأخرى

.د- استنتج العالم فارادي – من خلال تجارب التحليل الكهربائي – أن الذرات تحتوي على شحناتٍ سالبةٍ) .العبارة صحيحة

.السؤال التاسع :تأمل الشكل الآتي، ثم حدّد أي الرموز (س، ص، ع) الواردة في الشكل تمثّل: أشعة بيتا، وأشعة غاما، وأشعة ألفا



(س): أشعة غاما

(ص): أشعة بيتا .

(ع): أشعة ألفا .

الفصل الثاني:المـــــاء

" وَجَعَلْنَا مِنَ الْمَاءِ كُلَّ شَيْءٍ حَيٍّ" يحتاج الإنسان إلى الماء لاستخدامه في الزراعة والصناعة والاستخدامات المنزلية، كالشرب. ويحتاج الإنسان إلى الماء الصالح للشرب، ولكي يصبح كذلك يجب أن يمتلك مواصفات معينة تجعله صالحاً للشرب.

الماءُ النقيُّ والماءُ غيرُ النقيِّ وماءُ الشربِ

حالات وأشكال الماء:

الحالة الغازية (بخار).

الحالة السائلة.

الحالة الصلبة (ثلج وجليد).

أماكن وجود الماء:

المسطحات المائية، كالمحيطات والبحار والأنهار (على شكل سائل).

المحيطات المتجمدة (على شكل جليد).

الغلاف الجوي (على شكل بخارٍ وغيوم).

صخور القشرة الأرضية (على شكل مياهٍ جوفيةٍ).

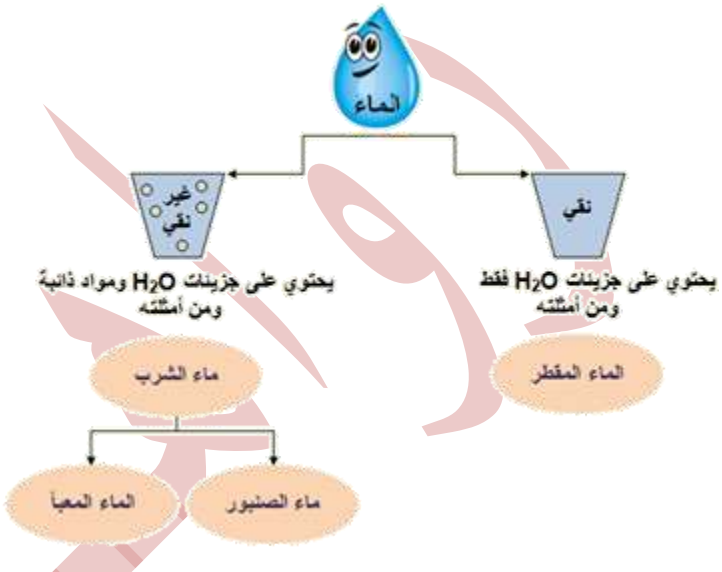
الماءُ النقيُّ والماءُ غيرُ النقيّ

الماء النقي: ماءٌ خالٍ من المواد الذائبة والعالقة، حيث يتكوّن من جزيئات (H_2O) فقط.

الماء غير النقي: ماء يتكوّن من جزيئات (H_2O) ويحتوي على مواد ذائبة أو عالقة.

ماء الصنبور يتم الحصول عليه من الآبار والأنهار والبحيرات.تتم معالجته ليصبح مطابقاً للمواصفات والمقاييس الحكومية. ينقل إلى المنازل عبر الأنابيب. الماء المعبأ يتعرّض لعمليات تنقيةٍ وتعقيمٍ خاصة. تضاف إليه بعض الأملاح المفيدة. يخضع للرقابة الحكومية.

مصدر الأملاح الذائبة في ماء الشرب يؤدي تسرّب ماء المطر عبر صخور القشرة الأرضية إلى إذابة بعض الأملاح المكونة للصخور ولا سيّما أملاح الكالسيوم والمغنيسيوم.



تلوث الماء Water Pollution

جميع أنواع المياه الموجودة في الطبيعة تحتوي على موادَ ذائبةٍ، بعضها مفيدٌ والآخر ضار، وقد وضعت الدول مواصفات ومقاييس تمثل التراكيز المسموح بها في مياه الشرب لكي يعتبر ماءً غير ملوث.

الماء الملوث: ماءٌ تغيرت فيه نسبة مكوناته أو تغيّرت حالته بطريقةٍ مباشرة أو غير مباشرةٍ، بسبب نشاط الإنسان، حيث يصبح الماء أقل صلاحية للاستعمالات الطبيعية المخصصة له.

ينتج تلوث الماء عن تغير في المواصفات الكيميائية أو الفيزيائية أو الحيوية للماء.

التغير في المواصفات الكيميائية: وينتج عن تسرّب أيوناتٍ إلى الماء مثل الرصاص، وتصل أيونات الرصاص إلى الماء نتيجةً لطرحها من المصانع، ويستخدم الرصاص في العديد من الصناعات مثل بطارية السيارات والدهانات.

التغير في المواصفات الفيزيائية: كاللون والطعم والرائحة ودرجة الحرارة وغيرها.

التغير في المواصفات الحيوية: وجود البكتيريا والطحالب والأوليات وغيرها من الكائنات الحيّة الدقيقة

معالجةُ الماءِ ليصبحَ صالحاً للشربِ Water Treatment

قبلَ أن تصلَ المياهُ إلى بيوتنا يجبُ أن تخضعَ لعملياتِ معالجةٍ ليصبحَ صالحاً للشرب وللاستخدام المنزلي.

خطوات المعالجة

الخطوة الأولى: تنقية الماء من العوالق الكبيرة وفي هذه الخطوة يمررُ الماءُ على مصافٍ كبيرةٍ للتخلص من المواد الصلبة كبيرة الحجم.

الخطوة الثانية: التخثير (التلبد) Coagulation وفي هذه الخطوة تُضافُ مواد كيميائية مثل كبريتات الألمنيوم Al2(SO4)3 وهيدروكسيد الكالسيوم Ca(OH)2 إلى الماء، فينتج من تفاعلهما مادةً هلاميةً تلتصق بها المواد العالقة، وتترسب في أسفل وعاء التخثير. (Al2(SO4)3 (aq + Ca(OH)23 → (CaSO4 (s3 + (Al(OH)3 (aq2

الخطوة الثالثة: الترويق Sedimentation وفي هذه المرحلة يُتركُ الماءُ في حوضٍ ليستقرَّ وتترسب المواد الصلبة الناتجة من مرحلة التخثير.

الخطوة الرابعة: الترشيح Filtration وفي هذه المرحلة يُمررُ الماءُ عبر مصافٍ ضخمةٍ تُعرف بمصائد الشوائب، للتخلص من نواتج عملية التخثير، وتترسب بالترويق.

الخطوة الخامسة: التعقيم Disinfection وفي هذه المرحلة تُضافُ مواد كيميائية؛ كالكلور والأوزون، أو الأشعة فوق البنفسجية، فتعمل على قتل الجراثيم والبكتيريا والفطريات والأحياء الدقيقة.

هنالك عمليات معالجة اختيارية، مثل: إضافة الفلور لمنع تسوس الأسنان. إضافة الكربون المنشط لإزالة الطعم والرائحة غير المرغوبين. وجديرٌ بالذكرِ أنَّ المياه الجوفية تحتاج لعملياتِ معالجةٍ أقل من المياه السطحية.

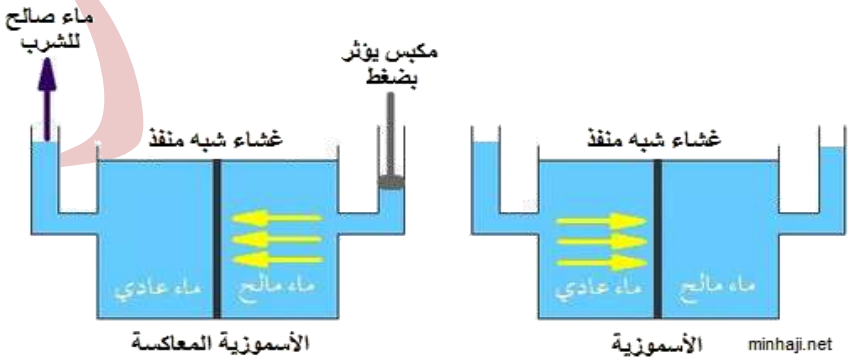
تنقية الماء Water Purification

جميع أنواع المياه الموجودة على سطح الأرض تحتوي على شوائب، لذا تتم تنقية المياه (تحليتها) بعدة طرق، منها: الأسموزية المعاكسة. التقطير.

أولاً: الأسموزية المعاكسة Reverse Osmosis

الخاصية الأسموزية: هي انتقال الماء (المذيب) من المحلول الأقل تركيزاً إلى المحلول الأعلى تركيزاً عبر أغشيةٍ شبهِ منفذةٍ.

وفي الواقع يمكن الاستفادة من الأسموزية إذا تم عكس اتجاهها، ويتم ذلك بتسليط ضغط أعلى من الضغط الأسموزي على المحلول الأعلى تركيز فينتقل الماء منه إلى المحلول الأقل تركيز.



إيجابيات طريقة الأسموزية المعاكسة: نحصل منها على نوعية مياه عالية الجودة، وخصوصاً إذا استُخدِمَ فيها الكربون المنشط.

عيوب طريقة الأسموزية المعاكسة: تعتبر الطريقة مكلفة اقتصادياً، إذ يلزم تغيير الغشاء شبه المنفذ بشكلٍ دوري.

ثانياً: تقطير الماء Water Distillation

تعتمد عملية تقطير الماء على غلي الماء فيتبخر، ثم تبريده بوساطة مكثف، فيتكثف ويتحول إلى ماء.

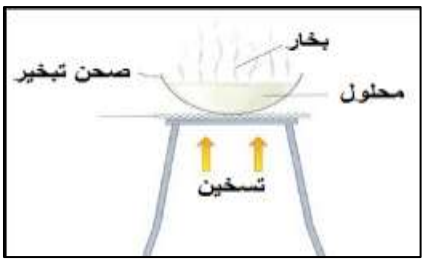
الشكل التالي يمثل جهاز تقطير الماء وأجزاؤه:

إيجابيات طريقة التقطير: أكثر الطرق فعالية. تزيل عملية التقطير معظم الشوائب من الماء.

عيوب طريقة التقطير: يتبقى بعد التقطير أجزاء ضئيلة من الشوائب.

ثالثا: التبخر Evaporation

للحصول على الأملاح الذائبة في الماء بوساطة التبخر، نسخِّن المحلول حتى يتبخر الماءُ بشكلٍ كاملٍ من المحلول.



التبلور Crystallization

تهدف عملية التبلور إلى الحصول على الأملاح الذائبة في الماء، ولإجراء عملية التبلور، نبدأ بمحلولٍ مشبعٍ، وبخفض درجة حرارة المحلول، أو تبخير جزء من الماء، تترسب كمية من الملح الزائدة عن الإشباع على شكل بلورات .

أهمية طريقة التبلور يعد التبلور أفضل الطرائق التي تُستخدم في فصل المركبات الصلبة الذائبة في الماء؛ نظراً لاختلاف ذائبيتها فيه باختلاف درجة الحرارة.

خطوات استخلاص أملاح البحر الميت:

يضخ ماء البحر إلى الملاّحة الرئيسة، وتعمل حرارة الشمس نهاراً على تبخير جزءٍ من الماء. نتيجة لعمليات التبخر المستمرة تترسب الأملاح وفق تفاوت ذائبيتها، وأولُ ملحٍ يترسب هو كلوريد الصوديوم لأنه أقل الأملاحِ ذائبيةً. يضخ المحلول المتبقي إلى ملاّحة ثانية تُسمى بحيرة الكارناليت، لأن الأملاح المتبقية تترسب في الملاّحة الثانية على شكل ملحٍ مزدوجٍ هو ملح الكارناليت، وهو ملح مزدوج من كلوريد البوتاسيوم وكلوريد المغنيسيوم KCl. MgCl2. H2O . يتعرّض المحلول ثانيةً لعمليات تبخرٍ وتبريدٍ، فيترسب مزيدٌ من الأملاح وفق ذائبيتها. يتم في النهاية استخلاص أملاح البوتاسيوم من الكارناليت بطرقٍ كيميائيةٍ

الماء وسط للتفاعلات

تزداد سرعة تفاعل المواد الكيميائية في المحاليل المائية للمركبات المتأينة، فمثلاً تكون سرعة التفاعل بين محلولي كلوريد الحديد وهيدروكسيد الصوديوم أسرع من تفاعلهما وهما في حالة الصلابة، لأن الأيونات تكون حرة الحركة في حالة المحاليل المائية فيزيد من سرعة التقائها وبالتالي تزداد سرعة التفاعل.

أمثلة على تفاعلات تتم في الوسط المائي تفاعلات الترسيب

تفاعلات الترسيب هي تفاعلات تؤدي إلى تكوين مادة غير ذائبة (راسب). ومن الأمثلةِ عليها تفاعل محلولي كلوريد الصوديوم وكربونات الصوديوم، ويؤدي تفاعلهما إلى تكوين راسب عبارة عن كربونات الكالسيوم،

كما في المعادلة: $NaCl2 + (Na2CO3 \rightarrow CaCO3(s + CaCl2$

تفاعلات مُنتجة للغازات ومن الأمثلةِ عليها تفاعل محلولي كلوريد الأمونيوم وهيدروكسيد الصوديوم، ويؤدي تفاعلهما إلى إنتاج غاز الأمونيا، كما في المعادلة: $NaOH \rightarrow NH_3(g + NH_4Cl + NaCl + H_2O$

اختبر نفسك

. السؤال 1: فسّر كلاً ممّا يلي:

أ- يؤدي التلوث الحراري (ارتفاع درجة حرارة المياه) إلى موت العديد من الكائنات التي تعيش في البحيرات.

بارتفاع درجة الحرارة تقل ذائبية غاز الأكسجين في الماء وبالتالي تنقص كميته اللازمة لتنفس الكائنات الحية مما يؤدي إلى اختناقها ثم موتها

ب- رغم أن مياه الأمطار تأتي من البحار والمحيطات ذات المياه المالحة، إلا أنها صالحة للشرب.

لأن مياه الأمطار تتكون عند تبخير كميات من ماء البحار والمحيطات، وعند وصول البخار إلى طبقات الجو العليا يبرد ويتكاثف ويسقط على شكل أمطار

ج- يعتبر الكثيرون أن النشاط الإنساني هو المسؤول الأول عن التلوث المائي.

وذلك يعود إلى أنشطة الإنسان في مختلف المجالات الحياتية والصناعية وغيرها، فمخلفات المصانع والمدن تُسهِم في تلوث مياه البحار والبحيرات والمحيطات والأنهار والمياه الجوفية.

السؤال 2: اشرح دورة الماء في الطبيعة، وبين دورها في زيادة نسبة الأملاح الذائبة في الماء

تتعرض مياه البحار والمحيطات والأنهار لأشعة الشمس فيتبخر جزءٌ منها ويرتفع إلى طبقات الجو العليا، ثم يبرد البخار ويتكاثف ويحدث الهطول على شكل أمطار تتجمع مكونة الأودية والأنهار التي تصب في البحار والمحيطات، وتتسرب بعض مياه الأمطار المتساقطة عبر صخور القشرة الأرضية ويؤدي ذلك إلى تفتيت هذه الصخور وبالتالي إذابة بعض الأملاح والمعادن المكونة للصخور

السؤال 3: ضع إشارة (√) للعبارة الصحيحة، وإشارة (×) للعبارة الخطأ:

أ- (×) يحصل كل شخص على سطح الأرض على الكمية الكافية من المياه العذبة.

ب- (√) يُعد الماء ملوثاً إذا زادت نسبة أحد العناصر فيه عن الحد المسموح به.

ج- (√) آلية معالجة الماء واحدة في جميع محطات المعالجة.

د- (√) يُعد الأردن من الدول التي تعاني من الفقر المائي

. السؤال 4 ضع دائرة حول رمز الإجابة الصحيحة لكلٍّ مما يأتي:

العبارة الصحيحة فيما يتعلق بعملية التبلور، هي:

أ- يتم استخلاص الأملاح الذائبة في الماء عن طريق التبلور.

ب- التبلور عملية تهدف إلى الحصول على الماء النقي.

ج- لإجراء عملية التبلور يجب تحضير محلولٍ مشبعٍ عند درجة حرارةٍ عاليةٍ، ثم تبريده.

د- تُستخدم عملية التبلور في فصل الأملاح الذائبة في الماء بعضها عن بعض تبعاً لاختلاف درجة الحرارة.

طريقة تنقية المياه التي لا تعتمد على تغير درجة الحرارة، هي:

أ- التجميد. ب- التقطير. ج- الأسموزية المعاكسة. د- التبلور.

المادة الأكثر فاعلية في إزالة الطعم واللون غير المرغوبين من بين المواد التالية، هي:

أ- الأوزون. ب- الفلور. ج- الكربون المنشط. د- الكلور.

أول الأملاح التي يتم ترسيبها من أملاح البحر الميت هي أملاح:

أ- الصوديوم. ب- البوتاسيوم. ج- المغنيسيوم. د- الكالسيوم.

الفصل الثالث: المحاليل Solutions

المادة النقية:هي المادة التى لها تتكون من نوع واحد من الوحدات البنائية ويكون لها نفس الخصائص والتركيب ولا يمكن تجزئتها إلى مواد أبسط ، مثال : الماء.

المخلوط : المادة التي تتكون من مادتين أو اكثر من المواد النقية ،وتنقسم إلى قسمين:

مخاليط متجانسة: هي مخاليط تتوزع فيها المواد بشكل منتظم بحيث تبدو وحدة واحدة لا يمكن تمييزها بالعين الجردة كالمحاليل(الشاي في الماء).

مخاليط غير متجانسة: هي مخاليط لا تظهر كمادة واحدة، أو هي المخاليط التي لا يكون لها تركيب محدد، ومن الأمثلة عليها: الجرانيت.

أنواع المحاليل السائلة من حيث حالة الجزيئات المذابة:

اولا:المحاليل الحقيقة Clear Solutions

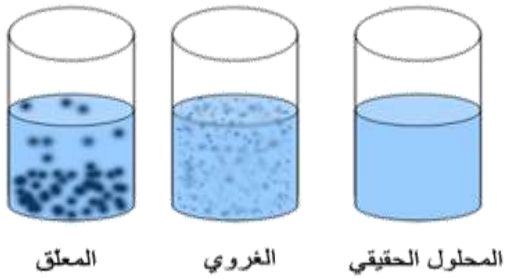
وهي المحاليل التي لا يمكن تمييز دقائق المذاب فيها لصغر حجمها ، ويبلغ قطر دقائقها أقل من 10-7 سم .ومن الأمثلة عليها محلول السكر في الماء .

ثانياً : المحاليل المعلقة Suspension Solutions

وهي المحاليل التي يمكن تمييز دقائق المذاب فيها بالعين المجردة ، كما أن توزيع دقائقها في المحلول غير منتظم ، إذ تزداد كثافتها من أعلى المحلول إلى أسفله ، ويبلغ قطر دقائقها أكثر من 10-5 سم .ومن الأمثلة عليها مسحوق الطباشير في الماء .

ثالثاً : المحاليل الغروية Emulsion Solutions

وهي المحاليل التي تقع بين المحاليل الحقيقية والمحاليل المعلقة ، إذ يبلغ قطر دقائقها بين 10-5 و 10-7 سم .ومن الأمثلة عليها الضباب والحليب .



.

المحلول: مخلوط متجانسٌ التركيب والخواص يتألف من مذيبٍ ومذابٍ، ودقائق المذاب تتوزع بشكل منتظما في المذيب.

المذاب: المادة الموجودة في المحلول بنسبةٍ أقل .

المذيب: المادة الموجودة في المحلول بنسبةٍ أعلى

<u>أشهر أنواع المحاليل هي المحاليل المائية</u>:

ويكون فيها الماءُ مذيباً دائماً بغضّ النظرِ عن نسبته في المحلول

.تصنيف المحاليل تصنف المحاليل تبعاً للحالة الفيزيائية للمذيب إلى ثلاثة أنواع :

محاليل سائلة .محاليل صلبة .محاليل غازية .

حالة المحلول	حالة المذاب	حالة المذيب	أمثلة
سائل	غاز	سائل	الأكسجين في الماء
	سائل	سائل	الكحول الإيثيلي في الماء
	صلب	سائل	السكر في الماء
غاز	غاز	غاز	الأكسجين في الهواء
	سائل	غاز	قطرات الماء في الجو
	صلب	غاز	حُبيبات الغبار في الهواء
صلب	غاز	صلب	الهيدروجين في البلاديوم
	سائل	صلب	الزئبق في الفضة
	صلب	صلب	السبائك الفلزية كالفولاذ

طرق التعبير عن كميّة المذاب والمذيب في المحلول :التركيز .الذائبية.

عملية الذوبان:

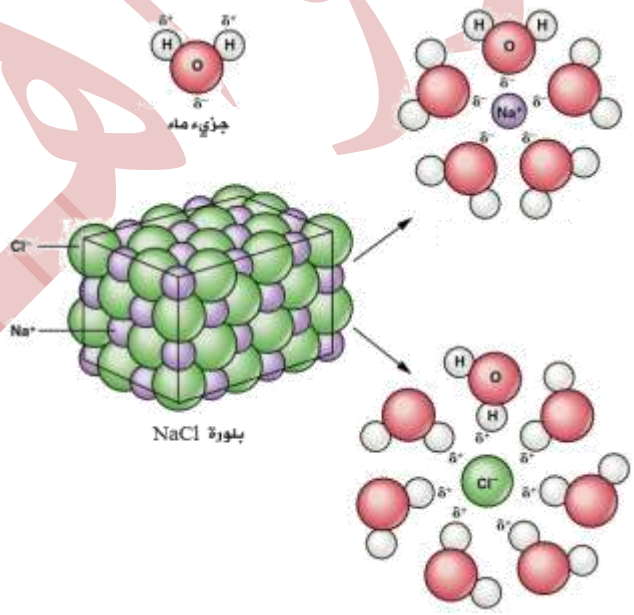
تعلم بأن المركبات بعضها قطبي مثل الماء (H2O) ،والبعض الآخر غير قطبي مثل رابع كلوريد الكربون . CCl4وبوجه عام تذوب المركبات القطبية في المذيبات القطبية ، بينما تذوب المركبات غير القطبية في المذيبات غير القطبية، ويحدث الذوبان ويتكّون المحلول عندما تنشأ قوى تجاذب بين المذاب والمذيب .فمثلاً يذوب ملح كلوريد الصوديوم (NaCl قطبي) في الماء (مذيب قطبي)، بينما لا يذوب كلوريد الصوديوم في رابع كلوريد الكربون (مذيب غير قطبي .(وعليه يمكن صياغة التعميم التالي" :الشبيه يذيب الشبيه "سؤال : أي المواد الآتية تتَّوقع أن تذوب في الماء AgNO3 , CH4 , KCl , NH3 , Br2 , C6H6 :فـّسر: عدم ذوبان الزيت في الماء .معتمداً على ما تعلمته عن الذائبية، اقترح طريقة مناسبة لفصل خليط النفثالين (مادة غير قطبية) والرمل وملح الطعام .الإجابة AgNO3 , KCl , NH3 :المواد الذائبة في الماء :الزيت مادة غير قطبية، والماء مادة قطبية، لذا لا يذوب الزيت في الماء حسب قاعدة الشبيه يذيب الشبيه، ويكون الترابط بين جزيئات الماء وجزيئات الزيت ضعيفاً عند مزجهما، لذا لا تحدث عملية الذوبان .يفصل النفثالين أولاً من خلال الغربلة؛ لأن كراتها ذات حجمٍ كبير، ويتم بعد ذلك فصل الملح عن الرمل من خلال إضافة الماء، فيذوب الملح ولا يذوب الرمل، ثم يتم ترشيح الرمل وتجفيفه، ومن خلال التبخير يتم فصل الماء عن الملح.

آلية ذوبان الأملاح في الماء

تعلم بأن الأملاح مواد أيونية تتكون من بلورات تترابط فيها الأيونات متعاكسة الشحنة بروابط أيونية، وتعلم أيضاً أن المواد الأيونية قطبية، والماء قطبي، لذلك فإن معظم الأملاح تذوب في الماء.

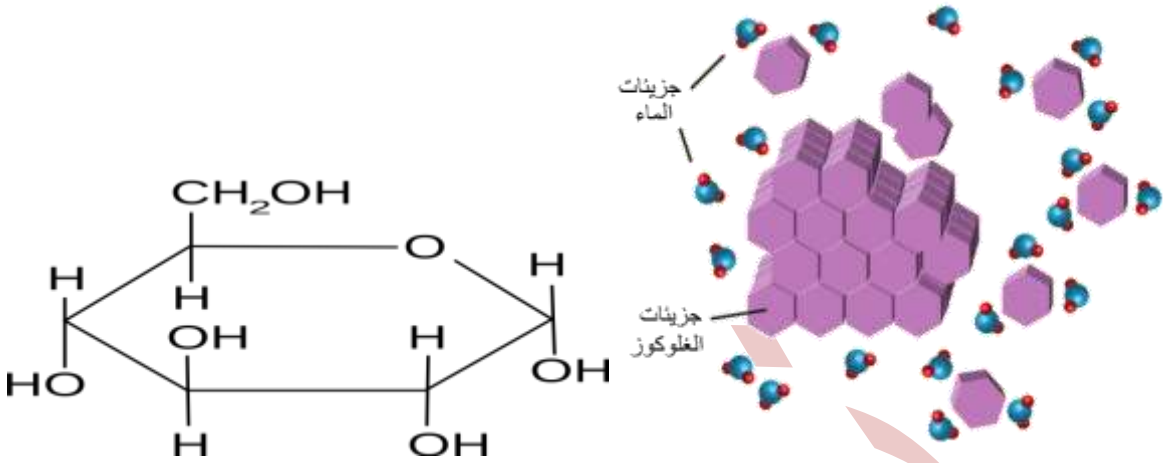
تتكون بلورة كلوريد الصوديوم من أيونات صوديوم موجبة (Na^+) وأيونات كلور سالبة (Cl^-) مترابط مع بعضها بروابط أيونية.

وعند إذابة ملح كلوريد الصوديوم في الماء تهاجم جزيئات الماء بلورة الملح فتنزع ذرات الأكسجين السالبة في الماء أيونات الصوديوم الموجبة من بلورة الملح، كما تنزع ذرات الهيدروجين من الماء أيونات الكلور السالبة من بلورة الملح.



آلية ذوبان سكر الغلوكوز في الماء

سكر الغلوكوز جزيء قطبي، والماء جزيء قطبي؛ لذا فالغلوكوز يذوب في الماء، وعند إذابة سكر الغلوكوز في الماء تتكوّن روابط هيدروجينية بين جزيئاته وجزيئات الماء.لذلك تنفصل جزيئات السكر من البلورة وتنتشر بين جزيئات الماء مكون محلول السكر.



مهم: يمكن القول ان المواد الايونية والمواد القطبية تذوب في الماء بسهولة ، اما المواد غير القطبية فهي قليلة الذوبان في الماء وذلك لضعف قوى الترابط بين دقائق هذه المواد والماء.

الذائبية Solubility

هنالك حداً أقصى من المذاب يمكن إذابته في كميّة معينة من المذيب عند درجة حرارة معينة، وهذا ما نُسميّهِ ذائبية المادة.

الذائبية: هي اكبر كتلة من المذاب التي تذوب في 100 غ من المذيب (الماء) عند درجة حرارةٍ معينة.

ولكي نحسب ذائبية مادة ما في مذيب معين لا بد أن يصل المحلول إلى درجة الإشباع التي لا يستطيع المذيب إذابة أي كميّةٍ إضافيةٍ من المذاب، وهنا يوصف المحلول بأنه **مشبع**.

ذائبية المواد الصلبة في الماء لا تذوب جميع المواد في كمية محددة من الماء بالمقدار نفسه.

وتتأثر ذائبية المواد الصلبة في الماء بتأثير عاملين، هما:

أولاً: درجة الحرارة تزداد ذائبية معظم المواد الصلبة في الماء بزيادة درجة الحرارة

ثانياً: نوع المذاب تتفاوت المواد في ذائبيتها عند درجة حرارة معينة.

ويرجع اختلاف ذائبية المواد عن بعضها إلى اختلاف في طبيعة قوى الترابط بين ذراتها وأيوناتها ، فبزيادة قوى الترابط تقل الذائبية.

المحلول المشبع: هو المحلول الذي يحتوي على اكبر كمية من المذاب عند درجة حرارة معينة.

ذائبية الغازات في الماء تتأثر ذائبية الغازات في الماء بتأثير ثلاثة عوامل، هي:

طبيعة الغاز.

درجة الحرارة: فبزيادة درجة الحرارة تقل ذائبية الغاز في الماء.

الضغط الواقع على الغاز: فبزيادة الضغط على الغاز تزاد ذائبيته في الماء.

ذائبية الغاز = ثابت × ضغط الغاز ..... وهذا المقدار الثابت يسمى ثابت هنري ، وتعتمد قيمته على نوع الغاز

سؤال: عند فتح علبة مشروبات غازية تتصاعد منها فقاعات، كما يلاحظ تغير في طعمها بعد تركها مفتوحة لفترة من الزمن ..... فسر ذلك.

الحل: عند فتح علبة المشروب الغازي يقل الضغط، فتقل ذائبية غاز ثاني أكسيد الكربون المذاب في المشروب الغازي، فيتحول إلى غاز.

تركيز المحلول

التركيز: هو علاقة رياضية تربط بين كميتي المذاب والمذيب

يمكن حساب تركيز المحلول بقسمة كتلة المذاب على حجم المحلول .

$$\text{تركيز المحلول (غ/مل)} = \frac{\text{كتلة المذاب (غ)}}{\text{حجم المحلول (مل)}}$$

فإذا كانت كتلة المذاب بالغرام، وحجم المحلول بالملليتر، فيمكن التعبير عن التركيز بوحدة (غ/مل(9 .

مثال :أذيب 15غ من الملح في كمية كافية من الماء لتكوين محلول حجمه 150مل، احسب تركيز المحلول بوحدة (غ/مل)

$$\text{تركيز المحلول} = \frac{\text{كتلة المذاب (غ)}}{\text{حجم المحلول (مل)}}$$

$$\text{تركيز المحلول} = \frac{15}{150} = 0.1 \text{ غ/مل}$$

سؤال محلول حجمه 300 مل، حُضر بإذابة 30غ من هيدروكسيد الصوديوم NaOH في كميّةٍ كافيةٍ من الماء. احسب تركيز هذا المحلول بوحدة (غ/مل)

$$\text{تركيز المحلول} = \frac{\text{كتلة هيدروكسيد الصوديوم (غ)}}{\text{حجم المحلول (مل)}}$$

$$= \frac{٣٠}{٣٠٠}$$

تركيز المحلول = ٠,١ غ/مل

طرق التعبير عن التركيز

يعبر عن التركيز بطرائق متعددة، منها:

1. النسبة المئوية للمذاب بالكتلة أو بالحجم.

وهذه الطريقة لا تعطي فكرة عن عدد الدقائق في المحلول، ولا تأخذ عدد المولات بالاعتبار، وتعبر فقط عن النسبة بين كتلة المذاب وكتلة المذيب بغض النظر عن نوعهما.

2. المولارية (التركيز المولي الحجمي).

وهذه الطريقة تعبر عن نسبة عدد مولات المذاب في لتر من المحلول.

3. المولالية (التركيز المولي الكتلي).

وتعبر هذه الطريقة عن عدد مولات المذاب في كيلوغرام واحد من المذيب.

النسبة المئوية الكتلية للمذاب

$$\text{النسبة المئوية للمذاب بالكتلة} = \frac{\text{كتلة المذاب (غ)}}{\text{كتلة المحلول (غ)}} \times ١٠٠ \%$$

- كتلة المحلول= كتلة المذاب (غ) + كتلة المذيب (غ)

ولتحضير ٤٠ غ من المحلول الفسيولوجي ذي التركيز ٠,٩ ٪ نحسب كتلة NaCl اللازمة كما يأتي :

$$\text{النسبة المئوية الكتلية} = \frac{\text{كتلة NaCl}}{\text{كتلة المحلول}} \times ١٠٠ \%$$

$$٠,٩ \% = \frac{\text{كتلة NaCl}}{٤٠ \text{ غ}} \times ١٠٠ \%$$

$$\text{كتلة NaCl} = \frac{٠,٩ \%}{١٠٠ \%} \times ٤٠ \text{ غ}$$

$$= ٠,٣٦ \text{ غ}$$

مثال ١

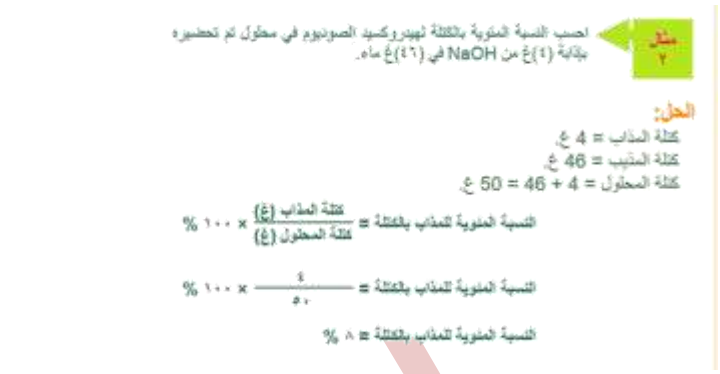
محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH تركيزه ١٠%. ماذا تعني لك هذه النسبة؟

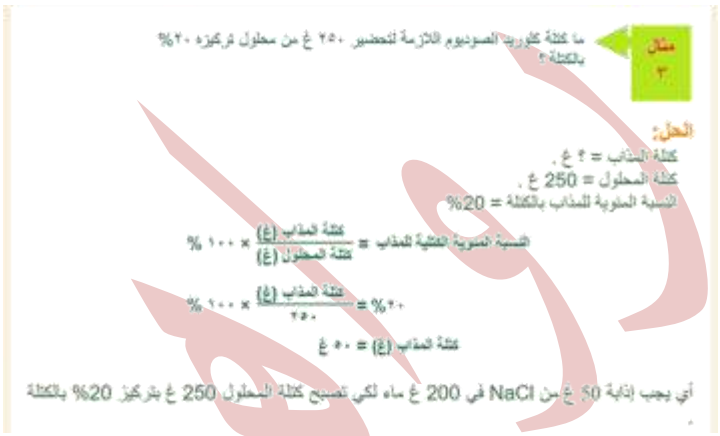
الحل:

تعني أن كتلة هيدروكسيد الصوديوم 10% من كتلة المحلول.
أي أن كل (100)غ من المحلول يتكون من:

NaOH	١٠غ
ماء	٩٠غ

ولتحضير هذا المحلول يذاب 10 غ من هيدروكسيد الصوديوم في 90 غ من الماء.





مثال 4 : ما كتلة كلوريد الصوديوم NaCl اللازمة لتحضير 250 غ من محلول تركيزه 20% بالكتلة .

الحل :

كتلة المذاب = النسبة المئوية للمذاب بالكتلة × كتلة المحلول

$= 20\ \% \times 250$

$= 50$ غ NaCl

أي يجب إذابة 50 غ من NaCl في 200 غ ماء لكي تصبح كتلة المحلول 250 غ بتركيز 20% بالكتلة.

ماذا تفعل عندما تعطى كثافة المحلول بدلاً من كتلته ؟

نستخدم العلاقة :

الكتلة = الحجم × الكثافة

مثال 5 : كم غراماً من حمض الكبريت (VI) H_2SO_4 يحويها (1) لتر من محلول الحمض إذا كانت النسبة المئوية للحمض 34% ، وكثافة محلول الحمض 1.25 غ/مل ؟

الحل :

نحسب كتلة المحلول :

كتلة المحلول = حجمه × كثافته

= 1000مل × 1.25 غ / مل

= 1250 غ

نحسب كتلة المذاب :

كتلة المذاب = النسبة المئوية للمذاب × كتلة المحلول

= 34% × 1250

= 425 غ

عند التعبير عن تركيز محاليل السوائل في السوائل يفضل استخدام النسبة المئوية للمذاب بالحجم .

مثال 6 : ماذا يعني لك أن محلول مائي من الكحول تركيزه 30% بالحجم ؟

الحل :

يعني أن 100 مل من محلول الكحول يحتوي على :

30 مل كحول + 70 مل ماء .

المولارية (التركيز المولي الحجمي)

المولارية : عدد مولات المذاب في لتر من المحلول وتقاس بوحدة مول / لتر .

$$\text{المولارية} = \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المحلول باللتر}}$$

ويعبر عن التركيز المولاري بوضع المذاب بين قوسين [ ] .

مثال 1 : حُضر محلول بإذابة (4.39) غ من كلوريد الصوديوم NaCl في كمية من الماء للحصول على محلول حجمه 250 مل . احسب :

أ. تركيز NaCl بالمول/لتر . **ب. تركيز الأيونات الناتجة في الماء .**

الحل :

أ. نحول كتلة NaCl إلى مولات .

$$\text{عدد مولات } NaCl = \frac{\text{كتلة الجزيء}}{\text{الكتلة المولية للجزيء}} = \frac{٤.٣٩ \text{ غ}}{٥٨.٥ \text{ غ/مول}} = ٠.٠٧٥ \text{ مول}$$

نحسب التركيز المولاري :

$$[NaCl] = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم باللتر}} = \frac{٠.٠٧٥ \text{ مول}}{٠.٢٥ \text{ لتر}} = ٠.٣ \text{ مول/لتر} .$$

ب. تركيز الأيونات .

$$NaCl_{(s)} \xrightarrow{\text{ماء}} Na^{+1}_{(aq)} + Cl^{-1}_{(aq)}$$

قبل التفكك	صفر مول/لتر	صفر مول/لتر	٠,٣ مول/لتر
بعد التفكك	٠,٣ مول / لتر	٠,٣ مول / لتر	صفر مول/لتر

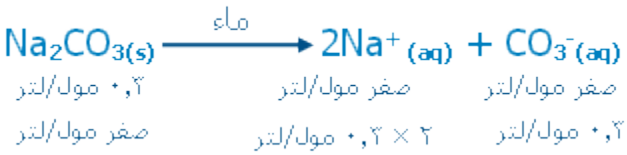
ولأن التفكك كامل (كلي) :

$[Na^{+}]$ = 0.3 مول/لتر

$[Cl^{-}]$ = 0.3 مول/لتر .

مثال 2 : محلول كربونات الصوديوم Na_2CO_3 تركيزه 0.3 مول/لتر ما تركيز أيونات الصوديوم وأيونات الكربونات في الماء ؟

الحل :



$[CO_3^{2-}]$ = 2 × 0.3 مول/ لتر

$[Na^+]$ = 0.6 مول/لتر

مثال 3 : **أكتب الخطوات التي تتبعها لتحضير 100 مل من محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH بتركيز 0.25 مول/لتر .**

الحل :

1. نحسب الكتلة المولية لهيدروكسيد الصوديوم NaOH.

الكتلة المولية = 23 غ + 16 غ + 1 غ = 40 غ/ مول .

2. نحول الحجم إلى لترات

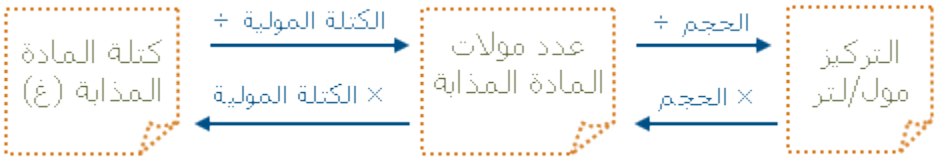
- 100 مل = 0.1 لتر

3. نحسب كتلة هيدروكسيد الصوديوم اللازم وزنها لتحضير هذا المحلول .

كتلة المذاب = المولارية × الحجم × الكتلة المولية

= 0.25 مول/ لتر × 0.1 لتر × 40 غ / مول = 1 غ

إجمالاً تقع حساباتنا ضمن المخطط التالي :



تحضير محلول مخفف من محلول مركز

عدد المولات لا تتغير بالتخفيف فمثلاً إذا احتوى لتر من محلول ما على 0.5 مول من المذاب فإن عدد المولات سيبقى 0.5 مول عند إضافة لتر من الماء إلى المحلول السابق .

وعليه فإن : عدد المولات قبل التخفيف = عدد المولات بعد التخفيف

وبما أن : عدد المولات = التركيز × الحجم

فإن : (التركيز × الحجم) قبل التخفيف = (التركيز × الحجم) بعد التخفيف

$$ت_1 \times ح_1 = ت_2 \times ح_2$$

وتعرف العلاقة السابقة بقانون التخفيف .

مثال 1 : **احسب [NaOH] في محلول تم تحضيره بإضافة 150 مل من الماء المقطر إلى محلول NaOH حجمه 100 مل وتركيزه 0.2 مول / لتر .**

الحل :

$ت_1 = 0.2$ مول /لتر **$ت_2 = ؟$**

$ح_1 = 100$ مل **$ح_2 = 100$ مل + 150 مل = 250 مل .**

$ح_1 \times ت_1 = ح_2 \times ت_2$

$$ت_2 = \frac{ح_1 \times ت_1}{ح_2} = \frac{0.2 \times 100}{250} = 0.08 \text{ مول/لتر}$$

ملاحظة :

عند تخفيف محاليل الأحماض أضف الحمض إلى الماء ببطء وليس العكس .

مثال 2 : **احسب حجم حمض الكبريت (VI) المركز (18 مول/لتر) الذي يلزم لتحضير محلول مخفف للحمض حجمه 250 مل وتركيزه 1.8 مول/لتر .**

الحل :

$ح_1 = ؟؟؟$ **$ح_2 = 250$ مل**

$ت_1$ = 18 مول/لتر $ت_2$ = 1.8 مول/لتر

$$ح_1 = \frac{ت_2 \times ح_2}{ت_1} = \frac{٢٥٠ \text{ مل} \times ١.٨ \text{ مول/لتر}}{١٨ \text{ مول/لتر}} = ٢٥ \text{ مل}$$

أي خذ بالماصة 25 مل من الحمض المركز وأضفه للماء في دورق حجمي . وأكمل الحجم إلى 250 مل .

المولالية (التركيز المولي الكتلي)

المولالية : عدد المولات من المادة المذابة في (1) كغ من المذيب وتقاس بوحدة مول/كغ .

$$\text{المولالية} = \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{كتلة المذيب (كغ)}}$$

مثال :

أذيب 10 غ من السكر $C_{12}H_{22}O_{11}$ في 250 غ من الماء . احسب تركيز المحلول (بالمول / كغ)

الحل :

$$\text{عدد مولات السكر} = \frac{\text{كتلة السكر}}{\text{الكتلة المولية للسكر}} = \frac{١٠ \text{ غ}}{٣٤٢ \text{ غ}} = ٠.٠٢٩ \text{ مول .}$$

$$\text{المولالية} = \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{كتلة المذيب (كغ)}} = \frac{٠.٠٢٩ \text{ مول}}{٠.٢٥ \text{ كغ}} = ٠.١١٧ \text{ مول/كغ}$$

أذيب $6.2\ 10^2$ × غ من غلايكول الإيثلين $C_6H_6O_2$ في 4 كغ من الماء في مشع سيارة . احسب تركيز غلايكول الإيثلين بالمول/كغ

$$\text{عدد مولات غلايكول الإيثلين} = \frac{\text{كتلة الغلايكول}}{\text{الكتلة المولية}} = \frac{٦.٢ \times ٢١٠ \text{ غ}}{٦٢ \text{ غ}} = ١٠ \text{ مول}$$

$$\text{المولالية} = \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{كتلة المذيب (كغ)}} = \frac{\text{١٠ مول}}{\text{٤ كغ}} = \text{٢,٥ مول / كغ}$$

خصائص المحاليل المائية

أولاً: التوصيل الكهربائي

تقسم المواد الكيميائية وفق إيصالية محاليها للتيار الكهربائي إلى قسمين، هما:

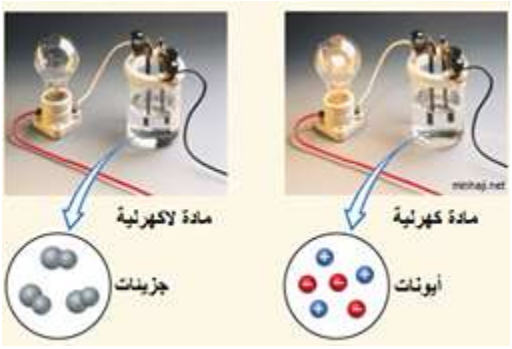
مركبات متأينة (كهرلية). وهي المركبات التي تتفكك إلى أيونات موجبة وسالبة عند ذوبانها في الماء، فتوصل التيار الكهربائي، ومن أمثلتها ملح الطعام.

مركبات غير متأينة (لاكهرلية). وهي المركبات التي تتفكك إلى جزيئات غير مشحونة (متعادلة) عند ذوبانها في الماء، فلا توصل التيار الكهربائي، ومن أمثلتها السكر.

الأيون: ذرة أو مجموعة ذرات المرتبطة معاً، تحمل شحنة كهربائية موجبة أو سالبة.

كيف توصل المواد المتأينة التيار الكهربائي؟

تتفكك المواد المتأينة في الماء إلى أيونات، ويتحرك كل أيون نحو القطب المخالف له في الشحنة، مما يُكسب المحلول خصائصه الكهربائية.



مثال: تفكك ملح الطعام (كلوريد الصوديوم NaCl) في الماء.

$$NaCl_{(aq)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

سؤال: اكتب معادلات كيميائية تُمثّل تفكك كلّ من المركبات الأيونية الآتية في الماء: CuSO4 ، KBr ، KNO3 ، NaOH ، FeCl3

$$CuSO_4 \xrightarrow{H_2O} Cu^{2+} + SO_4^{2-}$$

$$KBr \xrightarrow{H_2O} K^+ + Br^-$$

$$FeCl_3 \xrightarrow{H_2O} Fe^{3+} + 3Cl^-$$

$$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$$

$$KNO_3 \xrightarrow{H_2O} K^+ + NO_3^-$$

سؤال: نظّم جدولاً للمقارنة بين المركبات الكهرلية والمركبات اللاكهرلية، كالآتي:

وجه المقارنة	مركبات كهرلية	مركبات لا كهرلية
المكونات الاساسية	ايونات	جزيئات متعادلة
التوصيل الكهربائي في حالة الصلابة	غير موصل	غير موصل
التوصيل الكهربائي في حالة المحلول المائي	موصل	غير موصل

اختبر نفسك

سؤال:ضع دائرة حول رمز الاجابة الصحيحة

العبارة الصحيحة التي توضح أثر درجة الحرارة في الذائبية، هي:

أ- تقل الذائبية بشكلٍ عام بارتفاع درجة الحرارة، وتزداد بانخفاض درجة الحرارة.

ب- تزداد ذائبية الغازات وتقل ذائبية معظم المواد الصلبة بارتفاع درجة الحرارة.

ج- تقل ذائبية الغازات وتزداد ذائبية معظم المواد الصلبة بارتفاع درجة الحرارة.

د- لا يؤثر تغيّر درجة الحرارة في ذائبية الغازات والمواد الصلبة.

عند خلط كمية من كلوريد الأمونيوم NH_4Cl مع كمية من هيدروكسيد الصوديوم NaOH في جفنة وإضافة بعضٍ من قطرات الماء يتصاعد غاز ذو رائحةٍ نفاذةٍ هو غاز:

ب- أ- الهيدروجين. ب- الأمونيا. ج- ثاني أكسيد الكربون. د- الأكسجين.

الثامن: إذا كان لديك محلول مائي مشبع من كبريتات النحاس $CuSO_4$ ، فما الذي تجريه للحصول على:

أ- أكبر كمية من بلورات كبريتات النحاس النقية.

تسخين المحلول المشبع حتى يتبخر جزءٌ من الماء وتركه ليبرد ثم فصل البلورات المترسبة بالترشيح.

ب- جميع كمية كبريتات النحاس المذابة.

تسخين المحلول حتى يتبخر جميع الماء فتترسب المادة الذائبة في قعر الكأس. ا

السؤال الثالث عشر: أكمل الفراغ:

أ- تركيز محلول حجمه 180 مل حضر بإذابة 12 غ من السكر في الماء يساوي 0,066 غ/مل.

ب- صيغة الأيون الموجب الذي ينتج من تفكك المركب ($FeCl_3$)، هي Fe^{3+} .

ج- يمكن أن يحدث تبلور للمادة الزائدة عن الإشباع في محلول ما إذا تم تبريد المحلول أو تم تبخير جزء من المذيب.

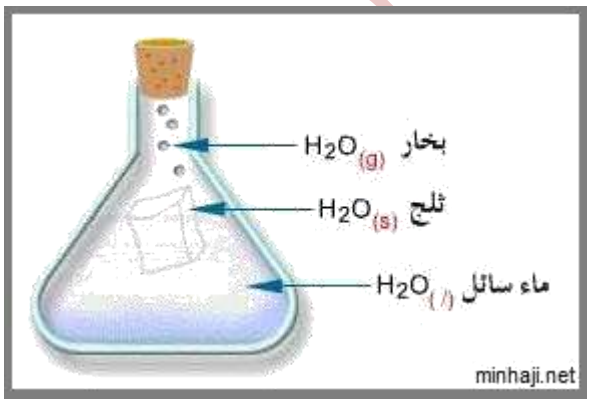
د- عملية تبخير الماء ثم تكثيفه للحصول على ماء نقي تُسمى التقطير.

هـ- المادة الهلامية التي تساعد في عملية التلبد في أثناء معالجة الماء في محطات التنقية هي هيدروكسيد الألومنيوم.

الفصل الرابع :حالات المادة:

يعود اختلاف خصائص المادة في حالاتها الثلاث (الغازات والسوائل والمواد الصلبة) إلى عوامل عدة أهمها:

1- المسامات بين دقائق المادة
2- قوة التجاذب فيما بينها
3- طاقة هذه الدقائق



أولاً: الحالة الغازية

تسلك جميع الغازات سلوكاً متشابهاً تحت الظروف نفسها، نظراً لكبر المسافة بين دقائق الغاز والذي يؤدي إلى ضعف قوى التجاذب بين دقائقها، حتى يمكننا أن نصف قوى التجاذب بين دقائق الغاز بأنها شبه معدومة، ولتشابه سلوك الغازات فإنها تخضع للقوانين نفسها.

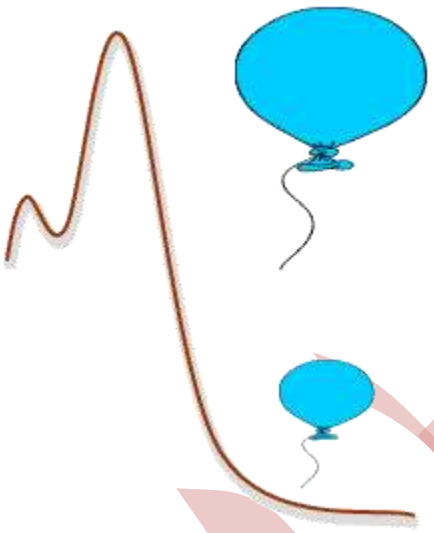
ويمكن وصف سلوك أي غاز بدلالة متغيرات أهمها:

1. حجم الغاز (ح).
2. ضغط الغاز (ض).
3. درجة حرارة الغاز المطلقة (ط).
4. كمية الغاز، ويعبر عنها بعدد المولات (ع).

وسنستعرض معاً أهم قوانين الغازات، وهي:

1. قانون بويل.
2. قانون شارل.
3. قانون غاي – لوساك.
4. القانون الجامع للغازات.
5. قانون أفوغادرو.
6. القانون العام للغازات.
7. الغازات الحقيقية وانحرافها عن القانون العام
8. نظرية الحركة الجزئية

1.قانون بويل



يتمدد الهواء داخل البالون بعد صعوده للأعلى بسبب نقصان الضغط الجوي، فكلما ارتفعنا للأعلى يقل الضغط الجوي ويزداد حجم الهواء داخل البالون فيتمدد.

نص قانون بويل:

"يتناسب حجم الغاز المحصور تناسباً عكسياً مع الضغط الواقع عليه عند ثبوت درجة حرارته".

اشتقاق القانون:

يتناسب حجم الغاز المحصور عكسياً مع الضغط الواقع عليه:

$$ض \propto \frac{١}{ح}$$

وبتحويل التناسب إلى يساوي:

$$ض = ثابت \times \frac{١}{ح}$$

وبترتيب العلاقة السابقة:

ض ح = ثابت

وعندما يكون لدينا ظرفين مختلفين للغاز نفسه عند الدرجة الحرارية نفسها يكون:

ض١ ح١ = ثابت ..... (١)
ض٢ ح٢ = ثابت ..... (٢)

وبمساواة الحدين من العلاقتين (1) ، (2) نحصل على قانون بويل:

$$ض_{١}\ ح_{١} = ض_{٢}\ ح_{٢}$$

وعند تطبيق قانون بويل يجب تجانس وحدات الضغط والحجم.

1 ضغط جوي = 760 مم زئبق.

1 لتر = 1000 سم^3

مثال (1):

تشغل كتلة من غاز الأكسجين حجماً قدره 40 سم^3 عند 1,00 ض جـ، احسب حجمه عند ضغط 0,8 ض جـ، بفرض بقاء درجة حرارته ثابتة.

الحل:

ض$_1$ = 1 ضغط جوي

ض$_2$ = 0,8 ضغط جوي

ح$_1$ = 40 سم^3

ح$_2$ = ؟؟

ض$_1$ × ح$_1$ = ض$_2$ × ح$_2$

1 × 40 = 0,8 × ح$_2$

ح$_2$ = 50 سم^3

مثال (2):

عينة من غاز ضغطها (3) ض جـ. فإذا قل حجمها بمقدار النصف، فكم يصبح ضغطها بفرض بقاء درجة الحرارة ثابتة.

الحل:

معنى أن يقل الحجم إلى النصف أن ح$_2$ = 0,5 ح$_1$

$ض_1$ = 3 ضغط جوي

$ض_2$ = ؟؟

$ح_1$ = $ح_1$

$ح_2$ = 0,5 $ح_1$

$ض_1 \times ح_1 = ض_2 \times ح_2$

$3 \times ح_1 = ض_2 \times 0,5 ح_1$

$ض_2$ = 6 ض جـ

مثال (3):

علبة بخاخ تحتوي على (400) سم^3 من الغاز تحت ضغط (5) ضغط جوي، عند تفريغ الغاز الموجود داخل العلبة في كيس بلاستيكي، انتفخ الكيس إلى حجم (2) لتر. ما ضغط الغاز داخل الكيس البلاستيكي بافتراض بقاء درجة الحرارة ثابتة.

الحل:

قبل حل السؤال يجب أن تكون وحدتي الحجم متجانستين؛ كأن نحول الحجم الإبتدائي إلى لتر أو أن نحول الحجم النهائي إلى سم^3.

$ض_1$ = 5 ضغط جوي

$ض_2$ = ؟؟

$ح_1$ = 0,4 لتر

$ح_2$ = 2 لتر

$ض_1 \times ح_1 = ض_2 \times ح_2$

$2 \times ض_2 = 0,4 \times 5$

$ض_2$ = 1 ض جـ

2.قانون شارل

يتمدد الهواء عند تسخينه، لأن الهواء الساخن داخل البالون أقل كثافة من الهواء المحيط بالبالون، يؤدي اختلاف الكثافة إلى انتفاخ البالون.

اكتشف العالم الفرنسي شارل العلاقة بين حجم الغاز ودرجة حرارته، فعند زيادة درجة حرارة الغاز يزداد حجمه.

نص قانون شارل:

"يتناسب حجم الغاز طردياً مع درجة حرارته المطلقة عند ثبوت ضغطه".

اشتقاق القانون:

يتناسب حجم الغاز طردياً مع درجة حرارته المطلقة:

$$ح \propto ط$$

وبتحويل التناسب إلى يساوي:

$$ح = \text{ثابت} \times ط$$

وبترتيب العلاقة السابقة:

$$\frac{ح}{ط} = \text{ثابت}$$

وعندما يكون لدينا ظرفين مختلفين للغاز نفسه عند الدرجة الحرارية نفسها يكون:

$$\frac{ح_1}{ط_1} = \text{ثابت} \quad \ldots\ldots\ldots\ldots (1)$$

$$\frac{ح_2}{ط_2} = \text{ثابت} \quad \ldots\ldots\ldots\ldots (2)$$

وبمساواة الحدين من العلاقتين (1) ، (2) نحصل على قانون شارل:

$$\frac{ح_2}{ط_2} = \frac{ح_1}{ط_1}$$

عند تطبيق قوانين الغازات يجب تحويل درجة الحرارة المئوية إلى مطلقة من خلال العلاقة:

درجة الحرارة المطلقة = الدرجة المئوية + 273

وتقاس الدرجة المطلقة بوحدة الكلفن.

أمثلة

مثال (1):

تشغل كتلة من غاز الكلور حجماً قدره 60 سم^3 عند درجة حراره 27 ْس. احسب حجمها عندما تزداد درجة حرارتها بمقدار 20 ْس، مع بقاء الضغط ثابتاً.

الحل:

ط$_1$ = 27 + 273 = 300 كلفن.

ط$_2$ = 300 = 20 = 320 كلفن.

ح$_1$ = 60 سم^3

ح$_2$ = ؟؟

$$\frac{ح_1}{ط_1} = \frac{ح_2}{ط_2}$$

$$\frac{٦٠}{٣٠٠} = \frac{ح_2}{٣٢}$$

ح$_2$ = ٦٤ سم^3

مثال (2):

كمية من الغاز تشغل حجماً مقداره 5 لتر، بدرجة 27 ْس، احسب الدرجة الحرارية (بوحدة السيليسيوس) التي يتضاعف عندها حجم الغاز عند ثبوت الضغط.

الحل:

$ط_1$ = 27 + 273 = 300 كلفن.

$ط_2$ = ؟؟

$ح_1$ = 5 لتر.

$ح_2$ = 10 لتر.

$$\frac{ح_2}{ط_2} = \frac{ح_1}{ط_1}$$

$$\frac{10}{ط_2} = \frac{5}{300}$$

$ط_2$ = ٦٠٠ كلفن

ولتحويل درجة الحرارة من مطلق إلى سيليسيوس:

درجة الحرارة = 600 – 273

= 327 ْس.

3.قانون غاي - لوساك

وجد العالم غايلوساك أن العلاقة بين ضغط الغاز ودرجة حرارته علاقة طردية، ووضع قانوناً عُرف باسمه.

نص قانون غاي - لوساك:

"يتناسب ضغط كمية ثابتة من الغاز طردياً مع درجة حرارته المطلقة عند ثبوت الحجم".

اشتقاق القانون:

يتناسب ضغط الغاز طردياً مع درجة حرارته المطلقة:

$$ض \propto ط$$

وبتحويل التناسب إلى يساوي:

وبترتيب العلاقة السابقة:

$$\frac{ض}{ط} = ثابت$$

وعندما يكون لدينا ظرفين مختلفين للغاز نفسه بالحجم نفسه يكون:

$$\frac{ض_1}{ط_1} = ثابت \quad ..... \quad (1)$$

$$\frac{ض_2}{ط_2} = ثابت \quad ..... \quad (2)$$

وبمساواة الحدين من العلاقتين (1) ، (2) نحصل على قانون شارل:

$$\frac{ض_1}{ط_1} = \frac{ض_2}{ط_2}$$

أمثلة

مثال (1):

غاز ضغطه 1.5 ض جـ عند درجة 27 ْس، كم يصبح ضغطه عند درجة 47ْس عند ثبوت حجمه.

الحل:

$ط_1$ = 27 + 273 = 300 كلفن.

$ط_2$ = 47 + 273 = 320 كلفن.

$ض_1$ = 1,5 ض جـ

$ض_2$ = ؟؟

$$\frac{ض_1}{ط_1} = \frac{ض_2}{ط_2}$$

$$\frac{١,٥}{٣٠٠} = \frac{ض_2}{٣٢٠}$$

$$ض_2 = ١,٦ \text{ ض جـ}$$

مثال (2):

تنفجر علب بخاخات الشعر إذا زاد الضغط فيها عن 3 ض جـ . فإذا كان الضغط داخل إحدى العلب 2,4 ض جـ عند درجة 27ْس، فما مقدار الدرجة الحرارية المئوية التي يمكن للعلبة أن تتحمله؟

الحل:

$ط_1 = 27 + 273 = 300$ كلفن.

$ط_2 = ؟؟$

$ض_1 = 3$ ض جـ

$ض_2 = 2,4$ ض جـ

$$\frac{ض_1}{ط_1} = \frac{ض_2}{ط_2}$$

$$\frac{٣}{٣٠٠} = \frac{٢,٤}{ط_2}$$

$$ط_2 = ٣٧٥ \text{ كلفن}$$

درجة الحرارة المئوية = 375 - 273 = 102ْس.

4.القانون الجامع للغازات

وهو قانون يربط بين المتغيرات الثلاثة التي تصف سلوك الغاز وهي ضغطه وحجمه ودرجة حرارته المطلقة،لذلك يسمى القانون الجامع للغازات.

1. حجم ، عكسياً .
2. درجة حرارته .
3. الثابت $= \frac{\text{ح ض}}{\text{ط}}$
4. الشكل :

$$\frac{\text{ح}_1\text{ض}_1}{\text{ح}_2\text{ض}_2} = \frac{\text{ط}_1}{\text{ط}_2} \quad \text{أو} \quad \frac{\text{ح}_1}{\text{ح}_2} = \frac{\text{ض}_2\text{ط}_1}{\text{ض}_1\text{ط}_2}$$

أو $\text{ح}_1\text{ض}_1\text{ط}_2 = \text{ح}_2\text{ض}_2\text{ط}_1$ ..... أو .....

5. طردياً ، عكسياً .
6. نطبق العلاقة $\frac{\text{ح}_1\text{ض}_1}{\text{ط}_1} = \frac{\text{ح}_2\text{ض}_2}{\text{ط}_2}$ بعد أن نحول درجة الحرارة من النظام (س) إلى النظام المطلق (نظام كلفن):

$\text{ط}_1 = 67 + 273 = 340$ K°

$\text{ط}_2 = 27 + 273 = 300$ K°

الآن :

$$\frac{\text{٥١٠} \times \text{٣}}{\text{٣٤٠}} = \frac{\text{ح}_2 \times \text{٥}}{\text{٣٠٠}}$$

وبالضرب التبادلي : $\text{ح}_2 \times 5 \times 340 = 510 \times 3 \times 300$

والآن :

$$\text{ح}_2 = \frac{\text{٥١٠} \times \text{٣} \times \text{٣٠٠}}{\text{٣٤٠} \times \text{٥}}$$

وبعد الاختصار $\text{ح}_2 = 270$ سم^3 الحجم في الشروط الجديدة .

7. كم حجم الغاز ؟ - (490 لتراً)

ماذا حدث للضغط ؟ - تضاعف 7 مرات أي إذا كان الضغط الأولي س جوي فإنه أصبح 7 س جوي.

ما التغير الذي حدث على درجة الحرارة ؟ - تضاعف ثلاث مرات أي إذا كانت درجة الحرارة ط ْ K أصبحت 3 ط ْ K.

والآن نطبق العلاقة :

$$\frac{ح_1 ض_1}{ط_1} = \frac{ح_2 ض_2}{ط_2}$$

$$\frac{س \times ٤٩٠}{ط} = \frac{ح_2 \times ٧ س}{٣ ط}$$

وبالضرب التبادلي :

$$ح_2 \times 7س \times ط = 490 \times س \times 3 ط$$

$$ح_2 = \frac{٤٩٠ \times س \times ٣ ط}{٧ س \times ط}$$

وبالاختصار = 210 لترا الحجم الجديد .

5. قانون أفوجادرو

أوجد العالم أفوجادرو علاقة بين حجم وكمية الغاز تحت ظروف معينة، واستنتج الآتي: (الحجوم المتساوية من الغازات المختلفة تحتوي على العدد نفسه من الجزيئات بشرط قياس هذه الحجوم تحت الظروف نفسها من الضغط ودرجة الحرارة)

أي في حال كان يوجد لدينا لتر من الهيليوم، ولتر من الأكسجين تحت الظروف نفسها من الضغط ودرجة الحرارة، فإنهما سوف يحتويان على العدد نفسه من الجزيئات.

الحجم المولي للغازات: هي حجم مول واحد من أي غاز في الظروف المعيارية (1 ض.ج،273 كلفن)

بحيث يكون حجم الغاز عند درجة الحرارة والضغط المثاليين = 22.4 لتراً.

رياضيا

ح α ع (عند ثبوت كل من ضغط الغاز ودرجة حرارته)

حيث ع هو عدد المولات للغاز

ح1/ع1 =ح2/ع2

حجم الغاز= ثابت * كمية المادة للغاز،

احسب الحجم باللتر الذي يشغله 0.202 مول من غاز ما عند الظروف المعياريّة.

الحل: 1 مول = 22.4 لتراً، 0.202 مول= ؟

إذاً الحجم = 22.4 * 0.202 = 4.52 لترات.

وعدد المولات= عدد الجزيئات / عدد أفوجادرو،

إذاً عدد الجزئيات= 0.15 * 6.02 * 1023 = 9 * 1022 جزيء.

6. **القانون العام للغازات:**

1. $ح \alpha \frac{1}{ض}$ 2. ح α ط 3. **ح α ع (أي مع عدد المولات) وهذه حقيقة بديهية لا تحتاج إلى إثبات .**

قانون بويل قانون شارل قانون افوجادرو

فإذا جمعنا العلاقات الثلاث السابقة معاً حصلنا على :

$ح \alpha \frac{ط \times ع}{ض}$

$ح = \frac{ط \times ع}{ض}$ ثابت **فإذا رمزنا للثابت بالرمز (ر)**

فان ح ض = ط ع ر

وهذه تعرف بمعادلة الحالة للغازات وهي تجمع بين الحجم والضغط، ودرجة الحرارة ، وعدد المولات ، فإذا عرفنا قيم ثلاثة منها أمكننا حساب قيمة الرابع بسهولة اعتماداً عليها .

أما قيمة الثابت (ر) فقد حسبت مخبرياً ونتيجة التطبيق على أكثر من غاز، والمثال التالي يوضح ذلك:

ـ في إحدى التجارب المخبرية تبين أن حجم مول واحد من أحد الغازات 11.8 لتر، عند الدرجة صفر س

وضغط 1.90 جوي. من هذه المعلومات احسب قيمة الثابت (ر) الحل:

الحجم × الضغط = عدد المولات × درجة الحرارة المطلقة × ر

درجة الحرارة المطلقة = 0 + 273

K° 273 =

11.8 لتر × 1.90 جوي = ا مول ×273 K° × ر

$$\text{ر} = \frac{\text{١١,٨ لتر} \times \text{١,٩٠ جوي}}{\text{ا مول} \times \text{٢٧٣ K°}} = \text{٠,٠٨٢١ لتر . جوي / مول . K°}$$

7.الغازات الحقيقية وانحرافها عن القانون العام للغازات.

ان افتراض (ح ض/ط ر)=1 ينطبق فقط على سلوك مثالي للغازات، قائم على افتراض عدم وجود قوى ترابط بين جزيئاتها مهما ارتفع الضغط او انخفضت درجة الحرارة، وقد اطلق على الغاز الذي يحقق هذه الشروط **الغاز المثالي**.

ويوصف الغاز المثالي عادة بان حجم جزيئاته =صفرا ، وقوى الترابط بين جزيئاته مها كانت السافة معدومة، ولذلك لا يمكن اسالته مهما انخفضت درجة حرارته او ارتفع الضغط الواقع عليه، وبناء عليه سمي القانون الذييصف سلوكه بقانون الغاز المثالي.

وقد لوحظ أنه كلما ازداد الضغط وانخفضت درجة الحرارة فإن مدى انحراف الغاز عن قوانين الغازات يزداد لسببين:

1- كلما ازداد الضغط اقتربت جزيئات الغاز من بعضها بعضاً وبذلك تتزايد قوى التجاذب بينها .. ونظراً لصغر الحجم الكلي عند الضغوط العالية فإن جزيئات الغاز تحتل نسبة أكبر من الفراغ حولها

2- كلما انخفضت درجة الحرارة قلت طاقة الجزيئات الحركية وكبرت قوى التجاذب بينها ...ويعتمد مدى انحراف الغاز عن قوانين الغازات على طبيعة

8. نظرية الحركة الجزئية:

وضع العلماء نظرية تفسر قوانين الغازات وخصائصها، سميت بنظرية الحركة الجزيئية، ويمكن تلخيص فروضها كما يأتي:

١ – تتكون جميع الغازات من دقائق صغيرة جدًا في حالة حركة عشوائية مستمرة، مما يؤدي إلى تصادمها ببعضها وبجدران الوعاء الذي توضع فيه، وهذا ما يسبب ضغط الغاز.

٢ – معظم حجم الغاز فراغ، أي أن حجم الجزيئات صغير جدًا مقارنة بالحجم الذي يشغله الغاز.

٣ – تكون تصادمات الدقائق ببعضها وبجدار الوعاء تصادمات مرنة، فقد يكتسب أحد الجزيئات طاقة أو يفقدها، ولكن يبقى مجموع الطاقة الحركية للجزيئات ثابتًا.

٤ – يتناسب متوسط الطاقة الحركية لجزيئات الغاز طرديًا مع درجة حرارته المطلقة.

من الواضح أن نظرية الحركة الجزيئية، تستطيع أن تفسر القوانين المختلفة للغازات، فمثلاً عندما يقل حجم الغاز، تقل المسافة بين جدران الوعاء، وبما أن متوسط سرعة الجزيئات ثابت عند ثبوت درجة الحرارة، فإن عدد التصادمات بالجدران يزداد، فيزداد بذلك ضغط الغاز، وهذا ما نص عليه قانون بويل.

نظرية الحركة الجزيئية وطبيعة الغازات

* الغازات المثالية غير موجودة فعلاً .

* يسلك العديد من الغازات سلوكاً مثالياً إذا لم يكن :

1-ضغطها عالياً جداً . 2- درجة حرارتها منخفضة جداً .

ثانيا: الحالة السائلة:

أهم ما يميز الحالة السائلة عن الغازية وجود قوى تجاذب مع الاحتفاظ بقدرتها على الحركة،ومن أهم صفات السوائل:

1- التبخر:

اذا كانت قوى التجاذب بين جزيئات السائل ضعيفة ، كان الحد الادنى المطلوب للتبخر قليلا وكان عدد الجزيئات التى تمتلك هذه الطاقة النسبية كبيرا نسبيا ، وفي هذه الحالة يكون معدل التبخر عاليا كما في الاسيتون.

اما اذا كان كان الحد الادنى المطلوب للتبخر كبيرا، نتيجة لقوى التجاذب الكبيرة بين الجزيئات فان عدد جزيئات السائل التي تمتلك هذه الطاقة يكون اقل بكثير ، ويكون معدل تبخره قليلا كما في الماء.

سؤال: رتب المواد التالية تصاعديا حسب سرعة تبخرها:

CH_3CH_3/ CH_3CH_2CL/CH_3CH_2OH

الحل:CH_3CH_3 (الاسرع:قوى لندن) ثم CH_3CH_2CL(ثنائية القطب) ثمCH_3CH_2OH (قوى هيدروجينية الابطأ في التبخر)

*ان زيادة درجة حرارة السائل تزيد من معدل تبخره ، فزيادة درجة الحرارة تزيد من معدل تصادم الجزئيات فيزداد بذلك عدد الجزئيات التي تمتلك طاقة كافية للتبخر وبالتالي يزداد معدل التبخر.

2- الضغط البخاري:

وهو الضغط الناتج عن جزيئات بخار السائل عند الاتزان وعند درجة حرارة ثابتة.

مهم: الضغط البخاري للسائل يقل بزيادة قوى التجاذب بين الجزيئات وانه يزداد بجميع السوائل كلما زادت درجة الحرارة.

3-درجة الغليان

الغليان :هو تبخر من جميع اجزاء السائل وليس من السطح فقط.

درجة غليان السائل: هي الدرجة التي يتساوى عندها غليان السائل عند 1ض.ج (760مم زئبق)

ولكل سائل في الطبيعة درجة غليان تميزه عن غيره وهي مرتبطة بقوى الترابط بين جزيئاته؟

رتب المواد التالية تصاعديا حسب سرعة الغليان المعيارية:

H_2O/C_2 H_6/C_2H_6OH

الحل:C_2 H_6< C_2H_6OH 2 < H_2O

4- طاقة التبخر:

طاقة التبخر المولية: هي كمية الطاقة اللازمة لتحويل مول واحد من جزيئات المادة من الحالة السائلة الى الحالة الغازية عند نفس درجة الحرارة ،وهي للماء =40.1 كيلو جول/مول

5- التكاثف:

التكاثف: عملية تحول جزيئات البخار إلى سائل "التكاثف". فمثلاً، تفقد جزيئات بخار الماء كمية كبيرة من الطاقة عندما تتكاثف وتتحول إلى ماء سائل.

شروط التكاثف:1- نقصان درجة حرارة البخار (الطاقة الحركية)

2- تقارب الجزئيات وذلك بالضغط فتقل المسافات بين الجزئيات فتظهر قوى تجاذب بينهما.

ثالثا: الحالة الصلبة:

تكون قوى التجاذب بين دقائق المواد الصلبة كبيرة جداً، وطاقتها الحركية منخفضة، فتأخذ أحياناً أشكالاً هندسية تُسمى بلورات.

تقسم المواد الصلبة بشكل عام إلى قسمين:

1- مواد صلبة بلورية.

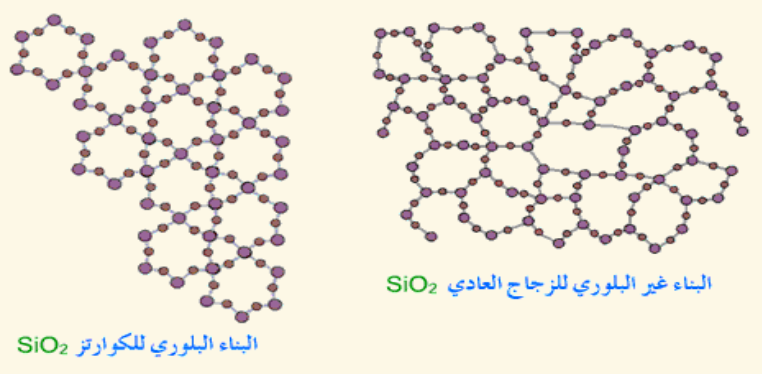
وهي المواد الصلبة التي تتخذ فيها الوحدات البنائية الأساسية ترتيباً منتظماً.

مثال: الكوارتز (SiO_2).

2- مواد صلبة غير بلورية.

وهي المواد الصلبة التي تتخذ فيها الوحدات البنائية الأساسية ترتيباً عشوائياً.

مثال: الزجاج العادي (SiO_2) إذا تم تبريده بسرعة بعد صهره.



أنواع المادة الصلبة البلورية:

هناك انواع من المواد الصلبة البلورية تختلف وفق قوى الترابط بين الوحدات ،يبينها الجدول التالي:

يمكن تصنيف المواد الصلبة بناء على وحداتها الأساسية وقوى الترابط بينها إلى أربعة أنواع رئيسة:

***المواد الصلبة الجزيئية البلورية**

تتكون من جزيئات مستقلة متقاربة ولها أماكن محددة في البناء البلوري. وقد تكون الجزيئات قطبية أو غير قطبية .

وبسبب قوى التجاذب الضعيفة نسبيا بين جزيئات هذه المواد في حالتها الصلبة فمثلا الماء ينصهر عند درجة (صفر س) اما CH_3F وCO_2 فانها اقل بكثير.

بلوراتها لينة ودرجات انصهارها منخفضة.

هذا النوع من المواد الصلبة يتكون من جزيئات متعادلة سواء كانت قوى تجاذب ثنائية القطب أو روابط هيدروجينية أو قوى لندن ،وعليه فإنها غير موصلة للتيار الكهربائي سواء أكان ذلك في الحلة الصلبة أم السائلة .

***المواد الصلبة الفلزية البلورية:**

جميع الفلزات المألوفة في الطبيعة صلبة (ما عدا الزئبق) ومعظمها ينصهر عند درجات حارة مرتفعة نسبيا ،وطبيعة الرابطة الفلزية التي تعمل من خلال انتشار إلكترونات حرة حول أيونات الفلز وفي جميع الأماكن فإنها لا تتأثر باتجاه محدد أو بالشكل الذي يتخذه الفلز. وهذا يفسر قابلية معظم الفلزات:

1- للتشكيل والطرق إلى صفائح والسحب إلى اسلاك 2-وموصليتها الجيدة للحرارة (الفضة والنحاس)

3-وموصليتها للكهرباء (النحاس) 4- متماسكة وصلبة.

يمكن مقارنة درجة صلابة الفلزات بحساب طاقة تحرير الذرات لها.

طاقة تحرير الذرات:هي الطاقة اللازمة لتحويل مول من ذرات العنصر الفلزي من الحالة الصلبة الى الحالة الغازية.

سؤال:

بناءً على طبيعة الرابطة الفلزية، هل تستطيع أن تتوقع أي العنصرين (الصوديوم أم المغنيسيوم)، تكون فيه الرابطة الفلزية أقوى؟ ولماذا؟

لعلك استنتجت أن المغنيسيوم أشدّ صلابةً من الصوديوم، ويرجع ذلك إلى أن عدد الإلكترونات المتحركة في الغلاف الخارجي للذرات المغنيسيوم أكثر من عددها في ذرات الصوديوم، وكذلك فإن شحنة نواة المغنيسيوم أكبر من شحنة نواة الصوديوم، ولذلك فإن قوى التجاذب بين الإلكترونات الخارجية في المغنيسيوم وأيوناته الموجبة أكبر منها في الصوديوم. ولهذا يكون المغنيسيوم أشد صلابة من الصوديوم..

:

*** المواد الصلبة الأيونية المتبلورة**

تكسب قوى الترابط الأيوني المركبات الصلبة الأيونية صلابة عالية، وعلى الرغم من صلابتها فإنها هشه. وذلك لأن لها ترتيب منتظم ومحدد للأيونات في بلوراتها وأي إزاحة (طرق) لأيونات المركب الأيوني تحوّل قوى التجاذب بين الأيونات متعاكسة الشحنة إلى قوى تنافر بين أيونات متشابهة الشحنة.

درجات انصهارها عالية مثلا (NaCl) ينصهر عند درجة 801س، في حين مادة جزئية مثل السكر تنصهرعند درجة حرارة اقل بكثير

كما ولأن قوى التجاذب لا تسمح للأيونات للانتقال من أماكنها وهذا ما يفسر كون المركبات الصلبة الأيونية غير موصلة للتيار الكهربائي. ولكن عند صهرها أو إذابتها تتحررالأيونات وتصبح حركة الحركة والانتقال ومن ثم يصبح مصهورها أو محلولها موصلا للتيار الكهربائي .

***المواد الصلبة التساهمية الشبكية :**

هي المواد الصلبة التي تربط بين وحداتها الأساسية روابط تساهمية قوية مثل الألماس لانها ترتبط على شكل رباعي الاوجه. ووجود الترابط الشبكي التساهمي سببا رئيسا لصلابتها وقساوتها العالية. وبما أن انصهارها يعني تحرير وحداتها البنائية وتكسير الروابط التساهمية القوية التي تربطها فإنه يتطلب طاقة كبيرة ومن ثم درجة انصهارها عالية. مثل الألماس وثاني أكسيد السيلكون.

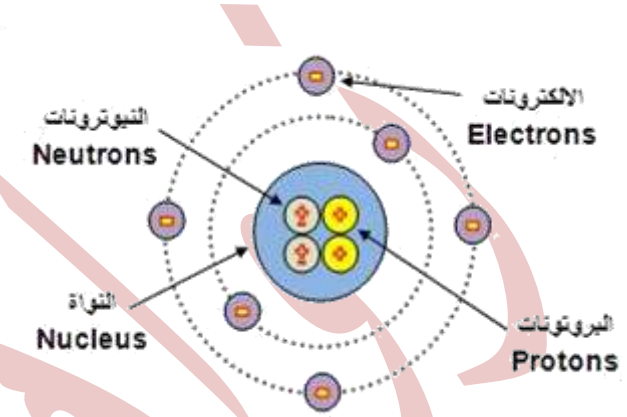
وهي غير موصلة للتيار الكهربائي ،لان الالكترونات مقيدةفيها باتجاهات محددة فلا تتحرك بسهولة كما في الفلزات.

نوع المادة الصلبة	الوحدات الرئيسية	قوى التجاذب بين الوحدات الاساسية	امثلة
جزئية	جزئيات	قوى تجاذب ثنائية القطب روابط هيدروجينية قوى لندن	CH_3F H_2O CO_2
فلزية	ذرات	فلزية	Fe/Cu
ايونية	ايونات	ايونية	NaCl/LiBr
تساهمية شبكية	ذرات	تساهمية شبكية	SiC/SiO_2

الفصل الخامس:المادة :الذرات ومكوناتها

تكون المواد من حولنا من دقائق صغيرة جداً تسمى **ذرات**، فالنحاس مثلاً يتكوّن من نوعٍ واحدٍ من الذرات، وتختلف عن ذرات عنصر الكبريت أو الذهب وغيرها.

ذرات العنصر الواحد متشابهة في الشكل والحجم.



المكونات الأساسية للذرة

تتألف الذرات من جزأين رئيسين هما:

أولاً: نواة

وتتركز في مركز الذرة، حجمها صغير، وتحتوي على نوعين من الجسيمات هما:

1- البروتونات Protons وهي جسيمات موجبة الشحنة.

2- النيوترونات Neutrons وهي جسيمات متعادلة الشحنة.

ثانياً: مدارات

وتتوزع فيها الإلكترونات Electrons وهي جسيمات صغيرة سالبة الشحنة، وشحنتها تساوي شحنة البروتون، وفي الذرة المتعادلة يكون عدد الإلكترونات السالبة مساوٍ لعدد البروتونات الموجبة.

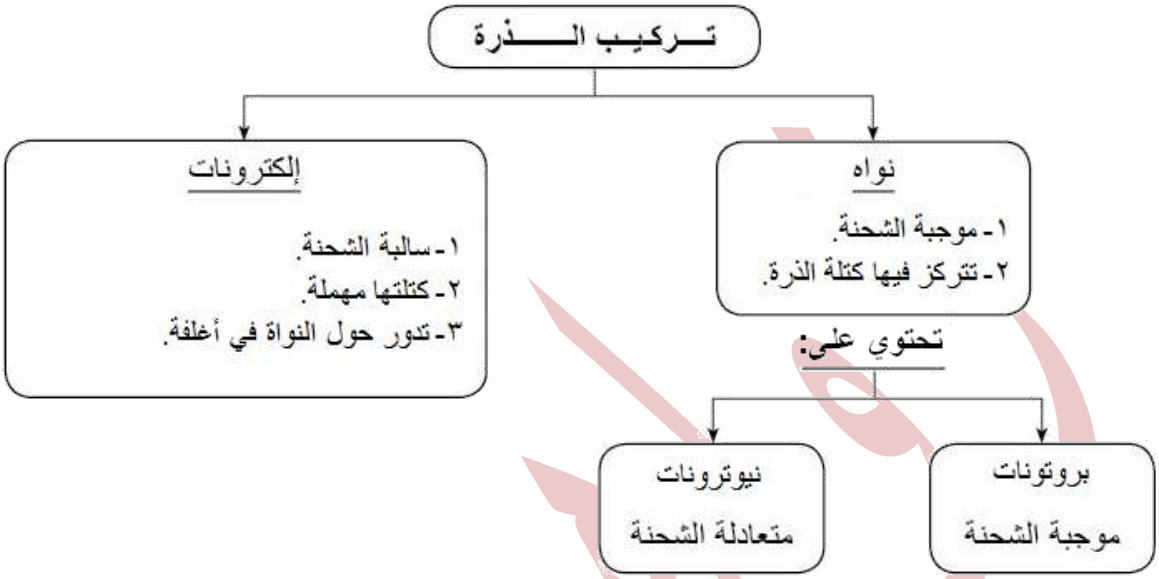
كتلة الذرة

الذرة متناهية جداً في الصغر.

كتلة البروتون تعادل تقريباً كتلة النيوترون، وهما موجودان في النواة.

وكتلة 1840 إلكترون تعادل كتلة بروتون واحد.

لذا تكون كتلة الذرة متركزة في النواة.



مكون الذرة	رمز المكون	الشحنة	مكان وجوده	كتلته النسبية
البروتون	p	موجبة	في النواة	١
النيوترون	n	متعادلة	في النواة	١
الإلكترون	e	سالبة	حول النواة	١ / ١٨٤٠

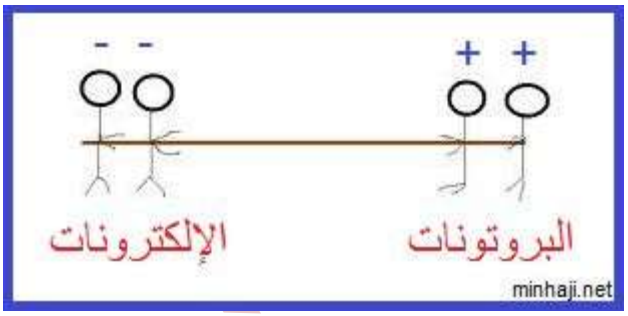
العدد الذري والعدد الكتلي

تختلف ذرات كل عنصر عن غيرها في عدد البروتونات، وقد أطلق على عدد البروتونات في نواة الذرة اسم **العدد الذري**.

اي ان العدد الذري هو هوية العنصر اذ تعتمد عليه خصائص الذرة ولا يوجد عنصران متساويان في العدد الذري.

وفي الذرة المتعادلة يكون:

العدد الذري = عدد البروتونات الموجبة = عدد الإلكترونات السالبة

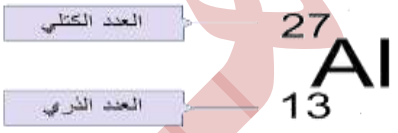


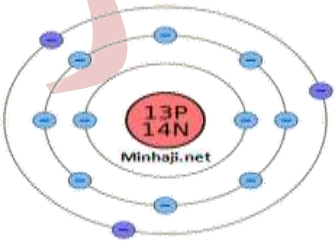
ويطلق على مجموع البروتونات والنيوترونات في الذرة **العدد الكتلي**.

العدد الكتلي = عدد البروتونات + عدد النيوترونات.

مثال:

العدد الذري لعنصر الألمنيوم Al = 13 والعدد الكتلي = 27





من العدد الذري (13) يمكن استنتاج أن:

عدد البروتونات = عدد الإلكترونات = 13

من العدد الكتلي (27) والعدد الذري (13) يمكن استخراج عدد النيوتونات على النحو التالي:

عدد النيوترونات = العدد الكتلي – العدد الذري

عدد النيوترونات = 27 - 13

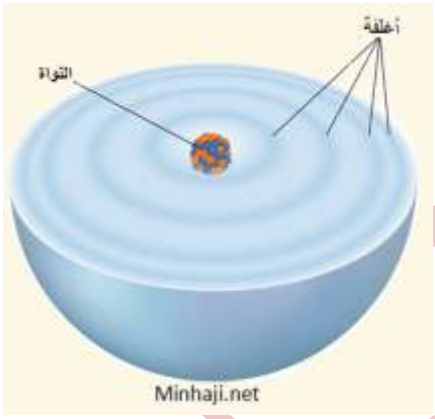
= 14

تتركز كتلة الذرة في نواتها فهي تساوي مجموع البروتونات والنيوترنات فيها.

نهمل كتلة الالكترونات لانها صغيرة جدا مقارنة بكتلتي البروتونات والنيوترنات

التوزيع الإلكتروني للذرات

توجد الإلكترونات في أغلفة حول النواة.



كل غلاف له سعة قصوى من الإلكترونات، ويمكن حساب سعة الغلاف من العلاقة:

$2ن^2$

حيث: (ن) رقم الغلاف.

وعليه يكون:

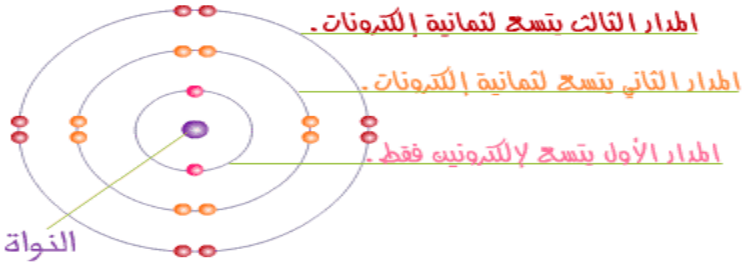
- سعة الغلاف الأول القصوى = **2** إلكترون.
- سعة الغلاف الثاني القصوى = **8** إلكترونات.
- سعة الغلاف الثالث القصوى = **18** إلكترون.
- سعة الغلاف الرابع القصوى = **32** إلكترون.

هذه المدارات أحياناً طبقات أو مستويات طاقة.

المدار الأول (الأقرب إلى النواة) يتسع لإلكترونين فقط.

المدار الثاني يتسع لثمانية إلكترونات.

المدار الثالث يتسع لثمانية إلكترونات أيضاً.



ملاحظة مهمة:

عدد الإلكترونات في الغلاف الأخير لأي ذرة لا يزيد على (8) إلكترونات.

امثلة:

1H: 1

2He: 2

8O: 2 , 6

13Al: 2 , 8 , 3

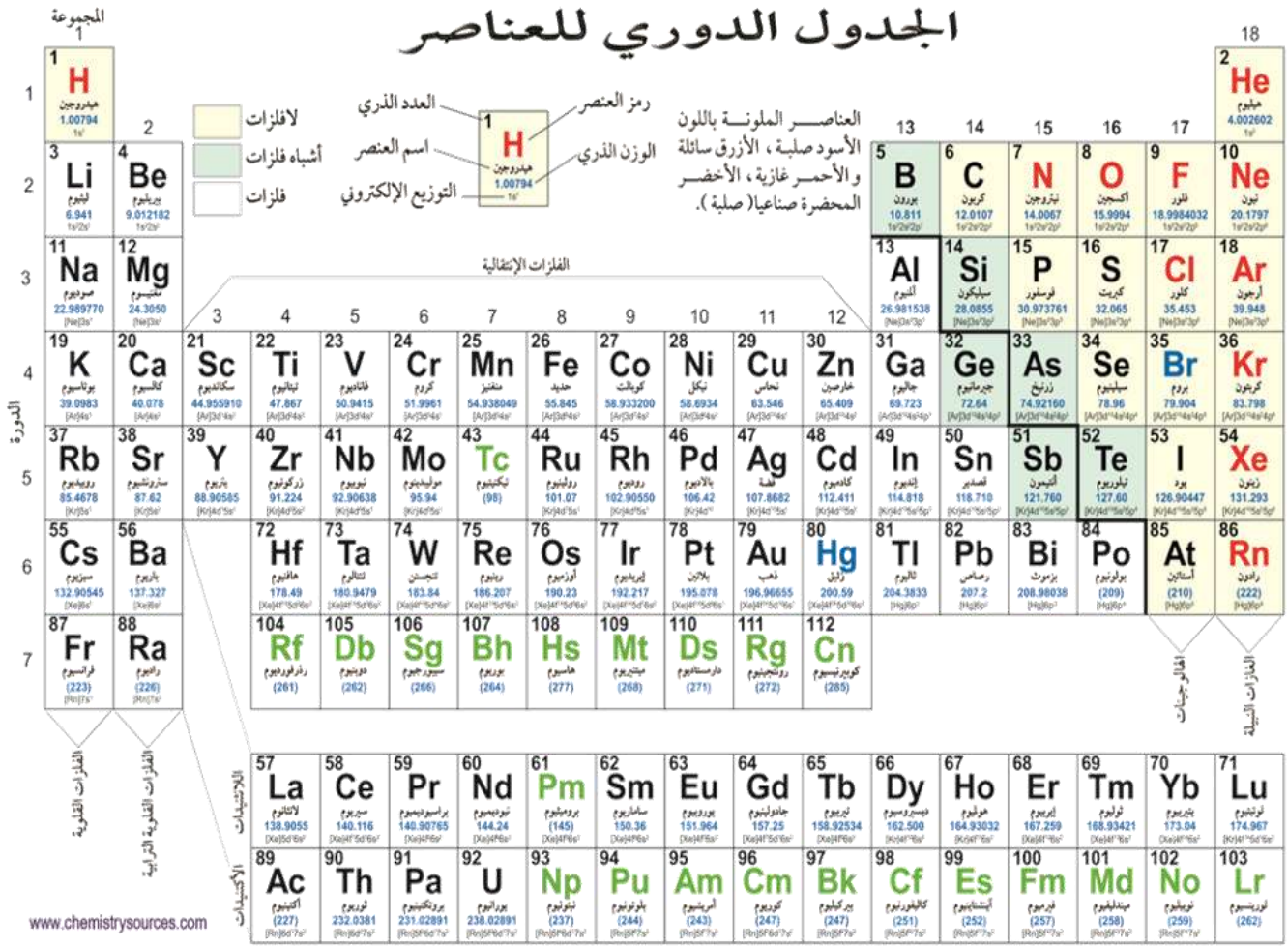
14Si: 2 , 8 , 4

15P: 2 , 8 , 5

17Cl: 2 , 8 , 7

18Ar: 2 , 8 , 8

الفصل السادس :الجدول الدوري



لتسهيل دراسة العناصر، لجأ العلماء لترتيب العناصر في جدول يُسمى الجدول الدوري.

الجدول الدوري: تنظيم للعناصر، يسهّل دراستها والتنبؤ بخصائصها وسلوكها، وهو مرتب في خطوطٍ أفقيةٍ وعموديةٍ.

جدول مندليف

رتب العالم الروسي مندليف العناصر المعروفة آنذاك في جدول، وفق كتلها الذرية، ووضع العناصر المتشابهة في خصائصها تحت بعض، وقد ترك مندليف فراغات لعناصر لم تكن مكتشفة في ذلك الوقت وكان عددها (67 (عنصراً، حسب تزايد أوزانها الذريّة، فلاحظ أن صفات العناصر تتكرر كل مجموعة من

العناصر، حيث وضع العناصرُ متشابهة الخصائص في أعمدة رأسية (عّ رفت فيما بعد بالمجموعات)، والعناصر المتدرجة فيُ الخصائص ضمن سطور أفقية (عرفت فيما بعد بالدورات).

جدول موزلي

رتب العالم موزلي العناصر في جدول وفق ازدياد أعدادها الذرية بدلاً من كتلها الذرية، وكلما مرة يبدأ بغلاف جديد كان يبدأ خطاً أفقياً.

في عام 1913 وبعد دراسته لخواص الأشعة السينية، لاحظ موزلي أن دورية خواص العناصر ترتبط بأعدادها الذرية وليس بأوزانها الذرية كما رتبها مندليف، ولذلك أعاد ترتيب العناصر حسب أعدادها الذرية بحيث يزيد العدد الذري لكل عنصر عن الذي يليه بمقدار واحد صحيح .إيجابيات جدول موزلي :أضاف الغازات الخاملة في المجموعة الصفرية .خصص مكاناً أسفل جدوله الدوري لمجموعتي عناصر اللانثانيدات والأكتينيدات

ضم جدوله في السطر الأول عنصرين (سعة الغلاف الأول إلكترونين).

في السطر الثاني ضم ثمانية عناصر (سعة الغلاف الثاني 8 إلكترونات).

وهكذا رتب العناصر المعروفة آنذاك في خطوطٍ أفقية أطلق عليها اسم دورات، وخطوطٍ عمودية أطلق عليها اسم مجموعات.

الجدول الدوري الحديث

الأساس العلمي الذي قام عليه ترتيب العناصر في الجدول الدوري الحديث هو العدد الذري وطريقة ملء مستويات الطاقة الفرعية بالإلكترونات .اكتشف العالم الدنماركي بور أن الذرة تحتوي على مدارات محيطة بالنواة دعاها بمستويات الطاقة الرئيسية، وعددها سبعة مستويات في أثقل الذرات .تبيّ ن فيما بعد أنّ كل مستوى طاقة رئيسي يحتوي على عدد من مستويات الطاقة الفرعية، وقد s , p , d , f بالرموز لها رمزُ وعليه تم إعادة تصنيف الجدول الدوري تبعاً لتزايد العدد الذري وطريقة ملء مستويات الطاقة الفرعية بالإلكترونات.

المجموعات والدورات

الدورة: هي الخط الافقي من الجدول الدوري.

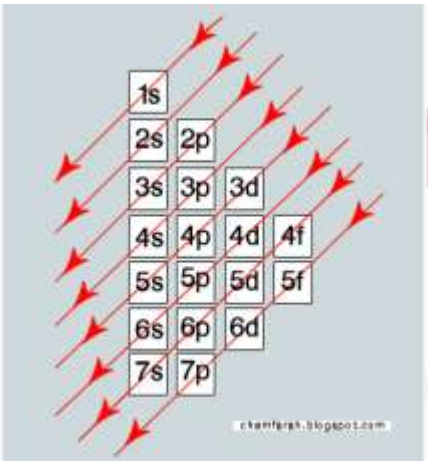
المجموعة: هي الخط العمودي من الجدول الدوري.

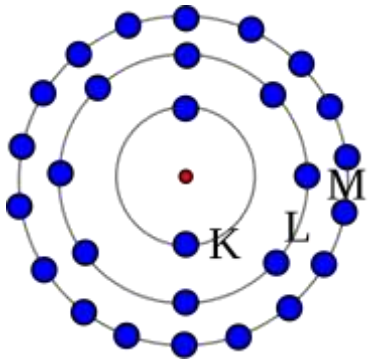
ان الجدول الدوري يحتوي على 7 دورات و18 مجموعة،تقع مجموعتان منهما على يسار الجدول الدوري و6 منها على يمينه وتسمى عناصر هذه المجموعات عناصر ممثلة ويرمز لها بالرمز (A) منها فلزات ولا فلزات واشباه فلزات.

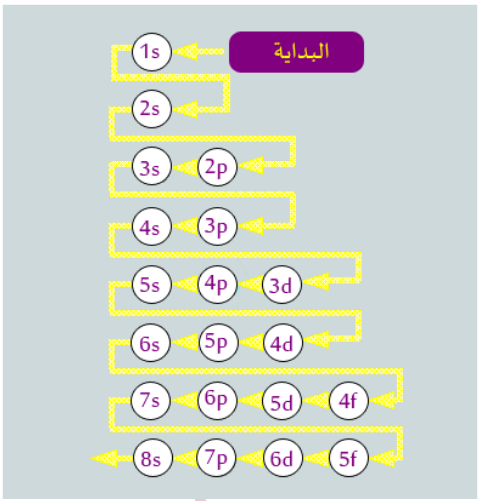
اما المجموعات التي تقع وسط الجدول الدوري ،اضافة الى الخطين الافقيين اسفل الجدول تسمى عناصر انتقالية نويرمز لها بالرمز (B) وجميعها فلزات

ان رقم دورة العنصر في الجدول الدوري يساوي عدد الاغلفة التي تشغلها الالكترونات من التوزيع الالكتروني لذرة العنصر.

ان رقم المجموعة يساوي عدد الالكترونات الموجودة في الغلاف الاخير.







امثلة التوزيع الإلكتروني للـعناصر

$_{18}Ar$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

$_{36}Kr$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$

$_{54}Xe$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2 4d^{10}\ 5p^6$

$_{79}Au$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^1\ 4f^{14}\ 6d^{10}$

- نلاحظ أنه يتم ملء المدار 4 Sقبل المدار 3d

والسبب ان تداخلات المدارات تجعل مدار 3 dأعلى في الطاقة من مدار 4. S

استثناءات: حالات استقرار المدار أن يكون ممتلىء أو نصف ممتلىء أو فارغ

ولهذا نجد بعض الاستثناءات من قاعدة أوف باو ولتوضيح ذلك نأخذ

المثال التالي

مثال: النحاس له العدد الذري 29

Cu : 1S2 2S2 2P6 3S2 3p6 4S1 3d10

نلاحظ أنه تم ملأ المدار 3 dومن ثم العودة لمدار 4. s

خصائص عناصر المجموعة الاولى:

يطلق على عناصر المجموعة الاولى استثناء الهيدروجين اسم "القلويات" وهي تشمل عناصر مثل الليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم.

تتميز هذه العناصر بنشاطها الكيميائي فهي لا توجد بالطبيعة بشكل منفرد ، انما توجد على شكل ايونات احادية موجبة متحدة مع ايونات سالبة مشكلة مركبات ايونية اشهرها مركب كلوريد الصوديوم NaCl تتفاعل القلويات مع الاكسجين مكونة اكاسيد القويات،وهذه الاكاسيد تذوب في الماء مكونة محاليل قاعدية (هيدروكسيدات القلويات) ويمكن الاستدلال عليها بتغييرها لورقة تباع الشمس من الاحمر الى الازرق.

استخدامات العناصر القلويّة :يستخدم الصوديوم السائل للنقل الحراري في محطات الطاقة النوويّة، كما يستخدم لاستحصال بعض العناصر، مثل التيتانيوم المستخدم في صناعة السبائك والبطاريات. يستخدم البوتاسيوم في صناعة أكسيد البوتاسيوم(KO2) ، بهدف الحصول على الأكسجين. تستخدم مركبات الليثيوم في صناعة الزجاج، وفي صناعة البطاريات الصغيرة طويلة العمر، المستعملة في الساعات الرقميّة، وفي الآلات الحاسبة. يستخدم الروبيديوم والسيزيوم في صناعة الخلايا الضوئيّة، بسبب سهولة فقدان إلكترون المدار الأخير.

خصائص عناصر المجموعة الثانية:

وهي عناصر العمود الثاني من الجدول الدوري مثل البريليوم والكالسيوم والمغنيسيوم والباريوم ويطلق عليها اسم (القلويات الترابية) نظرا لانتشارمركباتها في القشرة الارضية.

تتميز هذه العناصر بوجود الكترونين في الغلاف الاخير لمداراتها ،وقد تشكل اكاسيد هذه المجموعة عند ذوبانها في الماء محاليل قاعدية.

تكوّن ايونات ثنائية موجبة تتجاذب مع ايونات سالبة مكونة مركبات ايونية.

استخدامات العناصر القلويّة التّرابية: يعد معدن المغنيسيوم المعدن الوحيد الذي يستخدم بصورة منفردة لتحضير المواد النارية، بسبب الضوء الساطع الناتج عن احتراقه، كما يخلط كلٌّ من البيريليوم والمغنيسيوم والكالسيوم مع المعادن الأخرى ليكسبها الصلابة والقساوة، كما تدخل مركبات المغنيسيوم والكالسيوم في صناعة الإسمنت والزجاج والمواد الأخرى كالأميانت والتلك، ويدخل المغنيسيوم في التفاعلات العضوية كتفاعل غرينيارد.

خصائص عناصرالمجموعة السابعة:

تسمى عناصر عناصر هذه المجموعة (الهالوجينات) ومن امثلتها الفلور والكلور والبروم واليود وتوجد على شكل جزئيات ثنائية الذرة (F_2/Cl_2) او متحدة مع غيرها من العناصر على شكل مركبات مثل كلوريد الصوديوم(NaCl) وتتميز بوجود سبعة الكترونات في الغلاف الاخير لذراتها.

تكون ايونات احادية سالبة عند تفاعلها مع الفلزات مكونة روابط ايونية معها وتسمى المركبات الناتجة من تفاعلهما املاحا.

استخدامات الهالوجينات: يستخدم الفلور فى إنتاج اللدائن ذات الأحتكاك القليل مثل التيفلون، وفى الهالون ألكانات مثل الفريون. ومن إستخداماته الأخرى:حمض الهيدروفلوريك (HF) يستخدم للحفر على الزجاج فى المصابيح والمنتجات الأخرى .والفلور أحادي الذرة يستخدم فى رماد البلازما فى تصنيع أشباه الموصلات .ومع مركباته يستخدم الفلور فى إنتاج اليورانيوم

خصائص عناصرالمجموعة الثامنة:

تسمى عناصر عناصر هذه المجموعة (الغازات النبيلة) وهي تشمل عناصر الهيليوم والنيون والآرغون والكريتيون والزينون والرادون وهي عناصر مستقرة بسبب امتلاء غلافها الاخير بالالكترونات، لذا فان هذه العناصر لا تميل الى فقد الالكترونات او اكتسابها في الظروف العادية،لذلك لا تتفاعل مع العناصر الاخرى (عناصر خاملة)

استخدامات الغازات النبيلة: يستخدم غاز الهيليوم في ملئ المناطيد كونه غير قابل للاشتعال، كما يعتبر مصدر لتكوين ما يسمى بالضغط الجوي الاصطناعي، يستخدم النيون والارجون والكربتون والزينون بكثرة وعلى نطاق واسعفي التطبيقات الكهربية الضوئية كأنابيب الإضاءة، ولوحات الزينة، واللوحات الإعلانية

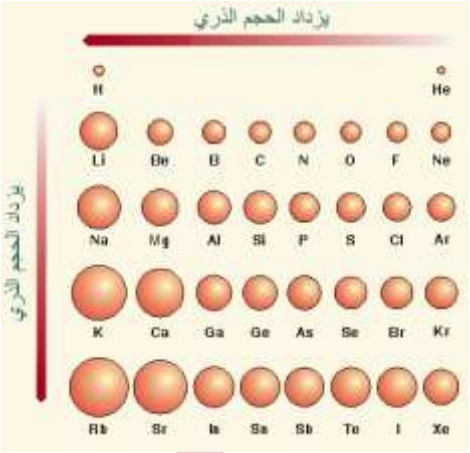
الصفات الدورية للعناصر:

ولاً: الحجم الذري

الحجم الذري: معدل المسافة التي تفصل بين إلكترونات الغلاف الأخير للذرة ونواتها

أهميته:1- تحديد العديد من صفات العناصر وسلوكها

2- تحديد نشاط هذه العناصر



من الشكل تلاحظ1- -يزداد حجم الذرات بالانتقال من الأعلى إلى الأسفل في الجدول الدوري

2-يزداد حجم الذرات بالانتقال من اليمين إلى اليسار في الجدول الدوري.

سؤال: بالرجوع إلى الجدول الدوري للعناصر، أي الذرات أصغر حجماً في الأزواج الآتية :؟ (Na , Mg)، (F , Cl)

الكلور أكبر حجماً من الفلور في الزوج الأول

الصوديوم أكبر حجماً من المغنيسيوم في الزوج الثاني.

تتأثر حجوم الذرات بعاملين، هما:

1. عدد الكم الرئيس.
2. شحنة النواة الفاعلة.

أولاً: عدد الكم الرئيس (n)

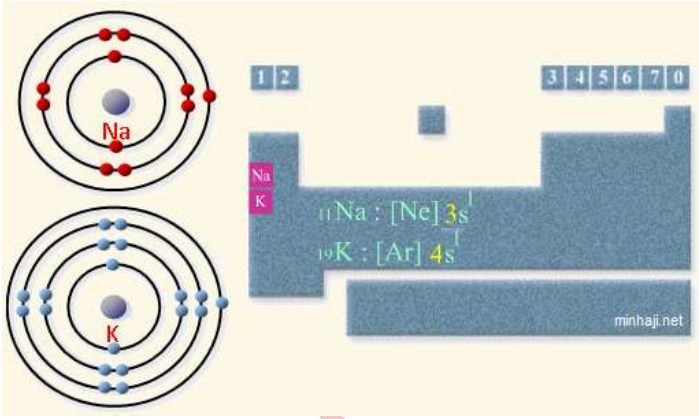
يزداد معدل بعد الإلكترون الأخير عن النواة بزيادة قيمة عدد الكم الرئيس (n)، فيزداد الحجم.

يستخدم هذا العامل لتفسير زيادة الحجم الذري لعناصر المجموعة الواحدة بزيادة العدد الذري.

سؤال:أيهما أكبر حجماً ذرياً: ذرة الصوديوم أم ذرة البوتاسيوم؟

العدد الذري للصوديوم = 11 ، العدد الذري للبوتاسيوم = 19 .

الحل: انظر إلى التركيب الإلكتروني لكل من الصوديوم والبوتاسيوم:



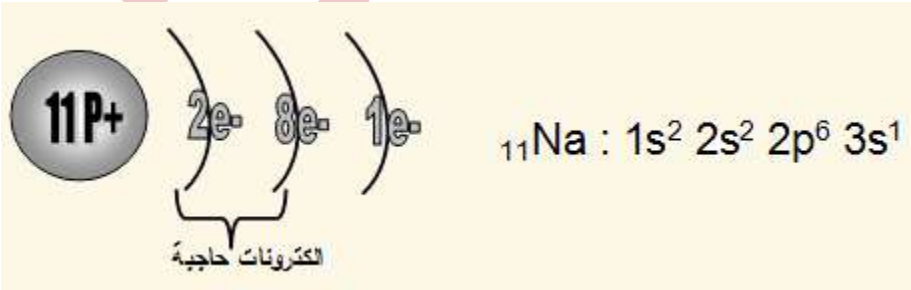
لاحظ أن الإلكترون الأخير في ذرة البوتاسيوم موجود في الغلاف الرئيس الرابع الأبعد عن النواة من الإلكترون الأخير لذرة الصوديوم الموجود في الغلاف الرئيس الثالث، وعليه يكون حجم ذرة البوتاسيوم أكبر من حجم ذرة الصوديوم.

ثانياً: شحنة النواة الفاعلة

شحنة النواة الفاعلة: ذلك الجزء من شحنة النواة الذي تتأثر به الإلكترونات الخارجية.

وتعني أن الإلكترونات في الغلاف الخارجي لا تتأثر بكل الشحنة الموجبة في النواة (الشحنة الحقيقية) لأن إلكترونات الأغلفة الداخلية تقوم بحجب جزئي لشحنة النواة الموجبة عن الإلكترونات الخارجية.

مثال:



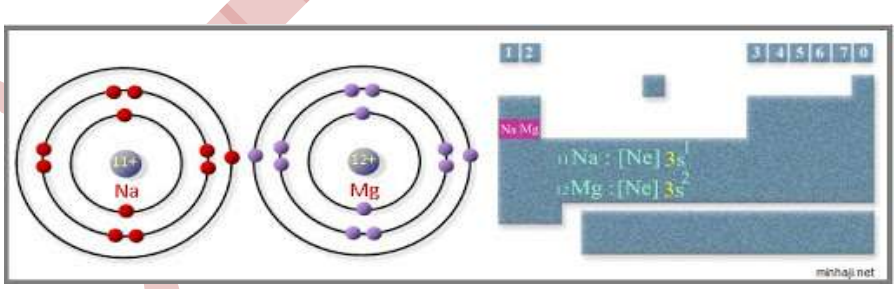
الإلكترون في الغلاف الخارجي للصوديوم يفصله عن النواة عشرة إلكترونات في الأغلفة الداخلية، وتقوم هذه الإلكترونات العشرة بحجب جزئي لشحنة النواة الموجبة عن الإلكترون الخارجي، لذا تكون الشحنة الموجبة التي تتأثر بها الإلكترونات الخارجية أقل من الشحنة الحقيقية للنواة.

وكلما كانت شحنة النواة الفاعلة أكبر كانت الإلكترونات الخارجية أكثر انجذاباً نحو النواة، فيقل الحجم.

ويستخدم هذا العامل لتفسير النقصان في الحجم الذري في الدورة الواحدة بزيادة العدد الذري، لأن زيادة العدد الذري في الدورة الواحدة يؤدي إلى زيادة عدد البروتونات مع ثبات عدد إلكترونات المستويات الداخلية الحاجبة.

ولا يستخدم هذا العامل لمقارنة حجوم عناصر المجموعة الواحدة لبقاء شحنة النواة الفاعلة ثابتة تقريباً لعناصر المجموعة الواحدة، لأن ازدياد عدد البروتونات في النواة يقابلها زيادة مماثلة في عدد الإلكترونات الحاجبة.

سؤال: فسر صغرحجم ذرة المغنيسيوم بالنسبة لذرة الصوديوم على الرغم من تشابه رقم الغلاف الخارجي لهما.

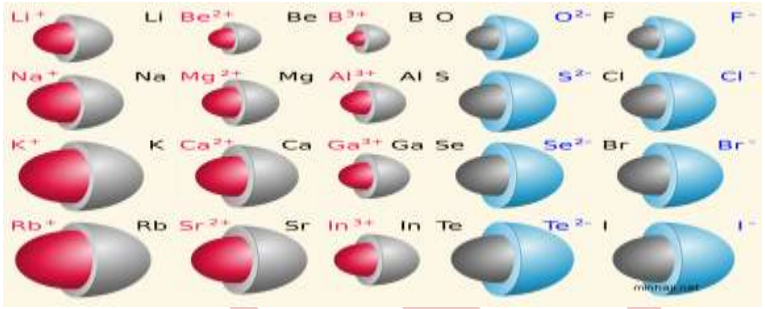


الجواب: أن ذرتي الصوديوم والمغنيسيوم تنتميان إلى الدورة نفسها (الدورة الثالثة) من الجدول الدوري، وعليه فإن الإلكترون الأخير في كلا الذرتين موجود في الغلاف الرئيس الثالث، إلا أن شحنة النواة الفاعلة في المغنيسيوم أكبر من شحنة النواة الفاعلة في ذرة الصوديوم، فالإلكترونات الخارجية في ذرة المغنيسيوم منجذبة إلى عدد أكبر من البروتونات، لذا يكون حجم ذرتها أصغر.

ثانياً: حجوم الأيونات

مقارنة حجم الذرة مع أيونها

فيما يلي نموذج يبين حجوم ذرات عناصر ممثلة مع حجوم أيوناتها:



لاحظ من الشكل السابق أن:

- حجم الذرة المتعادلة أكبر من حجم أيونها الموجب.
- حجم الأيون السالب أكبر من حجم ذرته المتعادلة.

ويفسر ذلك على النحو التالي:

- حجم الذرة أكبر من حجم أيونها الموجب لأن رقم الغلاف الرئيس في الأيون الموجب أقل من رقم مستوى الطاقة الرئيس في الذرة المتعادلة.
- حجم الأيون السالب أكبر من حجم ذرته المتعادلة لأن إدخال إلكترون إلى الغلاف الرئيس الأخير يزيد من التنافر بين الإلكترونات، فيزداد الحجم.

ملاحظة: لا يتغير العدد الذري للعنصر (عدد بروتوناته) عندما يفقد أو يكسب إلكتروناً أو أكثر.

سؤال: أيهما أكبر حجماً:

1. ذرة المغنيسيوم (ع.ذ = 12) أم أيونها الثنائي الموجب Mg^{2+} . لماذا؟

2. ذرة النتروجين (ع.ذ = 7) أم أيونها الثلاثي السالب N^{3-} . لماذا؟

الحل:

-1

$Mg:1s^2 2s^2 2p^6 \mathbf{3}s^2{}_{12}$

$_{12}Mg^{2+}:1s^2\ \mathbf{2}s^2\mathbf{2}p^6$

أيون المغنيسيوم أصغر حجماً، لأن الإلكترونات الخارجية موجودة في الغلاف الرئيس الثاني الأقرب للنواة من الغلاف الرئيس الثالث الذي توجد فيه إلكترونات ذرة المغنيسيوم المتعادلة.

-2

$_7N:1s^2 2s^2 2p^3$

$_7N^{3-}:1s^2 2s^2 2p^6$

أيون النتروجين أكبر حجماً من ذرته المتعادلة لأن إضافة ثلاثة إلكترونات إلى الغلاف الرئيس الثاني يؤدي إلى زيادة قوة التنافر بين الإلكترونات فيزداد الحجم.

سؤال: في كل زوج من الأزواج الآتية، بين أيهما أكبر حجماً:

1. Al أم Al^{3+} (ع.ذ Al = 13) .
2. O أم O^{2-} (ع.ذ O = 8) .

مقارنة حجوم أيوني ذرتين مختلفتين

لمقارنة حجوم أيونات لعناصر مختلفة نستخدم العوامل المستخدمة لمقارنة حجوم ذرات متعادلة، وهي:

1. عدد الكم الرئيس (n):

زيادة قيمة (n) تعمل على زيادة حجم الذرة أو الأيون.

2. شحنة النواة الفاعلة.

بزيادة شحنة النواة الفاعلة يزداد الحجم.

مثال: أيهما أكبر حجماً: أيون الألومنيوم الثلاثي الموجب (العدد الذري للألومنيوم = 13) أم أيون الفلور الأحادي السالب (العدد الذري للفلور = 9)؟ فسر إجابتك.

الحل:

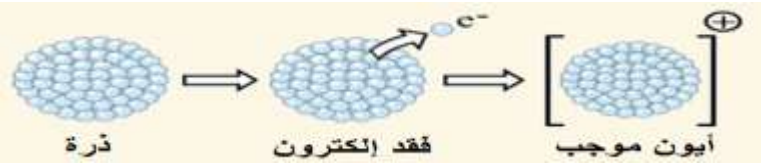
$^{6}p^{2}2s^{2}2s1:^{+3}Al$

$^{6}p^{2}2s^{2}2s1:^{-}I$

الإلكترونات الأخيرة في كلا الأيونين موجودة في الغلاف الرئيس الثاني (n=2) أي أن قيمة (n) متشابهه في كلا الأيونين، إلا أن شحنة النواة الفاعلة في أيون الألومنيوم أكبرمن شحنة النواة الفاعلة في أيون الفلور، فالإلكترونات الأخيرة في أيون الألومنيوم منجذبة إلى (13) بروتون، بينما تنجذب الإلكترونات الأخيرة لأيون الفلور إلى (9) بروتونات، لذا يكون حجم أيون الألومنيوم أصغر.

ثالثاً: طاقة التأين

طاقة التأين بشكل عام تمثل الطاقة التي تعطى للذرة أو الأيون الموجب لنزع الإلكترون الأخير.



طاقة التأين: هي كمية الطاقة التي تلزم للتغلب على قوى التجاذب بين النواة والالكترون الاضعف ارتباطا بالذرة (الابعد عن النواة) وتؤدي هذه العملية لتكوين ايونات موجبة.

ويمكن تعريفها بانها الطاقة اللازمة لنقل الإلكترون الأبعد عن النواة من المستوى الموجود فيه إلى المستوى اللانهائي للذرة وهي في الحالة الغازية.

ولكل عنصر عدد من طاقات التأين تساوي عدده الذري، فعنصر الصوديوم مثلاً يمتلك (11) طاقة تأين لأن عدده الذري = 11

طاقة التأين الأول: الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لفصل الإلكترون الأبعد عن النواة من ذرة العنصر المتعادلة وهي في الحالة الغازية.

المعادلة الآتية تمثل معادلة طاقة التأين الأول ($ط_1$) للصوديوم:

$$Na_{(g)} + ٤٩٥,٨ \text{ كيلوجول/مول} \rightarrow Na^+_{(g)} + e^-$$

طاقة التأين الثاني: الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لفصل الإلكترون الأبعد عن النواة من أيون العنصر الأحادي الموجب وهو في الحالة الغازية.

المعادلة الآتية تمثل معادلة طاقة التأين الثاني ($ط_2$) للصوديوم:

$$Na^+_{(g)} + ٤٥٦٥ \text{ كيلوجول/مول} \rightarrow Na^{2+}_{(g)} + e^-$$

الجدول (١ –٥): طاقات تأين بعض عناصر الجدول الدوري.

رمز العنصر	ط١	ط٢	ط٣	ط٤	ط٥	ط٦	ط٧	ط٨
H	١٣١٢							
He	٢٣٧١	٥٢٥٠						
Li	٥٢٠	٧٢٩٧	١١٨١٠					
Be	٨٩٩	١٧٥٧	١٤٨٤٥	٢١٠٠٠				
B	٨٠١	٢٤٢٦	٣٦٥٩	٢٥٠٢٠	٣٢٨٢٠			
C	١٠٨٦	٢٣٥٢	٤٦١٩	٦٢٢٤	٣٧٨٢٠	٤٧٢٦٠		
N	١٤٠٢	٢٨٥٥	٤٥٧٦	٧٤٧٣	٩٤٤٢	٥٣٢٥٠	٦٤٣٤٠	
O	١٣١٤	٣٣٨٨	٥٢٩٦	٧٤٦٧	١٠٩٨٧	١٣٣٢٠	٧١٣٢٠	٨٤٠٧٠
F	١٦٨١	٣٣٧٥	٦٠٤٥	٨٤٠٨	١١٠٢٠	١٥١٦٠	١٧٨٦٠	٩٢٠١٠
Ne	٢٠٨١	٣٩٦٣	٦١٣٠	٩٣٦١	١٢١٨٠	١٥٢٤٠		
Na	٤٩٦	٤٥٦٣	٦٩١٣	٩٥٤١	١٣٣٥٠	١٦٦٠٠	٢٠١١٣	٢٥٦٦٦
Mg	٧٣٨	١٤٥٠	٧٧٣١	١٠٥٤٥	١٣٦٢٧	١٧٩٩٥	٢١٧٠٠	٢٥٦٦٢
Al	٥٧٨	١٨١٧	٢٧٤٥	١١٥٧٧	١٤٨٢٨	١٨٣٧٧	٢٣٢٩٨	٢٧٤٥٦

يتضح من الجدول (١–٥) أن طاقة التأين الرابعة للألومنيوم ارتفعت كثيرًا مقارنة بطاقة التأين الثالثة، وهذا يفسر وجود الألومنيوم بصورة أيونات ثلاثية موجبة Al^{3+} في مركباته، وعدم قدرته على تكوين أيونات Al^{4+}، ويمكن تمثيل عملية تأين الألومنيوم بالمعادلات الآتية:

طاقة التأين الأولى: $Al_{(g)} + 578kJ/mol \longrightarrow Al^{+}_{(g)} + e^{-}$

طاقة التأين الثانية: $Al^{+}_{(g)} + 1817kJ/mol \longrightarrow Al^{2+}_{(g)} + e^{-}$

طاقة التأين الثالثة: $Al^{2+}_{(g)} + 2745kJ/mol \longrightarrow Al^{3+}_{(g)} + e^{-}$

ملاحظة: لأي عنصر دائماً:

$ط_1 < ط_2 < ط_3 < ط_4$ .....

لأنه كلما نزعنا إلكترون من الذرة أو الأيون قل الحجم وزادت طاقة التأين.

سؤال: ماذا تمثل قيم الطاقة التي تحتها خط في المعادلات التالية:

$Al^{3+}_{(g)}$ + ١١٥٨٠ كيلوجول/مول → $Al^{4+}_{(g)} + e^-$

$p^+_{(g)}$ + ١٨٩٦ كيلوجول/مول → $p^{2+}_{(g)} + e^-$

$S^{5+}_{(g)}$ + ٨٤٩٠ كيلوجول/مول → $S^{6+}_{(g)} + e^-$

دورية طاقة التأين

يكون التغير قيم طاقات التأين للعناصر في الجدول الدوري عكس التغير في الحجم.

العوامل المؤثرة في طاقة التأين

1- عدد الكم الرئيس (n)

بزيادة عدد الكم الرئيس (n) يزداد الحجم وتضعف قوة جذب النواة للإلكترونات الخارجية فتقل طاقة التأين.(عكسي)

2- شحنة النواة الفاعلة.

بزيادة شحنة النواة الفاعلة يزداد التجاذب بين الإلكترونات الخارجية والنواة، فيقل الحجم وتزداد طاقة التأين.(طردي)

3- الاستقرارية في التركيب الإلكتروني.

إذا كان المستوى الفرعي الأخير ممتلئ أو نصف ممتليء بالإلكترونات، فإن تركيبه الإلكتروني يصبح مستقراً، فيصعب نزع إلكترونه الأخير فتزداد طاقة التأين.

سؤال: أيهما أعلى: طاقة التأين **الأول** للصوديوم (ع.ذ=11) أم طاقة التأين **الأول** للبوتاسيوم (ع.ذ=19)؟

$_{11}Na: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

$_{19}K: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

الإلكترون الأخير في ذرة البوتاسيوم موجود في مستوى الطاقة الرئيس الرابع الأبعد عن النواة من الإلكترون الأخير في ذرة الصوديوم والموجود في مستوى الطاقة الرئيس الثالث، وهذا يعني أن حجم ذرة الصوديوم أصغر، لذا يصعب نزع الإلكترون الأخير من ذرة الصوديوم فتزداد طاقة التأين.

سؤال: أيهما أعلى: طاقة التأين **الأول** للكبريت S_{16} أم طاقة التأين **الأول** للسيليكون Si_{14}؟

$_{16}S: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

$_{14}Si: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

الإلكترون الأخير في كلا الذرتين موجود في مستوى الطاقة الرئيس الثالث، إلا أن شحنة النواة الفاعلة لذرة الكبريت أكبر، لذا تزداد قوة جذب النواة للإلكترونات الخارجية، فيقل الحجم وتزداد طاقة التأين.

سؤال: أيهما أعلى: طاقة التأين **الأول** للصوديوم (ع.ذ=11) أم **الثاني** له؟

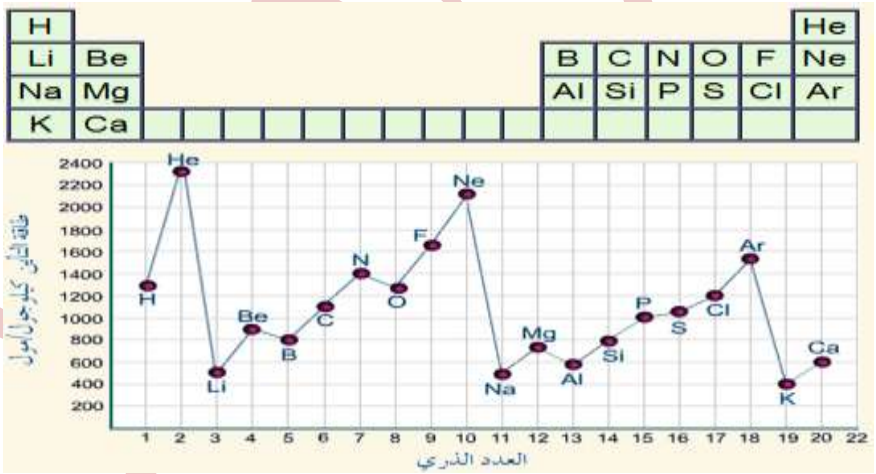
$_{11}Na:1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

$_{11}Na^+:1s^2 2s^2 2p^6$

الإلكترون الأخير في أيون الصوديوم موجود في مستوى الطاقة الرئيس الثاني الأقرب للنواة من الإلكترون الأخير في ذرة الصوديوم المتعادلة والموجود في مستوى الطاقة الرئيس الثالث، وعليه فإن حجم أيون الصوديوم أقل وطاقة تأينه أعلى، إضافة إلى أن التوزيع الإلكتروني لأيون الصوديوم أكثر استقراراً من التوزيع الإلكتروني للذرة المتعادلة، لذا يصعب نزع الإلكترون الأخير منه فتزداد طاقة التأين.

تغير طاقة التأين بتغير العدد الذري

يمكننا تتبع التغير في طاقة التأين لعناصر الجدول بتغير العدد الذري من الشكل الذي التالي:



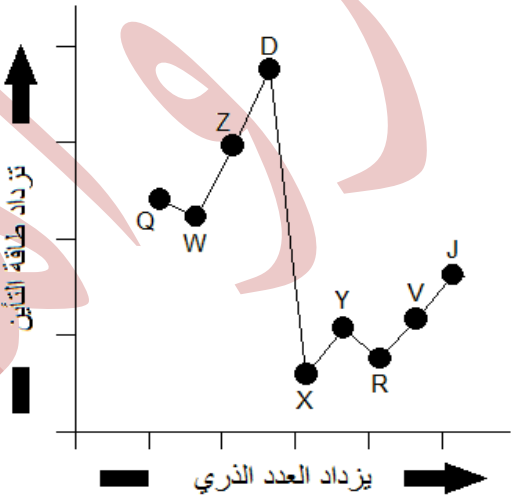
تزداد طاقة التأين في الدورة الواحدة بزيادة العدد الذري لزيادة شحنة النواة الفاعلة ونقصان الحجم، وتصل ذروتها عند الوصول للغاز النبيل في نهاية كل دورة، ثم تنخفض طاقة التأين بشكل مفاجئ بعد الغاز النبيل لانتقالنا إلى دورة جديدة فتزداد قيمة (n).

هنالك حالتان شاذتان في طاقة التأين هما:

عناصر المجموعة الثالثة مقارنة بالمجموعة الثانية، والمجموعة السادسة مقارنة بالمجموعة الخامسة.

- تؤخذ الحالات الشاذة بالاعتبار فقط عند مقارنة طاقة التأين الأول لعنصرين ينتميان لهتين المجموعتين بشرط أن يكونا من الدورة نفسها.
- تزداد طاقة التأين للعناصر الانتقالية بشكل طفيف.

سؤال: الشكل التالي يمثل العلاقة بين طاقة التأين والعدد الذري لعددٍ من العناصر المتتابعة في العدد الذري، وقد رُمز لها برموزٍ افتراضية. ادرس الشكل ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



1. اكتب رمز الغاز النبيل.؟ D
2. اكتب رمز عنصرين ينتميان لمجموعةٍ واحدةٍ.؟ Q , J
3. اكتب رمز عنصر يكوّن في مركباته شحنة ثنائية موجبة.؟ Y
4. ما عدد الإلكترونات المنفردة في ذرة العنصر W ؟ إلكترونان منفردان.
5. إذا كان العنصر Z يقع في الدورة الثانية، فما العدد الذري للعنصر V ؟ 14

رابعا:الالفة الإلكترونية

الالفة الإلكترونية: هي مقدار التغير في الطاقة المصاحبة لإضافة الكترون للذرة المتعادلة وهي في الحالة الغازية.

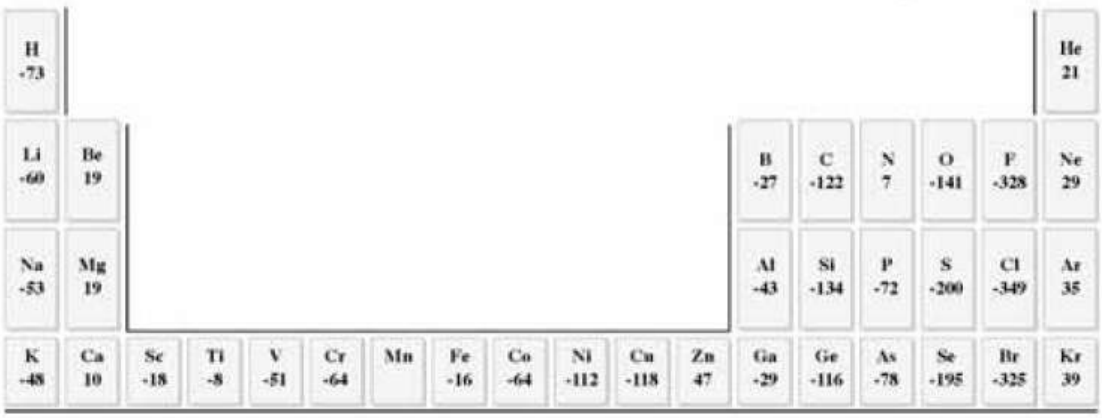
ان بعض العناصر لا تميل لفقد الالكترونات في تفاعلاتها كما في اللافلزات بسبب ارتفاع طاقة تأينها ،بل تميل لكسب الالكترونات.

عند اكتساب الذرة للالكترونات يحتل الإلكترون حيزا في أحد أفلاك الغلاف الخارجي للذرة وينجذب نحو النواة بقوة فتقل نتيجة لذلك طاقة وضع الالكترون ويرافق ذلك انبعاث مقدار معين من الطاقة يسمى **بالالفة الإلكترونية** مثل:

$$F_{(g)} + e^- \longrightarrow F^-_{(g)} + 328\ kj/mol$$

فتصبح اكثر ثباتا واستقرارا.

مهم: تزداد الالفة الإلكترونية بشكل عام بنقصان الحجم الذري في الدورة الواحدة أي بالاتجاه من اليسار الى اليمين حيث تتناقص نزولا في المجموعة الواحدة بزيادة الحجم الذري أي بالاتجاه من الاعلى للاسفل.



الشكل (١-٢٤): قيم الألفة الإلكترونية لبعض العناصر مقدرّة بالكيلوجول/مول.

* تعرف الكهروسلبية بانها قدرة الذرة على جذب الإلكترونات التي تربطها بذرة أخرى في الجزيء و هي نصف حاصل جمع قيم الألفة الإلكترونية و طاقات التأين : و يمكن حسابها من خلال العلاقة التالية :

الكهروسلبية = (طاقة التأين +الالفة الإلكترونية)/2

الفصل السابع: النظرية الميكانيكية الموجية للذرة

توصل العالم **دي بروي** إلى أن للإلكترون طبيعة موجية، إضافة إلى طبيعته المادية.

وبتصور حركة الإلكترون الموجية حول النواة ظهر مفهوم الغيمة الإلكترونية، وهي المنطقة الفراغية حول النواة التي يوجد فيها أكبر احتمال لوجود الإلكترون، وأطلق على تلك المنطقة اسم الفلك Orbital.

توصل العالم **شرودنغر** مستفيداً من أفكار دي بروي إلى معادلة رياضية معتمداً على طبيعته الموجية، وسميت تلك المعادلة بمعادلة الموجة.

وقد نتج من حل معادلة شرودنغر ثلاثة أعداد عرفت بأعداد الكم Quantum Numbers، وهي تصف موقع الإلكترون في الذرة بدلالة ثلاثة مواضع، هي:

1. مستوى الطاقة الرئيس.
2. مستوى الطاقة الفرعي.
3. الفلك.

أما أعداد الكم الثلاثة التي نتجت من حل معادلة شرودنغر فهي:

1. **عدد الكم الرئيس**

عدد الكم الرئيسي (n)، ويصف موقع الإلكترون بدلالة الغلاف الرئيس.

ويشير إلى رقم الغلاف الرئيس حول النواة (مستوى الطاقة الرئيس)، ويأخذ عدد الكم الرئيس قيماً صحيحة موجبة

$$n = 1 \quad 2 \quad 3 \quad 4 \quad 5 \quad \ldots\ldots$$

حيث يدل كل رقم على غلاف رئيس معين، وكلما قلت قيمة (n) اقترب الغلاف الرئيس من النواة وقلت طاقته، فعدد الكم الرئيس يرتبط بقيم طاقة الغلاف ومعدل بعده عن النواة.

1. أيهما أكبر حجماً: الغلاف الرئيس الثاني أو الرابع؟

الغلاف الرئيس الرابع أكبر حجماً؛ لأنه أبعد عن النواة.

2. أي الغلافين الرئيسين له طاقة أعلى: الأول أم الثاني؟

الغلاف الرئيس الثاني له طاقة أعلى؛ لأن طاقة المستوى تزداد بالابتعاد عن النواة

2. **عدد الكم الفرعي**

عدد الكم الفرعي (l)، ويصف موقع الإلكترون بدلالة الغلاف الفرعي.

ويبين هذا العدد الأغلفة الفرعية الموجودة داخل الأغلفة الرئيسة، ويأخذ عدد الكم الفرعي القيم:

l =	0	1	2	3	.....	(n – 1)
رمزه	s	p	d	f		

ويحتوي كل غلاف رئيس على عددٍ من الأغلفة الفرعية يساوي قيمة (n) للغلاف الرئيس.

رقم الغلاف الرئيس (n)	عدد الأغلفة الفرعية	رموز الأغلفة الفرعية
١	١	s
٢	٢	s و p
٣	٣	s و p و d
٤	٤	s و p و d و f

الجدول التالي يلخص قيم أعداد الكم الرئيسة والفرعية للأغلفة الأربعة الأولى:

قيم (n) الغلاف الرئيس	الغلاف الفرعي		رمز الغلاف الفرعي
	/	الرمز	
١	٠	s	1s
٢	١	s p	2s 2p
٣	٢	s p d	3s 3p 3d
٤	٣	s p d f	4s 4p 4d 4f

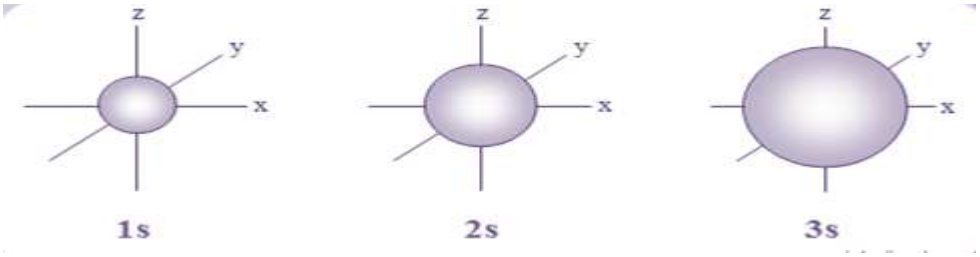
ويرتبط بعدد الكم الفرعي خاصيتيّ:

1. تحديد طاقة الغلاف الفرعي.
2. الشكل العام للأفلاك فيه.

الجدول التالي يوضح أشكال الأفلاك في الغلافين الرئيسين الأول والثاني:

الغلاف الرئيس (n)	الغلاف الفرعي	قيمة عدد الكم الفرعي	شكل الفلك
١	s	٠	
٢	s	٠	
	p	١	

سؤال: لاحظ الشكل الآتي الذي يبين الحجوم النسبية لأفلاك s في أدنى ثلاثة أغلفة رئيسة، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



1. أيهما أعلى طاقة: s1 أم s2؟ لماذا؟

الغلاف الفرعي s2 أعلى طاقة؛ لأنه موجود في الغلاف الرئيس الثاني الأبعد عن النواة والأعلى طاقة من الغلاف الرئيس الأول.

2. ما العدد الكمي الفرعي، والعدد الكمي الرئيس للغلاف الفرعي s3؟

العدد الكمي الرئيس (3)، والعدد الكمي الفرعي (0).

3. ما العلاقة بين حجم الفلك ورقم الكم الرئيس له؟

كلما زادت قيمة عدد الكم الرئيس زاد حجم الفلك.

3. **عدد الكم المغناطيسي**

عدد الكم المغناطيسي (m)، ويصف موقع الإلكترون بدلالة الفلك.

ويبين هذا العدد الأفلاك الموجودة داخل الأغلفة الفرعية، ويأخذ عدد الكم المغناطيسي القيم: ($-l$ إلى $+l$)

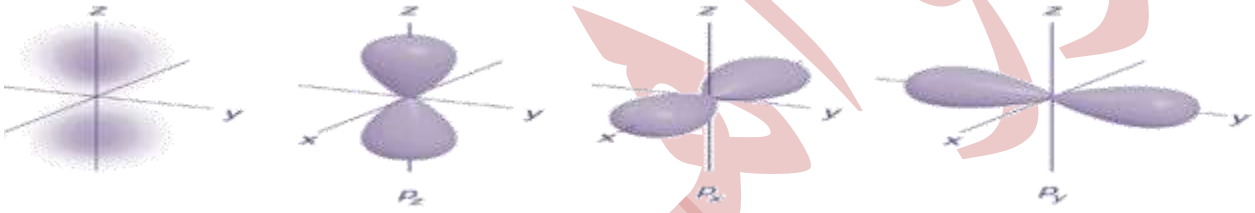
فمثلاً للغلاف الفرعي p قيمة (l=1)، لذا فإن عدد قيم ml المحتملة له تساوي (-1 ، 0 ، +1)، وهذا يعني أن الغلاف الفرعي p يحتوي على ثلاثة أفلاك.

الجدول التالي يمثل عدد الأفلاك في كل غلاف فرعي:

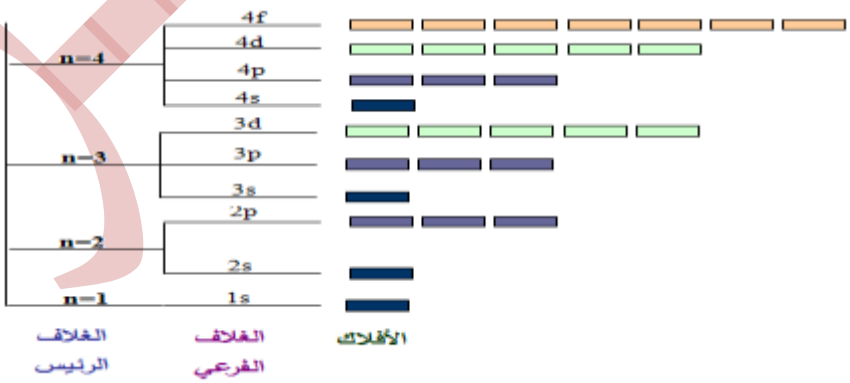
الغلاف الفرعي (l)	قيم (m/)	عدد الأفلاك
s	٠	١
p	-١ ، ٠ ، +١	٣
d	-٢ ، -١ ، ٠ ، +١ ، +٢	٥
f	-٣ ، -٢ ، -١ ، ٠ ، +١ ، +٢ ، +٣	٧

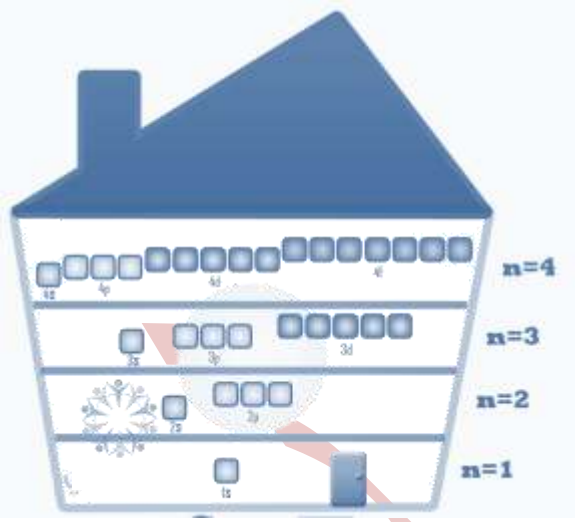
الخاصية المرتبطة بعدد الكم المغناطيسي:**تحديد الاتجاه الفراغي للفلك.**

فمثلاً يحتوي الغلاف الفرعي p على ثلاثة أفلاك تتشابه في الشكل والطاقة والحجم في الغلاف الرئيس الواحد، ولكنها تختلف فيما بينها في كونها متعامدة على بعضها على المحاور الثلاث (x,y,z).



والآن يمكن ربط أعداد الكم الثلاثة مع بعضها في الشكل التالي:





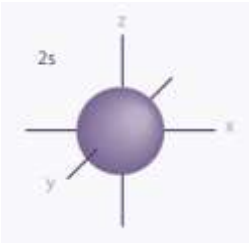
سؤال: من خلال دراستك للشكل السابق أجب عن الأسئلة التالية:

1. ما عدد الأغلفة الفرعية في الغلاف الرئيس الثالث؟3 اغلفة فرعية
2. ما عدد الأفلاك في الغلاف الفرعي 3d؟5 افلاك
3. ما عدد الأفلاك في الغلاف الرئيس الرابع؟16 فلك

أشكال ومميزات الأفلاك الذرية

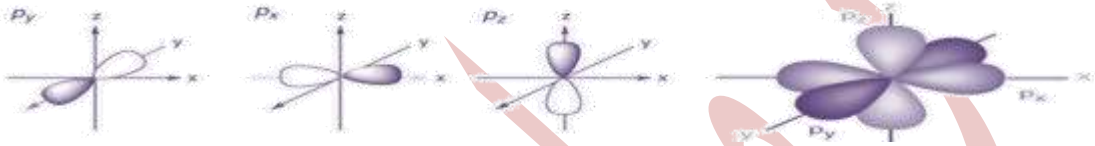
أولاً: الغلاف الفرعي s

1. يحتوي على فلك واحد.
2. يبدأ بالظهور من مستوى الطاقة الرئيس الأول.
3. سعته القصوى (2) إلكترون.
4. شكله كروي.
5. يزداد حجمه وطاقته بزيادة عدد الكم الرئيس.



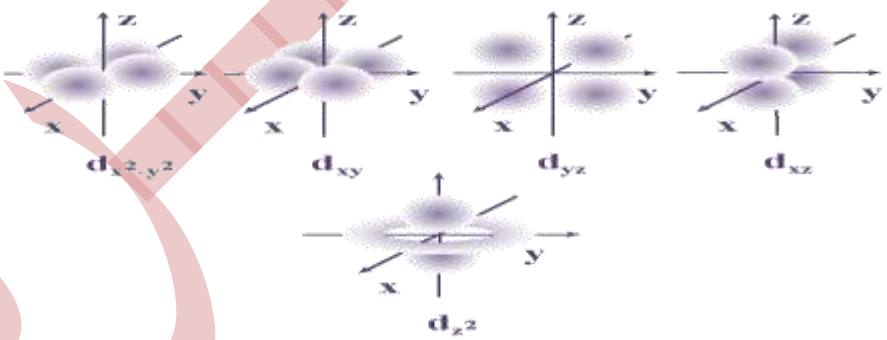
ثانياً: الغلاف الفرعي p

1. يحتوي على ثلاثة أفلاك في كل مستوى فرعي، وكل فلك منها يتموضع على أحد المحاور.
2. تتخذ اتجاهات فراغية متعامدة بزاوية (90) درجة.
3. يبدأ بالظهور من مستوى الطاقة الرئيس الثاني.
4. سعته القصوى (6) إلكترونات.
5. أشكال أفلاكه مغزلية.
6. يزداد حجمه وطاقته بزيادة عدد الكم الرئيس.



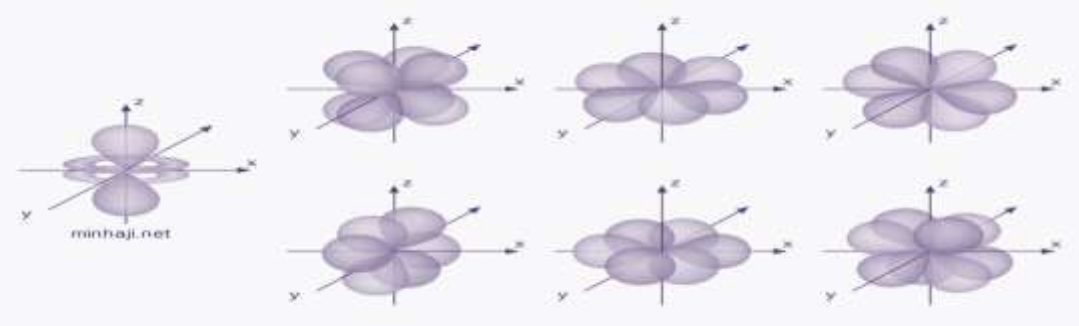
ثالثاً: الغلاف الفرعي d

1. يحتوي على خمسة أفلاك في كل مستوى فرعي.
2. يبدأ بالظهور من مستوى الطاقة الرئيس الثالث.
3. سعته القصوى (10) إلكترونات.
4. يزداد حجمه وطاقته بزيادة عدد الكم الرئيس.



رابعاً: الغلاف الفرعي f

1. يحتوي على سبعة أفلاك في كل مستوى فرعي.
2. يبدأ بالظهور من مستوى الطاقة الرئيس الرابع.
3. سعته القصوى (14) إلكترون.
4. يزداد حجمه وطاقته بزيادة عدد الكم الرئيس.



4.عدد الكم المغزلي

إضافة إلى أعداد الكم الثلاثة التي نتجت من حل معادلة شرودنغر، فإن هنالك عدداً كمياً رابعاً هو عدد الكم المغزلي (m_s)، ويشير إلى اتجاه الدوران المحوري للإلكترون حول نفسه (اتجاه الغزل) في الفلك، وهو يأخذ القيم ($-1/2$ ، $+1/2$)، وفي حالة وجود إلكترونين في الفلك نفسه فإن كلاً منهما سوف يغزل حول نفسه باتجاه معاكس لغزل الإلكترون الآخر، وتكون قيمة رقم الكم المغزلي (m_s) لأحدهما موجب نصف، وللآخر سالب نصف.

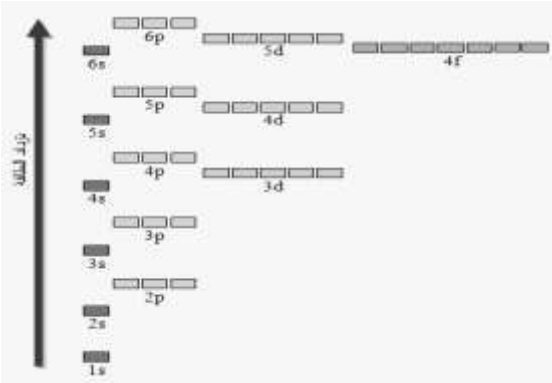
ونتيجة لدوران الإلكترونين حول محوريهما في الفلك نفسه باتجاهين متعاكسين، فإنه ينشأ عن ذلك مجالان مغناطيسيان متعاكسان في الاتجاه، فيتجاذبان مغناطيسياً، وهذا يقلل التنافر بينهما مما يساعد على وجود إلكترونين في الفلك نفسه.

القيمة الالكترونية: هي معدل بعد الالكترون عن النواه وحركته ضمن أي غلاف طاقة تسبب فيه حركة موجية مستمرة.

الفلك: هو المنطقة الفراغية حول النواة التي يكون فيها اكبر احتمال لوجود الالكترون.

أغلفة الطاقة الفرعية في الذرات عديدة الالكترونات:

الشكل التالي يمثل مخططاً لأغلفة الطاقة الفرعية في الذرات عديدة الإلكترونات:



يمكن من الشكل السابق استنتاج ما يلي:

1. **تزداد طاقة الغلاف الفرعي بازدياد قيمة n .**

   ومنه بزيادة قيمة n يتناقص فرق الطاقة بين الأغلفة.

2. **يحدث تداخل بين طاقة الأغلفة الفرعية ابتداءً من الغلاف الرئيس الثالث**

3. **تتفاوت طاقة الأغلفة الفرعية ضمن الغلاف الرئيس الواحد.**
4. **تتساوى طاقة أفلاك الغلاف الفرعي الواحد في الغلاف الرئيس نفسه.**

مبدأ الاستبعاد لباولي

نص مبدأ باولي:"في ذرة ما لا يوجد إلكترونان لهما نفس قيم أعداد الكم الأربعة".

النتيجة:الفلك الواحد لا يستوعب أكثر من إلكترونين.

التوضيح:لنفرض أن فلكاً من نوع s في الغلاف الرئيس الأول يحتوي على إلكترونين، فإن:

الإلكترونان موجودان في الغلاف الرئيس الأول (تشابها في عدد الكم الرئيس).

الإلكترونان موجودان في الغلاف الفرعي s (تشابها في عدد الكم الفرعي).

وبما أن الغلاف الفرعي s يحتوي على فلك واحد، وهذان الإلكترونان موجودان في هذا الفلك، فالإلكترونان

يمتلكان العدد الكمي المغناطيسي ذاته.

ولكن أحد الإلكترونين يدور في الفلك مع عقارب الساعة والآخر عكس عقارب الساعة (اختلفا في عدد الكم المغزلي).

والآن لنفترض أننا أدخلنا إلكتروناً ثالثاً للغلاف الفرعي s فإنه حتماً سيتشابه مع أحد الإلكترونين السابقين في عدد الكم المغزلي، وهذا يدل على أن الفلك الواحد لا يستوعب أكثر من إلكترونين.

الجدول التالي يمثل أعداد الكم الأربعة لإلكتروني الفلك s2 :

	n	l	m_l	m_s
الإلكترون الأول	2	0	0	$+1/2$
الإلكترون الثاني	2	0	0	$-1/2$

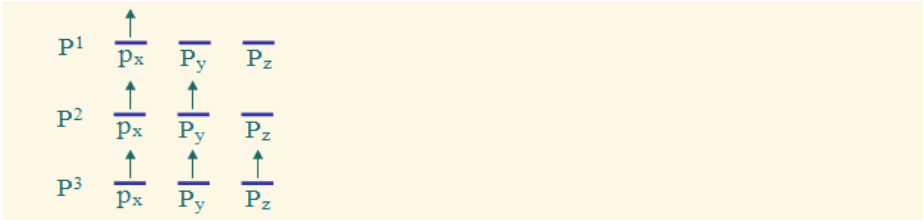
لاحظ من الجدول أن الإلكترونين تشابها في ثلاثة أعداد كمية فقط.

ومن خلال مبدأ باولي يمكن استنتاج العلاقة بين عدد أفلاك الغلاف الفرعي وسعته القصوى من الإلكترونات. الجدول التالي يوضح ذلك:

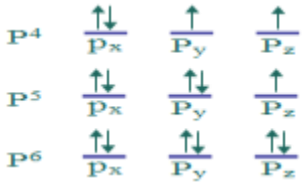
الغلاف الفرعي	عدد الأفلاك	سعة الغلاف الفرعي القصوى من الإلكترونات
s	1	2
p	3	6
d	5	10
f	7	14

ثالثاً: قاعدة هوند

بيّن العالم هوند أن الإلكترونات تملأ أفلاك الغلاف الفرعي الواحد فرادى باتجاه الغزل نفسه، ثم تبدأ بالازدواج في الأفلاك تباعاً بعد ذلك باتجاه غزل معاكس.



وعند وجود إلكترون رابع، فإنه يدخل إلى أحد الأفلاك باتجاه غزل معاكس لاتجاه غزل الإلكترون الموجود في الفلك، أي يزدوج الإلكترونان في الفلك كما يلي:

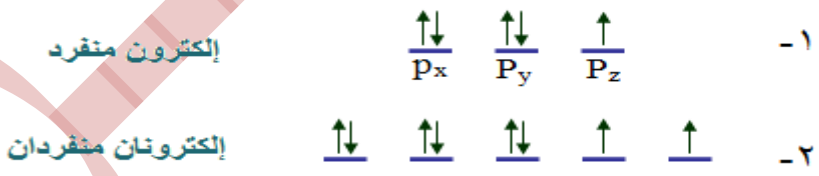


سؤال (1): ما عدد الإلكترونات المنفردة في الحالات السابقة؟

الحالة	p^1	p^2	p^3	p^4	p^5	p^6
عدد الإلكترونات المنفردة	1	2	3	2	1	0

سؤال (2): باستخدام قاعدة هوند بيّن كيف تتوزع:

1. خمسة إلكترونات في أفلاك 4p ، ثم بيّن عدد الإلكترونات المنفردة فيها.
2. ثمانية إلكترونات في أفلاك 6d ، ثم بيّن عدد الإلكترونات المنفردة فيها.



رابعاً: التوزيع الإلكتروني للذرات

توزع الإلكترونات في أفلاك الذرة وفق ترتيب يُسمى التوزيع الإلكتروني.

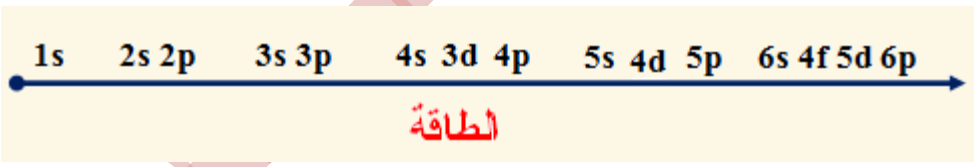
قواعد كتابة التوزيع الإلكتروني للذرات:

1. العدد الذري للعنصر هو عدد إلكترونات ذرة العنصر المتعادلة.

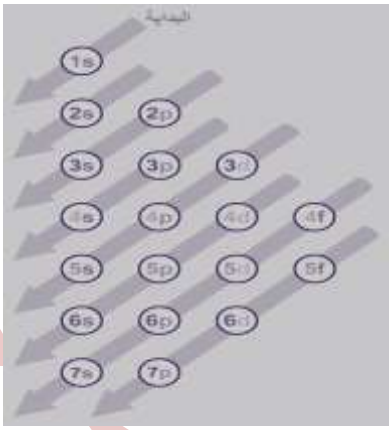
2. لا يتسع الفلك الواحد لأكثر من إلكترونين (مبدأ باولي).
3. سعة الأغلفة الفرعية القصوى من الإلكترونات على النحو التالي:

s	p	d	f
2	6	10	14

4. تتوزع الإلكترونات على أفلاك الغلاف الفرعي الواحد فرادى ثم تعود للتزاوج بعد أن يصبح الغلاف الفرعي نصف ممتلىء (قاعدة هوند).
5. يملأ الغلاف الفرعي الأدنى طاقة أولاً بالإلكترونات، ثم الأعلى طاقة، وهكذا.
6. تملأ الأغلفة الفرعية بالإلكترونات وفق الترتيب التالي:



يمكنك استخدام مخطط الأغلفة الفرعية التالي والذي يمثل ترتيب الأغلفة الفرعية حسب طاقتها:

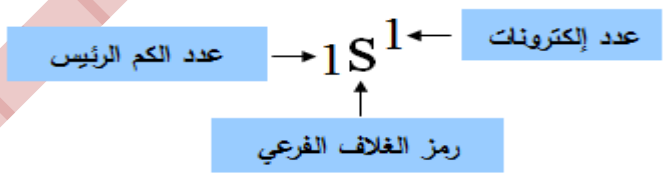


التركيب الإلكتروني لأول عشرة عناصر

الهيدروجين (العدد الذري = 1)

$_1H : 1s^1$

دلالة الرموز والأرقام في التركيب الإلكتروني للهيدروجين:



الهيليوم (العدد الذري = 2)

$_2He : 1s^2$

لاحظ أن مستوى الطاقة الرئيس الأول قد امتلأ بالإلكترونات عند كتابة التركيب الإلكتروني لذرة الهيليوم، لذلك يعتبر الهيليوم غازاً نبيلاً، وهو أول وأخف الغازات النبيلة.

يعد العنصر من الغازات النبيلة إذا كان مستوى الطاقة الرئيس الأخير فيه ممتلئاً بالإلكترونات.

الليثيوم (العدد الذري = 3)

$_{3}Li : 1s^{2}\ 2s^{1}$

ويمكن كتابة التركيب الإلكتروني له بدلالة الغاز النبيل الذي يسبقه كما يلي:

$_{3}Li : [He]\ 2s^{1}$

البريليوم (العدد الذري = 4)

$_{4}Be : 1s^{2}\ 2s^{2}$

$_{4}Be : [He]\ 2s^{2}$

البورون (العدد الذري = 5)

$_{5}B : 1s^{2}\ 2s^{2}\ 2p^{1}$

$_{5}B : [He]\ 2s^{2}\ 2p^{1}$

الكربون (العدد الذري = 6)

$_{6}C : 1s^{2}\ 2s^{2}\ 2p^{2}$

$_{6}C : [He]\ 2s^{2}\ 2p^{2}$

النتروجين (العدد الذري = 7)

$_{7}N : 1s^{2}\ 2s^{2}\ 2p^{3}$

$_{7}N : [He]\ 2s^{2}\ 2p^{3}$

الأكسجين (العدد الذري = 8)

$_{8}O : 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

$_{8}O : [He]\ 2s^2\ 2p^4$

الفلور (العدد الذري = 9)

$_{9}F : 1s^2\ 2s^2\ 2p^5$

$_{9}F : [He]\ 2s^2\ 2p^5$

النيون (العدد الذري = 10)

$_{10}Ne : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

$_{10}Ne : [He]\ 2s^2\ 2p^6$

لاحظ أن مستوى الطاقة الرئيس الثاني قد امتلأ بالإلكترونات عند كتابة التركيب الإلكتروني لذرة النيون، لذلك يعتبر النيون غازاً نبيلاً.

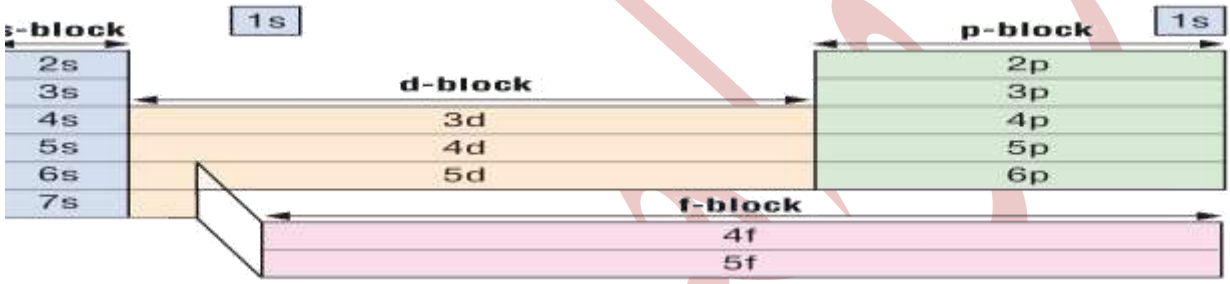
يستخدم النيون في كتابة التركيب الإلكتروني لأي عنصر يلي النيون في العدد الذري.

الجدول الدوري الحديث

قطاعات الجدول الدوري

يتألف الجدول الدوري من أربعة قطاعات، وكل قطاع منها له علاقة بالتركيب الإلكتروني للعنصر الذي ينتمي إليه، وهذه القطاعات هي:

1. قطاع s : ويضم العناصر التي ينتهي تركيبها الإلكتروني بالغلاف الفرعي s.
2. قطاع p : ويضم العناصر التي ينتهي تركيبها الإلكتروني بالغلاف الفرعي p.
3. قطاع d : ويضم العناصر التي ينتهي تركيبها الإلكتروني بالغلاف الفرعي d.
4. قطاع f : ويضم العناصر التي ينتهي تركيبها الإلكتروني بالغلاف الفرعي f.



لاحظ أن الجدول الدوري القطاعات مقسمة إلى 2 ، 6 ، 10 ، 14 عمود، وتعلم بأن السعة القصوى للأغلفة الفرعية f,d,p,s على الترتيب 2 ، 6 ، 10 ، 14 إلكترون.

العناصر الممثلة والعناصر الانتقالية

تنتمي العناصر في الجدول الدوري الى نوعين من المجموعات، هما:

1. **مجموعات العناصر الممثلة (عناصر مجموعات A).**

وتضم العناصر التي ينتهي تركيبها الالكتروني بالغلافين الفرعيين s أو p .

2. **مجموعات العناصر الإنتقالية (عناصر مجموعات B).**

وتضم العناصر التي ينتهي تركيبها الإلكتروني بالغلافين الفرعيين d أو f .

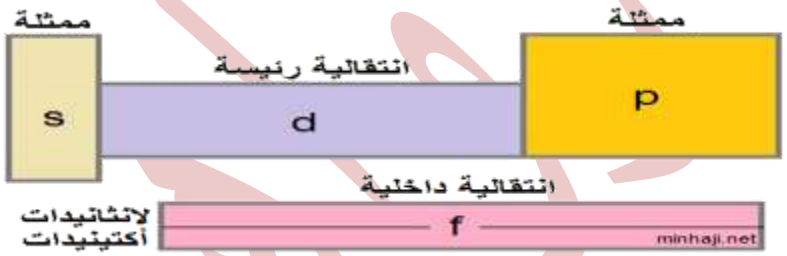
كما وتصنف العناصر الإنتقالية إلى صنفين هما:

1. **عناصر إنتقالية رئيسة.**

وهي العناصر التي ينتهي تركيبها الإلكتروني بالغلاف الفرعي d .

2. **عناصر إنتقالية داخلية.**

وهي العناصر التي ينتهي تركيبها الإلكتروني بالغلاف الفرعي f .



حالات في التوزيع الالكتروني

Sc : [Ar] $3d^1\ 4s^2$	Fe : [Ar] $3d^6\ 4s^2$
Ti : [Ar] $3d^2\ 4s^2$	Co : [Ar] $3d^7\ 4s^2$
V : [Ar] $3d^3\ 4s^2$	Ni : [Ar] $3d^8\ 4s^2$
Cr : [Ar] $3d^5\ 4s^1$	Cu : [Ar] $3d^{10}\ 4s^1$
Mn: [Ar] $3d^5\ 4s^2$	Zn : [Ar] $3d^{10}\ 4s^2$

- ما العلاقة بين التوزيع الإلكتروني لكل عنصر من العناصر المبينة ورقم مجموعته في الجدول الدوري؟ وما علاقة ذلك بعدد الإلكترونات في الأغلفة s و d؟

لعلك استنتجت من التوزيع الإلكتروني للعناصر الانتقالية الرئيسة أن الغلاف الفرعي $n\,s$ يُملأ بالإلكترونات قبل الغلاف الفرعي $(n\text{-}1)\,d$. لماذا؟ وبالتالي فإن رقم مجموعة العنصر الانتقالي الرئيس يحدد من مجموع إلكترونات الغلافين الفرعيين s و d عندما يحتوي الغلاف d على عدد من الإلكترونات لا يتجاوز خمسة إلكترونات. أما إذا احتوى الغلاف الفرعي d على ستة أو سبعة أو ثمانية إلكترونات فإن رقم المجموعة عندئذ هو ثمانية. وعندما يحتوي الغلاف الفرعي d على عشرة إلكترونات فإن رقم المجموعة يحدد من عدد إلكترونات الغلاف s.

ومن الملاحظ أن التوزيع الإلكتروني لعنصري Cr و Cu يختلف عن باقي عناصر الدورة وذلك لأن ذرة كل منها تكون في وضع أدنى طاقة وأكثر استقرارًا عندما يكون الغلافان الفرعيان 4s و 3d نصف ممتلئين كما في ذرة Cr، بينما في ذرة Cu يكون الغلاف الفرعي 4s نصف ممتلئ، أما الغلاف الفرعي 3d فيكون ممتلأ بالإلكترونات.

ومن الجدير بالذكر أن العنصر الانتقالي الرئيس يكوّن أيونات موجبة بفقد الإلكترونات من الغلاف الخارجي $n\,s$ أولاً ثم يفقد بعض أو كل الإلكترونات من الغلاف الداخلي $(n\text{-}1)\,d$.

الفصل الثامن:نشاط الفلزات

للفلزات استخدامات متعددة وهامة في حياتنا اليومية، ومنها:

- يستخدم الحديد في عمليات البناء.
- ويدخل النحاس في صناعة الأسلاك الكهربائية.
- ويستخدم الألومنيوم في صناعة الأبواب والشبابيك وأواني طهي الطعام وهياكل الطائرات.
- ويستخدم الذهب والفضة في صناعة الحلي والمجوهرات

تفاعل الفلزات مع الأكسجين

تتفاعل بعض الفلزات مع أكسجين الهواء ويتكوّن أكسيد الفلز.وتمثل معادلة التفاعل بالكلمات على النحو التالي:

فلز (صلب) + أكسجين (غاز) ← أكسيد الفلز (صلب)

مثال:يتفاعل فلز الكالسيوم مع الأكسجين وفق المعادلة اللفظية التالية:

فلز (صلب) + أكسجين (غاز) ← أكسيد الفلز (صلب)

ويمكن تمثيل التفاعل بالمعادلة الرمزية التالية:

$$_{(s)}CaO2 \rightarrow {}_{(g)}2O + {}_{(s)}Ca2$$

سؤال:

1. اكتب معادلة كيميائية موزونة تمثل تفاعل المغنيسيوم مع الأكسجين.
2. إذا علمت أن تكافؤ الألومنيوم = 3، وتكافؤ الأكسجين = 2، فاكتب معادلة كيميائية موزونة تمثل تفاعل الألومنيوم مع الأكسجين.

الحل:

1) $Mg_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2MgO_{(s)}$

2) $4Al_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2Al_2O_{3(s)}$

وتتفاوت الفلزات في سرعة تفاعلها مع أكسجين الهواء:

- بعض هذه الفلزات يتفاعل بسرعة مثل الصوديوم.
- البعض الآخر يصبح سطحه قاتماً بشكل تدريجي لأنه يتفاعل ببطء، ولكنه يتفاعل بسرعة أكبر عند تسخينه، مثل المغنيسيوم.
- وهنالك فلزات لا تميل للتفاعل مع أكسجين الهواء، مثل الذهب، وهذا ما يفسر احتفاظ قناع المومياء المصرية ببريقه رغم مرور آلاف السنين عليه.

تفاعل الفلزات مع الماء

يتفاعل الفلز النشط مع الماء، وينتج من تفاعلهما:

- انطلاق غاز الهيدروجين، ويمكن الكشف عنه بعود ثقاب مشتعل.
- تكوّن محلول هيدروكسيد الفلز، وهو محلول يغير لون ورقة تبّاع الشمس إلى اللون الأزرق، أي أنه محلول قاعدي.
- انطلاق طاقة حرارية، ويستدل على ذلك من سخونة وعاء التفاعل.

وتمثل معادلة التفاعل بالكلمات على النحو التالي:

فلز (صلب) + ماء (سائل) ← هيدروكسيد الفلز (محلول) + هيدروجين (غاز) + حرارة

مثال: يتفاعل فلز الصوديوم مع الماء وفق المعادلة اللفظية التالية:

صوديوم (صلب) + ماء (سائل) ← هيدروكسيد الصوديوم (محلول) + طاقة حرارية

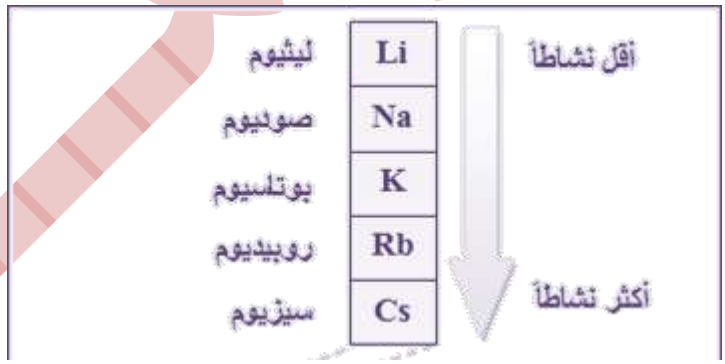
ويمكن تمثيل التفاعل بالمعادلة الرمزية التالية:

$$2Na_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2NaOH_{(s)} + H_{2(g)}$$

وبما أن هيدروكسيد الصوديوم مركب أيوني، لذا فهو يوجد في المحلول على شكل أيونات، لذا يمكن كتابة المعادلة السابقة على النحو التالي:

$$2Na_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2Na^{+}_{(aq)} + 2OH^{-}_{(aq)} + H_{2(g)}$$

تتفاعل الفلزات النشطة في المجموعة الاولى من الجدول الدوري الأولى كالصوديوم والليثيوم والبوتاسيوم مع الماء بسرعة ويصاحب التفاعل انبعاث طاقة حرارية وانطلاق غاز الهيدروجين.إلا أنها تتفاوت في شدة تفاعلها مع الماء.



تفاعل الليثيوم مع الماء

يتفاعل الصوديوم مع الماء وينتج محلول هيدروكسيد الليثيوم ويتصاعد غاز الهيدروجين.

ليثيوم + ماء ⟶ هيدروكسيد الليثيوم + هيدروجين
(محلول قاعدي)

$$2Li_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow 2LiOH_{(aq)} + H_{2(g)}$$

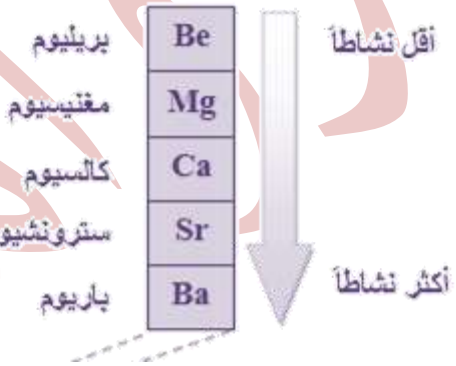
تفاعل البوتاسيوم مع الماء

وبالطريقة نفسها يمكن كتابة تفاعل البوتاسيوم مع الماء.

هيدروجين + هيدروكسيد البوتاسيوم (محلول قاعدي) ⟵ ماء + بوتاسيوم

$$2K_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow 2KOH_{(aq)} + H_{2(g)}$$

تفاعل عناصر المجموعة الثانية مع الماء مثل عناصر جارتها المجموعة الأولى، ولكنها أقل نشاطاً منها.



تفاعل الكالسيوم مع الماء

يتفاعل الكالسيوم مع الماء البارد وينتج محلول هيدروكسيد الكالسيوم ويتصاعد غاز الهيدروجين.

هيدروجين + هيدروكسيد الكالسيوم (محلول قاعدي) ⟵ ماء + كالسيوم

$$Ca_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow Ca(OH)_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

تفاعل المغنيسيوم مع الماء

وبالطريقة نفسها يتفاعل المغنيسيوم مع الماء البارد والساخن، إلا أنه يتفاعل مع الماء ببطء.

هيدروجين + هيدروكسيد المغنيسيوم ⟶ ماء + مغنيسيوم
(محلول قاعدي)

$$Mg_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow Mg(OH)_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

تفاوت الفلزات في التفاعل مع الماء، ولترتيب الفلزات حسب نشاطها الكيميائي وفقاً لتفاعلها مع الماء، يكون الترتيب على النحو التالي:

- الفلزات التي تتفاعل مع الماء البارد بشدة أنشط كيميائياً من غيرها، كالصوديوم والليثيوم والبوتاسيوم والكالسيوم.
- الفلزات التي تتفاعل مع الماء البارد أو الساخن ببطء أقل نشاطاً كيميائياً من الفلزات التي تتفاعل مع الماء البارد بشدة، كالمغنيسيوم.
- الفلزات التي لا تتفاعل مع الماء البارد أو الساخن، ولكنها تتفاعل مع بخار الماء أقل نشاطاً كيميائياً من الفلزات التي تتفاعل مع الماء البارد أو الساخن ببطء، كالألومنيوم والخارصين والحديد والرصاص.
- الفلزات التي لا تتفاعل مع الماء البارد أو الساخن، ولا تتفاعل مع بخار الماء أقل الفلزات نشاطاً كالنحاس.

الشكل التالي يمثل ترتيب مجموعة من الفلزات حسب نشاطها:

سؤال: رتب الفلزات التالية تبعا لنشاطها عند تفاعلها مع الماء مبتدئا باكثرها نشاطا

Mg/ Ca/ K/Li/Na

الحل:Mg/ Ca//Li/Na/K

وفيما يلي جدول يبين العناصر التي لها تأثير خاص في الصحة العامة وصلاحية المياه والحد المسموح به حتى لا يؤدي تفاعلها مع الماء الى مشاكل صحية.

المادة	الحد المسموح به (مغ / لتر)	أعلى ما يمكن السماح به (في حالة تعذر وجود مورد أفضل مغ / لتر)
مجموع المواد الصلبة (TDS) الذائبة	500	1500
الحديد	0.3	1
المنغنيز	0.1	0.2
النحاس	1	1.5
الخارصين	5	15
المغنيسيوم	50	150
الكالسيوم	75	200

تفاعل الفلزات مع حمض الهيدروكلوريك المخفف

تتفاعل الفلزات النشطة مع حمض الهيدروكلوريك المخفف، وينتج من تفاعلهما:

- انطلاق غاز الهيدروجين، ويمكن الاستدلال على تكونه بتقريب عود ثقاب مشتعل.
- تكوّن محلول كلوريد الفلز.
- انطلاق طاقة حرارية، ويستدل على ذلك سخونة وعاء التفاعل.

وتمثل معادلة التفاعل بالكلمات على النحو التالي:

فلز (صلب) + حمض الهيدروكلوريك (محلول) ← كلوريد الفلز (محلول) + هيدروجين (غاز)

مثال (1): يتفاعل فلز الصوديوم مع حمض الهيدروكلوريك وفق المعادلة اللفظية التالية:

صوديوم (صلب) + حمض الهيدروكلوريك (محلول) ← كلوريد الصوديوم (محلول) + هيدروجين (غاز)

$$2Na_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow 2NaCl_{(aq)} + H_{2(g)}$$

مثال (2): يتفاعل فلز الخارصين مع حمض الهيدروكلوريك وفق المعادلة التالية:

$$Zn_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

مثال (3): يتفاعل فلز الألومنيوم مع حمض الهيدروكلوريك وفق المعادلة التالية:

$$2Al_{(s)} + 6HCl_{(aq)} \rightarrow 2AlCl_{3(aq)} + 3H_{2(g)}$$

إلا أن هذا التفاعل يتأخر في البدء، لوجود طبقة من أكسيد الألومنيوم على سطح الفلز تحول دون وصول الحمض إلى سطح الفلز.

سلسلة النشاط الكيميائي

سلسلة النشاط الكيميائي: ترتيب الفلزات من الأكثر نشاطاً إلى الأقل نشاطاً حسب شدة تفاعلها مع كل من أكسجين الهواء، والماء البارد أو الساخن، وحمض الهيدروكلوريك المخفف.

الشكل التالي يمثل سلسلة النشاط الكيميائي:

من الشكل تلاحظ أن البوتاسيوم هو أكثر الفلزات نشاطاً، والنحاس أقل الفلزات نشاطاً.

سلسلة النشاط الواردة في الشكل لا تقتصر على الفلزات المذكورة فيه، فقد تم توسيع السلسلة بإضافة فلزات أخرى، كما أضيف إليها عناصر لا فلزية كالهيدروجين، وقد اتفق أن يكون موقعه بين الرصاص والنحاس.

سؤال: إذا قيل لك أن العنصر X أقل نشاطاً من النحاس في سلسلة النشاط، ما توقعاتك لتفاعلاته مع الأكسجين وحمض الهيدروكلوريك المخفف؟

الحل: بما أن النحاس لا يتفاعل مع كل من الأكسجين والحمض، فمن المتوقع أن لا يتفاعل العنصر X معهما، لأنه أقل نشاطاً من النحاس.

تآكل الفلزات وطرائق حفظها

تتفاوت الفلزات في سرعة تآكلها عند تعرضها للهواء الجوي. **وتعتمد سرعة تآكل الفلز على عاملين، هما:**

1. نشاط الفلز (ترتيب الفلز في سلسلة النشاط).

فكلما زاد نشاط الفلز أصبح أكثر عرضة للتآكل.

2. طبيعة المادة المتشكلة على سطحه.

فالفلزات عند تعرضها للهواء الجوي قد تكوّن على نفسها طبقة تمنع استمرار تآكل الفلز، وقد تكوّن على نفسها طبقة لا تمنع استمرار تآكل الفلز.

الجدول التالي يبين ما يحدث للفلز عند تعرضه للهواء الجوي:

الفلز	ما يحدث للفلز عند تعرّضه للهواء الجوي
البوتاسيوم الصوديوم الليثيوم	تتكوّن بسرعة طبقة مكونة من مزيج من أكسيد وهيدروكسيد وكربونات الفلز، ولكنها لا تمنع استمرار تآكله، ويكون التفاعل بطيئاً في الليثيوم، وسريعاً في الصوديوم والبوتاسيوم.
الكالسيوم المغنيسيوم	تتكوّن طبقة من أكسيد الفلز تتحوّل ببطء إلى هيدروكسيد الفلز، لكنها لا تحول دون استمرار تآكل الفلز.
الألمنيوم	تتكوّن طبقة رقيقة متماسكة من أكسيد الفلز تحول دون تآكله.
الخارصين	تتكون طبقة متماسكة من كربونات الخارصين القاعدية تحول دون استمرار تآكله.
الحديد	تتكوّن طبقة بنية حمراء هشة من الصدأ تتساقط بعيداً عن السطح، فلا تحول دون تآكله.
الرصاص	تتكوّن طبقة متماسكة من كربونات الرصاص القاعدية تحمي الفلز من التآكل.
النحاس	يتحوّل ببطء إلى كربونات النحاس القاعدية السامة (الجنزارة)، ولا تحول دون استمرار تآكله.

حماية الحديد من الصدأ

يصدأ الحديد عند توفر عاملين:

1. **الأكسجين.**
2. **الرطوبة (الماء).**

وعندما يصدأ الحديد يتفاعل مع الأكسجين مكوّناً مركباً صيغته $Fe_2O_3.nH_2O$.

ولحماية الحديد من الصدأ يجب عزله عن الأكسجين والرطوبة، ويتم ذلك بعدّة طرق، منها:

1. تغطية الحديد بطبقة عازلة من الدهان، أو الزيت، أو البلاستيك.
2. الغلفنة.

وهي عملية يتم فيها تغطية الحديد بطبقة من الخارصين، الذي يتفاعل مع الأكسجين مكوناً أكسيد الخارصين، وهي طبقة متماسكة تحمي الحديد والخارصين.

3. الطلاء الكهربائي.

وهي عملية تستخدم فيها التيار الكهربائي لترسيب فلز أكثر مقاومة للتآكل على سطح الحديد.

4. تحويله إلى سبائك.

وتتم بخلط مصهور الحديد بمصاهير عناصر أخرى كالنيكل والكروم فيتحول الحديد إلى سبيكة مقاومة للصدأ.

تفاعلات إحلال فلزات محل فلزات أخرى في مركباتها

تستطيع الفلزات الأكثر نشاطاً أن تحل محل الفلزات الأقل نشاطاً في مركباتها.

من السلسلة يمكن ملاحظة أن المغنيسيوم أنشط من النحاس و الخارصين، لذا يمكن للمغنيسيوم أن يحل محل النحاس و الخارصين في مركباتهما.

$$Mg + CuCl_2 \rightarrow MgCl_2 + Cu$$

$$Mg + ZnSO_4 \rightarrow MgSO_4 + Zn$$

عند تفاعل الفلز الاكثر نشاطا مع محلول مائي لاحد مركبات فلز اقل نشاطا فان ذرات الفلز الاكثر نشاطا تحل محل ايونات الفلز الاقل نشاطا ، حيث تخرج هذه الايونات مع المحلول على شكل ذرات مترسبة ،في حين لا تستطيع ذرات الفلز الاقل نشاطا في سلسلة النشاط ان تحل محل ايونات الفز الاكثر نشاطا وهذا ما يعرف باسم **تفاعلات الاحلال**.

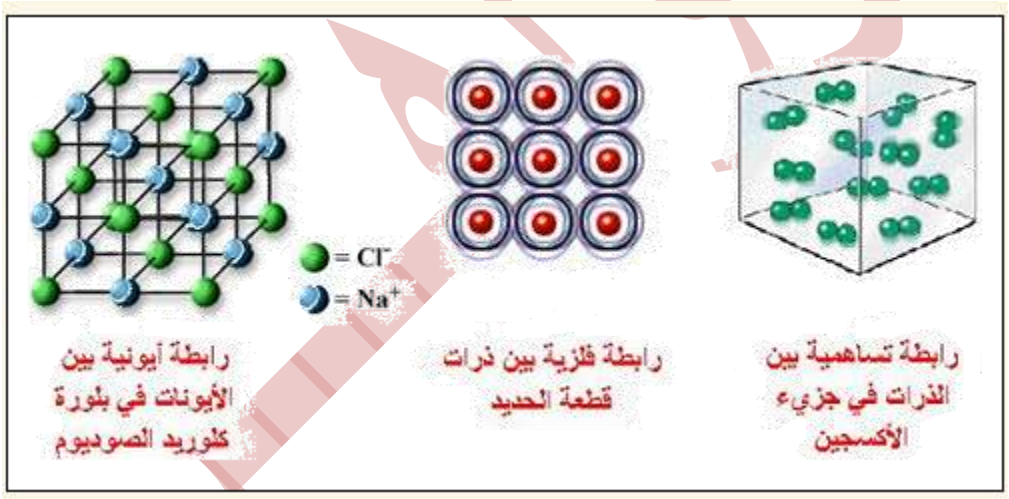
الفصل التاسع:الروابط الكيميائية

تعلم بأن الذرات تترابط فيما بينها بروابط كيميائية، وهي:

1- الرابطة التساهمية.

2- الرابطة الأيونية.

3- الرابطة الفلزية.



وتؤثر الروابط الكيميائية في السلوك الكيميائي للمركبات، ويقصد بالسلوك الكيميائي التفاعلات الكيميائية.

1- **الرابطة الايونية:**

هذه الرابطة تنشأ بفضل التجاذب الكهربائي بين الايونات المختلفة في الشحنة، حيث تنشأ الايونات السالبة بفعل اكتساب احدى الذرات الكترونا او اكثر في حين تنشأ الايونات الموجبة بفعل فقدان احدى الذرات الكترونا او اكثر.

مثال: تفاعل عنصري الليثيوم والفلور مثلا برابطة لويس

رابطة لويس هي رسم نقاط حول العنصر تمثل المجموعة التي ينتمي اليها العنصر

الجدول (٣-١): تمثيلُ ذراتِ عناصرِ الدورةِ الأولى والثانية وفق رمزِ لويس.

H •	رمز لويس						He :
Li •	• Be •	• B •	• C •	• N :	: O :	• F :	: Ne :

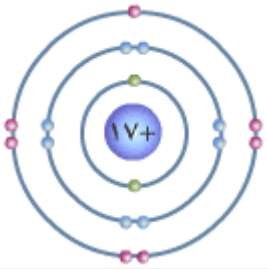
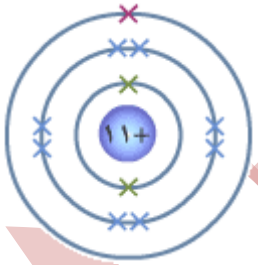
$$Li \cdot + \cdot \ddot{F}: \longrightarrow Li^{+} \; : \ddot{F}:^{-}$$

هنا الليثيوم يملك في المدار الاخير الكترون يريد التخلّص منه، بينما الفلور يملك 7 ويحتاج الكترون ليصل لحالة الاستقرار.

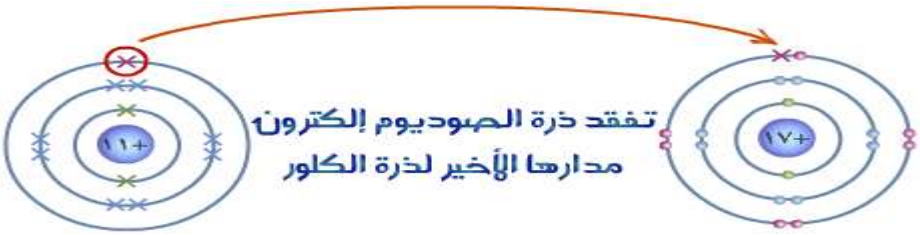
ويسمى عدد الالكترونات التي يفقدها الليثيوم بتكافؤ الليثيوم، بينما التي يكتسبها الفلور بتكافؤ الفلور.

تكافؤ العنصر:هو عدد الالكترونات التي تفقدها الذرة او تكتسبها او تشارك بها عند تفاعلها مع غيرها.

نأخذ على سبيل المثال كلوريد الصوديوم :

	
يحتوي المدار الأخير في ذرة الكلور على (7) إلكترونات . تمتلك ذرة الكلور (17) إلكترون (2 ، 8 ، 7).	يحتوي المدار الأخير في ذرة الصوديوم على إلكترون. تمتلك ذرة الصوديوم (1) إلكترون (2 ، 8 ، 1).

تتقبل ذرة الكلور إلكتروناً من ذرة الصوديوم وهو كاف لإكمال مدارها الأخير .



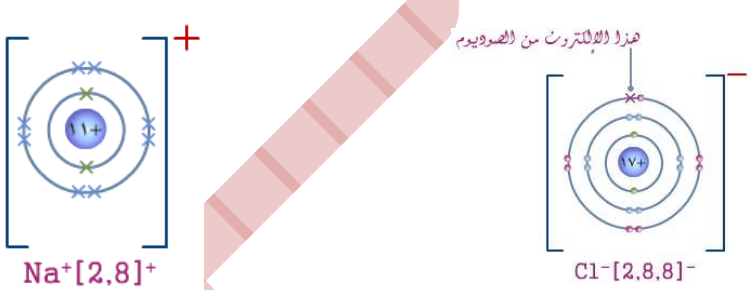
تذكر أن جميع الذرات متعادلة ، فهي تمتلك عدداً متساوياً من الإلكترونات السالبة والبروتونات الموجبة، لذا تلغي كل شحنة نظيرتها المخالفة لها .

عندما نفقد ذرة الصوديوم إلكتروناً ، وتكسبه ذرة الكلور ، يختفي التعادل ، ولا تعود الشحنات السالبة مساوية للشحنات الموجبة في كل ذرة .

انظر إلى مجموع الشحنات لكل من الصوديوم والكلور .

صوديوم	١٠ إلكترون	−١٠	كلور	١٨ إلكترون	−١٨
	١١ بروتون	+١١		١٧ بروتون	+١٧
		−١			+١

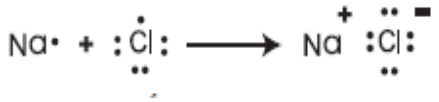
تدعى الذرات حينئذٍ بالأيونات ، وتصبح شحنتها : Na^+ ، Cl^- .



تعلم بأن الشحنات المختلفة تتجاذب ، لذا فإن أيونات Na^+ وأيونات Cl^- تتجاذب بقوة ، يدعى هذا التجاذب بين الأيونات بالرابطة الأيونية .

ويمكن تمثيل المعادلة كما يلي

$$Na + Cl \longrightarrow NaCl$$

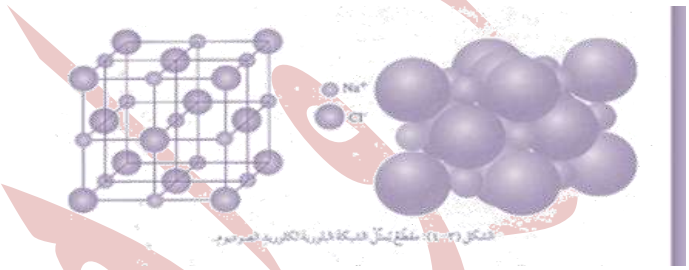


* التفاعل برموز لويس

*وصل الكلور لحالة الاستقرار من خلال اكتسابه الكترون ، بينما الصوديوم وصل للاستقرار من خلال فقدانه الكترون.

*اصبح الكلور يتفق بتوزيعه الالكتروني مع الغاز النبيل الآرغون والصوديوم اتفق مع النيون

* تكافؤ كل من الصوديوم والكلور =1



عند تفاعل الألومنيوم مع الأكسجين يفقد الألومنيوم ثلاثة الكترونات ويكتسب الأكسجين إلكترونين والصيغة الكيميائية للمركب Al_2O_3 .

- **من اهم ميزات الرابطة الايونية ان قوى التجاذب بين ايوناتها عالية لذلك درجات انصهارها عالية.**

تسمية المركبات الايونية:

1- **مركبات تحتوي على عنصرين** مثل: $NaCl/MgF_2/CaO$، وتسمى هذه المركبات بكتابة اسم الايون السالب اولا ويؤخذ من اسم الذرة المشتق منها مضافا اليها المقطع (يد) ثم اسم الايون الموجب ويؤخذ باسم الذرة فقط.

وفيما يلي اسماء بعض الايونات الموجبة والسالبة:

أ- السالبة: اكسيد (O^{-2}) كلوريد (Cl^-) فلوريد(F^-)

ب- الموجبة :مغيسيوم (Mg^+) ليثيوم (Li^+) صوديوم (Na^+)

وفيما يلي جدول يمثل تسمية المركبات وكتابة الجزئيات

المركب الأيوني	الصيغة	الأيونات المتكونة
كلوريد الصوديوم	NaCl	(Cl^-) **1** ، (Na^+) **1**
كلوريد المغنيسيوم	$MgCl_2$	(Cl^-) **2** ، (Mg^{2+}) **1**
أكسيد الصوديوم	Na_2O	(O^{2-}) **1** ، (Na^+) **2**

اكتب صيغة مركب كلوريد الصوديوم

(Cl^-) + (Na^+)

1 1

NaCl

كلوريد المغنيسيوم

(Cl^-) (Mg^{2+})

1 2

$MgCl_2$

في حساب تكافؤ النحاس في المركبين (CuCl)و($CuCl_2$) نجد ان تكافؤه يختلف من مركب لاخر ففي (CuCl) =1 وفي ($CuCl_2$)=2 ولتسمية هذه المركبات نستخدم الطريقة السابقة مع كتابة تكافؤ الايون الموجب بالارقام الرومانية للتمييز بين المركبات حيث يسمى الاول كلوريد النحاس (I) والثاني كلوريد النحاس(II).

إن عدد التكافؤ يتم التعبير عنه بالأعداد الرومانية مثل (I) : للدلالة على التكافؤ (1) و (V) للدلالة على التكافؤ (5)وهكذا ، وفيما يلي تكافؤ بعض العناصر :

اسم العنصر	عدد التكافؤ
كربون	2 أو 4
نيتروجين	3 أو 5
كبريت	2 أو 4 أو 6
سيليكون	4
كلور	1 أو 3 أو 5 أو 7
أرجون	صفر
حديد	صفر أو 2 أو 3
ألمنيوم	3
مغنيسيوم	2
أكسجين	2
فلور	1

ما تكافؤ الحديد في المركبين التاليين:

- أكسيد الحديد (II)أو أكسيد الحديد (ثنائي التكافؤ)FeO
- أكسيد الحديد (III)أو أكسيد الحديد (ثلاثي التكافؤ)Fe_2O_3

2- مركبات ايونية تضم مجموعات ايونية:

هي أيون مكوّن أكثر من عنصر واحد يحمل شحنة كهربائية موجبة مثل أيون الأمونيوم NH_4^+ ، أو سالبة مثل أيون الهيدروكسيد OH^-.

يبين الجدول التالي بعض المُركبات التي تضم أهم المجموعات الأيونية .

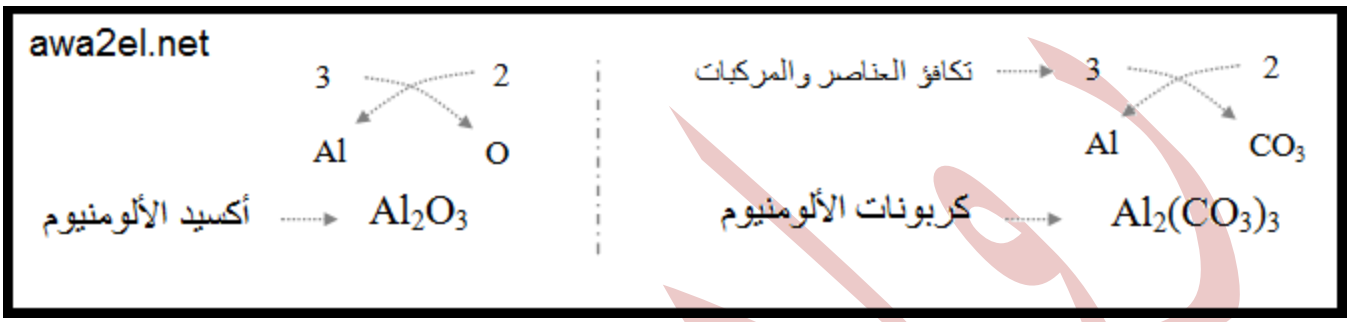
الشحنة	رمزها	المجموعة	الصيغة	اسم المُركب
-1	OH^-	الهيدروكسيد	NaOH	هيدروكسيد الصوديوم
-1	NO_3^-	النترات	$NaNO_3$	نترات الصوديوم
-2	CO_3^{2-}	الكربونات	Na_2CO_3	كربونات الصوديوم
-2	SO_4^{2-}	الكبريتات	Na_2SO_4	كبريتات الصوديوم
-3	PO_4^{3-}	الفوسفات	Na_3PO_4	فوسفات الصوديوم

+1	NH_4^+	الأمونيوم	NH_4Cl	كلوريد الأمونيوم

• عند كتابة الصيغ الكيميائية لمُركبات تحتوي مجموعة أيونية ، فإننا نتعامل مع المجموعات الأيونية كما لو كانت أيونات مفردة .

لاحظ التشابه بين طريقة كتابة الصيغة الكيميائية لكربونات الألومنيوم و أكسيد الألومنيوم .

كما ننا تعاملنا مع مجموعة الكربونات CO_3^{2-} ، كما تعاملنا مع أيون O^{2-}



خصائص المركبات الأيونية :

- البناء البلوري للمركب الايوني خيث تترتب الايونات الموجبة والسالبة على شكل شبكة تكسبه الصلابة والقوة.
- توصل الكهرباء فقط عند صهرها أو إذابتها في الماء ، ولكنها لا توصل الكهرباء في حالة الصلابة لان ايوناتها مقيدة الحركة
- ذائبة في الغالب في الماء.
- لها درجات انصهار عالية.

ثانيا: الرابطة التساهمية:

هي رابطة كيميائية تنشأ من تشارك الالكترونات بين ذرتين او اكثر

ان التفاعل فيما بينها يتم عن طريق التشارك في الالكترونات للوصول الى تركيب الكتروني مشابه للغاز النبيل القريب منها ، والمعروف ان معظم الغازات توجد في الطبيعة على شكل جزئيات ثنائية مثل غاز $N_2/O_2/H_2$

انواع الروابط التساهمية: تقسم الى 3 اقسام رئيسية بناء على عدد الالكترونات التي تشارك بها كل ذرة في الرابطة وهذه الاقسام هي:

1. رابطة تساهمية أحادية : **وتنشأ عن المشاركة بين الذرتين بزوج من الإلكترونات .**
2. رابطة تساهمية ثنائية : **وتنشأ عن المشاركة بين الذرتين بزوجين من الإلكترونات .**
3. رابطة تساهمية ثلاثية : **وتنشأ عن المشاركة بين الذرتين بثلاث أزواج من الإلكترونات**

مثال1 **:** جزيء $_2H$

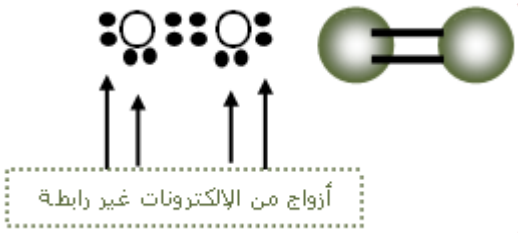
يحتوى المستوى الأخير في ذرة الهيدروجين على إلكترون واحد ، ولكي يصل الهيدروجين إلى حالة الاستقرار تتشارك ذرتي هيدروجين بزوج من الإلكترونات بأن تقدم كل ذرة هيدروجين إلكتروناً واحداً .

وينشأ عن مشاركة ذرتي الهيدروجين بزوج من الإلكترونات تكون رابطة تساهمية أحادية .

مثال2 **:** جزيء $_2O$

يحتوى المستوى الأخير في ذرة الأكسجين على ست إلكترونات ، ولكي تصل ذرة الأكسجين إلى حالة الاستقرار تتشارك مع ذرة أكسجين أخرى بزوجين من الإلكترونات ، وذلك بأن تقدم كل ذرة أكسجين إلكترونين من إلكترونات المستوى الأخير ، وينشأ عن ذلك تكون رابطة تساهمية ثنائية .

$_8O:1s^2\ 2s^2\ 2p^4$



(رابطة تساهمية ثنائية)

تسمى الإلكترونات المتبقية في المستوى الأخير والتي لم تدخل في تكوين الرابطة باسم الإلكترونات غير الرابطة ، ويسمى كل إلكترونين منها في العادة زوجاً من الإلكترونات غير رابط .

مثال 3 : جزيء $_2N$

$_7N:1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

يحتوى المستوى الأخير في ذرة النيتروجين على خمس إلكترونات ، ولكي تصل ذرة النيتروجين إلى حالة الاستقرار تتشارك مع ذرة هيدروجين أخرى بثلاثة أزواج من الإلكترونات ، وذلك بأن تقدم كل ذرة نيتروجين ثلاث إلكترونات من إلكترونات المستوى الأخير ، وينشأ عن ذلك تكون رابطة تساهمية ثلاثية .

(رابطة تساهمية ثلاثية)

خصائص المواد التساهمية

1.توجد المركبات التساهمية على على شكل جزيئات مستقلة تترابط بينها بقوى تجاذب ضعيفة ، لذلك تسمى المواد التي ترتبط بروابط تساهمية بالمواد الجزيئية .

2. قد توجد المواد الجزيئية في الحالة الصلبة (مثل السكر) أو السائلة (مثل الماء) أو الغازية (مثل الهيدروجين) ، ويمكن أن تملك مادة جزيئية واحدة حالات المادة الثلاث إذا رفعنا درجة حرارتها كما يحدث في الثلج الذي يتحول إلى ماء سائل بالتسخين وإلى بخار إذا استمر التسخين .

3. محاليل المواد الجزيئية قد توصل للتيار الكهربائي مثل محاليل الحموض ، وقد تكون غير موصلة مثل محلول السكر في الماء . لماذا ؟

تتفكك محاليل الحموض مثل حمض الهيدروكلوريك HCl إلى أيونات موجبة وأخرى سالبة ، فهي بذلك موصلة للتيار الكهربائي ، أما محلول السكر فهو غير موصل للتيار الكهربائي لأنه يتفكك إلى جزيئات متعادلة عند إذابته في الماء .

4. درجات انصهارها منخفضة .

— لتسمية المركبات الجزيئية ثنائية الذرات والتي تحوي لافلزين يجب اتباع القواعد الآتية:

- يكتب اسم اللافلز الذي يقع إلى اليسار اكثر في الجدول الدوري أولاً وذلك عند التسمية باللغة الإنجليزية، وعكس ذلك باللغة العربية.
- اذا حدث وكان العنصران في نفس المجموعة فاللافلز الذي يقع إلى الأسفل في الجدول الدوري يكتب أولاً وذلك عند التسمية باللغة الإنجليزية، وعكس ذلك عند التسمية باللغة العربية.
- يلحق اللافلز الثاني بالمقطع يد ide عند التسمية باللغة الإنجليزية، واللافلز الأول عند التسمية باللغة العربية.
- تستخدم البادئات اليونانية لتدل على عدد ذرات كل عنصر في الجزيء، ويستثنى من ذلك البادئة (Mono) إذا وقعت مع العنصر الأول، وللتعرف على البادئات انظر الجدول المرفق.

البادئات اليونانية ومعانيها

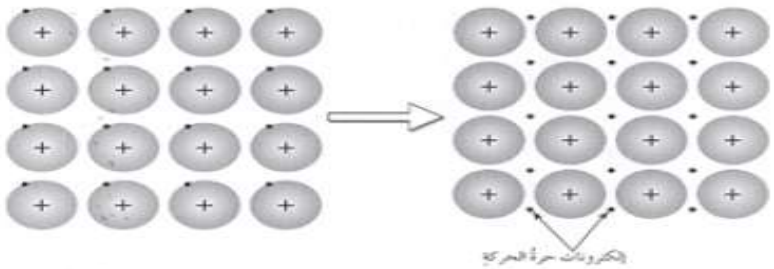
البادئة	معناها الرقمي	معناها العربي	البادئة	معناها الرقمي	معناها العربي
Mono	١	أول	Hexa	٦	سادس
Di	٢	ثاني	Hepta	٧	سابع
Tri	٣	ثالث	Octa	٨	ثامن
Tetra	٤	رابع	Nona	٩	تاسع
Penta	٥	خامس	Deca	١٠	عاشر

الجدول (٣-٥): علاقة تكافؤ ذرة العنصر بعدد الروابط الأحادية المشتركة التي يشترك في تكوينها.

المركب	صيغته	رمز أحد العناصر المكونة له	تكافؤ ذلك العنصر	عدد الروابط التي تشترك بها ذرة ذلك العنصر
كلوريد الهيدروجين	HCl	Cl	١	١
فلوريد الهيدروجين	HF	F	١	١
الماء	H_2O	O	٢	٢
ثاني أكسيد الكربون	CO_2	O	٢	٢

ثالثا: الرابطة الفلزية

هي سحابة الكترونية تحيط بقوى ذرات العناصر الفلزية لتوصلها لحالة استقرار شبيهه بذرات عناصر الغازات النبيلة.



خصائص الفلزات :

1- الصلابة والقوة: وذلك بسبب انتقال الإلكترونين الخارجين في المدارالأخير، وبسبب انتقال الإلكترونات في المجالات الداخلية، فيمنحها هذا الصلابة والقوة، وكلما زاد عدد الإلكترونات المتنقلة في المجال الداخلي يمنحها قوة أكثر.**(عدا الزئبق)**

2- جيّدة التوصيل للكهرباء وللحرارة: وذلك لأنّ كل ذرّة تحتوي على عدد من الإلكترونات غير المرتبطة جيّداً في الغلاف الأخير لها، وهذا يشكل سحابة إلكترونات حول نواة الفلز.

3- غير ثابتة كيميائيّاً: أي أنّها تتفاعل مع الأكسجين في الهواء، فمثلاً الحديد تتكوّن عليه طبقة من الصدأ والفضة تفقد لمعانها مع مرور الوقت.

4- كثافتها عالية ويمكن سحبها على شكل أسلاك وطرقها على شكل ألواح.

5- درجة انصهارها عالية. لها بريق فلزي لامع.

خصائص الروابط الفلزية:

1- رابطة كيميائية تحصل بين عنصرين من الفلزات.

2- لا تفقد الفلزات إلكترونات التكافؤ ولا تشترك بها مع الذرات المجاورة بل تتداخل مجالات الطاقة الخارجية مع بعضها البعض مكوّنة نماذج الإلكترونات الحرّة.

3- الإلكترونات الموجودة في مجالات الطاقة الخارجية للذرات الفلزية لا ترتبط بسهولة مع أيّة ذرة محددة، إنّما تنتقل بسهولة من ذرة لأخرى لتكوّن الأيونات الفلزية الموجبة.

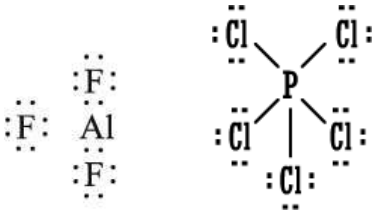
4- الروابط في الفلزات تعتمد على التجاذب بين الجسيمات ذات الشحنات الموجبة والسالبة، وهذه خاصيّة مشتركة مع الروابط الأيونية.

5- في الحالات الصلبة تكوّن الفلزات والمركبات الأيونية شبكة بلورية.

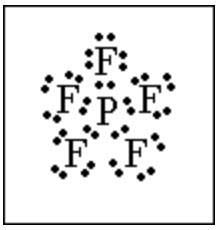
قاعدة الثمانية:

ان الذرات في الامثلة السابقة جميعها اصبح لديها 8 الكترونات في مدارها الاخير، ولكن هل هذا ينطبق على جميع الذرات في الجزئيات المختلفة؟

PCl_5: يعد مثال لا تنطبق عايه القاعدة اذ يحيط به 10 الكترونات



والالمنيوم محاط بـ 6 وليس 8



وفي هذا المثال ايضا لا تنطبق قاعدة الـ8.

الرابطة التناسقية

تنشأ الرابطة التناسقية بين ذرتين، تشارك إحداهما بزوجٍ غير رابطٍ من الإلكترونات، بينما تشارك الأخرى بفلكٍ فارغ.

لا تختلف الرابطة التناسقية في صفاتها عن الرابطة المشتركة، ففي كلا الحالتين تتشارك الذرتان بزوجٍ من الإلكترونات.

مثال: تنشا رابطة تناسقية بين الأمونيا وأيون الهيدروجين.

يمكن لذرة النتروجين في جزيء الأمونيا NH_3 أن تقدم زوجاً غير رابط من الإلكترونات إلى الفلك الفارغ في أيون الهيدروجين الموجب، فتتكون رابطة تناسقية بين النتروجين والهيدروجين، ويتكون أيون الأمونيوم NH_4^+ .

هي رابطة تساهمية تنشأ بين ذرتين تقدم إحداهما زوجاً غير رابط من الإلكترونات

ولكن هنالك نوع آخر من الروابط التساهمية تقدم فيه إحدى الذرتين زوج الإلكترونات غير الرابط ، وتعرف تلك الرابطة بالرابطة التساهمية التناسقية .

مثال :

يتأين حمض الهيدروكلوريك في الماء وفق المعادلة :

$$HCl \xrightarrow{H_2O} Cl^- + H^+$$

يسارع أيون الهيدروجين الناتج للارتباط مباشرة مع جزيء ماء برابطة تناسقية كما توضح المعادلة التالية :

$$H^+ + H_2O \longrightarrow H_3O^+$$

بعض الصفات للروابط المشتركة:

قطبية الروابط

نقول أن الرابطة قطبية إذا كان الفرق في الكهرسلبية بين الذرتين المرتبطتين بالرابطةلا تساوي صفر، وكلما زاد الفرق في الكهرسلبية بين الذرتين، زادت قطبية الرابطة.

ونقول أن الرابطة غير قطبية إذا كان الفرق في الكهرسلبية بين الذرتين المرتبطتين بالرابطة = صفر.

سؤال: أي الروابط الآتية قطبية: H–H , H–Cl , F–F ؟

تمثيل الرابطة القطبية

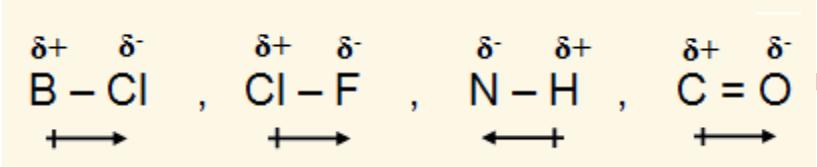
الرابطة المشتركة القطبية تربط بين ذرتين مختلفتين في الكهرسلبية، إذ ينزاح زوج إلكترونات الرابطة نحو الذرة الأكثر كهرسلبية، فتزداد الكثافة الإلكترونية حولها، بينما تعاني الذرة الأخرى من نقص في الكثافة الإلكترونية، فتظهر على الذرة الأكثر كهرسلبية شحنة جزئية سالبة، وعلى الذرة الأقل كهرسلبية شحنة جزئية موجبة، وتمثل قطبية الرابطة بسهم اتجاه رأسه نحو الذرة الأعلى كهرسلبية.

مثال: الرابطة H – F رابطة قطبية تحمل فيها ذرة الفلور شحنة جزئية سالبة لأنها الذرة الأعلى كهرسلبية، بينما تحمل ذرة الهيدروجين شحنة جزئية موجبة، وهذا يعني أن زوج إلكترونات الرابطة منزاح أكثر نحو ذرة الفلور.

سؤال: مثل قطبية الروابط الآتية بسهم وبشحنات:

B–Cl , Cl–F , N–H , C=O

الجواب:



الكهرسلبية: مقياس لقدرة الذرات النسبية على جذب إلكترونات الروابط الموجودة بينها.

درس الكيميائيون قدرة الذرات النسبية على جذب إلكترونات الروابط الموجودة بينها، فوجدوا أن أقدر الذرات على جذب إلكترونات الرابطة هي ذرة الفلور وأعطيت القيمة (4)، وقارنوا بقية الذرات بها، ووضعوا جدولاً يبين قيم الكهرسلبية للذرات الأخرى مقارنة بالفلور.

أعلى الذرات كهرسلبية في الجدول الدوري: $Cl < N < O < F$

* **ملاحظة:** لا توجد قيم للكهرسلبية للغازات النبيلة؛ لأنها لا تكون روابط.

دورية الكهرسلبية

تزداد الكهرسلبية في الدورة الواحدة بزيادة العدد الذري بسبب زيادة شحنة النواة الفاعلة، وتقل في المجموعة الواحدة بزيادة العدد الذري لزيادة الحجم الذري وقيمة عدد الكم الرئيس (n).

العوامل المؤثرة في الكهرسلبية

1- عدد الكم الرئيس (n): كلما زاد عدد الكم الرئيس زاد بعد الإلكترون الأخير عن النواة فيزداد الحجم وتقل الكهرسلبية.

2- شحنة النواة الفاعلة: كلما زادت شحنة النواة الفاعلة زاد انجذاب الإلكترون الأخير للنواة فيقل الحجم وتزداد الكهرسلبية.

سؤال: أي الذرات $_{11}A_{18}$, $_{16}B$, $_{19}D$, C تمتلك أعلى قيمة للكهرسلبية؟

الجواب: ذرة العنصر B .

الفصل العاشر:أشكال الجزئيات

ان الذرات تتخذ ترتيبا فراغيا حول الذرة المركزية اعتمادا على التنافر بين ازواج الالكترونات الرابطة وغير الرابطة في غلاف التكافؤ للذرة.

نظرية تنافر أزواج إلكترونات غلاف التكافؤ

تفترض هذه النظرية أن الذرات تتخذ ترتيباً فراغياً حول الذرة المركزية اعتماداً على أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة في غلاف التكافؤ للذرة.

الجزيئات التي تحمل الصيغة العامة AB_2

لهذه الجزيئات احتمالان:

أولاً: خطي

إذا ارتبطت الذرة المركزية بذرتان بشرط أن لا تحتوي الذرة المركزية على أزواج من الإلكترونات غير الرابطة، وتكون قيمة الزاوية بين الروابط 180°.

مثال:جزيء BeH_2

ثانياً: منحنى

إذا ارتبطت الذرة المركزية بذرتان بشرط أن تحتوي الذرة المركزية على أزواج من الإلكترونات غير رابطة، وتكون قيمة الزاوية بين الروابط 104.5° تقريباً.

مثال: جزيء H_2O

الجزيئات التي تحمل الصيغة العامة AB_3

لهذه الجزيئات احتمالان:

أولاً: مثلث مسطح

إذا ارتبطت الذرة المركزية بثلاث ذرات بشرط أن لا تحتوي الذرة المركزية على أزواج من الإلكترونات غير الرابطة، وتكون قيمة الزاوية بين الروابط 120°.

مثال: جزيء BH_3

ثانياً: هرم ثلاثي

إذا ارتبطت الذرة المركزية بثلاث ذرات بشرط أن تحتوي الذرة المركزية على أزواج من الإلكترونات غير الرابطة، وتكون قيمة الزاوية بين الروابط 107,3° تقريباً.

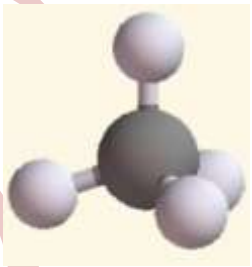
مثال: جزيء الأمونيا NH_3

الجزيئات التي تحمل الصيغة العامة AB_4

رباعي الأوجه منتظم:

إذا ارتبطت الذرة المركزية بأربع ذرات، ولا تحتوي الذرة المركزية على أزواج من الإلكترونات غير الرابطة، وتكون قيمة الزاوية بين الروابط 109,5°.

مثال: جزيء الميثان CH_4



صيغة الجزيء	الشكل البنائي (الهندسي)	الزاوية التقريبية	عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة على الذرة A
AB_2	خطي	180°	–
	منحني (زاوي)	104,5°	زوجين
AB_3	مثلث مسطح	120°	–
	هرم ثلاثي	107,3°	زوج
AB_4	رباعي الأوجه منتظم	109,5°	–

سؤال (1): مستعيناً بالجدول الدوري وتراكيب لويس، حدّد الأشكال الفراغية لكل من الجزيئات التالية:

CO_2 , PF_3 , H_2S

الإجابة:

- الشكل الهندسي لـ H_2S هو منحني.
- الشكل الهندسي لـ PF_3 هو هرم ثلاثي.
- الشكل الهندسي لـ CO_2 هو خطي.

سؤال (2): قارن بين الجزيئين: BF_3 و NF_3 من حيث:

(العدد الذري للبورون = 5 ، وللنتروجين = 7 ، وللفلور = 9)

1- الشكل البنائي.

2- قيمة الزاوية بين الروابط.

3- عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة على الذرة المركزية.

4- عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة في الجزيء.

الإجابة:

الرقم	BF_3	NF_3
١	مثلث مسطح	هرم ثلاثي
٢	١٢٠	١٠٧,٥
٣	لا يوجد	زوج
٤	٩	١٠

سؤال (3): قارن بين الجزيئين : BeF_2 ، PF_3 من حيث: (العدد الذري لـ Be = 4، F = 9، P = 15).

1. الشكل الهندسي.
2. الزاوية بين روابطهما.
3. عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة على الذرة المركزية.

4. عدد أزواج الإلكترونات الرابطة في كل جزيء.

الإجابة:

الرقم	BeF_2	PF_3
١	خطي	هرم ثلاثي
٢	١٢٠	١٠٧,٥
٣	لا يوجد	زوج
٤	زوجين	ثلاثة أزواج

سؤال (4): يتحد كل من العنصرين: $_{16}Q_4$, D مع العنصر M_9 فيتكون جزيئين، قارن بينهما من حيث:

1. الشكل الهندسي.
2. مقدار الزاوية بين الروابط.
3. عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة على الذرة المركزية.
4. عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة في الجزيء.

الإجابة:

الرقم	QM_2	DM_2
١	منحني	خطي
٢	١٠٤,٥	١٢٠
٣	زوجين	لا يوجد
٤	٨ أزواج	٦ أزواج

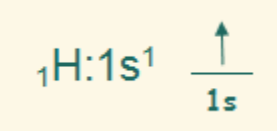
نظرية الربط التساهمي

تمكنت نظرية تنافر أزواج إلكترونات غلاف التكافؤ من تفسير أشكال الجزيئات، ولكنها لم توضح كيفية توزيع إلكترونات الرابطة بين أغلفة التكافؤ بين الذرتين المكونتين للرابطة، ومن أهم النظريات التي وضحت ذلك نظرية الربط التساهمي.

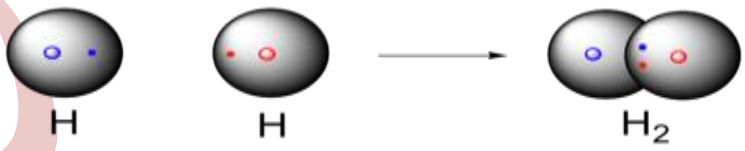
ويمكن استخدام هذه النظرية في تفسير بعض الجزيئات البسيطة ثنائية الذرة مثل: H_2,O_2,N_2,HCl

جزيء الهيدروجين H_2

تحتوي كل ذرة هيدروجين على إلكترون منفرد.

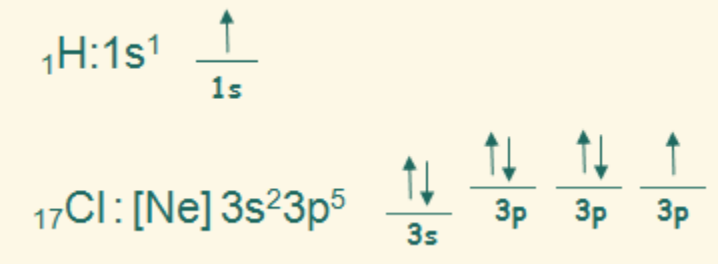


عند اقتراب فلكين ذريين نصف ممتلئين من نوع s1 من ذرتي هيدروجين تتشكل رابطة تساهمية، ومن المتوقع أن يتواجد الإلكترونان في المنطقة بين النواتين، إذ يخضع كل منهما لقوة جذب نواتين في آن واحد، لذلك تزداد الكثافة الإلكترونية منطقة التداخل على المحور الواصل بين نواتي الذرتين المرتبطتين، وتسمى هذه الرابطة بالرابطة (سيجما).



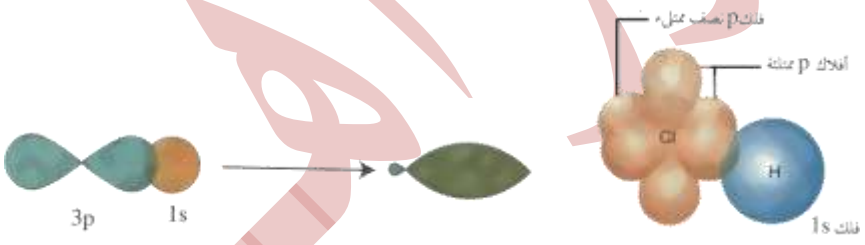
جزيء كلوريد الهيدروجين HCl

تحتوي ذرة الهيدروجين على إلكترون منفرد، وذرة الكلور على إلكترون منفرد.



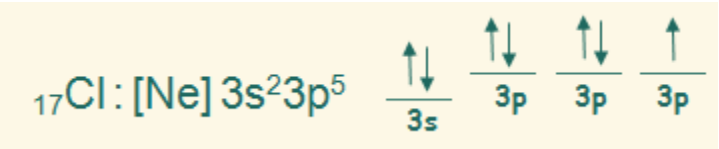
عند تداخل فلك ذري نصف ممتليء من نوع p3 من ذرة كلور مع فلك ذري من نوع s1 من ذرة الهيدروجين تتشكل رابطة تساهمية.

وفي هذا التداخل تتركز الكثافة الإلكترونية في المنطقة بين النواتين، حول المحور الواصل بين النواتين، وتكون الرابطة التساهمية في هذه الحالة من نوع (سيجما).



جزيء الكلور Cl_2

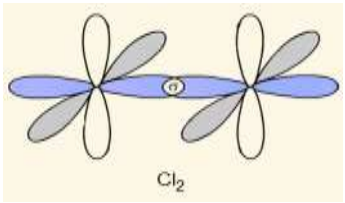
تحتوي كل ذرة كلور على إلكترون منفرد.



عند اقتراب فلكين ذريين نصف ممتلئين من نوع p3 من ذرتي كلور، تتشكل رابطة تساهمية، وبما أن الرابطة التساهمية أحادية فإنه من المتوقع حدوث تداخل رأسي بين فلكي p من الذرتين.

وفي هذا التداخل تتركز الكثافة الإلكترونية في المنطقة بين النواتين، حول المحور الواصل بين النواتين،

وتكون الرابطة التساهمية في هذه الحالة من نوع (سيجما).

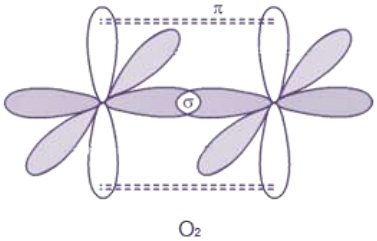


جزيء الأكسجين O_2

تحتوي كل ذرة أكسجين على إلكترونين منفردين.

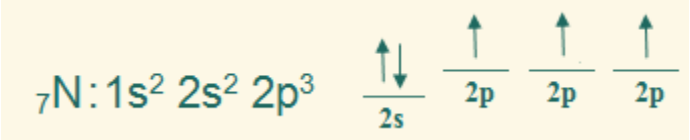
يتداخل فلكين نصف ممتلئين من نوع p2 بين ذرتي الأكسجين، وينشأ عن ذلك رابطتان، إحداها من نوع (سيجما) ناتجة عن تداخل رأس لرأس بين فلكين متماثلين ونصف ممتلئين من كلتا الذرتين وتتوزع الكثافة الإلكترونية بين النواتين حول المحور الواصل بين النواتين.

كما تتكون رابطة من نوع (باي) من التداخل الجانبي لفلكي p2 الآخرين من كلتا الذرتين، وتتوزع الكثافة الإلكترونية في كلتا الرابطتين في منطقتين على جانبي الخط الواصل بين النواتين، لذا فإن هذا التداخل أضعف من التداخل (سيجما).



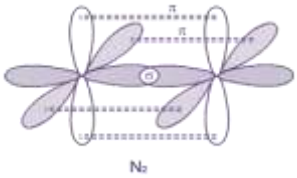
جزيء النتروجين N_2

تحتوي كل ذرة نتروجين على ثلاث إلكترونات منفردة.



تتداخل ثلاثة أفلاك نصف ممتلئة من نوع p2 بين ذرتي النتروجين، وينشأ عن ذلك ثلاث روابط، إحداها من نوع (سيجما) ناتجة عن تداخل رأس لرأس بين فلكين متماثلين ونصف ممتلئين من كلتا الذرتين وتتوزع الكثافة الإلكترونية بين النواتين حول المحور الواصل بين النواتين.

كما تتكون رابطتين من نوع (باي) تتشكلان من التداخل الجانبي لفلكي p2 الآخرين من كلتا الذرتين، وتتوزع الكثافة الإلكترونية في كلتا الرابطتين في منطقتين على جانبي الخط الواصل بين النواتين، لذا فإن هذا التداخل أضعف من التداخل (سيجما).



التهجين

نجحت نظرية الربط التساهمي في تفسير الجزيئات ثنائية الذرة بناءً على على الإلكترونات المنفردة، إلا انها لم تنجح من تفسير الجزيئات التي تحتوي على أكثر من ذرتين، فهي لم تعطِ تفسيراً مقبولاً للزاوية في بعض الجزيئات مثل: NH_3 , H_2O ، وفشلت في تفسير عدد الروابط المتكونه في العديد من المركبات ولا حتى تفسير أشكالها، وخاصة مركبات الكربون.

وهذا ما دعى لتطوير نظرية الربط التساهمي بإدخال مفهوم جديد عليها هو مفهوم التهجين.

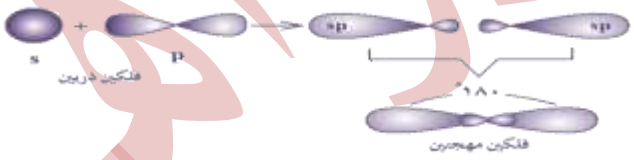
مفهوم الأفلاك المهجنة

عملية اختلاط أفلاك ذرية مختلفة في الشكل والطاقة والاتجاه في الذرة المركزية، لإنتاج أفلاك جديدة متماثلة في الشكل والطاقة ومختلفة في الاتجاه.

أنواع الأفلاك المهجنة

1- أفلاك مهجنة من نوع sp

إذا اختلط فلك من نوع s من الذرة المركزية، مع فلك من نوع p من الذرة نفسها يتكون فلكين مهجنين من نوع sp ويتجه الفلكين المهجنين في الفراغ بحيث يكون التنافر بين إلكتروناتها أقل ما يمكن فتأخذ شكلاً خطياً مستقيماً والزاوية فيما بينهما 180˚.



2- أفلاك مهجنة من نوع sp^2

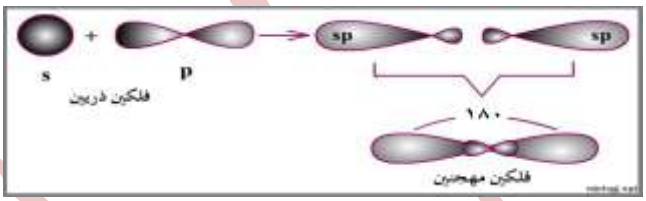
إذا اختلط فلك من نوع s من الذرة المركزية مع فلكين من نوع p من الذرة نفسها فتكون ثلاثة أفلاك مهجنة من نوع sp^2 وتتجه الأفلاك المهجنة في الفراغ بحيث يكون التنافر بين الكتروناتها أقل ما يمكن وتأخذ شكل مثلث مسطح، والزاوية فيما بينها 180˚.

3- أفلاك مهجنة من نوع sp^3

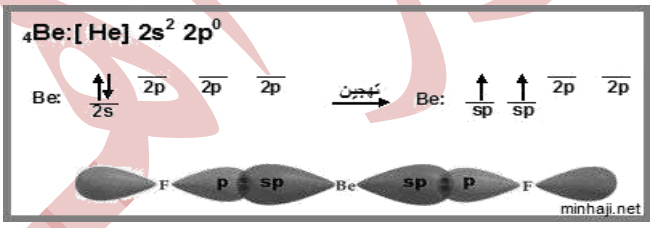
إذا اختلط فلك من نوع s من ذرة مع ثلاثة أفلاك من نوع p من الذرة نفسها تتكون أربعة أفلاك مهجنة من نوع sp^3 وتتجه الأفلاك المهجنة في الفراغ بحيث يكون التنافر بين إلكتروناتها أقل ما يمكن، وتأخذ شكل رباعي الأوجه منتظم، والزاوية فيما بينها 109,5˚.

التهجين من نوع sp

إذا اختلط فلك من نوع s من الذرة المركزية، مع فلك من نوع p من الذرة نفسها يتكون فلكين مهجنين من نوع sp ويتجه الفلكان المهجنان في الفراغ بحيث يكون التنافر بين إلكتروناتها أقل ما يمكن فتأخذ شكلاً خطياً مستقيماً والزاوية فيما بينهما 180°.



مثال: جزيء $_2BeF$

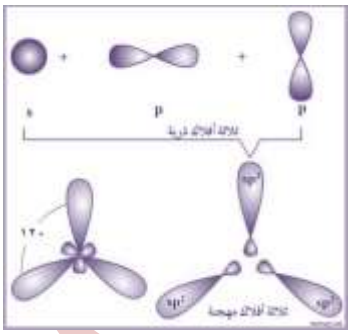


- نوع التهجين الذي تجريه ذرة البريليوم: sp
- عدد الأفلاك المهجنه في ذرة البريليوم: 2.
- الشكل الهندسي (البنائي) لجزيء $_2BeF$: خطي مستقيم .
- قيمة الزاوية بين الافلاك المهجنة: 180°.
- نوع الأفلاك الداخلة في تكوين الرابطة Be-F : sp-p .

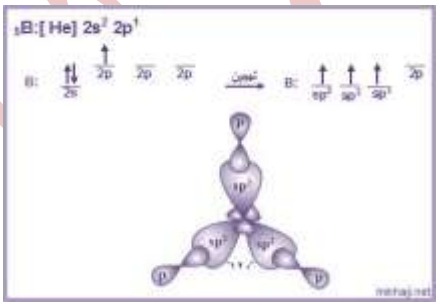
التهجين من نوع sp^2

إذا اختلط فلك من نوع s من الذرة المركزية مع فلكين من نوع p من الذرة نفسها تتكون ثلاثة أفلاك مهجنة من نوع sp^2 وتتجه الأفلاك المهجنة في الفراغ بحيث يكون التنافر بين إلكتروناتها أقل ما يمكن و فتأخذ

شكل مثلث مسطح، والزاوية فيما بينها 120°.



مثال: جزيء BCl_3

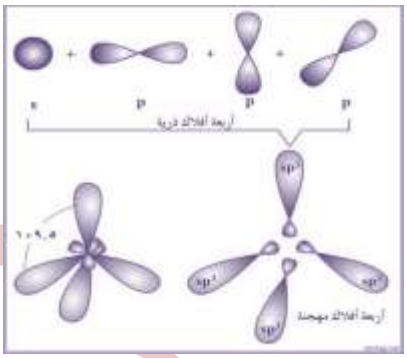


- نوع التهجين الذي تجريه ذرة البرون: sp^2
- عدد الأفلاك المهجنة في ذرة البورون: 3.
- الشكل الهندسي (البنائي) للجزيء: مثلث مسطح.
- قيمة الزاوية بين الأفلاك المهجنة: 120°.
- نوع الأفلاك الداخلة في تكوين الرابطة $B\text{-}Cl$: sp^2-p

التهجين من نوع sp^3

إذا اختلط فلك من نوع s من ذرة مع ثلاثة أفلاك من نوع p من الذرة نفسها تتكون أربعة أفلاك مهجنة من نوع sp^3 وتتجه الأفلاك المهجنة في الفراغ بحيث يكون التنافر بين الكتروناتها أقل ما يمكن ، وتأخذ

شكل رباعي الأوجه منتظم ، والزاوية فيما بينها 109.5°.

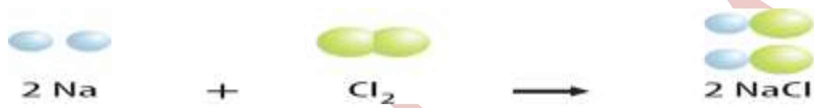


الفصل الحادي عشر: المعادلات الكيميائية

التفاعل الكيميائي: هو تغير يطرأ على المواد يتضمن تكسير روابط وتكوين روابط جديدة، ويؤدي إلى إعادة ترتيب الذرات بحيث تنتج مواد جديدة تختلف عن صفات المواد المتفاعلة.

ويُمثّل التفاعل الكيميائي بمعادلة كيميائية موزونة.

مثال على التفاعل الكيميائي: تفاعل الصوديوم الصلب مع غاز الكلور لإنتاج كلوريد الصوديوم.



الجدول التالي يبيّن بعض الفروقات بين المتفاعلات والنواتج في تفاعل الصوديوم مع الكلور:

الصوديوم	الكلور	كلوريد الصوديوم
صلب	غاز	صلب
فضي لامع	أصفر مخضّر	أبيض

هنالك تفاعلات كيميائية لا يمكن مشاهدتها وملاحظتها، مثل: تفاعلات البناء الضوئي.

هنالك تفاعلات كيميائية يمكن مشاهدتها وملاحظتها، مثل: تفاعلات الاحتراق، كاحتراق الوقود.

دلائل حدوث التفاعل الكيميائي:

1. تكوّن رواسب.
2. انطلاق غازات.
3. حدوث تغيرات في ألوان المواد.

هنالك العديد من التفاعلات الكيميائية التي تحدث من حولنا. ومن الأمثلة على تلك التفاعلات:

- احتراق الغازولين في محرك السيارة لتوليد طاقة تحركها .
- إنتاج غذاء النبات من عملية البناء الضوئي بتفاعل ثاني أكسيد الكربون والماء .
- التفاعلات التي تحدث في المصانع والتي ينتج عنها أنواع مختلفة من الأدوية والألياف الصناعية والأسمدة وغيرها.

ونظراً لوجود العديد من التفاعلات الكيميائية، فقد صُنفت إلى أربعة قسم رئيسة، هي:

1. تفاعلات الاتحاد.
2. تفاعلات التحلل.
3. تفاعلات الإحلال الأحادي.
4. تفاعلات الإحلال المزدوج.

أولاً: تفاعلات الاتحاد

تفاعل الاتحاد: تفاعل يتم بين مادتين أو أكثر لتكوين مادة واحدة جديدة.

الصيغة العامة لتفاعل الاتحاد:

$$AB \rightarrow A + B$$

أمثلة: تفاعل لا فلز وأكسجين ينتج أكسيداً لا فلزياً.

$$C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$$

تفاعل فلز وأكسجين ينتج أكسيداً فلزياً.

$$_{(s)}MgO2 \rightarrow {}_{(g)2}O + {}_{(s)}Mg2$$

تفاعل أكسيد فلز مع أكسيد لا فلز ينتج ملحاً.

$$_{(s)3}MgCO \rightarrow {}_{(s)}MgO + {}_{(g)2}CO$$

تفاعل فلز مع فلز ينتج ملحاً.

$$_{(s)}NaCl2 \rightarrow {}_{(g)2}Cl + {}_{(s)}Na2$$

تفاعل أكسيد فلز مع الماء ينتج قاعدةً.

$$_{(aq)2}(Ba(OH \qquad {}_{(l)}O_2H + {}_{(s)}BaO$$

تفاعل أكسيد لافلز مع الماء ينتج حمضاً.

$$_{(aq)3}HNO2 \rightarrow {}_{(l)}O_2H + {}_{(g)5}O_2N$$

سؤال: إضافة الماء إلى أكسيد الكالسيوم (الجير الحي) CaO ينتج هيدروكسيد الكالسيوم (الجير المطفأ أو الشيد) الذي يستخدم في البناء وطلاء سيقان الأشجار.

1. اكتب معادلة رمزية تمثل التفاعل.
2. ما نوع التفاعل.

الحل:

$$_2(Ca(OH \rightarrow O_2CaO + H$$

تفاعل اتحاد.

ثانياً: تفاعلات التحلل

تفاعل التحلل: تفاعل يتم فيه تحلل مادة إلى مادتين أو أكثر.

الصيغة العامة لتفاعل التحلل:

$$A + B \rightarrow AB$$

أمثلة: تحلل أكسيد الفلز بالحرارة يعطي غاز الأكسجين والفلز.

$$_{(g)}{}_2O + {}_{(l)}Hg2 \rightarrow {}_{(s)}HgO2$$

تحلل كربونات الفلزات بالحرارة يعطي أكسيد الفلز وغاز ثاني أكسيد الكربون.

$$_{(g)}{}_2CO + {}_{(s)}CaO \rightarrow {}_{(s)}{}_3CaCO$$

تحلل كربونات الفلزات الهيدروجينية بالحرارة يعطي كربونات الفلز وغاز ثاني أكسيد الكربون وبخار الماء

$$_{(g)}O_2H + {}_{(g)}{}_2CO + {}_{(s)}{}_3CO_2Na \rightarrow {}_{(s)}{}_3NaHCO2$$

ثالثاً: تفاعلات الإحلال الأحادي

تفاعل الإحلال الأحادي: تفاعل يتم فيه إحلال عنصر نشط محل عنصر آخر أقل نشاطاً في أحد مركباته.

الصيغة العامة لتفاعل الإحلال الأحادي:

$$AC + B \rightarrow A + BC$$

أمثلة:

$$_2H + _2ZnCl \rightarrow Zn + 2HCl$$

$$Cu + _4MgSO \rightarrow _4Mg + CuSO$$

$$Ag2 + _2(_3Cu(NO \rightarrow _3AgNO2 + Cu$$

$$_2NaOH + H2 \rightarrow O_2Na + 2H2$$

لعلك لاحظت أن المعادلات السابقة جميعها تشتمل على إحلال عنصر نشيط محل عنصر آخر أقل نشاطاً.

أنظر إلى المعادلة الأولى:

$$_2H + _2ZnCl \rightarrow Zn + 2HCl$$

حل الخارصين محل الهيدروجين في حمض الهيدروكلوريك.

أهمية تفاعلات الإحلال الأحادي

تكمن أهمية تفاعلات الإحلال الأحادي في استخدامها في تحضير العناصر.

مثال: يمكن تحضير البروم عند إمرار غاز الكلور في محلول يحتوي على أيونات البروميد مثل محلول بروميد النحاس.

رابعاً: تفاعلات الإحلال المزدوج

تفاعل الإحلال المزدوج: تفاعل تفاعل يتم بين مركبين، بأن يحل الأيون الموجب من أحدهما محل الأيون

الموجب في الآخر.

الصيغة العامة لتفاعل الإحلال المزدوج:

$$AD + CB \rightarrow AB + CD$$

تقسم تفاعلات الإحلال المزدوج إلى ثلاثة أقسام:

أ) تفاعلات الترسيب.

ب) تفاعلات التعادل.

ج) تفاعلات تؤدي إلى انطلاق غازات.

تفاعلات الترسيب Precipitation Reactions

وتحدث عند مزج محلولين لمركبين أيونيين ، فينتج من تفاعلهما مركب أيوني غير ذائب يترسب في وعاء التفاعل .

مثال : تكوّن راسب من كلوريد الفضة عند مزج محلولي نترات الفضة وكلوريد الصوديوم .

المعادلة الرمزية:

$$_3AgCl + NaNO \rightarrow NaCl + _3AgNO$$

المعادلة الأيونية الإجمالية:

$$_{(aq)}{}^{-}{}_3NO + {}_{(aq)}{}^{+}Na + {}_{(s)}AgCl \rightarrow {}_{(aq)}{}^{-}Cl + {}_{(aq)}{}^{+}Na + {}_{(aq)}{}^{-}{}_3NO + {}_{(aq)}{}^{+}Ag$$

المعادلة الأيونية الصافية:

$$_{(s)}AgCl \rightarrow {}_{(aq)}^{-}Cl + {}_{(aq)}^{+}Ag$$

تفاعلات التعادل neutralization Reactions

وهي تفاعلات الحموض مع القواعد، وتعتبر من تفاعلات الإحلال المزدوج.

مثال (1): تفاعل هيدروكسيد الباريوم (قاعدة) مع حمض الهيدروبروميك لإنتاج بروميد الباريوم (ملح) وماء.

$$O_2H2 + {}_2BaBr \rightarrow HBr2 + {}_2(Ba(OH$$

مثال (2): تفاعل هيدروكسيد الليثيوم (قاعدة) مع حمض الكبريتيك لإنتاج كبريتات الليثيوم (ملح) وماء.

$$O_2H2 + {}_4SO_2Li \rightarrow {}_4SO_2LiOH + H2$$

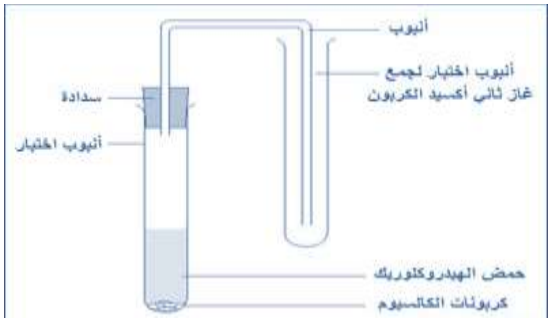
تفاعلات تؤدي إلى انطلاق غازات

هنالك تفاعلات إحلال مزدوج تؤدي إلى انطلاق غاز.

مثال: تفاعل كربونات الفلز مع حمض الهيدروكلوريك يعطي كلوريد الفلز وماء وغاز ثاني أكسيد الكربون.

مثل تفاعل حمض الهيدروكلوريك مع كربونات الكالسيوم وفق المعادلة:

$$\rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2\ CaCO_3 + 2HCl$$



ويعد هذا التفاعل تفاعل إحلال مزدوج لأن أيون الكالسيوم في $CaCO_3$ قد حل محل أيون الهيدروجين في الحمض HCl مكوناً ملح $CaCl_2$ ، كما أن أيون الهيدروجين في الحمض قد حل محل الكالسيوم في كربونات الكالسيوم وكوّن حمض CO_2H_3 ، وهو حمض غير ثابت، يتفكك إلى ماء وغاز ثاني أكسيد الكربون .

قواعد إكمال التفاعلات

- تفاعل لا فلز وأكسجين ينتج أكسيداً لا فلزياً .
- تفاعل فلز وأكسجين ينتج أكسيداً فلزياً .
- تفاعل أكسيد فلز مع أكسيد لا فلز ينتج ملحاً .
- تفاعل فلز مع فلز ينتج ملحاً .
- تفاعل أكسيد فلز مع الماء ينتج قاعدة .
- تفاعل أكسيد لافلز مع الماء ينتج حمضاً .
- تحلل أكسيد الفلز بالحرارة يعطي غاز الأكسجين والفلز.
- تحلل كربونات الفلز بالحرارة يعطي أكسيد الفلز وغاز ثاني أكسيد الكربون .
- تحلل كربونات الفلز الهيدروجينية بالحرارة يعطي كربونات الفلز وغاز ثاني أكسيد الكربون وبخار الماء
- تفاعل كربونات الفلز مع حمض الهيدروكلوريك يعطي كلوريد الفلز وماء وغاز ثاني أكسيد الكربون.
- تفاعل كربونات الفلز الهيدروجينية مع حمض الهيدروكلوريك يعطي كلوريد الفلز وماء وغاز ثاني أكسيد الكربون.

تفاعلات التأكسد والاختزال

تعلم أن تفاعل الخارصين مع حمض الهيروكلوريك من نوع الإحلال الأحادي:

$$_2H + _2ZnCl \rightarrow Zn + 2HCl$$

وإذا استبعدنا أيون الكلور من المعادلة، نحصل على معادلة تُسمى معادلة أيونية صافية:

$$_2H + {}^{+2}Zn \rightarrow {}^{+}Zn + 2H$$

من المعادلة تلاحظ أن الخارصين Zn قد تحول إلى أيون خارصين Zn^{2+} ، ويتم هذا التحول عندما يفقد الخارصين إلكترونين، تُسمى هذه العملية تأكسداً.

$$^{-}e2 + {}^{+2}Zn \rightarrow Zn$$

والإلكترونان الناتجان تكسبهما أيونات الهيدروجين ويتحولان إلى جزيء هيدروجين، تُسمى هذه العملية اختزالاً.

$$_2H \rightarrow {}^{-}e2 + {}^{+}H2$$

يُسمى التفاعل الذي يتضمن عمليتي التأكسد والاختزال تفاعل تأكسد واختزال.

أكسدة: عملية تفقد فيها المادة إلكتروناً واحداً أو أكثر.

اختزال: عملية تكسب فيها المادة إلكتروناً واحداً أو أكثر.

*سنخصص فصل للتأكسد والاختزال

قانون حفظ المادة

قانون حفظ المادة: المادة لا تُفنى ولا تُستحدث في التفاعل الكيميائي، ولكنها تتغير من شكلٍ إلى آخر.

ما علاقة قانون حفظ المادة بالتفاعل الكيميائي؟

يمثّل التفاعل الكيميائي بمعادلة كيميائية، بحيث تكون عدد الذرات من النوع نفسه في طرفي المعادلة متساوٍ؛ أي يجب أن ينطبق قانون حفظ المادة في طرفي المعادلة، ولكي يتحقق ذلك يجب أن تكون المعادلة الكيميائية موزونة.

مثال: يتفاعل غاز الميثان مع غاز الأكسجين لإنتاج غاز ثاني أكسيد الكربون وبخار الماء، وفق المعادلة:

$$CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

لاحظ أن عدد ذرات الكربون الأكسجين والهيدروجين في طرفي المعادلة غير متساوٍ، ولم يتحقق قانون حفظ المادة.

$$CO_2 + H_2O \rightarrow CH_4 + O_2$$

C=1 H=4 O=2 $\neq$ C=1 H=2 O=3

ولتحقيق قانون حفظ المادة يضرب في المتفاعلات بالمعامل (2)، كما ويضرب في النواتج بالمعامل (2)، وتصبح المعادلة الكيميائية موزونة.

$$CO_2 + 2H_2O \rightarrow CH_4 + 2O_2$$

C=1 H=4 O=4 $=$ C=1 H=4 O=4

سؤال: وازن المعادلة الكيميائية الآتية:

$$Na + O_2 \rightarrow Na_2O$$

الإجابة:

$$4Na + O_2 \rightarrow 2Na_2O$$

الحسابات الكيميائية

للحسابات الكيميائية أهمية كبيرة في الكيمياء، ومنها:

إن معرفتنا بالنسبة التي يتم التفاعل على أساسها تمكننا من حساب كمية المادة الناتجة، أو مقدار ما يلزم من إحدى المواد المتفاعلة للتفاعل مع المادة الأخرى.

تحديد كميات المواد المتفاعلة أو الناتجة بشكل دقيق، يساعدنا في الحصول على منتجٍ نقي خال من الشوائب غير المرغوبة.

وتعتمد الحسابات الكيميائية على المعادلة الكيميائية الموزونة.

وللتعرف على الحسابات الكيميائي، يجب أن تتعرف على المفاهيم الآتية:

1. الكتلة الذرية.
2. الكتلة الجزيئية.
3. المول والكتلة المولية.

الكتلة الذرية

تعلم بأن الذرة متناهية جداً في الصغر، لذا فإنه من الصعوبة بمكان عزل ذرة واحدة من ذرات العنصر وقياس كتلتها.

لحل هذه المشكلة اتفق الكيميائيون على قياس الكتلة الذرية للعناصر نسبة إلى بعضها.

مثال: وجد أن نسبة كتلة الأكسجين إلى كتلة الهيدروجين في الماء H_2O تساوي 16 : 2 ، وهذا يعني أن كتلة الأكسجين الذرية النسبية تساوي (16)، والكتلة الذرية النسبية لذرة هيدروجين واحدة تساوي (1).

إلا أن الكتلة الذرية النسبية للهيدروجين تساوي فعلياً 1,008

والكتلة الذرية للأكسجين تساوي فعلياً 15,999

ويعود السبب في وجود كسور عشرية إلى أن الكتلة الذرية النسبية للعنصر تحسب لجميع نظائر العنصر الواحد، لذا اتفق العلماء على التعبير عن الكتلة الذرية للعنصر بدلالة الكتلة الذرية التقريبية.

الجدول التالي يمثل الكتلة الذرية النسبية والتقريبية لذرات بعض العناصر:

رمز العنصر	H	O	C	Al	Cl
الكتلة الذرية النسبية	1,008	15,999	12,001	26,981	35,5
الكتلة الذرية التقريبية	1	16	12	27	35,5

سؤال: بالرجوع إلى الجدول الدوري، حدد الكتلة الذرية التقريبية لكل من ذرات الكالسيوم Ca والفسفور P والحديد Fe ؟

الإجابة:

رمز العنصر	Ca	P	Fe
الكتلة الذرية النسبية	40,078	30,973761	55,845
الكتلة الذرية التقريبية	40	31	56

الكتلة الجزيئية

يمكن اعتبار الكتلة الذرية التقريبية للأكسجين = 16 تسهيلاً للحسابات.

تعلم بأن الأكسجين يوجد في الطبيعة على شكل جزي O_2 ، فما كتلته الجزيئية؟

تحسب الكتلة الجزيئية لجزيء الأكسجين بضرب عدد ذرات الأكسجين في الكتلة الذرية التقريبية له.

الكتلة الجزيئية التقريبية لجزيء الأكسجين = 2×16

= 32 وحدة كتل ذرية.

ولحساب الكتلة الجزيئية التقريبية للجزيئات التي تحتوي على ذرات عناصر مختلفة نجمع حاصل ضرب كلّ ذرة بكتلتها الذرية التقريبية.

مثال: حساب الكتلة الجزيئية التقريبية للماء H_2O .

الكتلة الذرية التقريبية للهيدروجين = 1

الكتلة الذرية التقريبية للأكسجين = 16

الحل: لاحظ أن جزيء الماء يحتوي على ذرتي هيدروجين، وذرة أكسجين واحدة، وعليه فإن الكتلة الجزيئية التقريبية للماء تحسب كالتالي:

الكتلة الجزيئية للماء = $(1 \times 2) + (16 \times 1)$

= 18 وحدة كتل ذرية.

سؤال: بالرجوع إلى الجدول الدوري احسب الكتلة الجزيئية لكلٍّ من المواد الآتية:

H_2SO_4 , MgF_2 , $NaCl$, Cl_2

الإجابة: الكتلة الجزيئية لـ $Cl_2 = (35,5 \times 2)$

= 71 وحدة كتل ذرية.

الكتلة الجزيئية لـ NaCl = (1 × 35,5) + (1 × 23)

= 58,5 وحدة كتل ذرية.

الكتلة الجزيئية لـ MgF_2 = (1 × 24) + (2 × 19)

= 62 وحدة كتل ذرية.

الكتلة الجزيئية لـ H_2SO_4 = (1 × 32) + (2 × 1) + (4 × 16)

= 98 وحدة كتل ذرية.

مفهوم المول

يستخدم في الكيمياء تعبير المول ويعني 6.022×10^{23} ذرة أو أيون أو جزيء أو إلكترون وغيرها.

يسمى العدد $6,022 \times 10^{23}$ بعدد أفوجادرو نسبة إلى العالم الإيطالي أماديو أفوجادرو.

فلو كان لديك مولاً واحداً من ذرات الحديد فهذا يعني أن لديك 6.022×10^{23} ذرة حديد.

ولو كان لديك مولاً واحداً من جزيئات الأكسجين فهذا يعني أن لديك 6.022×10^{23} جزيء أكسجين وهكذا.

الكتلة المولية

تسمى كتلة المول الواحد من المادة الكتلة المولية.

في حالة الذرات كذرة الصوديوم تمثل الكتلة الذرية لذرة الصوديوم الكتلة المولية له، وتسمى أحياناً الكتلة الذرية المولية.

الفصل الثاني عشر:الطاقة في المعادلات الكيميائية

يصاحب حدوث التفاعلات الكيميائية تغيرات في الطاقة، فإذا احتاج التفاعل إلى طاقة يسمى حينئذ بالتفاعل الماص للطاقة، أما إذا أنتج التفاعل الكيميائي طاقة فيسمى حينئذ بالتفاعل الطارد للطاقة .يطلق على فرع الكيمياء الذي يتعلق بتغيرات الطاقة التي تصحب التفاعلات الكيميائية بالكيمياء الحرارية

أهمية الطاقة في حياتنا

نحتاج إلى الطاقة في الكثير من النشاطات الحياتية، مثل:

1. الزراعة.
2. الصناعة.
3. المواصلات.
4. الطبخ.
5. الإنارة.
6. التدفئة.
7. تشغيل الأجهزة الكهربائية.

أكثر مصادر استخداماً هو الوقود الأحفوري، ومعظم الطاقة التي نحتاجها ناتجة من تفاعل كيميائي هو احتراق الوقود الأحفوري.

يشتمل الوقود على:

1. الغاز الطبيعي.
2. البترول.
3. الفحم الحجري.

يتوقع أن ينضب الوقود الأحفوري إذا واصلنا استخدامها بالمعدل الحالي، لذا علينا اتخاذ الإجراءات التالية:

1. ترشيد استهلاك الطاقة.
2. توفير مصادر بديلة للطاقة على أن تكون قليلة الكلفة الاقتصادية، وتحافظ على البيئة من التلوث.

تحولات الطاقة

يمكن تحويل الطاقة إلى أي صورة من صور الطاقة الأخرى.

أمثلـة لبعـض التحـولات:

1)تحويل الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية [الأعمدة الكهربائية].
2)تحويل الطاقة الكيميائية إلى طاقة حرارية [احتراق الوقود].
3)تحويل الطاقة الضوئية إلى طاقة كيميائية [التمثيل الضوئي].
4)تحويل الطاقة النووية إلى طاقة كهربائية [المفاعلات النووية].
5)تحويل الطاقة الكهربائية إلى طاقة ضوئية [المصابيح الكهربائية].
6)تحويل الطاقة الكهربائية إلى طاقة حرارية [المدفأة].
7)تحويل الطاقة الكهربائية إلى طاقة حركية [المروحة].

***وهذه التحويلات سوف تقودنا إلى قانون بقاء الطاقة الذي ينص على:**

(الطاقة لا تفنى ولا تستحدث من العدم ولكن يمكن تحويل الطاقة من صورة إلى أخرى).

تغيرات الطاقة في التفاعلات الكيميائية

يصاحب التفاعلات الكيميائية امتصاص أو انبعاث طاقة.

يسمى التفاعل الذي يحتاج إلى طاقة لكي يحدث بالتفاعل **الماص للطاقة**.

يسمى التفاعل الذي ينتج طاقة عندما يحدث بالتفاعل **الطارد للطاقة**.

يعبر عن التفاعل الماص للطاقة بمعادلة توضع فيها الطاقة الممتصة جهة المتفاعلات.

مثال: تفاعل حمض الخليك مع كربونات الصوديوم الهيدروجينية:

$$CH_3COOH + NaHCO_3 + \text{حرارة} \rightarrow CH_3COONa + CO_2$$

يعبر عن التفاعل الطارد للطاقة بمعادلة توضع فيها الطاقة الناتجة جهة النواتج.

مثال:تفاعل حمض الهيدروكلوريك مع هيدروكسيد الصوديوم:

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O +$$ حرارة

أشكال الطاقة المصاحبة للتفاعلات الكيميائية:

يصاحب التفاعلات الكيميائية طاقة إما حرارية أو كهربائية أو ضوئية أو مزيجاً منها.

أمثلة على التفاعلات الطاردة للطاقة

1. احتراق شريط من المغنيسيوم.
2. احتراق قطعة فحم او شمعة.
3. تفاعل حمض الهيدروكلوريك مع هيدروكسيد الصوديوم.
4. الطاقة الناتجة من البطاريات.

أمثلة على التفاعلات الماصة للطاقة

1. تفاعل البناء الضوئي في النبات.
2. التفاعل الذي يحدث على الفلم الفوتوغرافي عند التقاط الصور.

الطاقة الكيميائية (c.hemical Energy):

هي الطاقة المختزنة ضمن الوحدات التركيبية [الذرات أو الجزيئات] للمواد، وهي تعرف باسم طاقة الوضع الكيميائية.

تتوقف الطاقة الكيميائية [***Chemical Energy***] على:

1) نوع الذرات الداخلة في تركيب المادة.

2) نوع الروابط التي تنشأ بين الذرات.

3) طاقة الربط بين الجزيئات (قوى جذب فاندرفالز ***Vander wails forces***).

ما العلاقة بين نوع الذرات الداخلة في تكوين مركبي الماء والجازولين وبين الطاقة الكيميائية المخزونة في كلٍ منهما؟

العلاقة هي أن الطاقة الكيميائية المخزونة في كلٍ منهما تتوقف على نوع الذرات والروابط الناشئة بين الذرات والطاقة الكيميائية لا تظهر إلا عندما يحدث للمادة تغيرات كيميائية أي أثناء تفاعلها حيث يصاحب التفاعلات الكيميائية تغيرات حرارية تتوقف على طبيعة المواد المتفاعلة والناتجة عن التفاعل

التفاعلات الكيميائية يصاحبها تغيرات في الطاقة:

التغيرات الكيميائية تحدث نتيجة التفاعل بين الذرات أو الجزيئات للمواد المتفاعلة ويصاحب ذلك امتصاص طاقة أو انطلاق طاقة حرارية.

مثـــال : تفاعل البوتاسيوم مع الماء يصاحبه انطلاق طاقة حرارية + ضوء.

$$K_{(g)} + H_2O_{(L)} \longrightarrow KOH + \tfrac{1}{2}H_{2(g)} + Energy$$

عند تفاعل البوتاسيوم مع الماء نلاحظ سخونة أنبوبة الاختبار.؟

مثـــال : تفكك نيترات الأمونيوم NH_4NO_3 يصاحبه امتصاص طاقة حرارية.

$$NH_4NO_3 + Heat \longrightarrow N_2O + 2H_2O$$

الكيمياء الحرارية Thermo chemistry:

هي فرع من فروع الكيمياء الذي يختص بدراسة التغيرات الحرارية المصاحبة للتغيرات الكيميائية والفيزيائية.

علاقة حدوث التفاعل الكيميائي بالطاقة؟

العلاقة أن التفاعلات الكيميائية يصاحبها تغيرات حرارية بسبب اختلاف الطاقة الكيميائية للمواد المتفاعلة والناتجة عن التفاعل؛ أي أن التفاعلات الكيميائية تكون مصحوبة بتغيرات في الطاقة أما تفاعلات طاردة للحرارة أو تفاعلات ماصة للحرارة، فمثلاً:

* في حالة التفاعلات الطاردة للحرارة تنتقل الطاقة من النظام إلى الوسط المحيط، بينما التفاعلات الماصة للحرارة يقوم النظام بامتصاص الطاقة من الوسط المحيط.

النظام System: **هو أي جزء من الكون نختصه بدراسة معينة ويفصله عن باقي الكون حدود معينة.**

الوسط المحيط: **هو الجزء المتبقي خارج حدود النظام.**

نوعان من النظام، هما:

(1) النظام المعزول عن الوسط المحيط :

وفيه لا يكون هناك أي تأثير من الوسط المحيط على النظام.

مثـــال : إجراء تفاعل في مسعر حراري معزول بحيث إن الحرارة لا يمكن نقلها عبر الحدود الفاصلة بين النظام والوسط المحيط وتسمى هذه العملية (عملية إديباتية ***Adiabatic***).

عملية الأيزوثيرمى Isothermal: **هي عملية تتم عند حفظ عناصر النظام (المواد التي يحتويها النظام) في درجة حرارة معينة أثناء حدوث التفاعل أو أثناء حدوث تغير.**

متى يكون النظام في حالة اتزان؟

يكون النظام في حالة اتزان عندما تكون قيم خواص النظام (المتغيرات الفيزيائية) مثل الحجم والضغط ودرجة الحرارة لا تتغير مع الزمن.

(2) النظام غير المعزول :

وفيه يكون هناك تبادل للمادة أو الطاقة بين النظام والوسط المحيط.

مثـــال : إجراء تفاعل كيميائي في كأس مفتوح يتم تبادل الطاقة بين وسط التفاعل (النظام) والوسط المحيط من خلال جدران الكأس.

العلاقة بين الحرارة ودرجة الحرارة:

الحرارة هي إحدى أشكال الطاقة ويمكن أن تنتقل من النظام أو إليه عبر عملية التوصيل الحراري أو عبر الإشعاع الحراري.

الحرارة Heat: **هي طاقة تنتقل من جسم إلى آخر نتيجة اختلاف في درجة حرارة جسمين.**

وحدة قياس الحرارة:

بما أن الحرارة شكل من أشكال الطاقة فهي تقاس بوحدة الجول في النظام الدولي.

درجـة الحـرارة Temperature:

هي مقياس للسخونة أو البرودة وتقاس درجة الحرارة باستخدام الترمومتر، ويعبر عنها بالدرجة المئوية أو بالكلفن.

السعة الحرارية والحرارة النوعية

السعة الحرارية Heat Capacity: هي كمية الطاقة اللازمة لرفع درجة حرارة كمية معينة من المادة درجة مئوية واحدة.

الحرارة النوعية Specific Heat: هي كمية الطاقة اللازمة لرفع درجة حرارة جرام واحد من المادة درجة مئوية واحدة.

العلاقة بين الحرارة النوعية وكمية الطاقة المكتسبة أو المفقودة:

$$\text{الحرارة النوعية} = \frac{\text{كمية الطاقة المكتسبة أو المفقودة}}{\text{كتلة الجسم} \times \text{التغير في درجة الحرارة}} = \text{جول/جم.م}^5$$

مثـــال :الحرارة النوعية للرصاص 0.129 جول/جم.م^5، بينما الحرارة النوعية للحديد 0.449 جول/جم.م^5، فأيٍ منهما يمكن أن ترفع درجة حرارته بشكل أكبر، ولماذا؟

الرصاص ترفع درجة حرارته بشكل أكبر؛ لأن الحرارة النوعية للرصاص أقل من الحرارة النوعية للحديد.

العلاقة بين السعة الحرارية والحرارة النوعية:

$$\because \text{السعة الحرارية} = \frac{\text{كمية الطاقة الحرارية}}{\text{مقدار التغير في درجة الحرارة}} \Leftarrow (I)$$

∵ الحرارة النوعية = $\frac{\text{كمية الطاقة الحرارية}}{\text{كتلة المادة} \times \text{مقدار التغير في درجة الحرارة}}$ ⇐ (II)

*** بالتعويض عن قيمة السعة الحرارية في المعادلة (II)**

∴ الحرارة النوعية = $\frac{\text{السعة الحرارية}}{\text{كتلـة المـادة}}$

مســألـــة :

قطعة من النحاس كتلتها 95.49جم امتصت كمية من الحرارة مقدارها 849جول، فزادت درجة حرارتها من 25م^5 إلى 48م^5. أوجد الحرارة النوعية للنحاس.

الحـــــــــل :

* ∵ كتلة النحاس= 95.49جم.

* مقدار التغير في درجة الحرارة = ء$_2$ - ء$_1$ = 48- 25 = 23م^5.

* مقدار الطاقة المكتسبة = 849 جول.

∵ الحرارة النوعية للنحاس = $\frac{\text{كمية الطاقة المكتسبة أو المفقودة}}{\text{كتلة النحاس} \times \text{مقدار التغير في درجة الحرارة}}$

= $\frac{849}{\quad}$ = 0.386 جول/جم.م^5

× 95.49

23

المقصود بأن الحرارة النوعية للماء تساوي 4.18جول/جم.م^5 هو أن كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة 1 جم من الماء درجة مئوية واحدة تساوي 4.18ك جول.

التفاعلات الكيميائية وحرارة التفاعل:

عرفنا سابقاً أن التفاعلات الكيميائية يصاحبها تغيرات حرارية أما امتصاص للطاقة الحرارية أو انبعاثها.

العوامل التي تتوقف عليها التغيرات الحرارية [حرارة التفاعل]:

1) طبيعة المواد المتفاعلة والناتجة [حالة المواد] صلبة - سائلة- غازية.
2) كمية الطاقة المختزنة في المادة [المحتوى الحراري].

المحتوى الحراري Heat Content:
هي كمية الحرارة المخزونة في المادة عند تكوينها، ويرمز لها بالرمز [H].

حرارة التفاعل[ΔH] Heat of Reaction:

هي كمية الحرارة المنطلقة أو الممتصة عند تفاعل المواد الداخلة في التفاعل بشكل تام لتكوين النواتج عند الظروف القياسية.

الظروف القياسية:

هي حالة حدوث التفاعل عند درجة 25م^5 وضغط 1جو.

آخر لحرارة التفاعل:

هي مقدار التغير الحراري المصاحب للتفاعل الكيميائي.

ملاحظـة هامــة: سبب وجود حرارة التفاعل هو الاختلاف في المحتوى الحراري.

حرارة التفاعل[ΔH] = مجموع المحتوى الحراري للنواتج - مجموع المحتوى الحراري للمتفاعلات.

مثــال :

$$A + B \longrightarrow C + D$$

متفاعلات نواتج

H_1 H_2

حرارة التفاعل[ΔH]= $\Sigma H_2 - \Sigma H_1$

هناك احتمالين هما :

1) المحتوى الحراري للنواتج **[H_2]** أقل من المحتوى الحراري للمتفاعلات **[H1]** وهذا يعنى أن قيمة [ΔH] سوف تكون سالبة؛ أي أن التفاعل طارد للحرارة.
2) المحتوى الحراري للنواتج[H_2] أكبر من المحتوى الحراري للمتفاعلات[H_1]، وهذا يعني أن قيمة [ΔH] سوف تكون موجبة؛ أي أن التفاعل ماص للحرارة.

أنواع التفاعلات الكيميائية من حيث التغير الحراري

تفاعلات طاردة للحرارة **تفاعلات ماصة للحرارة**

أولاً : التفاعلات الطاردة للحرارة Exothermic Reactions:

وهي التفاعلات التي يصاحبها انطلاق طاقة حرارية كناتج من نواتج التفاعل.

وهي تتميز بالآتي:

(1) يصاحبها انطلاق حرارة.

(2) المحتوى الحراري للنواتج أقل من المحتوى الحراري للمتفاعلات.

(3) ينتج عنها مركبات طاردة للحرارة وهي مركبات ثابتة في درجات الحرارة العادية [علل].

لأن المحتوى الحراري للمركبات الناتجة أقل من المحتوى الحراري لعناصرها [المتفاعلات].

(4) تتم بصورة تلقائية.

(5) إشارة ΔH سالبة

مثـــال :احتراق مول واحد من الهيدروجين مع نصف مول من الأكسجين لتكوين واحد مول من بخار الماء وتنطلق طاقة حرارية مقدارها 241.8كيلوجول/مول.

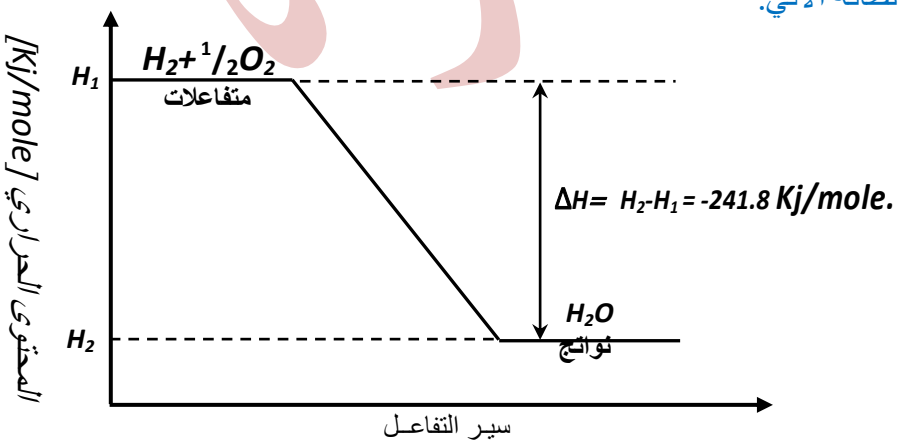
الحـــــل :

$$H_{2(g)} + \tfrac{1}{2}O_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{(g)} \qquad [\Delta H] = -241.8\ kj/mole$$

H_1 < H_2

متفاعلات نواتج

يمكن تمثيل التفاعل بمخطط الطاقة الآتي:



ثانياً: التفاعلات الماصة للحرارة Endothermic Reactions:

هي التفاعلات التي يصاحبها امتصاص طاقة حرارية. وهي تتميز بالآتي :

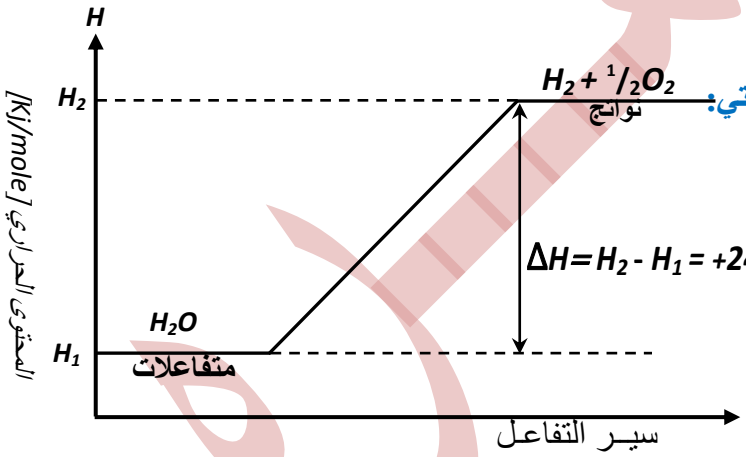
1) يصاحبها امتصاص طاقة حرارية.
2) المحتوى الحراري للنواتج أكبر من المحتوى الحراري للمتفاعلات.
3) ينتج عنها مركبات ماصة للحرارة.
4) تتم بصورة غير تلقائية.
5) إشارة ΔH موجبة .

مثـــال : **تفكك واحد مول من بخار الماء يعتبر تفاعل ماص للحرارة، وطبقاً للمعادلة الآتية:**

$$H_2O_{(g)} \longrightarrow H_{2(g)} + \tfrac{1}{2}O_{2(g)} \qquad \Delta H = +241.8Kj/mole.$$

$$(H_1) \quad < \quad (H_2)$$

يمكن تمثيل التفاعل بمخطط الطاقة الآتي:



التفاعلات الطاردة والماصة للحرارة،

م	وجه المقارنة	التفاعل الطارد للحرارة	التفاعل الماص للحرارة
1	التغيـــــر الحـــــراري المصاحب:	يصاحبه انطلاق حرارة	يصاحبه امتصاص حرارة
2	إشارة $[\Delta H]$:	ســـالبـــة	مـــوجبـــــة
3	المحتـــــوى الحـــــراري للمتفاعلات:	أكبر من المحتوى الحراري للنواتج	أقل من المحتوى الحراري للنواتج
4	المركبات الناتجة:	طاردة للحرارة	ماصَّـــة للحرارة
	مثـــال :	اتحاد الكربون مع غاز الأكسجين لتكوين غاز ثاني أكسيد الكربون $C + O_2 \rightarrow CO_2$ $\Delta H=-Kj$	اتحاد اليود مع الهيدروجين لتكوين يوديد الهيدروجين $^1/_2H_2 + ^1/_2I_2 \rightarrow HI$ $\Delta H=+Kj$

معـادلـة الكيميـاء الحـراريـــة:

- **هي معادلة كيميائية موزنة موضح عليها حالات المواد المتفاعلة والناتجة كذلك قيمة (ΔH)**

شروط كتابة معادلة الكيمياء الحرارية:

1)نكتب المعادلة الكيميائية موزنة.

2)نوضح حالات المواد المتفاعلة والناتجة فمثلاً في حالة المادة الصلبة نكتب الحرف (S)، والسائلة (L)، والغازية (g)، والمحلول المائي (aq).

3) يجب كتابة قيمة (ΔH) موضحاً الإشارة ($\pm$) موجب في حالة التفاعل الماص وسالب في حالة التفاعل الطارد.

4) إذا عكست معادلة الكيمياء الحرارية نعكس إشارة قيمة (ΔH).

5) وحدات (ΔH) هي الكيلو جول (***Kj***).

6) في حالة ضرب أو قسمة المعادلة الكيميائية الحرارية بعامل ما فإن قيمة (ΔH) تُعامل نفس المعاملة بالضرب أو بالقسمة.

1) معظم المركبات العضوية خاصة الهيدروكربونية عندما تحترق في وجود وفرة من الأكسجين تعطي ($H_2O + CO_2$ + حرارة منطلقة).

مثـــال: $CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{2(g)} \quad \Delta H = -890Kj.$

2) تفاعلات الانحلال أوالتفكك الحراري تفاعلات ماصة للحرارة فمثلاً جميع أملاح البيكربونات تنحل بالحرارة وتعطي (كربونات + $H_2O + CO_2$).

مثـــال : $NaHCO_{3(S)} + Heat \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_{3(aq)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(L)}$

- **اكتب معادلات كيميـاء حراريـة تعبر عن احتراق غـاز الميثـان في وجـود وفـرة من الأكسـجين علمـاً بـأن التفاعل يصاحبه انطلاق طاقة حرارية مقدارها (890 ك جول/ مول).**

الإجـابـة: $CH_{4(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(g)} \quad \Delta H = -890\,Kj.$

- **اكتب معادلة كيمياء حرارية تعبر عن اتحاد بخار اليود مع غاز الهيدروجين لتكوين يوديد الهيدروجين ويلزم ذلك طاقة حرارية مقدارها (25 ك جول/ مول).**

الإجـابـة: $H_{2(g)} + I_{2(g)} \longrightarrow 2HI_{(g)} \quad \Delta H = +50\,Kj.$

أنواع التغيرات الحرارية:

التغيرات الحرارية ناتجة من حدوث تغيرات فيزيائية أو كيميائية وهناك فرق بين التغيرات الفيزيائية والكيميائية

	التغيرات الفيزيائية	التغيرات الكيميائية
(1)	لا تحـدث تغيـر فـي تركيـب المـادة الأساسي.	تحـدث تغيـر فـي تركيـب المـادة الأساسي.
(2)	لا ينتج عنها مواد جديدة.	ينتج عنها مواد جديدة.
(3)	يصاحبها تغيرات حراريـة طفيفة.	يصـاحبها تغيـرات حراريـة كبيـرة نسبياً.
(4)	تزول بزوال المؤثر.	لا تزول بزوال المؤثر.
	مثال: انصهار الثلج - تبخر الماء.	مثال: احتراق الكربون.

التغيرات الحرارية إلى:

تغيرات حرارية فيزيائية　　تغيرات حرارية كيميائية

أولاً: تغيرات حرارية فيزيائية:

وهي تتمثل في حرارة الذوبان - حرارة التبخير والتكثيف.

(أ) حـرارة الذوبـان Heat of Solution:

كيفية حدوث عملية الذوبان تحدث عملية الذوبان على خطوتين هما:

1- تفكك الشبكة البلورية لجزيئات المذاب متحولة إلى أيونات موجبة وسالبة ويصاحب هذه العملية طاقة ممتصة تعرف باسم طاقة تفكك الشبكة البلورية [ممتصة].

2- ارتباط أيونات المذاب بجزيئات المذيب يصاحبها انطلاق طاقة حرارية تعرف باسم طاقة الإيماهة [منطلقة].

حرارة الذوبان = طاقة الإيماهة - طاقة تفكك الشبكة البلورية

[منطلقة] [ممتصة]

- فإذا كانت طاقة الإيماهة أكبر من طاقة تفكك الشبكة البلورية.

∴ الذوبان يكون طارد للحرارة.

- وإذا كانت طاقة تفكك الشبكة البلورية أكبر من طاقة الإيماهة.

∴ الذوبان يكون ماص للحرارة.

حرارة الذوبان: هي كمية الحرارة المنطلقة أو الممتصة عند إذابة مول واحد (جزيء جرامي) من المذاب في كمية من المذيب تكفي للحصول على محلول مشبع.

مثـــال : **لذوبان ماص للحرارة :**

ذوبان ملح نترات الأمونيوم في الماء يكون مصحوب بامتصاص طاقة حرارية من الوسط مما يؤدي إلى انخفاض حرارة المحلول، ولذا يجب تسخين المحلول لتمام عملية الذوبان للوصول إلى محلول مشبع.

$$NH_4NO_{3\,(S)} \xrightarrow{H_2O} NH^+_{4\,(aq)} + NO^-_{3\,(aq)} \qquad \Delta H = 25.7\ Kj/mole.$$

مثـــال : **لذوبان طارد للحرارة :**

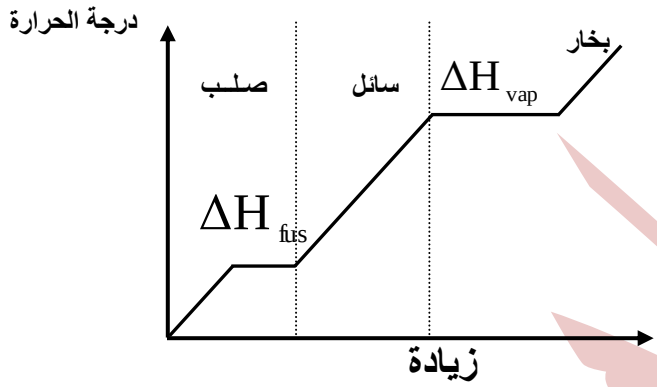
ذوبان هيدروكسيد الصوديوم في الماء ذوبان طارد للحرارة ولذا نقوم بتبريد المحلول للوصول إلى محلول مشبع.

$$Na\,OH_{\,(S)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \qquad \Delta H = -445.1\ Kj/mole.$$

متى يكون الذوبان ماصاً للحرارة، ومتى يكون طارداً للحرارة مع التوضيح بأمثلة؟

(ب) حـرارة التبخير والتكثيف :

الماء المتجمد (الثلج) يتحول إلى سائل عند امتصاصه لكمية حرارة وعند استمرار التسخين يبدأ السائل بالغليان ويتحول إلى بخار ماء ويمكن توضيح ذلك من خلال مخطط أو منحنى تسخين الماء الآتي:



نـلاحظ مـن المنحنـى :

1) عند الوصول إلى درجة الانصهار والغليان يحدث ثبات لدرجة الحرارة.

2) عملية تحويل الماء السائل إلى بخار يحتاج إلى طاقة أكبر من الطاقة اللازمة لتحويل الثلج إلى ماء سائل.

3) تحوّل الماء السائل إلى بخار ماء يصاحبه امتصاص حرارة [ماص للحرارةٍ]، ويمكن تمثيل هذا التحويل بالمعادلة الآتية:

$$H_2O_{(L)} \longrightarrow H_2O_{(vap)} \qquad \Delta H = +40.7\ Kj/mole.$$

وبالتالي تكون المعادلة الحرارية التي تعبر عن تحول بخار الماء إلى سائل هي:

$$H_2O_{(vap)} \longrightarrow H_2O_{(L)} \qquad \Delta H = -40.7\ Kj/mole.$$

∴ حرارة التكثيف الكامنة هي حرارة منطلقة، حرارة التبخير هي حرارة ممتصة.

علل: المحتوى الحراري للماء السائل يختلف عن المحتوى الحراري لبخار الماء السائل!.

ويرجع ذلك لحرارة التكثيف الكامنة التي تصاحب تكثيف بخار الماء إلى سائل.

يمكن حساب حرارة انصهار الثلج من العلاقة الآتية:

حرارة الانصهار = كتلة المادة المنصهرة × الحرارة النوعية للثلج × مقدار الارتفاع في درجة حرارة الماء

ثانياً: تغيرات حرارية كيميائية:

أولاً: حرارة التعادل Heat of Neutralization:

المقصود بالتعادل

التعادل في الكيميـاء: هو نـوع من التفـاعلات الكيميائيـة التـي تحدث بين الأحمـاض والقواعد لينتج ملح + ماء + حرارة منطلقة تعرف باسم حرارة التعادل.

مثـــال :

$$HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \longrightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(L)} \quad \Delta H = -57.7\ Kj/mole.$$

حمض قاعدة ملح ماء

مصدر حرارة التعادل هو اتحاد أيون الهيدروجين H^+ لحمض مع أيون OH^- لقاعدة لتكوين جزيء ماء.

$$H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O \quad \Delta H = -57.7\ Kj/mole.$$

حرارة التعادل: **هي كمية الحرارة المنطلقة نتيجة تكون واحد مول من الماء عند تعادل محاليل مخففة من حمض قوي مع قاعدة قوية.**

تكون حرارة التعادل مقدار ثابت

حرارة التعادل تكون مقدار ثابت عندما:

1- تكون محاليل الأحماض والقواعد مخففة جداً [علل]؟!

ج/ حتى نتفادى حدوث عملية تخفيف التي يصاحبها تغيرات حرارية [حرارة التخفيف] التي تؤثر على حرارة التعادل.

2- تكون الأحماض والقواعد قوية [علل]؟!

ج/ لأن الأحماض القوية والقواعد القوية تامة التأين أي لا تحتاج إلى طاقة لكي تتأين أثناء التعادل وبالآتي لا تتأثر حرارة التعادل.

أمثلة لبعض الأحماض القوية والأحماض الضعيفة:

الأحماض القوية تامة التأين، مثل:

$$H_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2H^+_{(aq)} + SO_4^{--}{}_{(aq)}$$

(حمض الكبريتيك)

$$HNO_3 \xrightarrow{H_2O} H^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$$

(حمض النيتريك)

$$HCl \xrightarrow{H_2O} H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

(حمض الهيدروكلوريك)

الأحماض الضعيفة (غير تامة التأين)، مثل :

$$CH_3COOH \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} CH3COO^-_{(aq)} + H^+_{(aq)}$$

(حمض الأستيك)

$$H_2CO_3 \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} 2H^+_{(aq)} + CO_3^{--}{}_{(aq)}$$

(حمض الكربونيك)

أمثلة لبعض القواعد القوية والقواعد الضعيفة:

القواعد القوية (تامة التأين)، مثل :

$$KOH \xrightarrow{H_2O} K^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

(هيدروكسيد البوتاسيوم)

$$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

(هيدروكسيد الصوديوم)

القواعد الضعيفة، مثل :

$$NH_4OH \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} NH^+_{4(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

(هيدروكسيد الأمونيوم)

تخيَّر الإجابة الصحيحة من بين القوسين مع تعليل الإجابة المختارة:

حرارة تعادل حمض الهيدروكلوريك مع محلول هيدروكسيد الأمونيوم (تساوي/ أكبر من/ أقل من) المقدار الثابت.

ثانياً: حرارة الاحتراق القياسية ΔHc^o Stander Heat of Combustion:

عندما تحترق بعض العناصر أو المركبات في وجود الأكسجين بكمية وفيرة احتراق تام ينتج عن ذلك انطلاق طاقة حرارية تعرف باسم حرارة الاحتراق.

حرارة الاحتراق:هي كمية الحرارة المنطلقة عندما يتم احتراق مول واحد من المادة احتراق تام عند الظروف القياسية.

11

احترق معظم العناصر الفلزية واللافلزية في وجود الأكسجين وينتج عن ذلك تكوين أكاسيد فلزية أو لافلزية؛ بينما تحترق المركبات العضوية وخاصةً المركبات الهيدروكربونية وينتج عن ذلك تكوين ($H_2O + CO_2$ + حرارة).

أمثلة لاحتراق بعض العناصر والمركبات العضوية:

$$C_{(S)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + Heat \qquad \Delta Hc = -395.9\ Kj/mole.$$

$$H_{2(g)} + \tfrac{1}{2}O_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{(L)} \qquad \Delta Hc = -285.8\ Kj/mole.$$

$$CH_3 - CH_2 - OH_{(L)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow 2CO_{2(g)} + 3H_2O_{(L)}$$

(كحول إيثيلي) $\Delta Hc = -1368\ Kj/mole.$

$$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(L)}$$

(غاز الميثان) $\Delta Hc = -890\ Kj/mole.$

كيفية قياس حرارة الاحتراق لمادة:

تقاس حرارة الاحتراق لمادة بواسطة المسعرات الحرارية مثل مسعِّر القنبلة.

فكرة عمل المسعِّر:

تعتمد فكرة عمل مسعِّر القنبلة على أن:

1)تكون السعة الحرارية للمسعِّر معلومة [ثابت المسعِّر].

2)يقاس مقدار التغير في درجة حرارة ماء المسعِّر [مقدار الارتفاع في درجة الحرارة].

3)نطبِّق في العلاقة الآتية لإيجاد حرارة الاحتراق للمادة.

حرارة الاحتراق لمادة = ثابت المسعِّر × مقدار الارتفاع في درجة حرارة ماء المسعِّر.

مسـألــة :احترق 11جم من غاز البروبان C_3H_8 في مسعِّر القنبلة فارتفعت درجة حرارة ماء المسعِّر 26م^5، أحسب حرارة احتراق البروبان مقدرة بـ [كيلوجول/مول]، إذا علمت أن ثابت المسعِّر يساوي 25كيلوجول/م^5، والأوزان الذرية للكربون والهيدروجين على الترتيب هي [12،1] ثم اكتب معادلة الكيمياء الحرارية التي تعبر عن احتراق البروبان؟

الحـــــل :

* كتلة غاز البروبان = 11جم.

* مقدار الارتفاع في درجة الحرارة [ع$_2$-ع$_1$] = 26م^5.

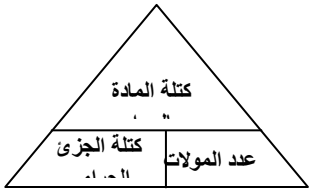
* ثابت المسعِّر = 25 كيلوجول/م^5.

*حرارة احتراق واحد مول من غاز البروبان= ؟؟؟

* ∴ حرارة احتراق 11جم من غاز البروبان = ثابت المسعِّر × [ع$_2$-ع$_1$]

= 25×26= 650 كيلوجول.

نحول كتلة البروبان إلى مولات من العلاقة الآتية:



عدد مولات 11جم من غاز C_3H_8 = كتلة البروبان بالجرام / كتلة الجزيء الجرامي

عدد مولات 11جم من غاز C_3H_8 = $\frac{11}{1 \times 8 + 12 \times 3} = \frac{11}{44} = \frac{1}{4}$ مول

∴ $\frac{1}{4}$ مول من غاز C_3H_8 ← 650 كيلوجول

مول واحد من غاز C_3H_8 ← (س)

س (حرارة احتراق مول واحد) من غاز البروبان = $\frac{650}{\frac{1}{4} \times}$ = 2600 ك.جول/مول

معادلة الاحتراق هي :

$$C_3H_{8(g)} + 5O_{2(g)} \longrightarrow 3CO_{2(g)} + 4H_2O_{(L)} \qquad \Delta H = -2600\ kj/mole.$$

أهمية حرارة الاحتراق: التعرف على حرارة التكوين لبعض المركبات العضوية التي لا يمكن قياس حرارة تكوينها مباشرة. تقدير القيم الحرارية لأنواع الوقود والأغذية المختلفة.

حرارة التكوين القياسية ΔHf5 Stander Heat of formation:

هـي كميـة الحـرارة المنطلقـة أو الممتصـة عند تكـوين واحـد مـول من المركب من عناصـره الأوليـة فـي حالتها القياسية (25 م^5 – 1 جو).

حـرارة تكـوين العناصـر فـي حالتهـا القياسـية = صـفر، وهـذا افتـراض لعـدم معرفة العلماء كيف تكوَّنت العناصر.

مثـــال : **تكوين الماء من عناصره الأولية.**

$$H_{2(g)} + \tfrac{1}{2}O_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{(L)} \qquad \Delta H = -285.8\ Kj/mole.$$

نلاحظ من المعادلة أن واحد مول من الماء يتكون من عناصره الأولية وهذا يعني أن: مقدار التغير الحراري المصاحب لتكوين مول واحد من الماء (حرارة التفاعل) تساوي حرارة تكوين الماء نظراً لأن حرارة تكوين العناصر تساوي صفر.

∴ أي مركب يتكون من عناصره الأولية في حالتها القياسية فإن حرارة تكوين المركب هي نفسها حرارة التفاعل[ΔH].

ونظراً لأن المحتوى الحراري للمواد طاقة ذاتية يصعب حسابها يمكن استبدال المحتوى الحراري بحرارة التكوين التي يمكن حسابها بدقة.

∴ حرارة التفاعل [ΔH] مجموع حرارة تكوين النواتج - مجموع حرارة تكوين المتفاعلات.

مثال:احسب حرارة تكوين مول واحد من أكسيد النيتريك إذا علمت أن معادلة تكوينه هي: $\Delta H = +180.6$

$$N_{2\ (g)} + O_{2\ (g)} \longrightarrow 2\ NO_{(g)} \qquad Kj/mole.$$

∵ المعادلة الكيميائية الحرارية تعبر عن تكوين 2 مول من أكسيد النيتريك من عناصره الأولية.

∵ حرارة تكوين العناصر = صفر .

∴ حرارة تكوين مول واحد من NO = حرارة التفاعل / 2 = ΔH / 2

∴ حرارة تكوين مول واحد من NO = ΔH / 2 = 180.6 / 2 = 90.3 كيلو جول/مول

علاقة حرارة التكوين القياسية بثبات المركب من حيث التغير الحراري:

حرارة التكوين القياسية للمركبات تساعد على تحديد مدى استقرار أو ميل هذه المركبات إلى التحلل إلى عناصرها الأولية عند الظروف القياسية، فمثلاً:

1) المركبات التي تمتلك حرارة تكوين كبيرة وسالبة تكون أكثر ثباتاً واستقراراً عند الظروف القياسية ولا تميل إلى التفكك وتعتبر هذه المركبات طاردة للحرارة.
2) المركبات التي تمتلك حرارة تكوين كبيرة وموجبة هي مركبات غير ثابتة وتميل إلى الانحلال إلى عناصرها وهي مركبات ماصة للحرارة.

رتِّب المركبات الآتية ترتيباً تصاعدياً حسب الثبات الحراري:

التسلسل	1	2	3	4	5
اسم المركب	أكسيد الحديد	البنزين	أكسيد الكالسيوم	ثاني أكسيد الكربون	أكسيد النيتريك
حرارة تكوينه	822.2 -	49.4 +	635.1 -	393.5 -	90.37 +

ج/أكسيد النيتريك < البنزين < ثاني أكسيد الكربون < أكسيد الكالسيوم < أكسيد الحديد

يزداد الثبات الحراري

←

أيهما أكثر ثباتاً حراري ولماذا؟

ثاني أكسيد الكربون أم أول أكسيد الكربون، علماً بأن حرارة تكوين كل منهما على الترتيب هي [- 393.5 ، - 283 كيلوجول/مول].

حساب حرارة التفاعل:

في كثير من الأحيان يلجأ العلماء إلى طرق غير مباشرة للتعرف على حرارة التفاعل ΔH للأسباب الآتية:

1) وجود صعوبة لقياس حرارة التفاعل بطرق مباشرة عند الظروف القياسية.

2) وجود بعض المواد المتفاعلة أو الناتجة مختلطة بمواد أخرى.

3) وجود مخاطر عند قياس حرارة التفاعل بطرق تجريبية.

علل لا نستطيع أحياناً قياس حرارة التفاعل بطريقة مباشرة.

يمكن حساب حرارة التفاعل بإحدى الطريقتين الآتيين:

(1) باستخدام حرارة التكوين ΔH_f^5. **(2) قانون هس.**

أولاً: باستخدام حرارة التكوين :

عند حساب حرارة التفاعل أو حرارة تكوين مادة، يراعى الآتي عند الحل:

1-نكتب معادلة كيميائية حرارية تعبر عن التفاعل الحادث:

2-حرارة التفاعل (ΔH)= [مجموع حرارة التكوين النواتج- مجموع حرارة تكوين المتفاعلات].

3-حرارة تكوين أي عنصر في حالته القياسية = صفر.

4-حرارة تكوين أي مركب يتكون من عناصره الأولية تساوي حرارة التفاعل.

5-إذا عكست معادلة الكيمياء الحرارية تعكس إشارة قيمة (ΔH) فقط.

مثـــال : إذا كانت معادلة الكيمياء الحرارية لتكوين CO_2 هي:

$$C_{(S)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} \qquad \Delta H = -3398.5 \ \ kj/mole$$

إذاً حرارة التفاعل كالتالي :

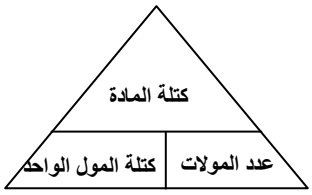
$$CO_{2(g)} \longrightarrow C_{(s)} + O_{2(g)} \qquad \Delta H = +3398.5 \ kj/mole$$

6- إذا كان التفاعل يعبر عن احتراق مادة ما فإن حرارة احتراق المادة هي نفسها حرارة التفاعل (ΔH).

7- يجب إدخال عدد المولات للمواد المتفاعلة والناتجة في العملية الحسابية.

8- يجب مراعاة إشارة قيمة ΔH ، ΔHf .

9- العلاقة بين كتلة المادة وعدد مولاتها هي:



10- المول الواحد (الجزئي الجرامي) من أي مادة (عنصر ومركب) يحتوي على عدد أفوجادرو من الذرات أو الجزيئات.

عدد أفوجادرو = 6.023×10^{23}.

11- حرارة احتراق كمية معينة من المادة = حرارة احترق 1 مول من المادة $\times$ $\frac{\text{كتلة المادة المحترقة}}{\text{كتلة المول الواحد}}$

طاقة الربط واستخدامها في حساب حرارة التفاعل

يحدث ، في أي تفاعل كيميائي ، تحطم روابط وتكوين روابط جديدة ، لأجل تحطيم الروابط تلزم طاقة (عملية ماصة للحرارة) ، وعند تكوين الروابط تنتج طاقة (عملية طاردة للحرارة) ، إذن يمكن كتابة حرارة التفاعل في هذه الحالة :

حرارة التفاعل = حرارة تشكل الروابط في المواد الناتجة – حرارة تشكل الروابط في المواد المتفاعلة .

مثال : يتفاعل غاز الكلور مع غاز الميثان تفاعل تبادل حسب المعادلة :

$$CH_{4(g)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow CH_3 - Cl_{(g)} + HCl_{(g)}$$

التحليل : لنبحث في الروابط التي تحطمت والروابط التي تشكلت في هذا التفاعل .

- تحطمت رابطة من نوع C – H طاقتها (- 413) كيلوجول / مول .
- تحطمت رابطة من نوع Cl – Cl طاقتها (- 242) كيلوجول / مول .
- تشكلت رابطة من نوع C – Cl طاقتها (- 328) كيلوجول / مول .
- تشكلت رابطة من نوع H – Cl طاقتها (- 431) كيلوجول / مول .

إذن طاقة حرارة التفاعل = ((- 328) + (- 431)) – ((- 413) + (- 242))

= - 759 – (- 655)

= - 759 + 655

= - 104 كيلوجول / مول

الفصل الثالث عشر:الحموض والقواعد

صفات الحموض والقواعد

أولاً: صفات عامة للحموض

1. تؤثر في الكواشف مثل تبّاع الشمس، فتحوّل لونه الأزرق إلى الأحمر.
2. محاليلها المائية موصلة للتيار الكهربائي (كهرلية).

ومن أمثلتها:

- الحمض الموجود في الليمون.
- الحمض الموجود في بطارية السيارات.
- الحمض الموجود في الأسبرين المسكن للآلام.
- حمض الأسكوربيك المعروف بفيتامين ج.
- حمض الكربونيك الموجود في المشروبات الغازية.

صيغ الحموض القوية:

	صيغ
حمض البيركلوريك	$HClO_4$
حمض النتريك	HNO_3
حمض الهيدروكلوريك	HCl
حمض الهيدروبروميك	HBr
حمض الهيدروأيوديك	HI

ثانياً: صفات عامة للقواعد

1. تؤثر في الكواشف فتحول لون ورقة تبّاع الشمس من الأحمر إلى الأزرق.

2. محاليلها المائية موصلة للتيار الكهربائي (كهرلية).

ومن أمثلتها:

- هيدروكسيد الصوديوم NaOH (الصودا).
- كربونات الصوديوم المائية (صودا الغسيل) التي تدخل في تركيب مساحيق غسيل الملابس.
- هيدروكسيد المغنيسيوم $Mg(OH)_2$ الذي تصنع منه الأدوية التي تعمل على إزالة حموضة المعدة.
- الأمونيا NH_3 (النشادر).

صيغ القواعد القوية:

هيدروكسيد الليثيوم	**LiOH**
هيدروكسيد الصوديوم	**NaOH**
هيدروكسيد البوتاسيوم	**KOH**

التفاعل بين الحمض والقاعدة يؤدي إلى تعادلهما وتكوين الملح.

مفاهيم الحموض والقواعد

هنالك ثلاثة تعريفات للحموض والقواعد، وهي:

1. تعريف أرهينيوس.
2. تعريف برونستد – ولوري.
3. تعريف لويس.

مفهوم أرهينيوس للحموض والقواعد

الحمض: مادة تزيد من تركيز أيون الهيدروجين (H^+) عند إذابتها في الماء.

شروط حمض أرهينيوس:

1. يجب أن يحتوي الحمض على هيدروجين.
2. يجب أن يذاب الحمض في الماء.

القاعدة: مادة تزيد من تركيز أيون الهيدروكسيد (OH^-) عند إذابتها في الماء

شروط قاعدة أرهينيوس:

1. يجب أن تحتوي على أيون الهيدروكسيد.
2. يجب أن تذاب في الماء.

التعبير عن تفكك حموض أرهينيوس بمعادلات

يعبر عن التفكك الكلي لحمض أرهينيوس القوي بسهم أحادي الاتجاه، ويعبر عن التفكك الجزئي لحمض أرهينيوس بسهم ثنائي الاتجاه.

أمثلة:

$$HCl_{(g)} \xrightarrow{H_2O} H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

$$HClO_{4\,(l)} \xrightarrow{H_2O} H^+_{(aq)} + ClO_4^-{}_{(aq)}$$

$$HCN_{(g)} \xrightleftharpoons{H_2O} H^+_{(aq)} + CN^-_{(aq)}$$

$$CH_3COOH_{(aq)} \xrightleftharpoons{H_2O} H^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$$

ملاحظة:

في الحموض العضوية (الحموض الكربوكسيلية) التي تحمل الصيغة RCOOH مثل: C_6H_5COOH CH_3COOH , HCOOH يتأين هيدروجين الرابطة O-H فقط ولا يتأين الهيدروجين في الرابطة C-H .

التعبير عن تفكك قواعد أرهينيوس بمعادلات

يعبر عن التفكك الكلي لقاعدة أرهينيوس بسهم أحادي الاتجاه، ويعبر عن التفكك الجزئي لقاعدة أرهينيوس بسهم ثنائي الاتجاه.

أمثلة:

$$NaOH_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

$$NH_4OH_{(aq)} \xrightleftharpoons{H_2O} NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

أوجه القصور في تعريف أرهينيوس

1. لم يتمكن تعريف أرهينيوس من تفسير الخواص القاعدية لبعض القواعد التي لا تحتوي على أيون الهيدروكسيد مثل الأمونيا NH_3 .

2- اقتصر التعريف على المركبات في مجال محاليلها المائية، ووفقاً لذلك لا يُعد غاز HCl حمضاً ما لم يذب في الماء.

3- عجز التعريف عن تفسير الخواص الحمضية أو القاعدية لمحاليل بعض الأملاح مثل: NaF ، KCN.

أسئلة موضوعية

1. يتطلب تعريف الحموض والقواعد حسب مفهوم أرهينيوس شرطاً أساسياً هو:

أ- إيصالها للتيار الكهربائي. ب- ذوبانها في وسط غير مائي.

ج- **ذوبانها في وسط مائي.** د- استخدام كواشف خاصة.

المادة التي تزيد من تركيز H^+ عند إذابتها في الماء تسمى:

أ- حمض لويس. ب- **حمض أرهينيوس.**

ج- قاعدة لويس. د- قاعدة أرهينيوس.

المادة التي تزيد من تركيز أيون الهيدروكسيد OH^- عند إذابتها في الماء، تسمّى:

أ- حمض أرهينيوس. ب- حمض لويس.

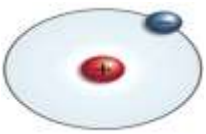
ج- قاعدة أرهينيوس. د- قاعدة لويس.

4. أي الآتية فشل مفهوم أرهينيوس في تفسير السلوك الحمضي أو القاعدي لمحلوله المائي؟

أ- HF **ب- NaF**

ج- NaOH د- HCOOH

أيون الهيدرونيوم



تحتوي ذرة الهيدروجين على نواة بداخلها بروتون واحد، إضافة إلى إلكترون يدور حول

النواة، وعند تكوين أيون الهيدروجين تخسر هذه الذرة إلكترونها الوحيد ويبقى منها البروتون فقط.

وبمعنى آخر فإن أيون الهيدروجين (H^+) = بروتون (P).

وبما أن البروتون جُسيم متناهٍ جداً في الصغر، ذو كثافة كهربائية عالية، لذلك لا يوجد منفرداً في المحلول، بل مرتبطاً برابطة تساهمية تناسقية بجزئ ماء مكوناً ما يعرف بأيون الهيدرونيوم، ويكتب على الصورة H_3O^+ .

$$H^+ + H_2O \longrightarrow H_3O^+$$

وتنشأ الرابطة التساهمية التناسقية بين البروتون والماء عندما يقدم الماء زوجاً من الإلكترونات، ويقدم البروتون فلكاً فارغاً.

الرابطة التناسقية: رابطة تساهمية تنشأ عند تقديم ذرة زوجاً من الإلكترونات وتقدم الأخرى فلكاً فارغاً.

مفهوم برونستد – لوري للحموض والقواعد

الحمض: مادة (جزيئات أو أيونات) قادرة على منح بروتون (مانح للبروتون) لمادة أخرى في التفاعل.

يجب أن يحتوي الحمض على هيدروجين (بروتون) حسب تعريف برونستد - لوري.

قد يكون حمض برونستد - لوري:

1. حمض أرهينيوس مثل: HCl ، HCN ، HF ، H_2CO_3 ، CH_3COOH .
2. أيوناً موجباً يحتوي على هيدروجين مثل: NH_4^+ ، H_3O^+ ، $CH_3NH_3^+$.
3. أيوناً سالباً يحتوي على هيدروجين يمكن منحه مثل: HS^- ، HSO_3^- ، HCO_3^- .

التعبير عن تفكك حموض برونستد – لوري بمعادلات

$$\underset{\text{مانح للبروتون}}{HCl} + \underset{\text{مستقبل للبروتون}}{H_2O} \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

$$\underset{\text{مانح للبروتون}}{HCN} + \underset{\text{مستقبل للبروتون}}{H_2O} \rightleftharpoons H_3O^+ + CN^-$$

$$\underset{\text{مانح للبروتون}}{NH_4^+} + \underset{\text{مستقبل للبروتون}}{H_2O} \rightleftharpoons H_3O^+ + NH_3$$

$$\underset{\text{مانح للبروتون}}{HSO_3^-} + \underset{\text{مستقبل للبروتون}}{H_2O} \rightleftharpoons H_3O^+ + SO_3^{2-}$$

ملاحظة:

تنتج جميع حموض برونستد ـ لوري أيون الهيدرونيوم عند إذابتها في الماء.

القاعدة: مادة (جزيئات أو أيونات) قادرة على استقبال البروتون (مستقبل للبروتون) عند تفاعلها مع غيرها.

قد تكون قاعدة برونستد ـ لوري:

1. قاعدة أرهينيوس مثل: NaOH ، KOH.
2. مركبات النتروجين المتعادلة مثل: NH_3 ، CH_3NH_2 ، N_2H_4 ، $C_6H_5NH_2$.
3. أيوناً سالباً مثل: S^{2-} ، HS^- ، HSO_3^- ، $HCrO_4^-$ ، CO_3^{2-} ، OH^- ، CH_3COO^-.

التعبير عن تفكك قواعد برونستد – لوري بمعادلات

$$\underset{\text{مستقبل للبروتون}}{NH_3} + \underset{\text{مانح للبروتون}}{H_2O} \rightleftharpoons OH^- + NH_4^+$$

$$\underset{\text{مستقبل للبروتون}}{S^{2-}} + \underset{\text{مانح للبروتون}}{H_2O} \rightleftharpoons OH^- + HS^-$$

$$\underset{\text{مستقبل للبروتون}}{HS^-} + \underset{\text{مانح للبروتون}}{H_2O} \rightleftharpoons OH^- + H_2S$$

ملاحظات:

- هنالك مواد تسلك سلوكاً حمضياً وسلوكاً قاعدياً مثل الماء والأيونات السالبة التي تحتوي على هيدروجين يمكن منحه مثل HSO_4^- ، وتسمى مواد مترددة (أمفوتيرية).

المواد (المترددة) الأمفوتيرية: مواد تستطيع أن تتفاعل كحمض أو قاعدة تبعاً للظروف الموجودة فيها.

- الأيونات السالبة التي تحتوي على هيدروجين لا يمكن منحه هي أيون الهيدروكسيد OH^- والأيونات السالبة الناتجه من منح المركب العضوي للبروتون مثل الأيون CH_3COO^- .

أما القواعد القوية فهي مركبات أيونية لا تستقبل بروتون، فهي تتفكك في الماء، ثم يستقبل أيون الهيدروكسيد البروتون من أيون الهيدرونيوم.

$$NaOH + H_2O \longrightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

$$OH^- + H_3O^+ \rightleftharpoons 2H_2O$$

مستقبل للبروتون مانح للبروتون

ملاحظة: تنتج جميع قواعد برونستد - لوري أيون الهيدركسيد عند إذابتها في الماء.

أي من المواد الآتية يسلك كحمض في تفاعلات وكقاعدة في تفاعلات أخرى حسب مفهوم برونستد ولوري:

أ) CO_3^{2-} ب) H_2S ج) H_2SO_3 د) **HCO_3^-**

2. إحدى الصيغ الآتية تسلك سلوك قاعدة فقط:

أ) **$HCOO^-$** ب) NH_4^+ ج) H_2O د) HCO_3^-

3. أي من المواد الآتية يسلك كحمض ويسلك كقاعدة؟

أ) NH_4^+ ب) $HCOO^-$ ج) **$HCrO_4^-$** د) $CH_3NH_3^+$

4. الحمض وفق مفهوم برونستد - لوري هو مادة:

أ) مانحة للإلكترون. ب) **مانحة للبروتون.**

ج) مستقبلة للإلكترون. د) مستقبلة للبروتون.

5. يعرّف الحمض حسب مفهوم برونستد - لوري على أنه مادة قادرة على:

أ) استقبال بروتون. **ب) منح بروتون.**

ج) استقبال زوج إلكترونات. د) منح زوج إلكترونات.

6. إحدى الصيغ الآتية تسلك كحمض وقاعدة حسب مفهوم برونستد ولوري:

أ) $\mathbf{HCO_3^-}$ ب) NH_4^+ ج) H_3O^+ د) CO_3^{2-}

7. أي من المواد الآتية يمكن أن يسلك كحمض وكقاعدة:

أ) $CH_3NH_3^+$ ب) $HCOO^-$ ج) $\mathbf{HCO_3^-}$ د) SO_3^{2-}

8. إحدى الصيغ الآتية تسلك كحمض وكقاعدة وفق مفهوم برونستد - لوري:

أ) $HCOO^-$ ب) H_3O^+ ج) O^{2-} د) $\mathbf{HSO_3^-}$

أوجه القصور في تعريف برونستد - لوري:

1. لم يوضح التعريف كيف يرتبط البروتون بالقاعدة.
2. لم يستطع تفسير السلوك الحمضي أو القاعدي في بعض التفاعلات التي لا تتضمن انتقالاً للبروتون بين المواد.

الأزواج المترافقة من الحمض والقاعدة

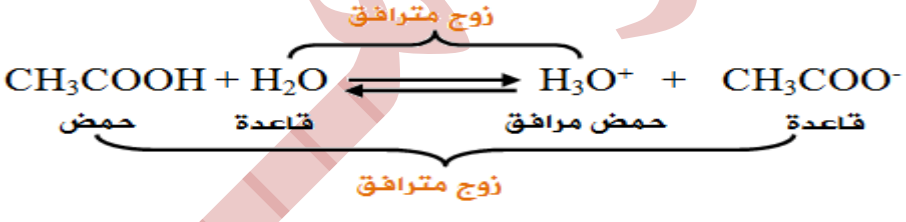
يتأين حمض الإيثانويك في الماء وفق المعادلة:

$$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CH_3COO^-$$

لاحظ أن جزيء CH_3COOH وأيون CH_3COO^- متشابهان في التركيب ويختلفان عن بعضهما ببروتون واحد، لذلك فهما يشكلان معاً زوجاً من الحمض والقاعدة (زوج مترافق).

لاحظ أيضاً أن جزيء H_2O وأيون H_3O^+ متشابهان في التركيب ويختلفان عن بعضهما ببروتون واحد، لذلك فهما يشكلان معاً زوجاً من الحمض والقاعدة (زوج مترافق).

لاحظ أن معادلة التأين لحمض الإيثانويك تتألف من زوجين مترافقين، هما:



ومن ذلك نستنتج أن:

القاعدة المرافقة = صيغة الحمض $- H^+$

الحمض المرافق = صيغة القاعدة $+ H^+$

1- الحمض المرافق لـ HPO_4^{2-} هو:

أ) PO_4^{3-} ب) $H_2PO_4^-$ ج) H_3PO_4 د) H_3O^+

2- أحد المحاليل الآتية ليس (حمض / قاعدة) مترافقان:

أ) H_2SO_4 / HSO_4^- ب) H_2CO_3 / HCO_3^-

ج) H_3PO_4 / HPO_4^{2-} د) NH_3 / NH_2^-

مفهوم لويس للحموض والقواعد

الحمض: مادة تستطيع أن تتقبل زوجاً أو أكثر من الإلكترونات غير الرابطة من مادة أخرى لاحتوائها على أفلاك فارغة.

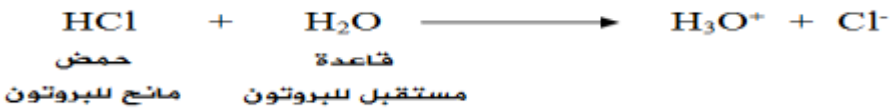
يجب أن يحتوي الحمض على أفلاك فارغة حسب تعريف لويس ولا يشترط توفر الهيدروجين.

القاعدة: مادة تمنح زوجاً أو أكثر من الإلكترونات غير الرابطة لمادةٍ أخرى.

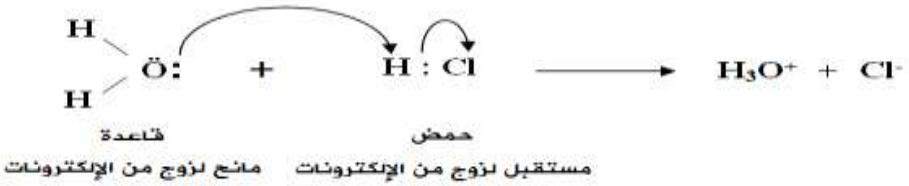
يجب أن تحتوي القاعدة على أزواج من الإلكترونات غير الرابطة، وعند منح القاعدة لزوج الإلكترونات غير الرابطة تنشأ رابطة تساهمية تناسقية بين الحمض والقاعدة.

مثال (1):

يُعد HCl حمضاً حسب تعريف برونستد - لوري لأن له القدرة على منح بروتون لمادة أخرى مثل الماء، والماء يسلك سلوك القاعدة لأن له القدرة على استقبال بروتون من الحمض.

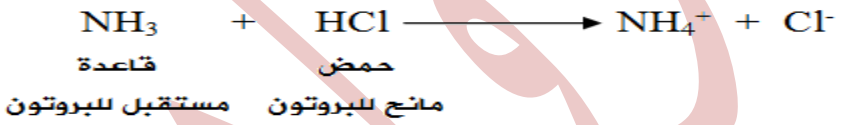


ويُعد HCl حمضاً حسب تعريف لويس لامتلاكه فلكاً فارغاً يستطيع أن يتقبل زوجاً غير رابط من الإلكترونات من مادة أخرى كالماء، والماء قاعدة لامتلاكها أزواجاً غير رابطة من الإلكترونات تستطيع أن تمنحها للحمض.

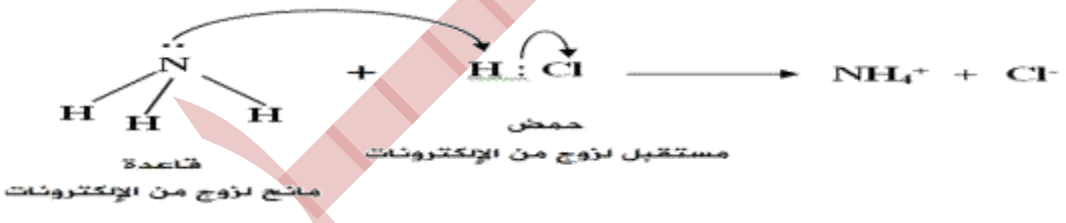


لاحظ أن ناتج معادلتي برونستد - لوري ولويس متماثل.

مثال (2): تعد NH_3 قاعدةً حسب تعريف برونستد - لوري لأن لها القدرة على استقبال بروتون من مادة أخرى كحمض HCl ، ويسلك HCl سلوك الحمض لأن له القدرة على منح بروتون للقاعدة.



تُعد NH_3 قاعدةً حسب تعريف لويس لاحتوائها على زوج غير رابط من الإلكترونات تستطيع أن تمنحه للحمض HCl ، الذي يحتوي على فلك فارغ.



أهمية تعريف لويس:

يعتمد مفهوم برونستد - لوري على انتقال البروتون من الحمض إلى القاعدة، إلا أن هناك العديد من التفاعلات التي تحدث بين المواد التي يمكن النظر إليها كتفاعلات حموض وقواعد، دون أن يرافق ذلك انتقال للبروتون، ومن ذلك تفسير السلوك الحمضي لأيونات الفلزات الانتقالية.

فمثلاً يعتبر أيون Zn^{2+} حمضاً لاحتوائه على أفلاك فارغة تستطيع أن تستقبل أزواجاً غير رابطة من

الإلكترونات من مادة أخرى كالماء، كما في التفاعل:

$$\underset{\text{حمض}}{Zn^{2+}} + \underset{\text{قاعدة}}{4H_2O} \rightleftharpoons [Zn(H_2O)_4]^{2+}$$

خذ بعين الاعتبار أن لويس لم يفسر قواعد جديدة غير التي فسرها تعريف برونستد - لوري.

1- المادة التي تسلك سلوكاً حمضياً وفق مفهوم لويس:

أ) Cl^- ب) OH^- ج) **Zn^{2+}** د) NH_3

2- المادة التي تعد من حموض لويس من المواد الآتية هي:

أ) H_2O ب) **Mn^{2+}** ج) OH^- د) NH_3

3- إحدى المواد الآتية تسلك كحمض لويس فقط:

أ) NH_3 **ب) Ni^{2+}** ج) OH^- د) H_2O

4- أحد الآتية يعدّ قاعدة لويس:

أ) NH_3 ب) HCl ج) Ni^{2+} د) Cd^{2+}

5- الأيون الذي يعتبر قاعدة حسب تعريف لويس هو:

أ) I^- ب) Cd^{2+} ج) Ag^+ د) NH_4^+

6- المادة التي تسلك كحمض وفق مفهوم لويس فقط هي:

أ) NH_4^+ ب) HCl **ج) Cd^{2+}** د) HCOOH

7- قاعدة لويس فيما يلي هي:

أ) Fe^{2+} ب) NCl_3 ج) NH_4^+ د) Fe^{3+}

التأين الذاتي للماء

ثبت عملياً أن الماء النقي موصل ضعيف جداً للتيار الكهربائي، وهذا يدل على وجود أيونات موجبة وأخرى سالبة مسؤولة عن ذلك. إن مصدر هذه الأيونات هو التأين الذاتي للماء حيث يمكن لجزيء ماء أن يمنح بروتوناً لجزيء ماء آخر، فيسلك بذلك أحدهما سلوك الحمض والآخر سلوك القاعدة.

يعبر عن ثابت الاتزان (K_C) للتأين الذاتي للماء كالتالي:

$$\frac{[H_3O^+]\,[OH^-]}{[H_2O]^2} = K_C$$

ونظراً لأن الماء يتأين بدرجة ضئيلة جداً فإن تركيزه يعد ثابتاً، وحيث أن ثابت الاتزان K_C في التفاعل يعود للماء فقط، فإنه يعبر عنه باستخدام الرمز K_w ، ويسمى ثابت تأين الماء.

$$[OH^-]\,[H_3O^+] = K_w$$

K_w : ثابت تأين الماء $= 1 \times 10^{-14}$ عند درجة 25°س.

تستخدم العلاقة السابقة لحساب تركيز أيون الهيدرونيوم أو أيون الهيدروكسيد في الماء أو أي محلول آخر.

حساب $[H_3O^+]$ و $[OH^-]$ في الماء النقي

إن التأين الذاتي للماء يعطي تراكيز متساوية من أيونات H_3O^+ ، OH^- .

$$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

عند الاتزان س مول/ لتر س مول/ لتر

بما أن : $[OH^-][H_3O^+] = K_w$

$[H_3O^+][H_3O^+] =$ لأن $[OH^-] = [H_3O^+]$

$[H_3O^+]^2 =$

$[H_3O^+] = \sqrt{١ \times ١٠^{-١٤}}$

$= ١ \times ١٠^{-٧}$ مول/ لتر.

وبالطريقة نفسها:

$[OH^-] = \sqrt{١ \times ١٠^{-١٤}}$

$= ١ \times ١٠^{-٧}$ مول/ لتر.

في الماء النقي يكون $[H_3O^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7}$ مول/لتر.

أثر إضافة حمض أو قاعدة للماء النقي

إضافة حمض إلى الماء يزيد من $[H_3O^+]$ ويقلل من $[OH^-]$ مع بقاء قيمة K_w ثابتة.

$$\boxed{10^{-14} \times 1 = [OH^-]\,[H_3O^+]}$$

وفي هذه الحالة يكون المحلول حمضياً لأن $[H_3O^+] > 1 \times 10^{-7}$ مول/لتر.

وكلما زاد $[H_3O^+]$ زادت قوة المحلول الحمضي

إضافة قاعدة إلى الماء يزيد من $[OH^-]$ ويقلل من $[H_3O^+]$ مع بقاء قيمة K_w ثابتة.

$$\boxed{10^{-14} \times 1 = [OH^-]\,[H_3O^+]}$$

وفي هذه الحالة يكون المحلول قاعدياً لأن $[OH^-] > 1 \times 10^{-7}$ مول/لتر.

وكلما زاد $[OH^-]$ زادت قوة المحلول القاعدي.

والآن انظر إلى الجدول التالي:

$[H_3O^+]$	<	$[OH^-]$	المحلول حمضي
$[H_3O^+]$	=	$[OH^-]$	المحلول متعادل
$[H_3O^+]$	>	$[OH^-]$	المحلول قاعدي

مثال: احسب $[OH^-]$ في محلول يبلغ $[H_3O^+]$ فيه 2×10^{-3} مول/لتر، وبيّن ما إذا كان المحلول حمضياً أم قاعدياً أم متعادلاً. ($K_w = 1 \times 10^{-14}$)

$$[OH^-]\ [H_3O^+] = K_w$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{١ \times ١٠^{-١٤}}{٢ \times ١٠^{-٣}} = ٠,٥ \times ١٠^{-١١}\ \text{مول/لتر}$$

المحلول حمضي لأن $[H_3O^+] > [OH^-]$ أو لأن $[H_3O^+]$ أعلى من 1×10^{-7} مول/لتر

الرقم الهيدروجيني

نظراً لصعوبة التعامل مع الأسس السالبة في تركيز H_3O^+ ، فقد تم الاتفاق على التعبير عنه بما يعرف بالرقم الهيدروجيني pH .

الرقم الهيدروجيني: اللوغاريتم السالب للأساس 10 لتركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+ في المحلول.

أي أن: $pH = -$ لـو $[H_3O^+]$

علاقة الرقم الهيدروجيني بتركيز أيون الهيدرونيوم وتركيز أيون الهيدروكسيد وطبيعة المحلول:

1	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}	$[H_3O^+]$
0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	pH
10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	10^{-11}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}	1	$[OH^-]$

- إن زيادة قوة المحلول الحمضي تؤدي إلى زيادة $[H_3O^+]$ مما يؤدي إلى نقصان pH.
- وإن زيادة قوة المحلول القاعدي يؤدي إلى زيادة $[OH^-]$ مما يؤدي إلى زيادة pH.

ملاحظات:

1- لـو 1 = صفر (حفظ).

2- لـو 10 = 1 (حفظ).

3- إذا كان $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-ن}$ ، فإن pH = ن

سؤال (1): احسب الرقم الهيدروجيني (pH) في الماء النقي.

الحل: في الماء النقي يكون $[H_3O^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7}$ مول/لتر.

pH = - لـو $[H_3O^+]$

= - لـو (1×10^{-7})

= - (لـو 1 + لـو 10^{-7})

= - لـو 1 - لـو 10^{-7}

= - لـو 1 + 7 لـو 10

= صفر + (1 × 7)

= 7 (متعادل)

سؤال (2): احسب قيمة (pH) لمحلول يبلغ $[H_3O^+]$ فيه 0,002 مول/لتر. (لـو 2 = 0,3)

$[H_3O^+]$ = 2 × 10^{-3} مول/لتر

pH = - لـو $[H_3O^+]$

= - لـو (2 × 10^{-3})

= - لـو 2 – لـو 10^{-3}

= - لـو 2 + 3 لـو 10

= -0,3 + (3 × 1)

= 2,7 المحلول حمضي (لأن pH أقل من 7)

سؤال (4): إذا علمت أن قيمة (pH) لأحد محاليل الأحماض = 3 ، احسب $[H_3O^+]$.

الحل:

pH = - لـو $[H_3O^+]$

pH - = لـو $[H_3O^+]$

$[H_3O^+]$ = 10^{-pH}

$= 10^{-3} = 1 \times 10^{-3}$ مول/لتر.

ملاحظة: إذا كانت قيمة pH كسرية، فإن القيم تستخرج من الأعداد المقابلة للوغاريتم.

سؤال (5): احسب تركيز أيون الهيدرونيوم في محلول قيمة (pH) فيه 3,52 . (لـو3 = 0,48)

الحل:

$pH = -$ لـو $[H_3O^+]$

$-pH =$ لـو $[H_3O^+]$

$[H_3O^+] = 10^{-pH}$

$[H_3O^+] = 10^{-3,52}$

$= 10^{(-4+0,48)}$

$= 10^{0,48} \times 10^{-4}$

$= 3 \times 10^{-4}$ مول/لتر.

حساب تركيز الهيدرونيوم في محاليل الحموض القوية

في حالة الحموض القوية يكون التأين تاماً تقريباً، ويمكن اعتبار $[H_3O^+]$ مساوياً لتركيز الحمض قبل التأين.

	HA	+	H_2O		H_3O^+	+	A^-	
التركيز قبل التأين	س				صفر		صفر	
التركيز بعد التأين	صفر				س		س	

أي أن:

$[H_3O^+]$ بعد التأين = $[HA]$ قبل التأين

سؤال (1): إذا كان لديك محلول لحمض النتريك HNO_3 تركيزه (0,002) مول/لتر:

احسب قيمة (pH) لذلك المحلول. (لـو 2 = 0,3)

$HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + NO_3^-$

	HNO_3	H_2O	H_3O^+	NO_3^-
التركيز قبل التأين	٠,٠٠٢		صفر	صفر
التركيز بعد التأين	صفر		٠,٠٠٢	٠,٠٠٢

$[H_3O^+]$ بعد التأين = $[HNO_3]$ قبل التأين = 2×10^{-3} مول/لتر

pH = - لـو $[H_3O^+]$

= - لـو (2×10^{-3})

= - لـو 2 – لو 10^{-3}

= - لـو 2 + 3 لو 10

= - 0,3 + (3×1)

= 2,7

سؤال (2): احسب الرقم الهيدروجيني (pH) لكلا المحلولين الآتيين:

1. حمض البيركلوريك $HClO_4$ الذي تركيزه $1,5 \times 10^{-2}$ مول/لتر.
2. حمض HBr الذي تركيزه 3×10^{-2} مول/لتر.

علماً بأن لـو 1,5 = 0,18 ، لـو 3 = 0,5

بيّن أي المحلولين أكثر حمضية.

ملاحظة: أحياناً لا يُعطى التركيز مباشرةً في السؤال، يمكنك استخدام العلاقتين التاليتين لحسابه:

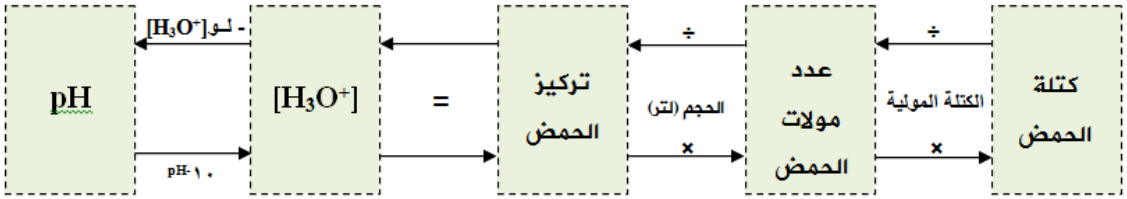
$$\text{التركيز} = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم (لتر)}}$$

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{الكتلة (غ)}}{\text{الكتلة المولية (غ/ مول)}}$$

الكمية	الوحدة
الكتلة	غ
الكتلة المولية	غ/ مول
عدد المولات	مول
التركيز	مول/ لتر
الحجم	لتر، سم^3، مل

ولتحويل الحجم من مل أو سم^3 إلى لتر إقسم على 1000

وإجمالاً تنحصر الحسابات في المخطط التالي:



حساب تركيز الهيدروكسيد في محاليل القواعد القوية

في حالة القواعد القوية يكون التأين تاماً تقريباً، ويمكن اعتبار $[OH^-]$ مساوياً لتركيز القاعدة قبل التأين.

$$BOH + H_2O \longrightarrow B^+ + OH^-$$

	BOH	B^+	OH^-
قبل التأين	س	صفر	صفر
بعد التأين	صفر	س	س

أي أن:

$$[OH^-]_{\text{بعد التأين}} = [BOH]_{\text{قبل التأين}}$$

مثال احسب قيمة (pH) لمحلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH تركيزه (0,1) مول/لتر.

الحل:

	NaOH	+	H_2O	→	Na^+	+	OH^-	
قبل التأين	٠,١				صفر		صفر	
بعد التأين	صفر				٠,١		٠,١	

بما أن هيدروكسيد الصوديوم قاعدة قوية، لذا يكون:

$$[OH^-]_{\text{بعد التأين}} = [NaOH]_{\text{قبل التأين}} = 0,1 \text{ مول/لتر.}$$

$$[H_3O^+]\,[OH^-] = K_w$$

$$[H_3O^+]\,10^{-1} \times 1 = 10^{-14} \times 1$$

$$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-13} \text{ مول/لتر .}$$

$$pH = - \text{لـو } [H_3O^+]$$

$$= - \text{لـو } (1 \times 10^{-13}) = 13$$

أثر تخفيف محلول الحمض أو القاعدة على قيمة pH

أولاً: تخفيف محلول الحمض

إن تخفيف محلول الحمض يؤدي إلى زيادة حجم المحلول، فيقل تركيزه، ويقل تركيز أيون الهيدرونيوم فيه، فتزاد قيمة pH .

الجدول التالي يمثل تأثير التخفيف لمحلول حمض الهيدروكلوريك HCl على قيمة الرقم الهيدروجيني:

pH	$[O_3H^+]$	[HCl]
1	1×10^{-1}	0.1
2	1×10^{-2}	0.01
3	1×10^{-3}	0.001
4	1×10^{-4}	0.0001

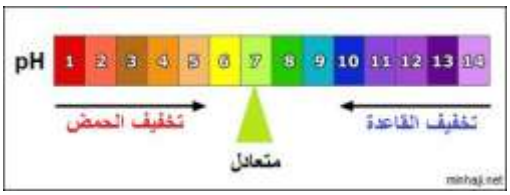
ثانياً: تخفيف محلول القاعدة

إن تخفيف محلول القاعدة يؤدي إلى زيادة حجم المحلول، فيقل تركيزه، ويقل تركيز أيون الهيدروكسيد فيه، فتقل قيمة pH .

الجدول التالي يمثل تأثير التخفيف لمحلول حمض الهيدروكلوريك KOH على قيمة الرقم الهيدروجيني:

pH	$[O_3H^+]$	$[OH^-]$	[KOH]
13	1×10^{-13}	1×10^{-1}	0.1
12	1×10^{-12}	1×10^{-2}	0.01
11	1×10^{-11}	1×10^{-3}	0.001
10	1×10^{-10}	1×10^{-4}	0.0001

الشكل التالي يبين ما يحدث لقيمة الرقم الهيدروجيني عند تخفيف محلول الحمض، أو محلول القاعدة:



تطبيقات حياتية

يتم تغيير لون زهرة القرطاسيا من الزهري إلى الأزرق وبالعكس بالتحكم في الرقم الهيدروجيني للتربة.

الجدول التالي يبين كيفية تغيير لون زهرة القرطاسيا:

التربة	امتصاص الألمنيوم	لون الزهرة	لتحويل لون الزهرة إلى	يضاف للتربة
حمضية	تمتص	أزرق	الزهري	الكلس (كربونات الكالسيوم)
قاعدية	لا تمتص	زهري	الأزرق	كبريتات الألمنيوم والخل

الاتزان في محاليل الحموض والقواعد

حسابات الحموض الضعيفة

في الحموض الضعيفة يكون تأين الحمض جزئياً، وعليه يمكن حساب $[H_3O^+]$ عن طريق ثابت الاتزان لتأين الحمض الضعيف في الماء.

$$HA + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$$

	HA	H_2O	A^-	H_3O^+
التركيز عند البداية	ص		صفر	صفر
التغير في التركيز	– س		+ س	+ س
التركيزعند الاتزان	ص – س		س	س

ثابت الاتزان

$$\frac{[H_3O^+]\ [A^-]}{[HA]\ [H_2O]} = K_C$$

وبما أن $[H_2O]$ ثابتاً في المحاليل المائية، لذا يمكن دمجه مع ثابت الاتزان في ثابت جديد هو K_a

$$\frac{[H_3O^+]\ [A^-]}{[HA]} = K_a$$

K_a : ثابت تأين الحمض الضعيف، ويتغير من حمض ضعيف لآخر.

وللتسهيل تهمل قيمة (س) المتفككة من الحمض HA ، ويصبح [HA] عند الاتزان = ص

وبما أن $[A^-] = [H_3O^+]$ = س عند الاتزان فإن العلاقة السابقة تصبح:

$$K_a = \frac{\text{س} \times \text{س}}{\text{ص}} = \frac{\text{س}^2}{\text{ص}}$$

$$\text{س}^2 = K_a \times \text{ص}$$

$$\text{س} = \sqrt{K_a \times \text{ص}}$$

حيث:

س : تركيز أيون الهيدرونيوم أو تركيز الأيون السالب الناتج من تفكك الحمض.

ص : تركيز الحمض الأصلي (تركيزه لا يتغير بعد التفكك).

K_a : ثابت تأين الحمض.

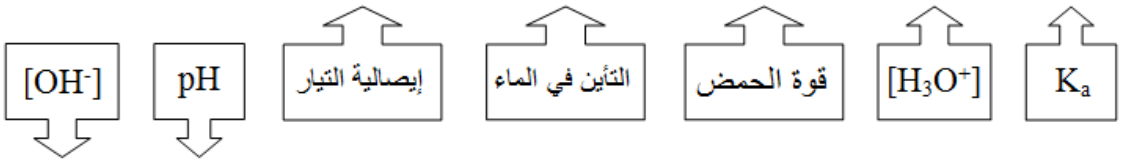
وعليه يمكن إطلاق التعميم التالي:

$$[H_3O^+] = \sqrt{[HA] \times K_a}$$

وتستخدم العلاقة السابقة لحساب $[H_3O^+]$ في محاليل الحموض الضعيفة.

تعد قيمة K_a مقياساً لقدرة الحمض على تكوين أيونات $[H_3O^+]$ ، فكلما زادت قيمة K_a زاد $[H_3O^+]$ وزادت قوة الحمض مع ملاحظة أن الحموض القوية ليس لها قيم ثوابت تأين.

ومن الضروري حفظ العلاقات التالية:



سؤال 1 : احسب $[H_3O^+]$ في محلول حمض الميثانويك HCOOH بتركيز 0,1 مول/لتر ($K_a = 1,6 \times 10^{-4}$).

الحل:

	$HCOOH$	+	H_2O	⟺	H_3O^+	+	$HCOO^-$
قبل الاتزان	٠,١				صفر		صفر
التغير	− س				+ س		+ س
بعد الاتزان	٠,١ − س				س		س

$$\frac{[H_3O^+]\,[HCOO^-]}{[HCOOH]} = K_a$$

وبما أن $[HCOO^-] = [H_3O^+]$ = س عند الاتزان فإن العلاقة السابقة تصبح :

$$\frac{\text{س} \times \text{س}}{\text{٠,١ - س}} = K_a$$

وبإهمال (س) المتفككة من الحمض تصبح العلاقة السابقة على النحو التالي:

$$\frac{\text{س}^2}{\text{٠,١}} = \frac{\text{س} \times \text{س}}{\text{٠,١}} = K_a$$

$$\text{س} = \sqrt{\text{٠,١} \times K_a}$$

وبالتعويض في ثابت التأين:

$$س = \sqrt{١,٦ \times ١٠^{-٤} \times ٠,١}$$

$$س = [H_3O^+] = ٤ \times ١٠^{-٣} \text{ مول/ لتر}$$

حسابات القواعد الضعيفة

في القواعد الضعيفة يكون تأين القاعدة جزئياً، وعليه يمكن حساب $[OH^-]$ عن طريق ثابت الاتزان لتأين القاعدة الضعيفة في الماء.

	B	+	H_2O		BH^+	+	OH^-	
قبل الاتزان	ص				صفر		صفر	
عند الاتزان	ص – س				س		س	

$$\frac{[OH^-]\,[BH^+]}{[H_2O]\,[B]} = K_C$$

وبما أن $[H_2O]$ ثابتاً في المحاليل المائية، لذا يمكن دمجه مع ثابت الاتزان في ثابت اتزان جديد هو K_b

$$\frac{[OH^-]\,[BH^+]}{[B]} = K_b$$

K_b : ثابت تأين القاعدة الضعيفة، ويتغير من قاعدة ضعيفة لأخرى.

وللتسهيل تهمل قيمة (س) المتفككة من القاعدة B ، ويصبح [B] = ص

وبما أن $[BH^+] = [OH^-]$ = س عند الاتزان فإن العلاقة السابقة تصبح:

$$\frac{س^٢}{ص} = \frac{س \times س}{ص} = K_b$$

$$س^٢ = ص \times K_b$$

$$س = \sqrt{ص \times K_b}$$

حيث:

س : تركيز أيون الهيدروكسيد أو تركيز الأيون الموجب الناتج من تفكك القاعدة.

ص : تركيز القاعدة الأصلي (تركيزها لا يتغير بعد التفكك).

K_b : ثابت تأين القاعدة.

وعليه يمكن إطلاق التعميم التالي:

$$[OH^-] = \sqrt{[B] \times K_b}$$

وتستخدم العلاقة السابقة لحساب $[OH^-]$ في محاليل القواعد الضعيفة.

تعد قيمة K_b مقياساً لقدرة القاعدة على تكوين أيونات OH^- ، فكلما ارتفعت قيمته زاد $[OH^-]$ وزادت قوة القاعدة، مع ملاحظة أن القواعد القوية ليس لها قيم ثوابت تأين.

احفظ العلاقات التالية:

سؤال 1 : احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول الأمونيا NH_3 تركيزه (0,2) مول/لتر.

(ثابت التأين K_b للأمونيا $= 2 \times 10^{-5}$). (لـو 5 = 0,7).

الحل:

	NH_3	+	H_2O	⟷	NH_4^+	+	OH^-	
قبل الاتزان	٠,٢				صفر		صفر	
عند الاتزان	٠,٢ − س				س		س	

$$\frac{[OH^-]\,[NH_4^+]}{[NH_3]} = K_b$$

وبما أن $[NH_4^+] = [OH^-]$ = س عند الاتزان فإن العلاقة السابقة تصبح:

$$\frac{\text{س} \times \text{س}}{\text{٠,٢} - \text{س}} = K_b$$

وبإهمال (س) المتفككة من القاعدة لتصبح العلاقة السابقة على النحو التالي:

$$\frac{س^{٢}}{٠,٢} = \frac{س \times س}{٠,٢} = K_b$$

$$س = \sqrt{٠,٢ \times K_b}$$

وبالتعويض في ثابت التأين:

$$س = \sqrt{٠,٢ \times ١٠^{-٥} \times ٢}$$

$$س = [OH^-] = ٢ \times ١٠^{-٣} \text{ مول/ لتر}$$

$$[H_3O^+][OH^-] = K_w$$

$$[H_3O^+] = \frac{١ \times ١٠^{-١٤}}{٢ \times ١٠^{-٣}} = ٠,٥ \times ١٠^{-١١} \text{ مول/ لتر}$$

$$pH = - \text{لـــو} [H_3O^+]$$

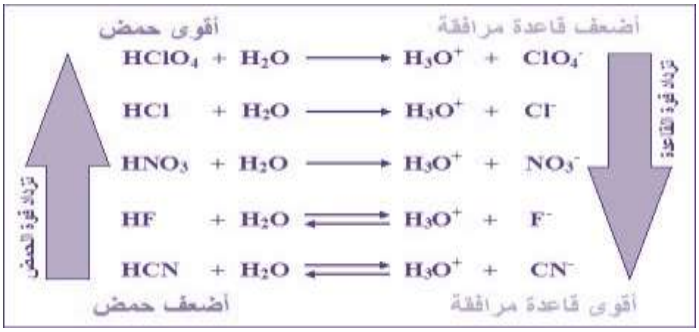
$$pH = - \text{لـــو} (٥ \times ١٠^{-١٢})$$

$$pH = - \text{لـــو} ٥ - \text{لو} ١٠^{-١٢}$$

$$pH = ١١,٣$$

القوى النسبية للحموض والقواعد

تتفاوت الحموض في قوتها، وتعتمد قوتها على قدرتها على الارتباط بالبروتون فكلما زادت قوة الحمض أعطى قاعدة مرافقة أضعف، وكلما زادت قوة القاعدة أعطت حمضاً مرافقاً أضعف.



سؤال: أيهما أقوى كقاعدة: أيون الإيثانوات (CH_3COO^-) أم أيون الكلوريد (Cl^-)؟

الحل: أيون الإيثانوات أقوى كقاعدة، لأنه ناتج من حمض ضعيف (CH_3COOH)، وأيون الكلوريد فهو أضعف كقاعدة، لأنه ناتج من حمض قوي (HCl).

الخواص الحمضية والقاعدية لمحاليل الأملاح

الملح: مركب أيوني ينتج من تعادل حمض مع قاعدة.

قد يكون الملح متعادلاً أو حمضياً أو قاعدي التأثير، ويعتمد ذلك على قوة الحموض والقواعد المنتجة له.

		صفات الملح الناتج	pH لمحلول الملح
1	حمض قوي + قاعدة قوية	متعادل	7
2	حمض ضعيف + قاعدة قوية	قاعدي	7<
3	حمض قوي + قاعدة ضعيفة	حمضي	7 >
4	حمض ضعيف + قاعدة ضعيفة	الأقوى منها هو الذي يحدد صفات الملح	

لتحديد طبيعة الملح نرجعه إلى أصله، فالأيون السالب مشتق من القاعدة والأيون الموجب مشتق من الحمض.

- يكون الملح متعادلاً إذا نتج عن اتحاد حمض قوي مع قاعدة قوية ($pH = 7$).

- يكون الملح قاعدي إذا نتج عن اتحاد حمض ضعيف مع قاعدة قوية ($7 < pH$).

- يكون الملح حمضي إذا نتج عن اتحاد حمض قوي مع قاعدة ضعيفة ($pH < 7$).

- إذا كان الملح ناتجاً عن اتحاد حمض ضعيف وقاعدة ضعيفة، علينا أن نقارن القوى النسبية للحمض والقاعدة باستخدام K_a ، K_b .

فإذا كانت قيمة : $K_b < K_a$ ، $K_b > K_a$ ، $K_b = K_a$.

فالملح حمضي فالملح قاعدي فالملح متعادل

ملاحظة: تترتب محاليل الأملاح حسب قيمة pH على النحو التالي:

الملح القاعدي > الملح المتعادل > الملح الحمضي

سؤال: ما طبيعة تأثير محلول كل ملح من الأملاح التالية (حمضي، قاعدي، متعادل):

Cl_4LiF , NH ، $_3NO_3NH_3CH$ ، $_4KHSO$ ، $_3KBr$, $HCOONa$, $NaHCO$ ، $_3CO_2Na$

الحل:

الأملاح الحمضية هي: $_3NO_3NH_3CH$ ، Cl_4NH

الأملاح القاعدية هي: $_3CO_2Na$ ، $NaHCO$, $_3HCOONa$ ، LiF

الأملاح المتعادلة هي: $_4KBr$, $KHSO$

تميه الأملاح

التميه: قدرة أيونات الملح على التفاعل مع الماء لتكوين OH^- أو O_3H^+ .

تستخدم تفاعلات التميه لتفسير سلوك الأملاح على النحو التالي:

في محاليل الأملاح القاعدية (الناتجه من قاعدة قوية وحمض ضعيف)

بعد تفكك الملح في الماء، يتميه الأيون السالب (يتفاعل مع الماء) فيزداد تركيز أيون OH^- ، ويقل $[O_3H^+]$ في المحلول، وتزداد قيمة pH فيصبح المحلول قاعدياً، بينما لا يتميه الأيون الموجب لأنه يعطي قاعدة قوية.

في محاليل الأملاح الحمضية (الناتجة من حمض قوي وقاعدة ضعيفة)

بعد تفكك الملح في الماء، يتميه الأيون الموجب (يتفاعل مع الماء) فيزداد تركيز أيون O_3H^+ في المحلول، وتقل قيمة pH فيصبح المحلول حمضياً، بينما لا يتميه الأيون السالب لأنه يعطي حمضاً قوياً.

في محاليل الأملاح المتعادلة (الناتجة من حمض قوي وقاعدة قوية)

لا يتميه كلا الأيونين السالب والموجب فلا تتغير قيمة pH .

ولكن هل هنالك فرق بين عملية الذوبان وعملية التميه؟

نعم، فمثلاً عند إذابة بلورة كلوريد الصوديوم في الماء، فإنها تتفكك إلى أيونات، وتقوم جزيئات الماء بإحاطة الأيونات الناتجة دون تغير في تركيز O_3H^+ أو OH^- ، وهذا ما يعرف بالذوبان.

أما في عملية التميه فإن الأيونات الناتجة من ذوبان بلورة الملح سوف تتفاعل مع الماء منتجة أيونات O_3H^+ أو OH^-.

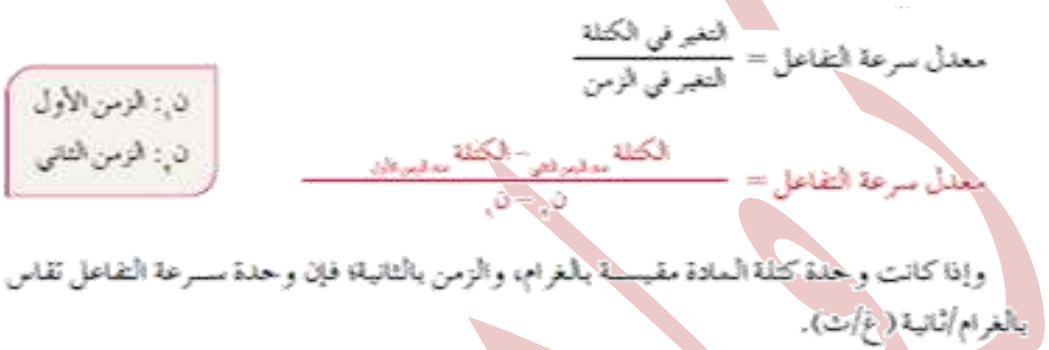
الدم محلول منظم يعد الدم محلولاً منظماً طبيعياً يتراوح الرقم الهيدروجيني له بين (35,7 - 45,7 ،(ويحتوي على عدة أنظمة من المحاليل المنظمة تعمل على ضبط الرقم الهيدروجيني، أهمها محلول حمض الكربونيك وأيون الكربونات - H2CO3 / HCO3)الهيدروجينية) :كيف يقاوم الدم الانخفاض في تركيز أيونات

H3O+فيه؟ H3Oجديدة للمحافظة على تركيز ثابت من أيونات يزداد تأين حمض الكربونيك H2CO3 لإنتاج أيونات H3O . + فيبقى الرقم الهيدروجيني في الدم ثابتاً +كيف يقاوم الدم الزيادة في تركيز أيونات H3O+فيه؟ الماء HCO3ويتكون الحمض H2CO3 ويتفكك الأخير في الرئة مكوناً H3Oمع الأيون - تتفاعل أيونات . + وثاني أكسيد الكربون الذي يتم التخلص منه عن طريق الزفير فيبقى الرقم الهيدروجيني في الدم ثابتاً

الفصل الرابع عشر:سرعة التفاعلات الكيميائية

مفهوم سرعة التفاعل الكيميائي :-

سرعة التفاعل " معدل التفاعل " :- هو مقدار الزيادة في التركيز المولاري للمواد الناتجة او نقص التركيز المولاري للمواد المتفاعلة في وحدة الزمن وتقاس بوحدة (مول/لتر.ث).



واما اذا قيست بالتغير في التركيز فان:

سرعة التفاعل =	التغير في تركيز احد المواد المتفاعلة او الناتجة
(مول/لتر.ث)	التغير في زمن التفاعل

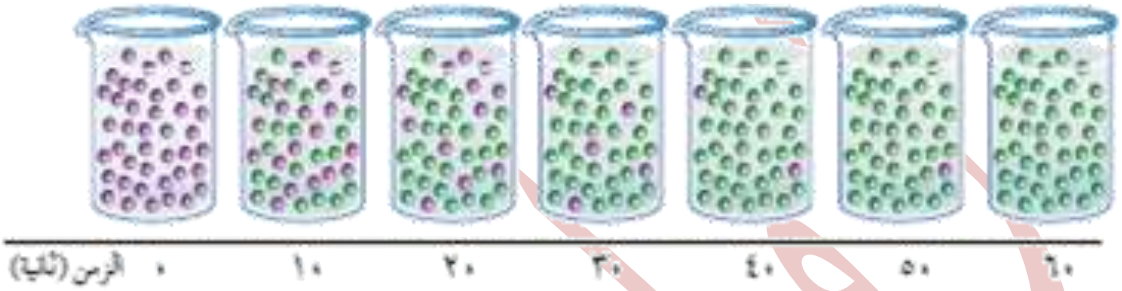
سرعة التفاعل = $\frac{\Delta [\text{احد المواد الناتجة}]}{\Delta \text{ز}} = -\frac{\Delta [\text{احد المواد المتفاعلة}]}{\Delta \text{ز}}$

(لاحظ اشارة - للموادالمتفاعلة)

Δ [التركيز] = التركيز النهائي _ التركيز الابتدائي

وبعد قياس التغير في تركيز المواد المتفاعلة أو الناتجة بالنسبة للزمن من أكثر الطرق الشائعة للتعبير عن معدل سرعة التفاعل، إذ تقل تراكيز المواد المتفاعلة مع الزمن وتزداد تراكيز المواد الناتجة كما يوضحه التفاعل العام في الشكل (٣-١).

$$A \longrightarrow B$$



الشكل(٣-١): تقصان تراكيز المواد المتفاعلة وزيادة تركيز المواد الناتجة مع الزمن.

ففي تفاعل المغنيسيوم Mg مع محلول حمض الكبريتيك H_2SO_4 لإنتاج كبريتات المغنيسيوم $MgSO_4$ وغاز الهيدروجين H_2 كما في المعادلة الآتية:

$$Mg_{(s)} + H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow MgSO_{4(aq)} + H_{2(g)}$$

يمكن التعبير عن معدل سرعة التفاعل كالآتي:

$$\text{معدل سرعة التفاعل} = \text{معدل سرعة إنتاج } MgSO_4 = \frac{[MgSO_4]\Delta}{\partial\Delta}$$

أو:

$$\text{معدل سرعة التفاعل} = \text{معدل سرعة استهلاك } H_2SO_4 = \frac{[H_2SO_4]\Delta -}{\partial\Delta}$$

ويمكن التعبير عن معدل سرعة التفاعل بدلالة التغير في كتلة المغنيسيوم المستهلكة أو التغير في حجم غاز الهيدروجين الناتج في وحدة الزمن.

لاحظ عند حساب معدل السرعة بدلالة استهلاك مادة متفاعلة يكون التغير في التركيز سالبًا، لذلك يضرب التغير في التركيز بإشارة سالب؛ لأن معدل السرعة هو قيمة عددية موجبة.

مثال:

يتحلل مركب آزوميثان ($CH_3N = NCH_3$) وفق المعادلة الآتية:

$$CH_3N = NCH_{3(g)} \longrightarrow C_2H_{6(g)} + N_{2(g)}$$

فإذا كان تركيز ($CH_3N = NCH_3$) في بداية التفاعل ١,٥ × ١٠$^{-٢}$ مول/لتر وأصبح تركيزه بعد مرور ١٠ دقائق ١,٢٩ × ١٠$^{-٢}$ مول/لتر، احسب معدل السرعة لهذا التفاعل.

الحل

معدل سرعة التفاعل = معدل سرعة استهلاك $CH_3N = NCH_3$

$$= -\frac{[CH_3N = NCH_3]\Delta}{\Delta\Delta}$$

$$= -\frac{(^{-٢}١٠\times١,٢٩ - ^{-٢}١٠\times١,٥)}{١٠} = ٢,١ \times ١٠^{-٣} \text{ مول/لتر.دقيقة}$$

لاحظ أن عدد المولات في معادلة التفاعل متساوية لجميع المواد؛ ولذلك فإن:

معدل سرعة التفاعل = معدل سرعة استهلاك $CH_3N = NCH_3$ = معدل سرعة إنتاج C_2H_6

= معدل سرعة إنتاج N_2

معدل سرعة التفاعل = معدل سرعة استهلاك N_2O_4 = $\frac{١}{٢}$ معدل سرعة إنتاج NO_2

وفي التفاعل العام الآتي:

$$aA + bB \longrightarrow cC$$

يمكن التعبير عن معدل سرعة التفاعل وعلاقتها بمعدل سرعة الاستهلاك أو الإنتاج للمواد المختلفة على النحو الآتي:

معدل سرعة التفاعل = $\frac{١}{a}$ معدل سرعة استهلاك A = $\frac{١}{b}$ معدل سرعة استهلاك B = $\frac{١}{c}$ معدل سرعة إنتاج C

كما يمكن التعبير عن معدل سرعة التفاعل بدلالة التغير في التركيز مع الزمن على النحو الآتي:

$$\text{معدل سرعة التفاعل} = \frac{١}{a}\frac{[A]\Delta}{\Delta\Delta} = \frac{١}{b}\frac{[B]\Delta}{\Delta\Delta} = \frac{١}{c}\frac{[C]\Delta}{\Delta\Delta}$$

تغير سرعة التفاعل مع الزمن:

- مع مرور الزمن يقل تركيز المواد المتفاعلة ويزداد تركيز المواد الناتجة .

مثال: في التفاعل الاتي :-

$$CO_{(g)} + NO_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + NO_{(g)}$$

اذا كان تركيز CO في بداية التفاعل 1×10^{-1} مول /لتر وبعد مرور 10 ثواني اصبح تركيزه 6.7×10^{-2} مول /لتر احسب سرعة التفاعل.

سرعة التفاعل $= \frac{-\Delta [CO]}{\Delta ز}$ $(\Delta ز = ز_2 - ز_1)$

$$= \frac{(1 \times 10^{-1} - 6.7 \times 10^{-2})}{(0 - 10)} = 0.0033 \text{ مول /لتر .ث}$$

السرعة اللحظية للتفاعل :- وهي سرعة التفاعل الكيميائي في اي لحظة اثناء حدوثه

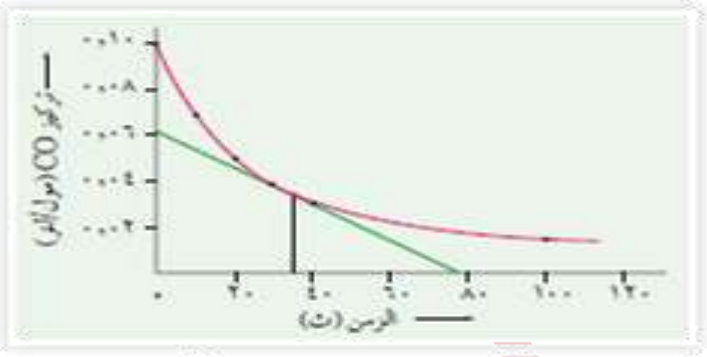
كيفية ايجاد السرعة اللحظية :-

*يتم حساب السرعة اللحظية بايجاد القيمة السالبة لميل مماس المنحنى عند تلك النقطة المقابلة لزمن تلك اللحظة .

السرعة اللحظية(لمادة متفاعلة) = - ميل المماس $= \frac{-\Delta ص}{\Delta س} = \frac{-\Delta [التركيز]}{\Delta ز}$

السرعة اللحظية لمادة ناتجه = ميل المماس $= \frac{\Delta ص}{\Delta س} = \frac{\Delta [التركيز]}{\Delta ز}$

* السرعة الابتدائية : هي سرعة التفاعل عند بداية التفاعل .



الشكل (٣-٢): تغير تركيز CO مع الزمن.

لاحظ أن المماس يقطع محور التركيز عند ٠,٠٦٢ مول/لتر. ويقطع محور الزمن عند ٧٨ ثانية. وعليه يمكن حساب السرعة اللحظية للتفاعل عند الزمن ٣٥ ثانية كالآتي:

$$\text{السرعة اللحظية} = \frac{\Delta[CO]}{\Delta t}$$

$$= \frac{٠ - ٠,٠٦٢}{٠ - ٧٨} = ٧,٩٥ \times ١٠^{-٤} \text{ مول/لتر.ث}$$

اثر التركيز فى سرعة التفاعل (قانون سرعة التفاعل)

عرفت سابقًا أن سرعة التفاعل تتناقص بمرور الزمن بسبب تناقص تركيز المواد المتفاعلة. وقد وجد عمليًا أن سرعة التفاعل تتناسب طرديًا مع تركيز المواد المتفاعلة مرفوعة لأس معينة (x)

فمثلا في التفاعل العام الآتي: نواتج ← A

يمكن التعبير عن علاقة سرعة التفاعل بالتركيز على النحو الآتي:

سرعة التفاعل $\alpha [A]^x$

سرعة التفاعل $= k [A]^x$ ويسمى الصيغة العامة لقانون السرعة.

وللوصول إلى هذا القانون، يتم حساب رتبة التفاعل x أولًا، وتعويضها في الصيغة العامة لقانون السرعة. والمثال الآتي يوضح كيفية إيجاد قيمة x عمليًا:

مثال (٣)

يتفكك غاز N_2O_5 عند درجة ٤٥°س كما في المعادلة الآتية:

$$2N_2O_{5(g)} \longrightarrow 4NO_{2(g)} + O_{2(g)}$$

وعند قياس سرعة التفاعل الابتدائية باستخدام تراكيز ابتدائية مختلفة للمادة المتفاعلة N_2O_5 في عدة تجارب، تم الحصول على البيانات الموجودة في الجدول أدناه، ادرس هذه البيانات، ثم أجب عن الأسئلة التي تليها:

رقم التجربة	$[N_2O_5]$ الابتدائي (مول/لتر)	السرعة الابتدائية (مول/لتر. ث)
١	٠,٠٢	$١,٢ \times ١٠^{-٢}$
٢	٠,٠٤	$٢,٤ \times ١٠^{-٢}$
٣	٠,٠٨	$٤,٨ \times ١٠^{-٢}$

١) ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة N_2O_5؟

٢) اكتب قانون سرعة التفاعل.

٣) احسب قيمة ثابت سرعة التفاعل k وبين وحدته.

الحل

١) تحديد رتبة التفاعل بالنسبة للمادة N_2O_5:

أ) نكتب الصيغة العامة لقانون السرعة:

$$\text{س} = k\,[N_2O_5]^{س}$$

ب) نجد قيمة x بتعويض قيم التركيز والسرعة في قانون السرعة لأي تجربتين مثل (١ و ٢):

$$(\text{سرعة التفاعل})_١ = \text{س}_١ = k\,[N_2O_5]^{س}_١ \quad \ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots (١)$$

$$(\text{سرعة التفاعل})_٢ = \text{س}_٢ = k\,[N_2O_5]^{س}_٢ \quad \ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots (٢)$$

جـ) نقسم سرعة التفاعل$_١$ على سرعة التفاعل$_٢$ فنحصل على:

$$\frac{\text{س}_١}{\text{س}_٢} = \frac{٢,٤ \times ١٠^{-٢}}{١,٢ \times ١٠^{-٢}} = \frac{k\,(٠,٠٤)^{س}}{k\,(٠,٠٢)^{س}}$$

$(٢) = (٢)^{س}$ ولكي يكون الطرف الأيسر مساويًا للطرف الأيمن لهذه النتيجة فإنه لا بد أن تكون قيمة $x = ١$ أي أن:

$$(٢) = (٢)^{١}$$

وهذا يعني أن رتبة التفاعل بالنسبة للمادة $N_2O_5 = ١$

كذلك يمكن استنتاج أن قيمة $x = ١$ من ملاحظة التجربتين (١,٢) فعند مضاعفة $[N_2O_5]$ مرتين، تضاعفت السرعة بالمقدار نفسه.

٢) كتابة قانون سرعة التفاعل

ولأنّ هـذا التفاعل أحادي الرتبة؛ فإن قانون سـرعة التفاعـل يكتب بتعويض قيمة x في الصيغة العامة لقانون السـرعة على النحو الآتي:

سرعة التفاعل= $k\,[N_2O_5]^{1}$

٣) حساب قيمة ثابت سرعة التفاعل k ووحدته

لحسـاب قيمة k نعوض التركيز والسـرعة لأي من التجارب الواردة في الجدول في قانون السرعة أعلاه، مثلًا من تجربة رقم (١):

$$١,٢ \times ١٠^{-٤}\ \frac{\text{مول}}{\text{لتر.ث}} = k\,(٠,٠٢\ \frac{\text{مول}}{\text{لتر}})^{١}$$

نقسم طرفي المعادلة على ٠,٠٢

$$k\,\frac{\text{مول/لتر}}{\text{مول/لتر}} = \frac{١,٢ \times ١٠^{-٤}}{٠,٠٢\ \text{ث}}$$

فتكون قيمة k = ٦ × ١٠$^{-٣}$ ث$^{-١}$

بعد دراسـتك المثال السـابق، لابد أنك توصلت إلى أنه لا يوجد علاقة بين عدد مولات N_2O_5 في المعادلة الموزونة ورتبة التفاعل؛ لأن عدد مولات N_2O_5 في المعادلة = ٢ ورتبة التفاعل بالنسـبة لها = ١.

في التفاعل:

$$NO_{2(g)} + 2HCl_{(g)} \longrightarrow NO_{(g)} + H_2O_{(g)} + Cl_{2(g)}$$

تم جمع البيانات في الجدول الآتي عند درجة حرارة ٢٥°س:

رقم التجربة	$[NO_2]$ الابتدائي (مول/لتر)	[HCl] الابتدائي (مول/لتر)	السرعة الابتدائية (مول/لتر.ث)
١	٠,٣٠	٠,٣٠	$^{-٣}١٠ \times ١,٤$
٢	٠,٦٠	٠,٣٠	$^{-٣}١٠ \times ٢,٨$
٣	٠,٣٠	٠,٦٠	$^{-٣}١٠ \times ٢,٨$

١) ما رتبة التفاعل بالنسبة لكل من NO_2 ، HCl؟

٢) ما رتبة التفاعل الكلية؟

٣) اكتب قانون سرعة التفاعل؟

الحل

١) نكتب الصيغة العامة لقانون سرعة التفاعل:

$س = ك [NO_2]^{أ} [HCl]^{ب}$

ولإيجاد رتبة التفاعل بالنسبة لـ NO_2 نأخذ التجربتين (١،٢) والذي يكون تركيز HCl فيهما ثابت، فيكون قانون سرعة التفاعل كما يأتي:

$س_٢ = ك (٠,٦٠)^{أ} (٠,٣٠)^{ب} = ^{-٣}١٠ \times ٢,٨$

وقانون سرعة التفاعل كالآتي:

$س_١ = ك (٠,٣٠)^{أ} (٠,٣٠)^{ب} = ^{-٣}١٠ \times ١,٤$

وبقسمة $س_٢$ على $س_١$ نحصل على:

$$\frac{س_٢}{س_١} = \frac{^{-٣}١٠ \times ٢,٨}{^{-٣}١٠ \times ١,٤} = \frac{ك (٠,٦٠)^{أ} (٠,٣٠)^{ب}}{ك (٠,٣٠)^{أ} (٠,٣٠)^{ب}}$$

$٢ = (٢)^{أ}$ ومنها $أ = ١$

أي أن رتبة التفاعل بالنسبة لـ NO_2 = ١ وهذا يعني أنه عند مضاعفة $[NO_2]$ مرتين تتضاعف سرعة التفاعل مرتين.

ولإيجاد رتبة التفاعل بالنسبة لـ HCl نأخذ التجربتين (١،٣) والذي يكون تركيز NO_2 فيهما ثابت.

وبقسمة $س_٣$ على $س_١$ نحصل على:

$$\frac{س_٣}{س_١} = \frac{^{-٣}١٠ \times ٢,٨}{^{-٣}١٠ \times ١,٤} = \frac{ك (٠,٦٠)^{ب} (٠,٣٠)^{أ}}{ك (٠,٣٠)^{ب} (٠,٣٠)^{أ}}$$

$٢ = (٢)^{ب}$ ومنها $ب = ١$

أي أن رتبة التفاعل بالنسبة لـ HCl = ١. وهذا يعني إذا تضاعف [HCl] مرتين، تتضاعف سرعة التفاعل بالمقدار نفسه.

٢) رتبة التفاعل الكلية = مجموع الرتب بالنسبة للمواد المتفاعلة $(أ + ب) = ١ + ١ = ٢$

٣) قانون سرعة التفاعل هو: $س = ك [NO_2]^{١} [HCl]^{١}$

1- اذا كانت النسبة بين عدد مولات المواد المتفاعلة والناتجة متساوية (1 : 1) فان:

معدل سرعة تناقص او استهلاك المواد المتفاعلة = معدل سرعة زيادة او تكوين المواد الناتجة .

مثال:- في التفاعل الاتي : $CO + NO_2 \rightarrow CO_2 + NO$

سرعة التفاعل = $\frac{-\Delta[CO]}{\Delta ز} = \frac{-\Delta[NO_2]}{\Delta ز} = \frac{\Delta[CO_2]}{\Delta ز} = \frac{\Delta[NO]}{\Delta ز}$

او سرعة تناقص $[CO]$ ، $[NO_2]$ = سرعة زيادة $[CO_2]$ ، $[NO]$

2- اذا كانت النسبة بين عدد مولات المواد في التفاعل غير متساوية فان العلاقة بين سرعة تناقص المواد المتفاعلة وزيادة المواد الناتجة تكتب بقسمة سرعة التفاعل لكل مادة على عدد مولاتها في معادلة التفاعل الموزونة.

مثال:- في التفاعل الاتي: $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$

سرعة التفاعل = $\frac{-\Delta[N_2]}{\Delta ز} = \frac{-\Delta[H_2]}{\Delta ز} \times \frac{1}{3} = \frac{\Delta[NH_3]}{\Delta ز} \times \frac{1}{2}$

سرعة التفاعل = (سرعة تناقص $[N_2]$) $\times \frac{1}{3}$ = (سرعة تناقص $[H_2]$) $\times \frac{1}{2}$ = (سرعة زيادة $[NH_3]$)

في التفاعل الاتي $3O_2 + C_2H_4 \rightarrow 2\ CO_2 + 2H_2O$

اذا علمت ان سرعة تناقص $[O_2] = 0.45$ مول / لتر.ث احسب:

1. سرعة تناقص $[C_2H_4]$:

سرعة تناقص $[C_2H_4] = \frac{1}{3}$ سرعة تناقص $[O_2]$

سرعة تناقص $[C_2H_4] = \frac{1}{3} \times 0.45 = 0.15$ مول /لتر.ث

2. سرعة زيادة $[CO_2]$:

½ سرعة زيادة $[CO_2]$ = ⅓ سرعة تناقص $[O_2]$

سرعة زيادة $[CO_2]$ = ⅔ × 0.45 = 0.3 مول/لتر.ث

3. سرعة زيادة $[H_2O]$:

½ سرعة زيادة $[H_2O]$ = ⅓ سرعة تناقص $[O_2]$

سرعة زيادة $[H_2O]$ = ⅔ × 0.45 = 0.3 مول/لتر.

نظرية التصادم

تتضمن نظرية التصادم عدة افتراضات أهمها:

الافتراض الأول: ينص على أن التصادم بين دقائق المواد المتفاعلة شرط أساسي لحدوث التفاعل الكيميائي، وهذا يعني عدم حدوث تفاعل بين المواد دون حدوث تصادم بين دقائقها. وأما **الافتراض الثاني: فينص على أن سرعة التفاعل الكيميائي تناسب طرديًا مع عدد التصادمات الحاصلة بين دقائق المواد المتفاعلة في وحدة الزمن**. فكلما زاد عدد التصادمات بين دقائق المواد المتفاعلة زادت احتمالية حدوث التفاعل.

ولكن هل تؤدي جميع التصادمات بين دقائق المواد المتفاعلة إلى حدوث تفاعل وتكوين مواد ناتجة؟ تقودنا مناقشة هذا السؤال إلى **الافتراض الثالث الذي ينص على ضرورة أن يكون التصادم بين دقائق المواد المتفاعلة تصادمًا فعالًا لكي يحدث التفاعل**، ويقصد بالتصادم الفعال؛ التصادم الذي يؤدي إلى تكوين نواتج. وحتى يكون التصادم فعالًا فلابد من شرطين هما:

- **الشرط الأول**: أن يكون اتجاه التصادم بين دقائق المواد المتفاعلة مناسبًا؛ أي أن تتصادم الدقائق بالاتجاه الذي يؤدي إلى تكوين النواتج. ولتوضيح ذلك، ادرس الشكل (٣-٣) الذي يبيّن تفكك المركب AB كما في المعادلة:

الشكل (٣-٣): التصادمات المحتملة بين جزيئات AB.

◄ الشرط الثاني: أن تمتلك الدقائق المتفاعلة عند تصادمها حدًّا أدنى من الطاقة يكفي لكسر الروابط بين ذراتها، وتكوين روابط جديدة تؤدي إلى تكوّن النواتج. ويسمى هذا الحد الأدنى من الطاقة طاقة التنشيط (Activation Energy) ويرمز لها بالرمز Ea.

عند حدوث التصادم الفعال، تضعف الروابط بين ذرات المواد المتفاعلة، ويبدأ تكوّن روابط جديدة بين هذه الذرات، فيؤدي إلى تكوين بناء غير مستقر له طاقة وضع عالية، يسمى المعقد المنشط (Activated Complex)، والذي يتفكك ليكوّن النواتج. وبالرجوع إلى تفاعل تفكك AB يمكن تمثيل بناء المعقد المنشط كما في الشكل (٣-٤):

A····B
⋮ ⋮
A····B

الشكل (٣-٤): بناء المعقد المنشط.

تنص نظرية التصادم على ان " **لحدوث تفاعل كيميائي فلا بد ان يحدث تصادم بين الجزيئات المتفاعلة بحيث تمتلك الجزيئات المتصادمة الحد الادنى من الطاقة اللازمة لحدوث التفاعل**"

- متى يكون التصادم فعّال؟!(شروط التصادم الفعال)

1- ان تمتلك الجزيئات المتصادمة طاقة تنشيط

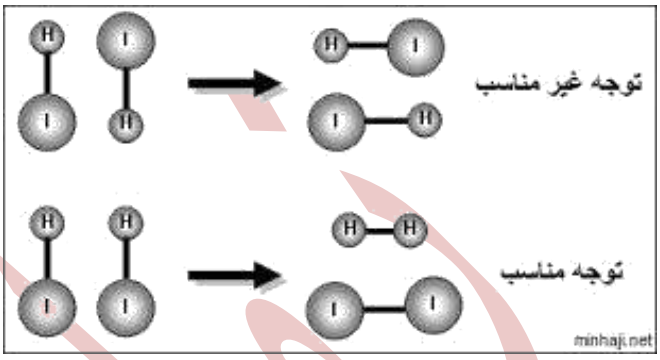
2- ان يكون توجه الجزيئات المتصادمة مناسباً لاعطاء النواتج

** طاقة التنشيط : هي الحد الادنى من الطاقة اللتي يجب تمتلكها المواد المتفاعلة لكي تتفاعل .

* التوجه المناسب : وهو التصادم بين الذرات او الجزيئات بطريقه مناسبة تؤدي الى ظهور وتكون المادة الناتجة المطلوبة.

أ) وضح بالرسم توجه مناسب يساعد في حدوث تصادم فعال وتوجه غير مناسب لا يؤدي الى حدوث تصادم فعال في التفاعل الاتي

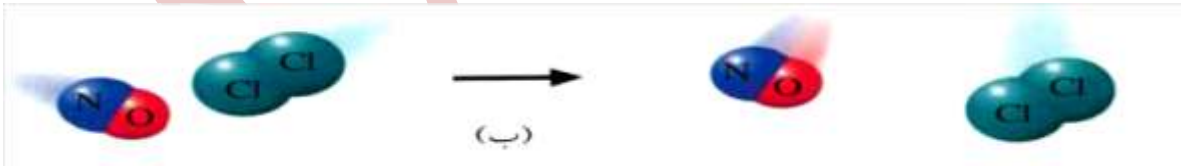
$$2HI \rightarrow H_2 + I_2$$



ب-يتفاعل NO مع Cl_2 لانتاج O=N-Cl اي الاحتمالين الاتين يؤدي الى تكوين نواتج على فرض ان التصادم الناتج يمتلك طاقة تنشيط

$$NO + Cl_2 \qquad O=N-Cl + Cl$$

التفاعل(أ) هو الذي يعطي ناتجاً؛ ذلك لأن التصادم تم بين N (في جزيء NO) مع Cl



في التفاعل (ب) تم التصادم بين O (في NO) مع Cl (في جزيء Cl_2) ولم يعطِ الناتج المطلوب.

علل:عدم حدوث تفاعل بالرغم من وجود توجه مناسب بين المواد المتفاعلة؟!

لان المواد المتفاعلة لا تمتلك لحظة تصادمها طاقة التنشيط الكافية لحدوث التفاعل.

❖ علل:عدم حدوث تصادم فعّال بالرغم من امتلاك المواد المتفاعلة طاقة تنشيط؟!

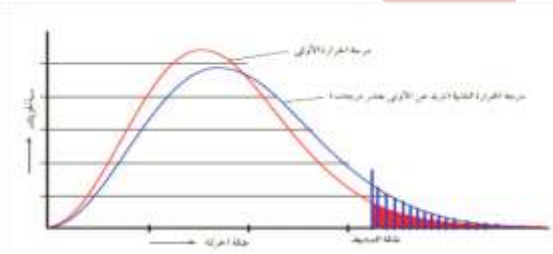
بسبب عدم توفر التوجه المناسب بين المواد المتفاعلة لحظة التصادم

ما هو تأثير التصادمات الفعّالة في سرعة التفاعل؟؟

يؤثر معدل حدوث التصادمات الفعّالة في ثابت سرعة التفاعل (K) وبالتالي يؤثر في سرعة التفاعل حيث تزداد سرعة التفاعل بزيادة عدد التصادمات الفعالة .

ما هو تأثير درجة الحرارة على سرعة التفاعل ؟؟ وضح بالرسم

تؤدي زيادة درجة الحرارة الى زيادة معدل الطاقة الحركية للجزيئات وبالتالي زيادة نسبة الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط وهذا يزيد من عدد التصادمات الفعّالة وزيادة سرعة التفاعل، كما ان زيادة درجة الحرارة عند ثبات تركيز المواد المتفاعلة يؤدي الى زيادة قيمة ثابت السرعة K وزيادة سرعة التفاعل



كما في الشكل التالي:

د2 > د1

تأثير درجة الحرارة على نسبة الجزيئات التي تمتلك طاقة تنشيط .

من الشكل تلاحظ ان عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة تنشيط عند رفع درجة الحرارة (د2) اكبر من (د1) مما يزيد من عدد التصادمات الفعالة وزيادة سرعة التفاعل.

➢ *ملاحظة هامة :*

1- كلما انخفضت طاقة التنشيط للتفاعل كلما زادت سرعة التفاعل لان انخفاض طاقة التنشيط يزيد من عدد الجزيئات التي تمتلك تلك الطاقة وزيادة عدد التصادمات الفعالة وزيادة سرعة التفاعل.

2- طاقة التنشيط للتفاعل الواحد لا تتغير بتغير درجة الحرارة وانما تبقى ثابتة .

سؤال : اذا كانت طاقة التنشيط لتفاعل ما 150 كيلو جول / مول عند 300 كلفن ، كم تصبح عند 600كلفن

الجواب : تبقى 130 كيلو جول/مول لان طاقة التنشيط لا تتغير بتغير درجة الحرارة

العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل

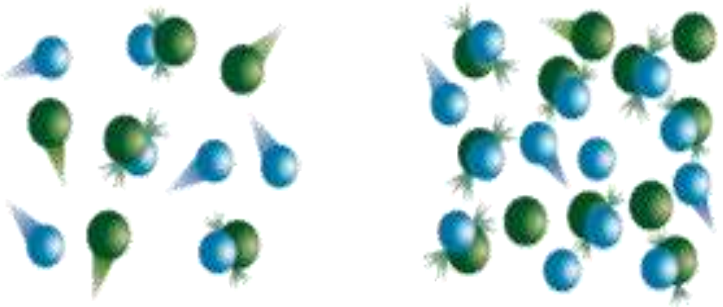
العوامل التي تعتمد عليها سرعة التفاعل :-

طبيعة المواد المتفاعلة:

يختلف الوقت اللازم لإنهاء التفاعلات الكيميائية المختلفة، بالاعتماد على صفات المواد المتفاعلة وكذلك الناتجة.

التركيز:

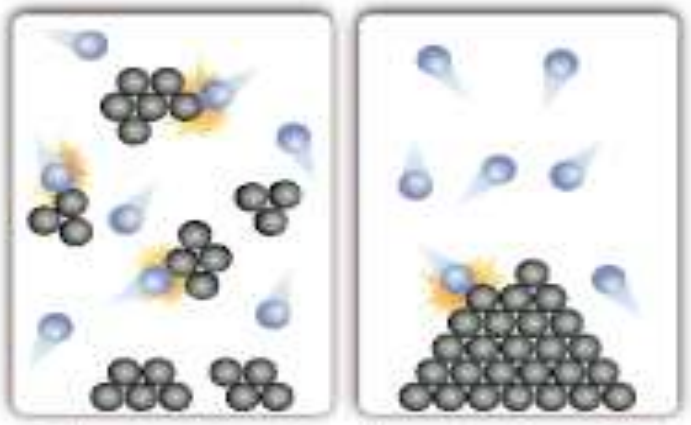
كلما زاد تركيز المواد الداخلة في التفاعل كان التفاعل أسرع؛ لأنّها تكون قوية بما فيه الكفاية حتى تتصادم مع الجزيئات والأيونات الأخرى، وبالتالي ينتج ما يسمّى بالنواتج أو المواد الناتجة، فهذا في النهاية يعتمد على عدد جزئيات المتفاعلة في وحدة معينة من الحجم.



(الشكل(٣-٨):زيادة عدد التصادمات المسببة بزيادة تركيز المواد المتفاعلة.

مساحة السطح في التفاعلات:

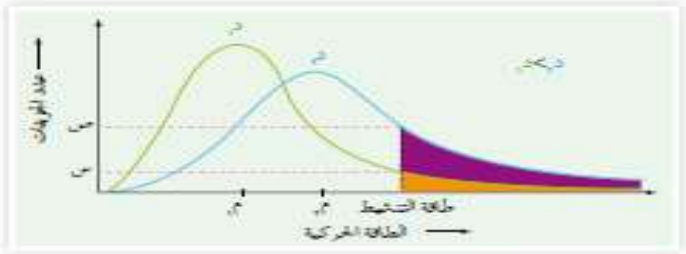
يقصد بالتفاعل الكيميائي متغاير الخواص أي الذي يتألف من ماد صلبة وغازية أو صلبة وسائلة، وفي هذه الحالة فإن سطح المادة الصلبة، هو الذي يجري عليه التفاعل، والذي يحدد عدد المواد المتفاعلة عليه هو مساحته، والذي يحدد المساحة من ناحية أخرى هو حجم الدقيقة الصلبة، وتكون العلاقة عكسية.



الشكل(٣-٩): زيادة عدد التصادمات بزيادة مساحة السطح.

درجة الحرارة:

كلما كانت درجة الحرارة أكبر كانت الطاقة التي تمتلكها المواد المتفاعلة والناتجة أكبر، وبالتالي فإن حركتها وقدرتها على الاصطدام بالجزئيات والأيونات أكبر، وهذا بدوره يعطي مواد ناتجة أكبر، وبشكل عام فإنّ زيادة درجة الحرارة بمقدار عشر درجات يؤدي إلى مضاعفة سرعة التفاعل مرتين، وهذا الأمر يشمل معظم التفاعلات الكيميائية.



الشكل (٣-١١):توزيع الطاقة الحركية على جزيئات غاز ما عند درجتي حرارة مختلفتين.

ادرس الشكل، ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

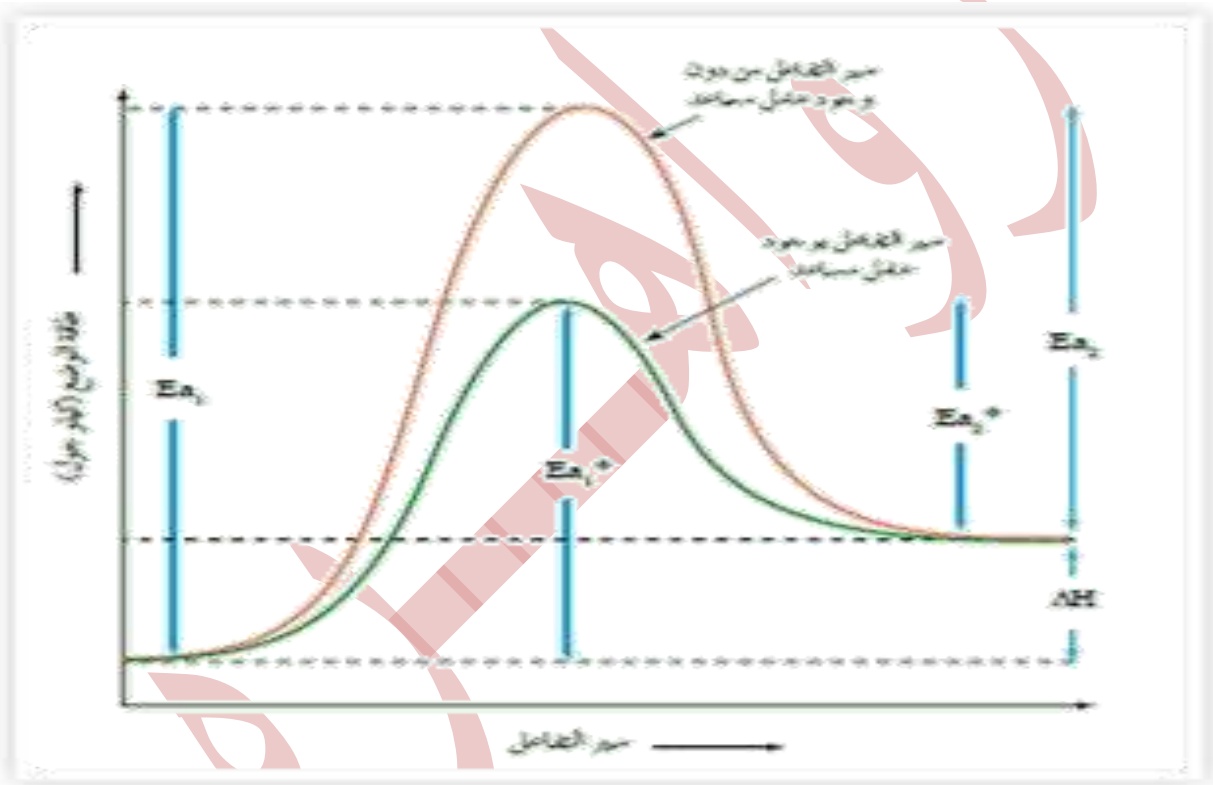
- هل تغيرت طاقة التنشيط بتغير درجة الحرارة؟
- عند أي درجة حرارة (د$_1$) أم (د$_2$) يكون عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط أكبر؟
- أيهما أعلى: متوسط الطاقة الحركية (م$_1$) أو (م$_2$)؟

من الواضح أن زيادة درجة الحرارة يزيد من متوسط الطاقة الحركية للجزيئات (م$_2$ أكبر من م$_1$) مع بقاء طاقة التنشيط ثابتة، وهذا يؤدي بدوره إلى زيادة عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط؛ فيزيد ذلك من عدد التصادمات الفعالة، فتزداد سرعة التفاعل الكيميائي.

لاحظ أن عدد الجزيئات (ص) التي تمتلك طاقة التنشيط عند درجة حرارة (د$_2$) أكبر من عدد الجزيئات (س) التي تمتلك طاقة التنشيط عند (د$_1$).

العامل المساعد:

أو ما يُعرف بالحافز وهو عبارة عن مادة تزيد من سرعة التفاع الكيميائي، ولكن بدون أن يتم استهلاكها، أيّ أنّه يمكن إضافته لزيادة السرعة وإعادة استرجاعه بعد الانتهاء من التفاعل واستخدامه في تفاعل آخر جديد، وتسمّى الطاقة التي تحتاجها التفاعلات بطاقة التنشيط، ومبدأ عمل العامل هو التقليل من كمية هذه الطاقة التي يحتاجها التفاعل، بشرط ألاّ يؤثر ذلك على المواد الناتجة عن التفاعل، وأبرز العوامل المساعدة التي تستخدم هي اللافلزات مثل البيتيد والرصاص، والتي تستخدم تحديداً في التفاعلات متغايرة الخواص مثل الهدجة.



حيث إن:

Ea_1 طاقة التنشيط للتفاعل الأساسي من دون عامل مساعد

Ea_1^* طاقة التنشيط للتفاعل الأساسي بوجود عامل مساعد

Ea_2 طاقة التنشيط للتفاعل العكسي من دون عامل مساعد

Ea_2^* طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد

الشكل (٣-٤١): أثر العامل المساعد في سير التفاعل.

العامل المساعد:- هو مادة نقية تضاف الى التفاعل فتزيد من سرعته دون الحاجة لتغير درجة الحرارة، ولا يستهلك في التفاعل.

صفات العوامل المساعدة :-

1- لا تستهلك العامل المؤثرات في التفاعل الكيمائي بل تعود الى اصلها بعد انتهاء التفاعل .
2- يقدم العامل المؤثر مساراً اضافياً للتفاعل بطاقة تنشيط جديدة اصغر من طاقة التنشيط المطلوبة في غياب العامل المؤثر مما يزيد من سرعة التفاعل وثابت سرعة التفاعل K .
3- لا يؤثر العامل المؤثر على قيمة حرارة التفاعل ΔH ؟ علل
.(لان طاقة المواد المتفاعلة والناتجة لا تتغيروانما تبقى ثابتة بوجود او بغياب العامل المؤثر وبالتالي سيبقى الفرق في الطاقة ثابت وقيمةΔH ثابتة)
4- لا يؤثر العامل المؤثر على قيمة ثابت الاتزان K_C ولكنه يقلل من الزمن اللازم للوصول الى حالة الاتزان.

رتبة التفاعل الكلية = صفر وحدة K = مول / لتر .ث

** ما هو اثر اضافة العوامل المساعدة على كل من :

أ- طاقة وضع المواد المتفاعلة:← لا يؤثر

ب - طاقة وضع المواد الناتجة : لا يؤثر

ج- طاقة وضع المعقد المنشط : تقل

د- طاقة التنشيط للتفاعل الامامي: تقل

هـ -حرارة التفاعل (ΔH): لا يؤثر

و- ثابت السرعة K : يؤثر (يزداد)

*** بالاستعانة بالشكل السابق ما هو مبدأ عمل العامل المؤثر ؟! خفض طاقة التنشيط وزيادة سرعة التفاعل

**انواع العوامل المساعدة حسب حالتها في التفاعل **

1- العوامل المساعدة المتجانسة:- وهي العامل المؤثرات التي توجد في حالة فيزيائية مشابهة للحالة الفيزيائية لوسط التفاعل

مثال(1) : استخدام غاز $NO_{(g)}$ كعامل مساعد متجانس لزيادة سرعة انتاج $SO_{3(g)}$

$$SO_{2(g)} + O_{2(g)} \xrightarrow{NO_{(g}} 2SO_{3(g)}$$

مثال (2) تفاعل الكحول لانتاج الكين بوجودالعامل المساعد

$$CH_3CH_2OH_{(aq)} \xrightarrow[\text{حرارة}]{H^+_{(aq)}} CH_2 == CH_{2(aq)}$$

2- العوامل المساعدة غير المتجانسة :- وهي العامل المؤثرات التي توجد في حالة فيزيائية مختلفة عن الحالة الفيزيائية لحالة المواد المتفاعلة.

مثال: 1- تحضير الامونيا NH_3 : $3H_{2(g)} + N_{2(g)} \xrightarrow{Fe_{(s)}} 2NH_{3(g)}$

الحالة الفيزيائية للعامل المساعد Fe صلب المواد المتفاعلة في الحالة الغازية .

2- هدرجة الالكينات :-

$$CH_2{=}CH_{2(g)} + H_{2(g)} \xrightarrow[Ni(s)]{Pt_{(s)}} CH_3\,CH_{3\,(g)}$$

3- استخدام مركبات البلاتين Pt، او البلاديوم pd كحفازات غير متجانسة في عادم السيارة للتخلص من الغازات الضارة الناتجة عن احتراق الوقود مثل CO ، NO. (المحول العامل المؤثر)

$$2CO_{(g)} + 2NO_{(g)} \xrightarrow{Pt_{(s)}\ ,\ Pd_{(s}} 2CO_{2(g)} + N_2$$

- الانزيمات : هي عبارة عن حفازات تتواجد بتراكيز صغيرة جدا في الكائنات الحية وهي ضرورية لتسريع التفاعلات الكيميائية الحيوية فيها .

مثل تأكسد السكر في جسم الانسان بسرعة مناسبة على درجة حرارة الجسم 37 سْ بتحضير انزيم خاص به.

- ملاحظة: يعتبر تسريع بعض التفاعلات الكيميائية ضروري مثل تفاعل الهدرجة في الصناعه ، وابطاء تفاعلات اخرى مطلوب مثل ابطاء حدوث تكسر الاوزون في الجو.

ملاحظات***

1-إذا لم تتغير سرعة التفاعل عند مضاعفة تركيز إحدى المواد المتفاعلة فإنّ رتبةّ التفاعل تكون من ← الرتبة الصفرية

2- إذا تضاعف معدل سرعة التفاعل عند مضاعفة تركيز إحدى المواد المتفاعلة فإنّ رتبةّ التفاعل من ← الرتبة الأولى

3 - إذا زاد معدل سرعة التفاعل أربعة أضعاف عند مضاعفة تركيز إحدى المواد المتفاعلة فإنّ رتبةّ التفاعل من ← الرتبةالثانية

الفصل الخامس عشر:التأكسد والاختزال

تعد تفاعلات التأكسد والاختزال من أهم التفاعلات الكيميائية، وهي تحدث في كثير من الأماكن حولنا، ومن الأمثلة على تلك التفاعلات:

أولاً: صدأ الحديد

تصدأ قطعة من الحديد عندما تترك فترة من الزمن في جو رطب، فعندما يتعرض الحديد للأكسجين يتأكسد (يتفاعل مع الأكسجين) مكوناً أكسيداً للحديد، وتكلف عملية صدأ الحديد العالم مبالغ ضخمة من المال كل عام، لذلك نلجأ لحماية الحديد من الصدأ بعمليات مختلفة مثل الطلاء والغلفنة وغيرها.

ثانياً: الاحتراق

يعد احتراق الطعام داخل أجسام الكائنات الحية لإنتاج الطاقة مثال على عملية التأكسد والاختزال، كما أن عمليات الاحتراق بشكل عام تعد مثالاً على التأكسد والاختزال.

ثالثاً: استخلاص الفلزات من خاماتها

تقوم عمليات استخلاص بعض الفلزات من خاماتها على نزع الأكسجين من هذه الخامات، فمثلاً يتم نزع الأكسجين من الحديد في خام الهيماتيت Fe_2O_3 بوساطة الكربون داخل ما يعرف بالفرن اللافح.

رابعاً: تكوّن خامات الفلزات

تعد تكون خامات الفلزات من الأمثلة على تفاعلات التأكسد والاختزال، فمعظم خامات الفلزات في الطبيعة توجد على شكل أكاسيد.

عدد التأكسد

عدد التأكسد: عدد الإلكترونات التي يتم فقدها أو اكتسابها أو المشاركة بها، وقد يكون عدد التأكسد موجباً، أو سالباً، أو صفراً.

يعرّف عدد التأكسد في المركبات الأيونية بأنه الشحنة الفعلية لأيون الذرة.

ويعرّف في المركبات الجزيئية حيث لا يتم انتقال كامل للشحنات بأنه الشحنة التي ستكسبها الذرة فيما لو أعطيت إلكترونات الرابطة كلياً للذرة الأعلى كهرسلبية.

هنالك عناصر لا تتغير أعداد تأكسدها من مركب لآخر مثل الصوديوم فهو (+1) في جميع مركباته.

وهنالك عناصر يتغير عدد تأكسدها من مركب لآخر مثل الكلور، لذا وضعت قواعد لحساب أعداد تأكسد العناصر المتغيرة من أعداد تأكسد العناصر الثابتة.

قواعد حساب عدد التأكسد

القاعدة (1): عدد تأكسد العنصر الحر يساوي صفراً.

أمثلة: $_{8}S$ ، $_{2}O$ ، $_{4}P$ ، $_{2}H$ ، $_{2}Cl$ ، Mg .

القاعدة (2): عدد التأكسد للأيون البسيط (المكون من ذرة واحدة) يساوي شحنة الأيون مقداراً وإشارةً.

مثال: عدد تأكسد أيون المغنيسيوم Mg^{+2} هو (+2).

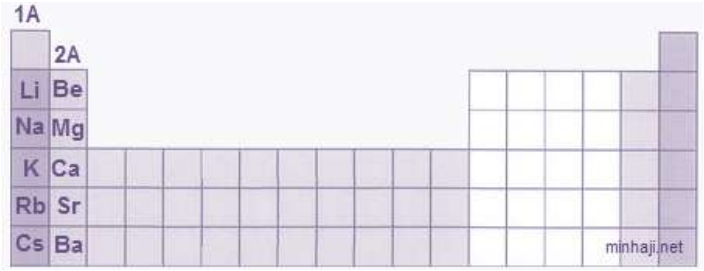
القاعدة (3): عدد تأكسد الفلزات في مركباتها دائماً موجب، لأن الفلزات تميل دائماً لفقد الإلكترونات.

القاعدة (4): عدد تأكسد عناصر المجموعة (IA) في مركباتها دائماً (+1).

مثال: عدد تأكسد الصوديوم في المركب NaF هو: +1

القاعدة (5): عدد تأكسد عناصر المجموعة (IIA) في مركباتها دائماً (+2).

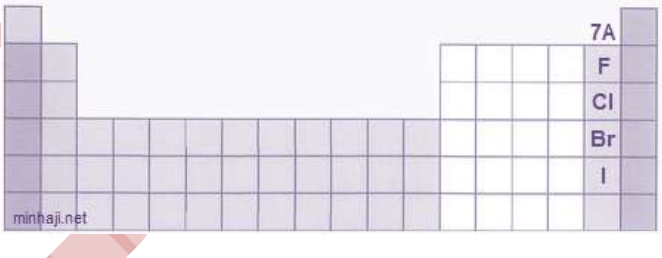
مثال: عدد تأكسد المغنيسيوم في المركب MgO هو: +2



القاعدة (6): عدد تأكسد الهالوجينات (المجموعة VIIA) يساوي (-1) في المركبات الثنائية مع الفلزات.

أمثلة: NaCl، $AlBr_3$ ، MgI_2 .

أما الفلور فيكون عدد تأكسده (-1) في جميع مركباته.



القاعدة (7): عدد تأكسد الأكسجين في مركباته غالباً (-2).

مثل: الماء H_2O ، وأكسيد الصوديوم Na_2O .

باستثناء حالتين: أ- (-1) في فوق الأكاسيد.

مثل فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2، فوق أكسيد الصوديوم Na_2O_2 .

ب- (+2) إذا اتحد الأكسجين مع الفلور في المركب OF_2 ، ويكون عدد تأكسده موجباً لأن الفلور أعلى الذرات كهرسلبية في الجدول الدوري لذا فهو دائماً سالب الشحنة .

القاعدة (8): عدد تأكسد الهيدروجين في مركباته غالباً (+1).

باستثناء هيدريدات الفلزات فهو (-1).

أمثلة:هيدريد الصوديوم NaH .

القاعدة (9):مجموع أعداد التأكسد للذرات في المركب المتعادل يساوي صفراً.

مثال: مجموع أعداد تأكسد النتروجين والهيدروجين والأكسجين في المركب HNO_3 يساوي صفراً.

القاعدة (10):مجموع أعداد التأكسد للأيون عديد الذرات يساوي شحنة الأيون مقداراً وإشارةً.

مثال: مجموع أعداد تأكسد الكروم والأكسجين في الأيون CrO_4^{2-} يساوي (-2).

حساب أعداد التأكسد لعدد من العناصر

ما عدد تأكسد المنغنيز Mn في كل من:

١) MnO_2 ٢) MnO_4^-

الحل

١) MnO_2

اعتمادًا على القواعد السابقة يكون عدد تأكسد الأكسجين = −٢

وبما أن المركب متعادل؛ فإن مجموع عددي التأكسد لذرتي الأكسجين وذرة المنغنيز يساوي صفرًا. لذا يمكن حساب عدد تأكسد المنغنيز على النحو الآتي:

مجموع أعداد التأكسد في المركب = (عدد ذرات الأكسجين×عدد تأكسده) + (عدد ذرات المنغنيز×عدد تأكسده)

$(س \times ١) + (-٢ \times ٢) = ٠$

$س - ٤ = ٠$

$س = +٤$

∴ عدد تأكسد Mn يساوي +٤

٢) MnO_4^-

لاحظ أن مجموع أعداد التأكسد لجميع الذرات في الأيون MnO_4^- = −١

مجموع أعداد التأكسد في الأيون MnO_4^- = (عدد ذرات الأكسجين × عدد تأكسده) + (عدد ذرات المنغنيز×عدد تأكسده)

$(س \times ١) + (-٢ \times ٤) = -١$

$س - ٨ = -١$

$س = -١ + ٨ = +٧$

∴ عدد تأكسد Mn يساوي +٧

مثال: احسب عدد تأكسد الكبريت في حمض الكبريتيك H_2SO_4 .

(عدد تأكسد S × عدد ذراته) + (عدد تأكسد O × عدد ذراته) + (عدد تأكسد H × عدد ذراته) = صفر

(س) + (4×2-) + (2×1+) = صفر

عدد تأكسد الكبريت = +6

مثال: احسب عدد تأكسد الكبريت في الأيون: $S_2O_3^{2-}$

(عدد تأكسد S × عدد ذراته) + (عدد تأكسد O × عدد ذراته) = 2-

(2 × س) + (3×2-) = 2-

(2 س) + (6-) = 2-

(2 س) = +4

عدد تأكسد الكبريت = +2

لاحظ أن عدد تأكسد الكبريت في المثالين 1 ، 2 عددان مختلفان.

مثال: احسب عدد تأكسد اليود I في الأيون: IO_4^-.

(عدد تأكسد I × عدد ذراته) + (عدد تأكسد O × عدد ذراته) = 1-

(1 × س) + (4 × 2-) = 1-

عدد تأكسد اليود = +7

مثال: احسب عدد تأكسد اليود I في الأيون: $IO_3H_6^{-2}$.

(عدد تأكسد I × عدد ذراته) + (عدد تأكسد O × عدد ذراته) + (عدد تأكسد H × عدد ذراته) = 2-

(س × 1) + (6 × 2-) + (3 × 1+) = 2-

(س) + (12-) + (3+) = 2-

(س) + (9-) = 2-

عدد تأكسد اليود = 7+

تعريفات التأكسد والاختزال

التعريف الأول:

التأكسد: فقد المادة للإلكترونات خلال التفاعل الكيميائي.

الاختزال: كسب المادة للإلكترونات خلال التفاعل الكيميائي.

مثال: حدد الذرة التي تأكسدت، وتلك التي اختزلت في التفاعل التالي:

$$NaCl_2 \rightarrow {}_2Na + Cl_2$$

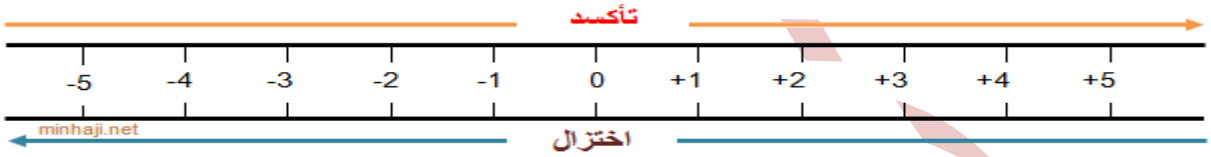
سؤال: حدد الذرة التي تأكسدت ، وتلك التي اختزلت في التفاعل التالي:

$$2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2$$

التعريف الثاني:

التأكسد: الزيادة في عدد التأكسد.

الاختزال: النقصان في عدد التأكسد.



الشكل (٢-٤): علاقة التأكسد والاختزال بعدد التأكسد

ادرس المعادلة الآتية: $Fe_2O_3 + 3CO \longrightarrow 2Fe + 3CO_2$

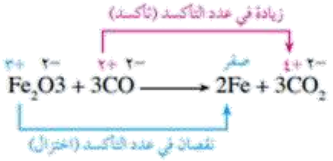
ثم بيّن الذرات التي تأكسدت والذرات التي اختُزِلت باستخدام التغير في أعداد التأكسد.

الحل

في البداية نحدد عدد تأكسد كل ذرة في المواد المتفاعلة والناتجة:

$\overset{3+\ 2-}{Fe_2O_3} + \overset{2+\ 2-}{3CO} \longrightarrow \overset{\text{صفر}}{2Fe} + \overset{4+\ 2-}{3CO_2}$

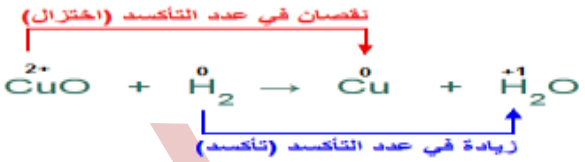
ثم نحدد التغير في عدد التأكسد لتحديد أي الذرات قد تأكسدت، وأيها قد اختُزِلت.



لاحظ أن عدد تأكسد الحديد قد تغير من +٣ إلى صفر؛ أي نقص بمقدار ٣، وهذا يعني أنـه اختُـزِل، في حيـن تغير عدد تأكسد الكربون من +٢ إلـى +٤؛ أي ازداد بمقدار ٢؛ مما يدل على أنه قد تأكسد.

مثال: حدد الذرة التي تأكسدت، وتلك التي اختزلت في التفاعل التالي:

$$O_2Cu + H \rightarrow {}_2CuO + H$$

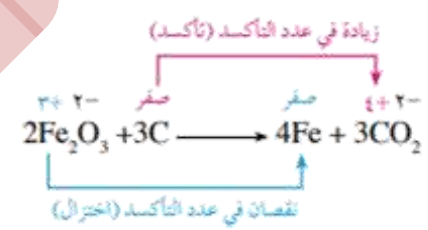


العوامل المؤكسدة والعوامل المختزلة

العامل المؤكسد: المادة التي تختزل وتسبب تأكسداً لمادة أخرى.

العامل المختزل: المادة التي تتأكسد وتسبب اختزالاً لمادة أخرى.

ويمكن توضيح ذلك من خلال المعادلة التالية:



العامل المؤكسد: Fe لأنه تعرض للاختزال.

العامل المختزل: C لأنه تعرض للتأكسد.

حدّد العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل الآتي:

$$2Al + 3CuCl_2 \longrightarrow 3Cu + 2AlCl_3$$

الحل

في البداية نحدد أعداد التأكسد للذرات في المواد المتفاعلة والناتجة.

$$\overset{\text{صفر}}{2Al} + \overset{+2\ -1}{3CuCl_2} \longrightarrow \overset{\text{صفر}}{3Cu} + \overset{+3\ -1}{2AlCl_3}$$

لاحظ أن عدد تأكسد الألمنيوم Al زاد بمقدار ٣؛ أي أنه تأكسد؛ لذا يعد Al عاملًا مختزلًا، بينما نَقَص عدد تأكسد النحاس بمقدار ٢، أي أنه اختُزِل؛ لذا يعد $CuCl_2$ عاملًا مؤكسدًا.

زيادة في عدد التأكسد / تأكسد/عامل مختزل

$$\overset{\text{صفر}}{2Al} + \overset{+2\ -1}{3CuCl_2} \longrightarrow \overset{+3\ -1}{2AlCl_3} + \overset{\text{صفر}}{3Cu}$$

نقصان في عدد التأكسد /اختزال/عامل مؤكسد

ورغم أن التأكسد أوالاختزال قد يحدث لذرة واحدة في المركب أو الأيون متعدد الذرات، إلا أن كامل المركب أو الأيون متعدد الذرات يُعد العامل المؤكسد، أو العامل المختزل. ففي المثال السابق اختُزِلت ذرات النحاس ولم يحدث تغيّر على ذرات الكلور ومع ذلك تم اعتبار المركب $CuCl_2$ كاملًا العامل المؤكسد.

تفاعلات التأكسد والاختزال الذاتي

تفاعل التأكسد والاختزال الذاتي: تفاعل تسلك فيه المادة كعامل مؤكسد ومختزل في التفاعل نفسه.

مثال: يحدث تفاعل التأكسد والاختزال الذاتي التالي عند إمرار الكلور في محلول قاعدي:

زيادة (تأكسد)

نقصان (اختزال)

$$\underset{\text{صفر}}{Cl_2} + 2OH \longrightarrow \underset{-1}{Cl^-} + \underset{+1}{ClO^-} + H_2O$$

في التفاعل السابق يعتبر Cl_2 عاملاً مؤكسداً ومختزلاً لأنه تعرض للتأكسد وللاختزال في التفاعل نفسه، لذا يسمى هذا التفاعل تفاعل تأكسد واختزال ذاتي.

المعادلة الكيميائية الموزونة

لكي تكون المعادلة الكيميائية موزونة يجب أن تحقق الشرطين التاليين:

- **قانون حفظ المادة:** يجب أن يكون عدد ذرات المواد المتفاعلة والناتجة متماثلاً.
- **قانون حفظ الشحنة الكهربائية:** يجب أن يكون مجموع الشحنات الكهربائية الظاهرة على المواد المتفاعلة مساوياً لمجموع الشحنات الكهربائية الظاهرة على المواد الناتجة.

وعليه يمكن تعريف المعادلة الكيميائية الموزونة على النحو التالي:

المعادلة الكيميائية الموزونة: هي المعادلة التي تحقق قانوني حفظ المادة وحفظ الشحنة الكهربائية.

سؤال: المعادلة التالية غير موزونة. لماذا؟

$$Ag + {}^{+2}Zn \rightarrow {}^{+}Zn + Ag$$

الحل: لأنها لم تحقق قانون حفظ الشحنة.

طرق موازنة معادلات التأكسد والاختزال

هنالك عدة طرق لموازنة تفاعلات التأكسد والاختزال، منها:

1. طريقة المحاولة والخطأ.

طريقة نصف التفاعل (أيون – إلكترون). **موازنة التفاعلات بطريقة المحاولة والخطأ**

تستخدم طريقة المحاولة والخطأ لموازنة تفاعلات التأكسد والاختزال البسيطة.

مثال: وازن معادلة التفاعل التالي بطريقة المحاولة والخطأ:

$$Na + Cl_2 \rightarrow NaCl$$

الحل:بمجرد النظر نلاحظ أنه يلزم ضرب كل من NaCl , Na في (2) لتصبح المعادلة موزونة.

$$NaCl2 \rightarrow {}_2Na + Cl2$$

الموازنة بطريقة نصف التفاعل (أيون - إلكترون)

أ) التفاعلات التي لا تحتوي على أكسجين

توزن معادلة التأكسد والاختزال التي لا تحتوي على أكسجين بالخطوات التالية:

1- اكتب نصفي تفاعل التأكسد والاختزال بصورة مستقلة.

2- قم بإجراء الخطوتين التاليتين على كل نصف:

أ- وازن ذرات العناصر كما فعلت في طريقة المحاولة والخطأ.

ب- وازن الشحنات بإضافة إلكترونات (أضف إلى الطرف الأعلى).

3- ساوي عدد إلكترونات نصف تفاعل التأكسد بعدد إلكترونات نصف تفاعل الاختزال بالضرب التبادلي إن لزم الأمر.

4- اجمع نصفي التفاعلين المتساويين في عدد الإلكترونات (اختصر الإلكترونات من الطرفين).

5- تحقق من صحة الموازنة بوساطة قانوني حفظ الشحنة الكهربائية وحفظ المادة.

وازن معادلة التفاعل الآتية: $Al + Cu^{2+} \longrightarrow Al^{3+} + Cu$

الحل

١) في البداية نقسم التفاعل إلى نصفين؛ اعتمادًا على المواد المتفاعلة والناتجة:

$Al \longrightarrow Al^{3+}$

$Cu^{2+} \longrightarrow Cu$

٢) نوازن ذرات العناصر والشحنة الكهربائية: لاحظ أن عدد تأكسد الألمنيوم زاد بمقدار ٣ نتيجة فقدِه ثلاثة إلكترونات – أي تأكسد – لذا نضع ثلاثة إلكترونات مع المواد الناتجة على النحو الآتي:

(نصف تفاعل التأكسد) $Al \longrightarrow Al^{3+} + 3e^-$

أما عدد تأكسد النحاس فقد نقص بمقدار ٢ نتيجة اكتسابه لإلكترونين– أي اختزل – لذا نضع إلكترونين مع المواد المتفاعلة كالآتي:

(نصف تفاعل الاختزال) $Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$

٣) نساوي عدد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة: لاحظ أن عدد الإلكترونات المفقودة في نصف تفاعل التأكسد = ٣، بينما عدد الإلكترونات المكتسبة في نصف تفاعل الاختزال =٢. وكي تكون المعادلة الكيميائية موزونة، فلا بد من مساواة عدد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة. لذا نضرب المعادلة الأولى بـ ٢ والثانية بـ٣

$2(Al \longrightarrow Al^{3+} + 3e^-)$

$3(Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu)$

٤) نجمع نصفي التفاعل للحصول على معادلة التفاعل الموزونة:

$2Al \longrightarrow 2Al^{3+} + 6e^-$

$3Cu^{2+} + 6e^- \longrightarrow 3Cu$

$2Al + 3Cu^{2+} \longrightarrow 2Al^{3+} + 3Cu$

مثال :وازن المعادلة التالية بطريقة نصف التفاعل:

$$Ag + {}^{+3}Al \rightarrow {}^{+}Al + Ag$$

نصف تفاعل التأكسد

$Al \; ? \; Al^{3+}$

موازنة الذرات (موزونة)

$Al \; ? \; Al^{3+}$

موازنة الشحنات

صفر ٣+

يضاف (٣) إلكترونات لليمين (الأعلى)

$Al \; ? \; Al^{3+} + 3e^-$

نصف تفاعل الاختزال

$Ag^+ \; ? \; Ag$

موازنة الذرات (موزونة)

$Ag^+ \; ? \; Ag$

موازنة الشحنات

١+ صفر

يضاف إلكترون لليسار (الأعلى)

$Ag^+ + e^- \; ? \; Ag$

يضرب نصف تفاعل التأكسد في (١) ، ونصف تفاعل الاختزال في (٣) ، وجمع النصفين :

$$Al \; ? \; Al^{3+} + 3e^-$$
$$3Ag^+ + 3e^- \; ? \; 3Ag$$

$$Al + 3Ag^+ \; ? \; Al^{3+} + 3Ag$$

التحقق من صحة الموازنة

١(صفر) + ٣(+١) ؟ ٣(+٣) + ١(صفر)

٣+ = ٣+

إذاً : المعادلة موزونة لأنها حققت قانوني حفظ المادة وحفظ الشحنه الكهربائية .

موازنة المعادلات في وسط حمضي

الخطوة الأولى: نفصل المعادلة الكلية إلى نصفين يدل أحدهما على التأكسد والآخر على الاختزال.

الخطوة الثانية: نوازن ذرات العناصر ما عدا الأكسجين والهيدروجين.

الخطوة الثالثة: نوازن ذرات الأكسجين بإضافة عدد من جزيئات الماء إلى الطرف الذي ينقصه الأكسجين.

الخطوة الرابعة: نوازن ذرات الهيدروجين بإضافة عدد من أيونات (H^+) إلى الطرف الذي ينقصه الهيدروجين.

الخطوة الخامسة: نوازن الشحنات الكهربائية بإضافة عددٍ من الإلكترونات لأحد طرفي المعادلة بحيث تتساوى الشحنات الكهربائية في طرفيها.

الخطوة السادسة: نضرب إحدى نصفي التفاعل أو كلتيهما بأبسط أرقام صحيحة لمساواة عدد الإلكترونات المفقودة بعدد الإلكترونات المكتسبة.

الخطوة السابعة: نجمع نصفي التفاعل جمعاً جبرياً وذلك بحذف الإلكترونات والمكونات الأخرى المتماثلة من الطرفين.

الخطوة الثامنة: نتحقق من صحة الموازنة بموازنة الذرات والشحنات.

مثال: وازن المعادلة التالية بطريقة نصف التفاعل، والتي تتم في وسط حمضي:

$$Cr_2O_7^{2-} + CN^- \rightarrow CNO^- + Fe^{3+}$$

الخطوة الأولى: نفصل المعادلة الكلية إلى نصفين يدل أحدهما على التأكسد والآخر على الاختزال.

$$CN^- \rightarrow CNO^-$$
$$Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Cr^{3+}$$

الخطوة الثانية: نوازن ذرات العناصر ما عدا الأكسجين والهيدروجين.

$$CN^- \rightarrow CNO^-$$
$$Cr_2O_7^{2-} \rightarrow 2Cr^{3+}$$

الخطوة الثالثة: نوازن ذرات الأكسجين بإضافة عدد من جزيئات الماء إلى الطرف الذي ينقصه الأكسجين.

$$CN^- + H_2O \rightarrow CNO^-$$
$$Cr_2O_7^{2-} \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$$

الخطوة الرابعة: نوازن ذرات الهيدروجين بإضافة عدد من أيونات (H^+) إلى الطرف الذي ينقصه الهيدروجين.

$$CN^- + H_2O \rightarrow CNO^- + 2H^+$$
$$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$$

الخطوة الخامسة: نوازن الشحنات الكهربائية بإضافة عددٍ من الإلكترونات لأحد طرفي المعادلة بحيث تتساوى الشحنات الكهربائية في طرفيها.

$$CN^- + H_2O \rightarrow CNO^- + 2H^+ + 2e^-$$
$$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$$

الخطوة السادسة: نضرب المعادلة النصفية الأولى في (3)، والمعادلة النصفية الثانية في (1) وذلك لمساواة عدد الإلكترونات في النصفين.

$$CN^- + H_2O \rightarrow CNO^- + 2H^+ + 2e^-$$
$$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$$

فتصبح المعادلتين على النحو التالي:

$$3CN^- + 3H_2O \rightarrow 3CNO^- + 6H^+ + 6e^-$$
$$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$$

الخطوة السابعة:نجمع نصفي التفاعل جمعاً جبرياً وذلك بحذف الإلكترونات والمكونات الأخرى المتماثلة من الطرفين.

$$\begin{array}{l} 3CN^- + 3H_2O \rightarrow 3CNO^- + 6H^+ + 6e^- \\ Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O \\ \hline Cr_2O_7^{2-} + 8H^+ + 3CN^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 4H_2O + 3CNO^- \end{array}$$

الخطوة الثامنة: تحقق من صحة الموازنة بموازنة الذرات والشحنات.

$$\underset{2-}{Cr_2O_7^{2-}} + \underset{8+}{8H^+} + \underset{3-}{3CN^-} \rightarrow \underset{6+}{2Cr^{3+}} + \underset{0}{4H_2O} + \underset{3-}{3CNO^-}$$
$$\underset{3+}{} \qquad \rightarrow \qquad \underset{3+}{}$$

موازنة التفاعلات في الوسط القاعدي

خطوات موازنة تفاعلات التأكسد والاختزال بطريقة نصف التفاعل والتي تتم في الوسط القاعدي:

الخطوة الأولى: نوازن المعادلة كما لو كانت في وسط حمضي.

الخطوة الثانية: نضيف أيونات OH^- إلى طرفي المعادلة بعدد أيونات H^+.

الخطوة الثالثة: نجمع أيوني OH^- و H^+ على شكل جزيئات ماء.

الخطوة الرابعة: نحذف جزيئات الماء الزائدة من طرفي المعادلة، ونجمع إذا كانت في الجهة نفسها.

الخطوة الخامسة: نتحقق من صحة الموازنة بموازنة الذرات والشحنات الكهربائية.

مثال: وازن المعادلة التالية بطريقة نصف التفاعل علماً بأن التفاعل يتم في وسط قاعدي:

$$MnO_4^- + Fe^{2+} \rightarrow MnO_2 + Fe^{3+}$$

الخطوة الأولى: نوازن المعادلة كما لو كانت في وسط حمضي:

$$MnO_4^- + 3Fe^{2+} + 4H^+ \rightarrow MnO_2 + 3Fe^{3+} + 2H_2O$$

الخطوة الثانية: نضيف $4OH^-$ إلى طرفي المعادلة:

$$MnO_4^- + 3Fe^{2+} + 4H^+ + 4OH^- \rightarrow MnO_2 + 3Fe^{3+} + 2H_2O + 4OH^-$$

الخطوة الثالثة: نجمع أيوني OH^- , H^+ لتكوين الماء:

$$MnO_4^- + 3Fe^{2+} + 4H_2O \rightarrow MnO_2 + 3Fe^{3+} + 2H_2O + 4OH^-$$

الخطوة الرابعة: نحذف الماء الزائد من طرفي المعادلة:

$$MnO_4^- + 3Fe^{2+} + 2H_2O \rightarrow MnO_2 + 3Fe^{3+} + 4OH^-$$

الخطوة الخامسة: نتأكد أن مجموع الشحنات على طرفي المعادلة = +5

الخلايا الكهركيميائية

تعلم أن تعريف التيار الكهربائي هو:

التيار الكهربائي: سيل من الإلكترونات ينتقل عبر موصل.

ما علاقة التيار الكهربائي بتفاعلات التأكسد والاختزال؟

- عندما تتأكسد المادة فإنها تفقد إلكترونات.
- عندما تُخَزَل المادة فإنها تكتسب إلكترونات.

لذا عندما يحدث تفاعل التأكسد والاختزال فإن المادة التي تتأكسد تفقد إلكترونات (كهرباء) إلى المادة التي تُختَزَل.

تُجرى تفاعلات التأكسد والاختزال في أوعية تُسمى الخلايا الكهركيميائية.

الخلية الكهركيميائية: جهاز يحدث فيه تفاعل تأكسد واختزال تلقائي تتحول فيه الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية، أو تفاعل تأكسد واختزال غير تلقائي تتحول فيه الطاقة الكهربائية إلى طاقة كيميائية.

أنواع الخلايا الكهركيميائية

تُقسم الخلايا الكهركيميائية إلى نوعين، هما:

1. خلية غلفانية: يحدث فيها تفاعل تأكسد واختزال منتج للطاقة.
2. خلية تحليل كهربائي: يحدث فيها تفاعل تأكسد واختزال يحتاج للطاقة.

الجدول التالي يمثل الفروقات بين هذين النوعين:

	الخلية الغلفانية	خلية التحليل الكهربائي
1	تتولد طاقة كهربائية نتيجة حدوث تفاعل تأكسد واختزال	يحدث تفاعل تأكسد واختزال بتأثير الطاقة الكهربائية
2	تتحول الطاقة الكيميائية إلى كهربائية	تتحول الطاقة الكهربائية إلى كيميائية
3	تفاعل التأكسد والاختزال يحدث تلقائياً	تفاعل التأكسد والاختزال لا يحدث تلقائياً
4	المصعد يحدث عليه التأكسد وإشارته سالبة المهبط يحدث عليه الاختزال وإشارته موجبة	المصعد يحدث عليه التأكسد وإشارته موجبه المهبط يحدث عليه الاختزال وإشارته سالبة

الخلايا الغلفانية

الخلايا الغلفانية: جهاز يحتوي على مادة كهرلية وقطبين، يحدث فيها تفاعل كيميائي (تلقائي) تتحول فيه الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية.

صفات الخلية الغلفانية:

1. يحدث فيها تفاعل تأكسد واختزال تلقائي.
2. تنتج طاقة كهربائية.
3. تحولات الطاقة فيها من طاقة كيميائية إلى طاقة كهربائية.
4. تحتوي على قطبين، أحدهما يسمى مصعداً (-)، ويحدث عنده تفاعل التأكسد، والآخر يسمى مهبطاً (+) ويحدث عنده تفاعل الاختزال.

خلية غلفانية في وعاءٍ واحد

يمكن تكوين خلية غلفانية في وعاء واحد يحدث فيه تفاعل التأكسد والاختزال، وتنقل فيها الإلكترونات مباشرةً داخل داخل الوعاء.

مثال: عند وضع صفيحة من الخارصين Zn في محلول كبريتات النحاس $ZnSO4$.

تتأكسد ذرات الخارصين وتفقد إلكترونين وتتحول إلى أيونات Zn^{2+} تذوب في المحلول.

$$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e$$

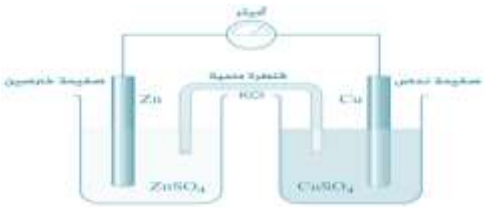
تكتسب أيونات النحاس Cu^{2+} الإلكترونين (تختزل) وتتحول إلى ذرات تترسب على صفيحة الخارصين.

$$Cu^{2+} + 2e \rightarrow Cu$$

خلية غلفانية في وعائين

ويحدث في هذا النوع من الخلايا الغلفانية تفاعل تأكسد واختزال، وتنقل فيها الإلكترونات عبر سلك موصل.

مثال: الخلية الغلفانية المكونة من قطب خارصين وقطب نحاس.



مبدأ عمل الخلية

بما أن الخارصين أكثر نشطاً من النحاس حسب سلسلة النشاط الكيميائي، لذا فعلى قطب الخارصين ستحدث عملية التأكسد، لذا فهو يمثل المصعد في هذه الخلية، وشحنة القطب (-)، وسيحدث الاختزال عند قطب النحاس، ويمثل قطب النحاس المهبط وشحنة القطب (+).

يحدث تأكسد عند قطب الخارصين ويفقد إلكترونين، ويتحول إلى أيونات Zn^{2+} تذوب في المحلول.

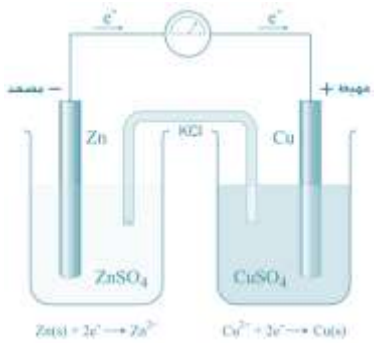
$$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e$$

تتحرك الإلكترونات من قطب الخارصين، عبر الأسلاك والأميتر باتجاه قطب النحاس.

تكتسب أيونات النحاس Cu^{2+} الموجودة في المحلول وتتحول إلى ذرات تترسب على قطب النحاس.

$$Cu^{2+} + 2e \rightarrow Cu$$

وحتى تكتمل الدارة الكهربائية تتحرك السالبة من الوعاء الذي تحدث فيه عملية الاختزال إلى الوعاء الذي تحدث فيه عملية التأكسد، وتتحرك الأيونات الموجبة من من الوعاء الذي تحدث فيه عملية التأكسد إلى الوعاء الذي تحدث عنده عملية الاختزال.



سؤال: خلية غلفانية قطباها من النحاس Cu والنيكل Ni ، وتحتوي على محلولي كبريتات النحاس $CuSO_4$ وكبريتات النيكل $NiSO_4$ بتركيز 1 مول/لتر. فإذا علمت أن النيكل أكثر نشاطاً من النحاس. فأجب عن الأسئلة

الآتية:

1. أي القطبين يمثل المصعد، وأيهما يمثل المهبط؟
2. ما التفاعل الذي يحدث على قطب النحاس؟ اكتب معادلة التفاعل.
3. ما التفاعل الذي يحدث على قطب النيكل؟ اكتب معادلة التفاعل.
4. اكتب معادلة التفاعل الكلي الذي يحدث في هذه الخلية.
5. حدد اتجاه حركة الإلكترونات عبر السلك بين القطبين.

الحل:

1. المصعد هو قطب النيكل، والمهبط هو قطب النحاس.
2. يحدث على قطب النيكل تفاعل تأكسد:

$$Ni \rightarrow Ni^{2+} + 2e$$

3. وفي محلول النحاس يحدث تفاعل اختزال:

$$Cu \rightarrow e2 + {}^{+2}Cu$$

4. التفاعل الكلي:

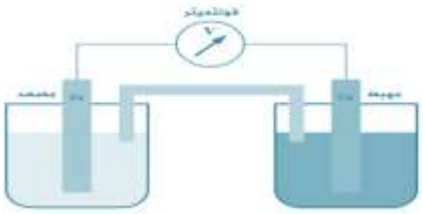
$$Cu + {}^{+2}Ni \rightarrow {}^{+2}Ni + Cu$$

5. تتجه الإلكترونات من قطب النيكل إلى قطب النحاس.

فرق الجهد الكهربائي في الخلية الغلفانية

عند ربط الخلايا الغلفانية بفولتميتر يسجل الفولتمتر قراءة تمثل فرق الجهد بين الفلزين المستخدمين كأقطاب، ويتكون فرق الجهد نتيجة تولد تيار كهربائي في الخلية.

كما يتجه مؤشر الفولتميتر نحو قطب المهبط.



يزداد فرق الجهد الذي يسجله الفولتميتر بزيادة المسافة بين الفلزين في سلسلة النشاط.

سؤال: الجدول التالي يمثل ثلاث خلايا غلفانية، أكمل الجدول، ثم حدد أي الخلايا تعطي أكبر فرق جهد بناءً على ترتيب الفلزات في سلسلة النشاط:

الأقطاب المستخدمة	اتجاه حركة المؤشر	المصعد	المهبط
Zn / Cu	نحو قطب النحاس	Zn	Cu
Pb / Cu	نحو قطب النحاس	Pb	Cu
Fe / Cu	نحو قطب النحاس	Fe	Cu

والخلية التي تعطي أكبر فرق جهد هي خلية (Zn / Cu)، لأن الفرق في موقعهما في سلسلة النشاط هو الأكبر.

البطارية الجافة

سنة اختراعها: عام 1866م.

أشهر أنواعها: بطارية غرافيت – خارصين.

فرق الجهد الذي تعطيه البطارية: 1.5 فولت.

أجزاء البطارية الجافة:

أ- مهبط (+) : يتكون من قضيب من الغرافيت (كربون) محاط بخليط من مسحوق الغرافيت وثاني أكسيد المنغنيز MnO_2 .

ب- مصعد (-) : وعاء اسطواني من فلز الخارصين.

ج- مادة كهرلية : وتتكون من عجينة من كلوريد الأمونيوم NH_4Cl وكلوريد الخارصين $ZnCl_2$.

د- طبقة عازلة تغلف اسطوانة الخارصين من الداخل والخارج.

التفاعلات التي تحدث في البطارية الجافة:

التفاعل عند المصعد:

$$e2 + {}^{+2}Zn \rightarrow Zn$$

التفاعل عند المهبط:

$$_3O + 2NH_2H + {}_3O_2e \rightarrow Mn2 + {}_2MnO2 + {}^{+}{}_4NH2$$

عيوب بطارية (خارصين – غرافيت) الجافة:

- يتناقص فرق جهدها مع الوقت.
- عمرها قصير.
- لا يمكن إعادة شحنها.
- تتلف بسرعة في الجو البارد.

بطارية السيارة (المركم الرصاصي)

فرق الجهد الذي تعطيه بطارية السيارة : 12 فولت.

أجزاء المركم الرصاصي:

أ- مهبط (+) : أكسيد الرصاص $_2PbO$.

ب- مصعد (-) : رصاص Pb .

ج- المحلول الكهرلي : حمض الكبريتيك $_4SO_2H$.

مميزات المركم الرصاصي:

- تتألف من 6 خلايا.
- يمكن إعادة شحنها عدة مرات.
- عمرها أطول من البطارية الجافة.

التفاعل الكلي في المركم الرصاصي:

$$O_2H2 + {}_4PbSO2 \rightarrow {}^{+}H2 + {}_4SO_2H2 + {}_2Pb + PbO$$

الطلاء الكهربائي

الطلاء الكهربائي: ترسيب طبقة رقيقة من ذرات فلز يُراد الطلاء به على سطح فلزٍ آخر لحمايته من المؤثرات الخارجية وإعطائه مظهراً جمالياً، باستخدام عملية التحليل الكهربائي.

الهدف من الطلاء الكهربائي:

1. حماية الفلزات من التآكل ومن المؤثرات الخارجية.
2. إكساب الفلز مظهراً جمالياً.

أمثلة على الطلاء الكهربائي:

- طلاء هياكل السيارات.
- طلاء الأدوات المنزلية.
- طلاء المفاتيح والمجوهرات التقليدية.

خطوات الطلاء الكهربائي:

1. يربط الفلز المراد طلاؤه بالقطب السالب لمصدر التيار (المهبط).
2. تربط قطعة من الفلز المراد الطلاء به بالقطب الموجب لمصدر التيار (المصعد).

3. يغمس القطبان بمحلولٍ ملحي لمادة الطلاء (من مادة المصعد).

خطوات طلاء ملعقة من الحديد بطبقة من الفضة:

1. تنظف الملعقة جيداً للتأكد من عدم وجود مادة دهنية عليها.
2. تربط الملعقة بسلك ويربط مع القطب السالب لبطارية (المهبط).
3. تربط قطعة من الفضة بسلك ويربط مع القطب الموجب لبطارية (المصعد).
4. تُغمر الملعقة وقطعة الفضة بمحلول نترات الفضة أو أي ملح ذائب يحتوي على أيونات الفضة.

مبدأ الطلاء الكهربائي:

1. تتجه أيونات الفضة في المحلول إلى القطب المعاكس لها في الشحنة وهو القطب السالب (المهبط) ويمثله الملعقة في هذه الخلية، وتتعرض للاختزال وتتحول إلى ذرات فضة تترسب على الملعقة.
2. تتعرض ذرات المصعد (قطعة الفضة) للتأكسد، وتتحول ذراتها إلى أيونات تنتقل إلى المحلول.

المعادلات التي تحدث على كلّ قطب:

$Ag^{+} + e^{-} \rightarrow Ag$ معادلة المصعد

$Ag^{+} + e^{-} \rightarrow Ag$ معادلة المهبط

سؤال: إذا أردت طلاء قطعةٍ من الحديد بطبقةٍ من الخارصين فأجب عن الأسئلة الآتية في ضوء دراستك لهذه العملية:

1. اقترح محلولاً ملحياً يمكن استخدامه في خلية الطلاء الكهربائي.
2. أيهما يشكل المصعد الحديد أم الخارصين؟

3. اكتب التفاعلات التي تحدث عند كل قطبٍ.

الإجابة:

1. محلول أحد أملاح الخارصين، مثل كبريتات الخارصين $ZnSO_4$
2. الخارصين هو المصعد.
3. التفاعلات:

معادلة المهبط $Zn^{2+} + 2e \rightarrow Zn$

معادلة المصعد $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e$

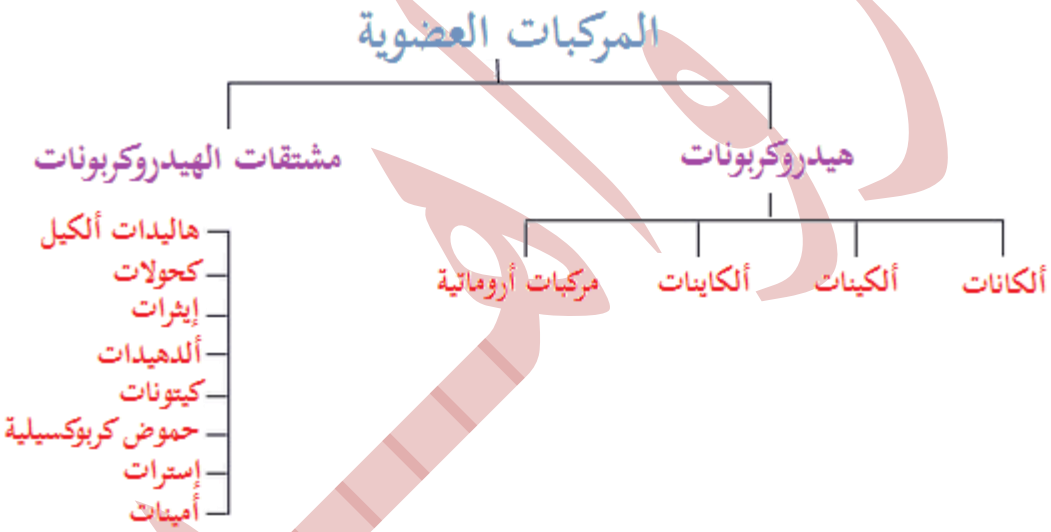
الفصل السادس عشر:الكيمياء العضوية

الكيمياء العضوية أحد أقسام علم الكيمياء، الذي يهتم بدراسة الأنواع المختلفة لمركبات الكربون.

اكتسبت المركبات العضوية اسمها، من الاعتقاد القديم، بأن هذه المركبات تتكون في أجسام الكائنات الحية فقط، أما في الوقت الحاضر فيتم إنتاجها صناعياً.

يدخل في التركيب المركبات العضوية إضافة لعنصر الكربون عنصر الهيدروجين (H) وأحياناً عناصر أخرى مثل الأكسجين (O) والنتروجين (N) والهالوجينات (X).

تقسم المركبات إلى صنفين رئيسين هما الهيدروكربونات ومشتقات الهيدروكربونات، المخطط التالي يبين هذين الصنفين والمركبات العضوية التي تنضوي تحتهما.



طبيعة الروابط في المركبات العضوية

عدد إلكترونات التكافؤ (إلكترونات المستوى الأخير) في ذرة الكربون (4)، وعليه يمكن للكربون أن يكون أربع روابط مشتركة مع غيره من العناصر الشائعة في المركبات العضوية، ويمكن أن تكون جميع هذه الروابط أحادية أو أن تكون إحداها ثنائية أو ثلاثية.

انظر إلى تراكيب لويس للعناصر التي تدخل في تركيب المركبات العضوية وعدد الروابط التي يكونها كل عنصر:

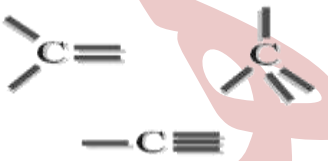
	·C·	·N·	:O·	:X:	
	–C–	–N–	–O–	:X:	

·H	
–H	

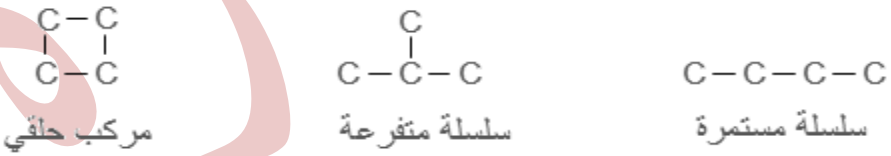
تعدد وتنوع المركبات العضوية

تعد المركبات العضوية بالملايين، ويعود ذلك لسببين:

1. قدرة ذرة الكربون الفريدة على الارتباط بنفسها بروابط مشتركه أحادية وثنائية وثلاثية، وكذلك الارتباط مع ذرات عناصر أخرى كالأكسجين والنتروجين والهالوجينات.



2. عدد الروابط التي يكونها الكربون (4) كبير نسبياً، مما يؤهل ذرة الكربون للارتباط بعدد كبير من الذرات وفي أكثر من اتجاه، لذلك يمكن أن تكون مركبات الكربون سلاسل مستمرة أو متفرعة أو مركبات حلقية.



الصيغ الجزيئية والصيغ البنائية

تكتب صيغ المركبات العضوية بطريقتين، تسمى الأولى الصيغة الجزيئية والأخرى الصيغة البنائية.

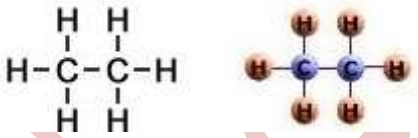
الصيغة الجزيئية: تعبير بالرموز يدل على نوع الذرات وعددها في جزيء المركب.

مثال:تشير الصيغة الجزيئية C_6H_2 إلى أن الجزيء يحتوي على ذرتي كربون و (6) ذرات هيدروجين.

أما الصيغة البنائية فتشير إلى ترتيب الذرات في الفراغ .

الصيغة البنائية: صيغة تمثل ترتيب الذرات في الفراغ وعلاقاتها داخل الجزيء، وتكتب عادة بشكل مختصر لا تتضح

مثال:تمثل الصيغة الجزيئية C_6H_2 بالصيغة البنائية التالية:



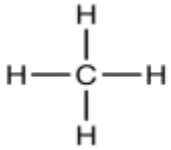
وتبين هذه الصيغة كيف تترتب ذرات الكربون والهيدروجين في الفراغ.

تمثيل الصيغ البنائية بالأبعاد الثلاثة

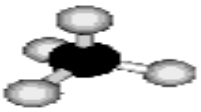
لإظهار شكل الجزيء بأبعاده الثلاثة تم الاتفاق على تمثيل الرابطة التي تقع في مستوى الصفحة بخط متصل والرابطة ال
خلف الصفحة بخط متقطع.

مثال: للميثان CH_4 شكل رباعي الأوجه منتظم والزاوية بين روابطه 109.5°.

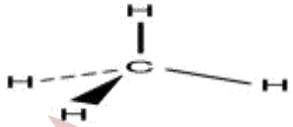
الصيغة البنائية للميثان تبدو كأنها مسطحه ولا تبين الشكل الفراغي بالأبعاد الثلاثة لجزيء الميثان.



ولكنك تعلم بأن للميثان شكل رباعي الأوجه منتظم وله أبعاد ثلاثة كما في الشكل التالي:



تبين هذه الصيغة تجسيماً للميثان.



تصنيف المركبات العضوية

هنالك أكثر من تصنيف للمركبات العضوية، ومنها:

1. التصنيف حسب نوع الروابط.
2. التصنيف حسب نوع العناصر الداخلة في تكوين المركب العضوي.

أولاً: التصنيف حسب نوع الروابط

تقسم المركبات العضوية حسب نوع الروابط المشتركة (التساهمية) إلى قسمين:

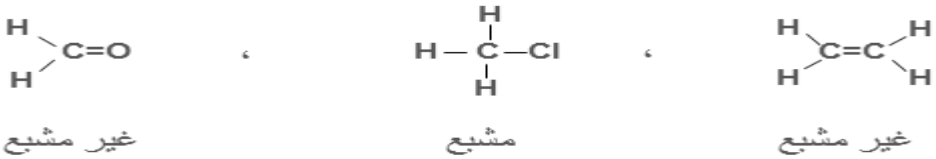
1- مركبات عضوية مشبعة:

وهي المركبات العضوية التي تكون جميع الروابط بين ذراتها مشتركة أحادية.

2- مركبات عضوية غير مشبعة:

وهي المركبات العضوية التي تحتوي على روابط ثنائية أو ثلاثية بين بعض ذراتها.

أمثلة:



ثانياً: التصنيف حسب نوع العناصر الداخلة في المركب العضوي

تقسم المركبات العضوية حسب نوع العناصر الداخلة في تركيبها إلى قسمين:

1- هيدروكربونات:

وهي المركبات العضوية التي تحتوي على كربون وهيدروجين فقط .

2- مشتقات الهيدروكربونات:

وهي المركبات العضوية التي تحتوي على كربون وهيدروجين وعناصر أخرى أهمها الأكسجين والنتروجين والهالوجي

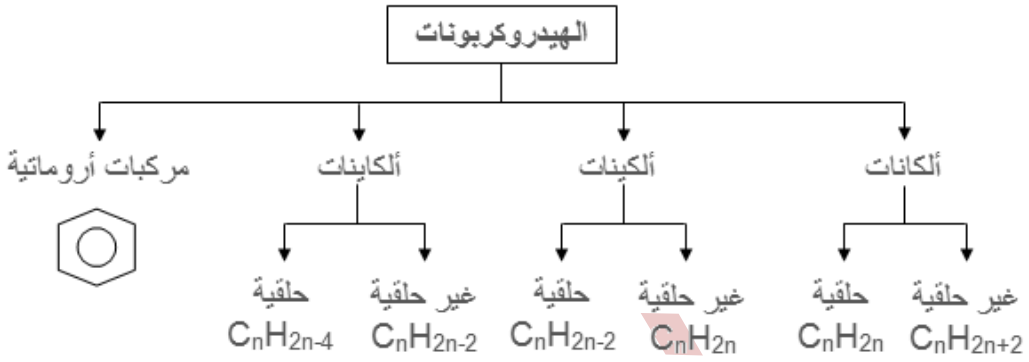
الهيدروكربونات

الهيدروكربونات هي أبسط المركبات العضوية، وتحتوي على عنصري **الكربون** **والهيدروجين** فقط.

تشمل الهيدروكربونات العائلات العضوية التالية:

1. الألكانات.
2. الألكينات.
3. الألكاينات.
4. المركبات الأروماتية.

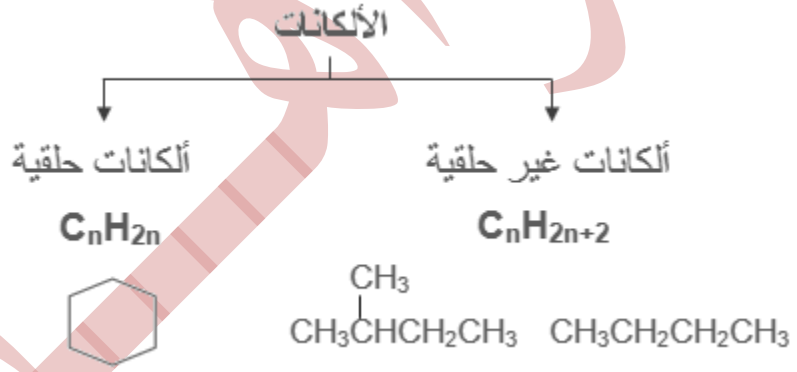
المخطط الآتي يبين هذا التصنيف، والصيغة الجزيئية العامة لكل منها:



الألكنات

وهي الهيدروكربونات المشبعة (تحتوي على كربون وهيدروجين فقط وجميع الروابط بين ذرات الكربون مشتركة أحادية).

وهي تقسم إلى قسمين:



أولاً: الألكانات غير الحلقية غير المتفرعة (العادية)

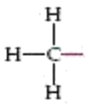
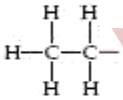
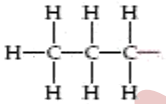
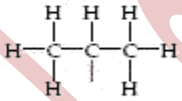
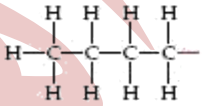
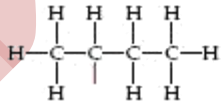
الاسم	الصيغة الجزيئية	الصيغة البنائية
ميثان	CH_4	CH_4
إيثان	C_2H_6	CH_3CH_3
بروبان	C_3H_8	$CH_3CH_2CH_3$
بيوتان	C_4H_{10}	$CH_3CH_2CH_2CH_3$
بنتان	C_5H_{12}	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3$
هكسان	C_6H_{14}	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$
هبتان	C_7H_{16}	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$
أوكتان	C_8H_{18}	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$
نونان	C_9H_{20}	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$
ديكان	$C_{10}H_{22}$	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$

الألكانات غير الحلقية المتفرعة

اعتمد الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية (الأيوباك) IUPAC طريقة لتسمية المركبات العضوية تعرف بالتسمية النظ
الدروس اللاحقة، ولكن علينا أولاً أن نتعرف على أسماء التفرعات (مجاميع الألكيل).

أسماء التفرعات (مجاميع الألكيل R-):

تحمل التفرعات المرتبطة بسلسلة الألكان الصيغة الجزيئية العامة C_nH_{n+12} (باستثناء الفينيل) وتعرف التفرعات أيضاً باس
الألكان.

إسم التفرع	الصيغة البنائية المفصلة والمختصرة	
ميثيل		CH_3-
إيثيل		CH_3CH_2-
بروبيل		$CH_3CH_2CH_2-$
أيزوبروبيل		CH_3CHCH_3 |
بيوتيل		$CH_3CH_2CH_2CH_2-$
أيزوبيوتيل		$CH_3CHCH_2CH_3$ |

minhaji.net

التسمية النظامية للألكانات المتفرعة

قواعد تسمية الألكانات المتفرعة:

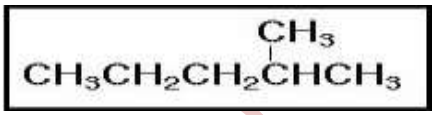
1. اختر أطول سلسلة كربونية متتابعة.
2. رقم السلسلة من الطرف الأقرب للتفرع.
3. سم التفرع مسبوقاً برقم ذرة الكربون المرتبطة به.
4. إذا احتوت السلسلة على أكثر من تفرع متشابه ، اكتب أرقام ذرات الكربون المرتبطة بالتفرعات ثم كلمة ثنا عددها ، ثم اسم التفرع.
5. إذا احتوت السلسلة على أكثر من تفرع مختلف ، سم كل تفرع مسبوقاً برقم ذرة الكربون المرتبطة به، ويفض

التفرعات هجائياً باللغة الإنجليزية. مثلاً يفضل تسمية مجموعة الايثيل (CH_2CH_3) قبل مجموعة المثيل (

6. سمّ السلسلة الكربونية الطويلة حسب عدد ذرات الكربون فيها كما تسمى الألكانات غير المتفرعة.

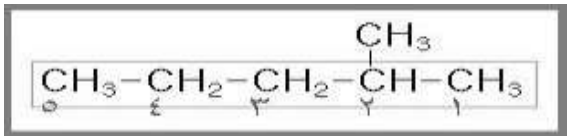
ملاحظة: يفصل الرقم عن الحرف الهجائي (-) ، والرقم عن الرقم (،) .

مثال (1): سمّ المركب العضوي التالي:

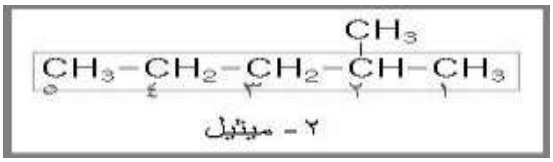


الخطوة الأولى: نختار أطول سلسلة كربونية متتابعة.

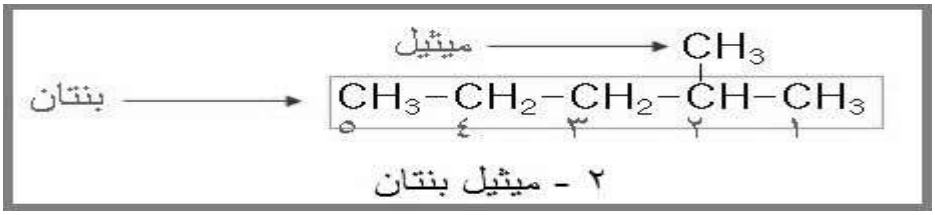
الخطوة الثانية: نرّقم السلسلة من الطرف الأقرب للتفرع.



الخطوة الثالثة: نسمّ التفرع مسبوقاً برقم ذرة الكربون المرتبطة به.

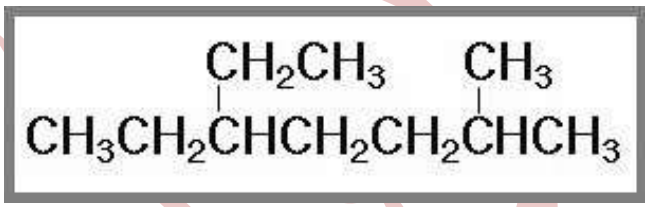


الخطوة الرابعة: نسمّ السلسلة الكربونية الطويلة حسب عدد ذرات الكربون فيها كما تسمى الألكانات غير المتفرعة.

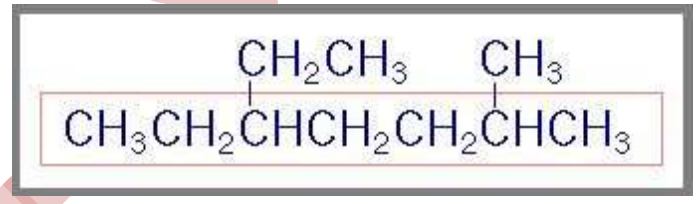


أمثلة على تسمية الألكانات المتفرعة

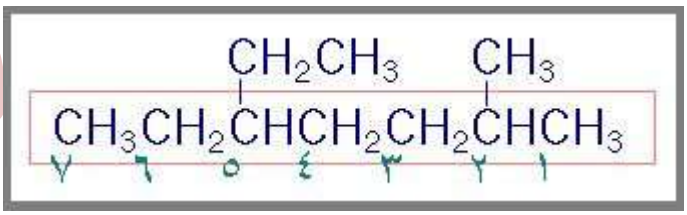
مثال (2):سمّ المركب العضوي التالي :



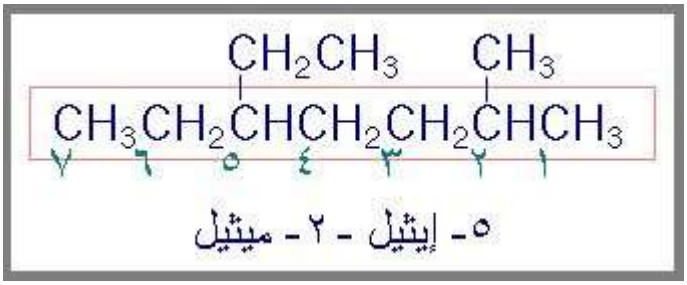
الخطوة الأولى : نختار أطول سلسلة كربونية متتابعة .



الخطوة الثانية : نرّقم السلسلة من الطرف الأقرب للتفرع .

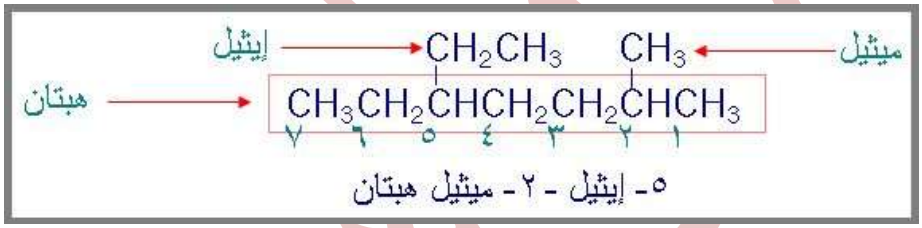


الخطوة الثالثة : نسمّ التفرعات مسبوقة برقم ذرة الكربون المرتبطة بها .



لاحظ أننا كتبنا اسم الإيثيل قبل الميثيل لأن الإيثيل يسبق الميثيل في الأبجدية الإنجليزية .

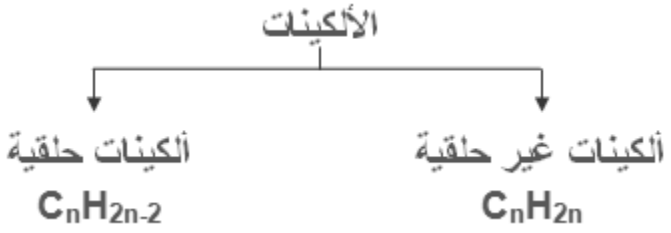
الخطوة الرابعة : نسمّ السلسلة الكربونية الطويلة حسب عدد ذرات الكربون فيها كما تسمى الألكانات غير المتفرعة .



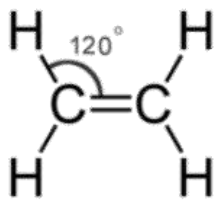
الألكينات

وهي هيدروكربونات غير مشبعة وتحتوي على رابطة مشتركة ثنائية بين ذرتي كربون.

وهي تقسم إلى قسمين، هما:



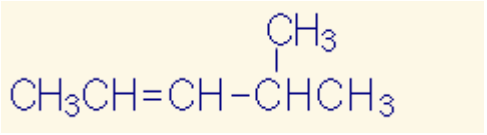
أبسط أنواع الألكينات جزيء الإيثين والذي يُعرف باسمه الشائع (الإيثيلين) ويحتوي على ذرتي كربون ويمتلك الصيغة الجزيئ
للمثلث المسطح، وتحصر الروابط فيما بينها زوايا مقدارها 120˚ ، أما صيغته البنائية المختصرة فهي: $CH_2=CH_2$



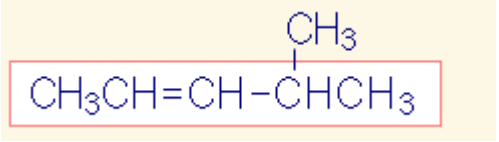
قواعد التسمية النظامية للألكينات غير الحلقية:

1. اختر أطول سلسلة كربونية متتابعة تحتوي على الرابطة الثنائية.
2. رقّم السلسلة من الطرف الأقرب للرابطة الثنائية.
3. سمّ التفرعات بأرقامها إن وجدت.
4. ضع موقع الرابطة الثنائية إن لزم الأمر (إذا زاد عدد ذرات كربون السلسلة عن 3).
5. سمّ السلسلة الكربونية الطويلة حسب عدد ذرات الكربون فيها على وزن الكين.

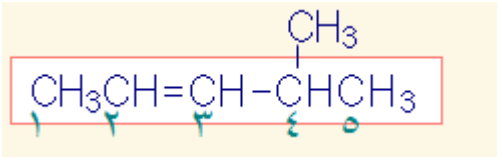
مثال (1): سمّ المركب العضوي التالي:



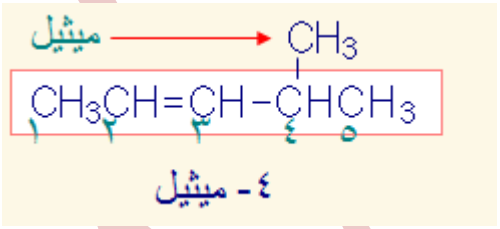
الخطوة الأولى: نختار أطول سلسلة كربونية متتابعة بشرط أن تضم الرابطة الثنائية.



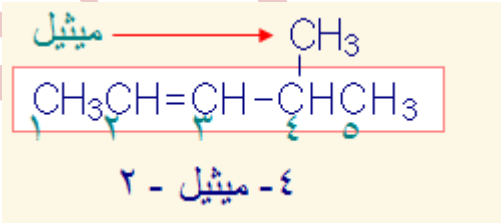
الخطوة الثانية: نرّقم السلسلة من الطرف الأقرب للرابطة الثنائية.



الخطوة الثالثة:نسمّ التفرع مسبوقاً برقم ذرة الكربون المرتبطة به.

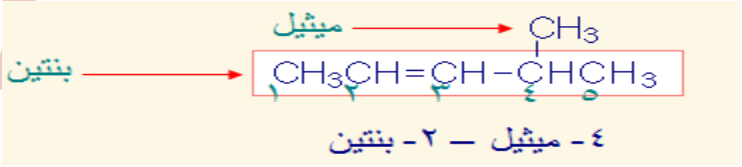


الخطوة الرابعة:نضع موقع الرابطة الثنائية.

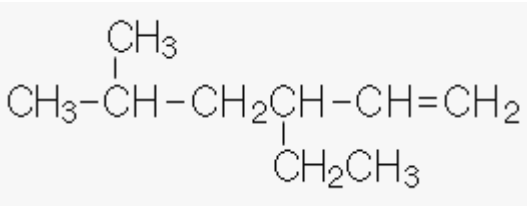


لاحظ أننا وضعنا الرقم (2) للدلالة على موقع الرابطة الثنائية فهي تقع بين ذرتي الكربون المرقمتين بالأرقام (2) و (3).

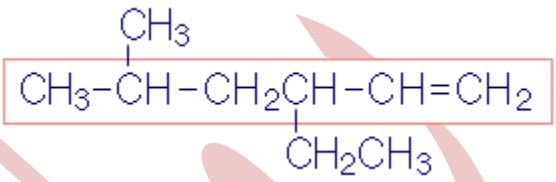
الخطوة الخامسة:نسمّ السلسلة الكربونية الطويلة حسب عدد ذرات الكربون فيها على وزن ألكين.



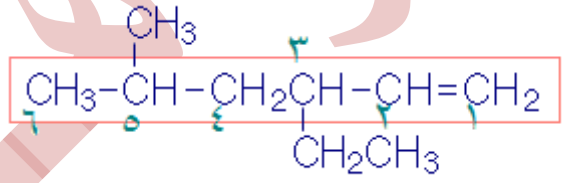
مثال (2):سمّ المركب العضوي التالي:



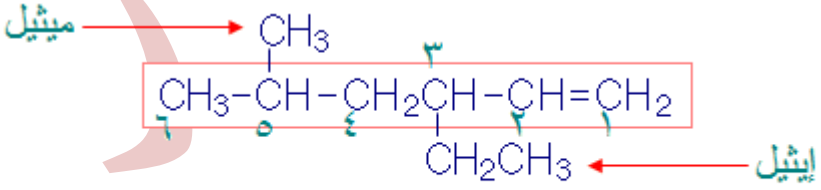
الخطوة الأولى: نختار أطول سلسلة كربونية متتابعة بشرط أن تضم الرابطة الثنائية.



الخطوة الثانية: نرّقم السلسلة من الطرف الأقرب للرابطة الثنائية.

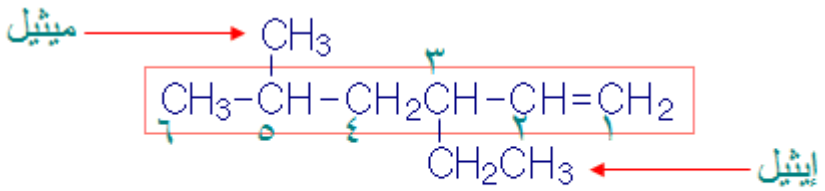


الخطوة الثالثة: نسمّ التفرع مسبوقاً برقم ذرة الكربون المرتبطة به.



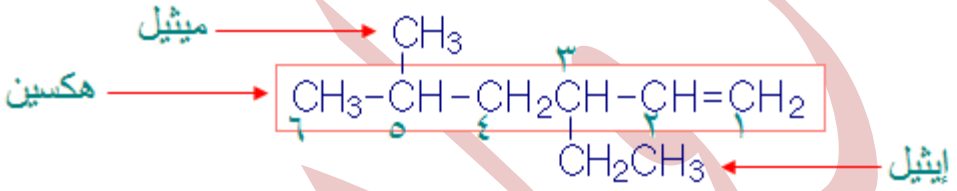
٣- إيثيل - ٥ - ميثيل

الخطوة الرابعة:نضع موقع الرابطة الثنائية.



٣- إيثيل - ٥ - ميثيل - ١

الخطوة الخامسة: نسمّ السلسلة الكربونية الطويلة حسب عدد ذرات الكربون فيها على وزن ألكين.



٣- إيثيل - ٥ - ميثيل - ١- هكسين

الألكاينات

وهي هيدروكربونات غير مشبعة وتحتوي على رابطة مشتركة ثلاثية بين ذرتي كربون.

وهي تقسم إلى قسمين:

أبسط أنواع الألكاينات جزيء الإيثاين والذي يعرف باسمه الشائع (الأسيتيلين) ويحتوي على ذرتي كربون ويمتلك الصيغة الجزيئية C_2H_2 ، وهو جزيء خطي وتبلغ قيمة الزاوية بين روابطه 180°.

أما صيغته البنائية المختصرة فهي: $CH{\equiv}CH$ ، وهو غاز يستخدم في ورش اللحام بالأكسجين، إذ يحترق خليطه مع الأكسجين ويعطي لهباً تصل درجة حرارته إلى 3000^5 س، ويستخدم في قطع الفلزات ولحامها.

يحضر الأسيتيلين من إضافة الماء إلى كربيد الكالسيوم ويتم التفاعل وفق المعادلة التالية:

قواعد التسمية النظامية للألكاينات:

1. اختر أطول سلسلة كربونية متتابعة تحتوي على الرابطة الثلاثية.
2. رقّم السلسلة من الطرف الأقرب للرابطة الثلاثية.
3. سمّ التفرعات بأرقامها إن وجدت.
4. ضع موقع الرابطة الثلاثية إن لزم الأمر (إذا زاد عدد ذرات كربون السلسلة عن 3).
5. سمّ السلسلة الكربونية الطويلة حسب عدد ذرات الكربون فيها على وزن ألكاين.

مثال (1): سمّ المركب العضوي التالي:

الخطوة الأولى:نختار أطول سلسلة كربونية متتابعة بشرط أن تضم الرابطة الثلاثية.

الخطوة الثانية:نرّقم السلسلة من الطرف الأقرب للرابطة الثلاثية.

الخطوة الثالثة:نسمّ التفرع مسبوقاً برقم ذرة الكربون المرتبطة به.

الخطوة الرابعة:نضع موقع الرابطة الثلاثية.

لاحظ أننا وضعنا الرقم (1) للدلالة على موقع الرابطة الثلاثية فهي تقع بين ذرتي الكربون المرقمتين بالأرقام (1) و (2).

الخطوة الخامسة:نسمّ السلسلة الكربونية الطويلة حسب عدد ذرات الكربون فيها على وزن ألكاين.

مثال (2):سمّ المركب العضوي التالي:

الخطوة الأولى:نختار أطول سلسلة كربونية متتابعة بشرط أن تضم الرابطة الثلاثية.

الخطوة الثانية:نرّقم السلسلة من الطرف الأقرب للرابطة الثلاثية.

الخطوة الثالثة:نسمّ التفرعات مسبوقة برقم ذرة الكربون المرتبطة بها.

الخطوة الرابعة:نضع موقع الرابطة الثلاثية.

الخطوة الخامسة:نسمّ السلسلة الكربونية الطويلة حسب عدد ذرات الكربون فيها على وزن ألكاين.

هاليدات الألكيل

مركبات عضوية تحمل الصيغة العامة RX حيث X هالوجين (F , Cl , Br , I) ، وتعد ذرة الهالوجين المجموعة الوظيفية في هاليدات الألكيل .

قواعد التسمية النظامية لهاليدات الألكيل:

1. اختر أطول سلسلة كربونية متتابعة مرتبطة بذرة الهالوجين .
2. رقم السلسلة من الطرف الأقرب لذرة الهالوجين .
3. سمّ الهالوجينات على وزن هالو (فلورو ، كلورو ، برومو ، أيودو) ثم التفرعات بأرقامها إن وجدت .
4. سمّ السلسلة الطويلة كما تسمى الألكانات .

الكحولات

مركبات عضوية مشبعة تحمل الصيغة العامة ROH وتحتوي على مجموعة هيدروكسيل (OH) كمجموعة وظيفية.

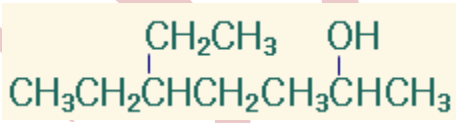
تحمل الكحولات الصيغة الجزيئية العامة:

$$C_nH_{2n+2}O$$

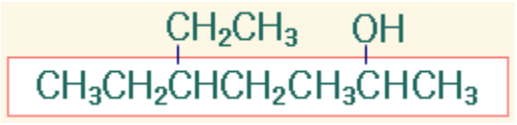
قواعد التسمية النظامية للكحولات:

1. اختر أطول سلسلة كربونية مرتبطة بمجموعة الهيدروكسيل.
2. رقم السلسلة من الطرف الأقرب لمجموعة الهيدروكسيل.
3. سم التفرعات بأرقامها إن وجدت.
4. ضع رقم ذرة الكربون المرتبطة بمجموعة الهيدروكسيل إن لزم الأمر (إذا زاد عدد ذرات الكربون عن ذرتين).
5. سم السلسلة الطويلة على وزن الكانول.

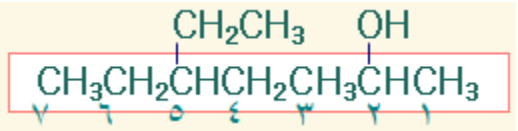
مثال: سمّ المركب العضوي التالي:



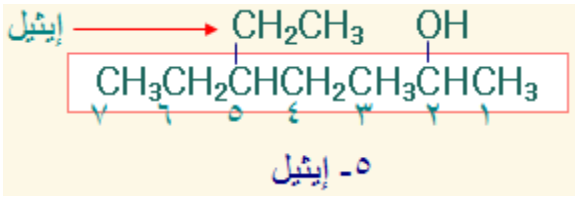
الخطوة الأولى: نختار أطول سلسلة كربونية متتابعة.



الخطوة الثانية: نرّقم السلسلة من الطرف الأقرب لمجموعة الهيدروكسيل.

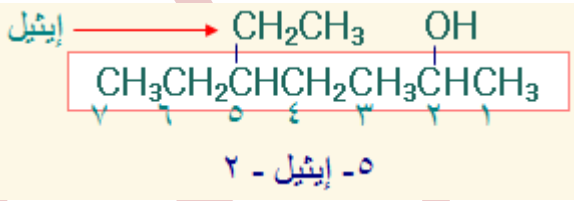


الخطوة الثالثة: نسمّ التفرعات مسبوقة برقم ذرة الكربون المرتبطة بها.



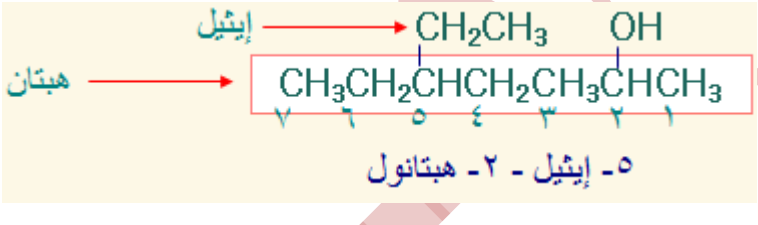
٥- إيثيل

الخطوة الرابعة: نضع رقم ذرة الكربون المرتبطة بمجموعة الهيدروكسيل.



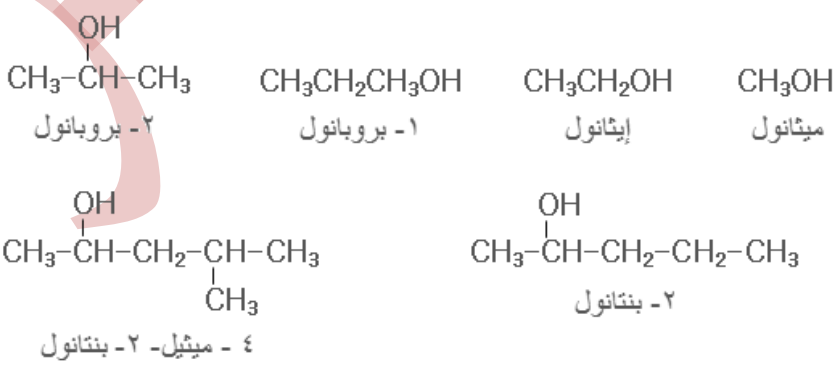
٥- إيثيل - ٢

الخطوة الخامسة: نسمّ السلسلة الكربونية الطويلة حسب عدد ذرات الكربون على وزن الكانول.



٥- إيثيل - ٢- هبتانول

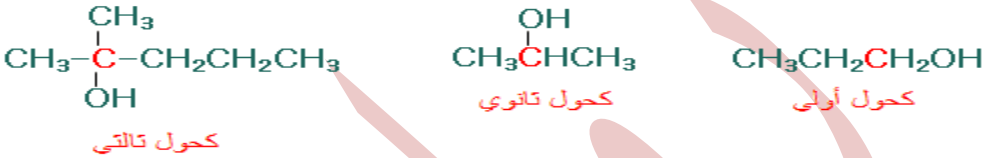
أمثلة أخرى:



أقسام الكحولات

تقسم الكحولات إلى ثلاثة أقسام، هي:

1. كحولات أولية.
2. كحولات ثانوية.
3. كحولات ثالثية.



وبشكلٍ عام

يكون الكحول أولياً إذا كانت مجموعةOH على أول ذرة كربون.

ويكون الكحول ثانوياً إذا كانت مجموعة OH على أي ذرة كربون عدا الأولى.

ويكون الكحول ثالثياً إذا كانت مجموعة OH على ذرة الكربون المتفرعة.

الإيثرات

الإيثرات مركبات عضوية مشبعة تحمل الصيغة العامة (R-O-R) أو R_2O ، وتعد ذرة الأكسجين (-O-) المجموعة الوظيفية في الإيثرات.

تحمل الإيثرات الصيغة الجزيئية العامة:

$$C_nH_{2n+2}O$$

أشهر الإيثرات الإيثر المعروف باسم ثنائي إيثيل إيثر CH_3CH_2-O-CH_2CH_3 وهو يستخدم مخدراً في العمليات الجراحية.

قواعد التسمية النظامية للإيثرات:

1. إذا كانت مجموعتي (R) متشابهتين ضع كلمة ثنائي، ثم سم مجموعة (R) كما تسمى التفرعات ثم كلمة إيثر.
2. إذا كانت مجموعتي (R) مختلفتين، فسمّ كل مجموعة (R) كما تسمى التفرعات ثم كلمة إيثر.

أمثلة:

CH_3OCH_3	$CH_3CH_2OCH_3$	$(C_2H_5)_2O$	$CH_3CH_2OCH_2CH_2CH_3$
ثنائي ميثيل إيثر	إيثيل ميثيل إيثر	ثنائي إيثيل إيثر	بروبيل إيثيل إيثر

الألدهيدات

مركبات عضوية غير مشبعة تحتوي على مجموعة كربونيل ($\overset{O}{\overset{\|}{C}}$) كمجموعة وظيفية، وتحمل الصيغة العامة:

$$\overset{O}{\overset{\|}{H\text{-}C}}\text{-H} \quad \text{أو} \quad RCHO$$

تحمل الألدهيدات الصيغة الجزيئية العامة:

$$C_nH_{2n}O$$

يحتوي أبسط الألدهيدات على ذرة كربون واحدة ويسمى الميثانال (الفورمالدهيد).

$$HCHO \quad \text{أو} \quad \overset{O}{\overset{\|}{H\text{-}C}}\text{-H}$$

ميثانال
(الفورمالدهيد)

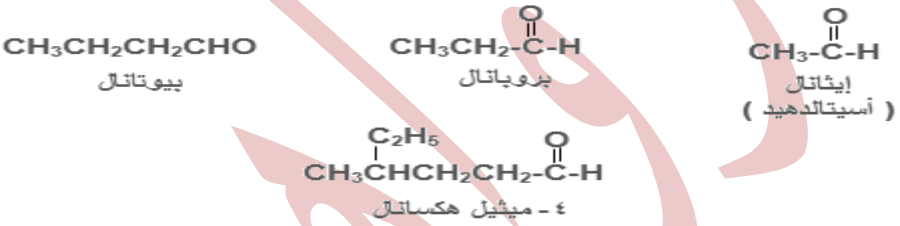
قواعد التسمية النظامية للألدهيدات:

*احسب عدد ذرات الكربون في الألدهيد ومن ضمنها ذرة كربون مجموعة الكربونيل.

*سم الألدهيد حسب عدد ذرات الكربون على وزن **الكانال**.

*إذا احتوى الألدهيد على تفرع فترقم السلسلة من ذرة كربون مجموعة الكربونيل وتسمى التفرعات أولاً.

أمثلة:



الكيتونات:

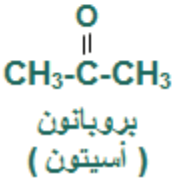
مركبات عضوية غير مشبعة تحتوي على مجموعة كربونيل ($\overset{O}{\overset{\|}{C}}$) كمجموعة وظيفية، وتحمل الصيغة العامة:

$$R\text{-}\overset{O}{\overset{\|}{C}}\text{-}R \quad \text{أو} \quad RCOR$$

تحمل الكيتونات الصيغة الجزيئية العامة:

$$\boxed{C_nH_{2n}O}$$

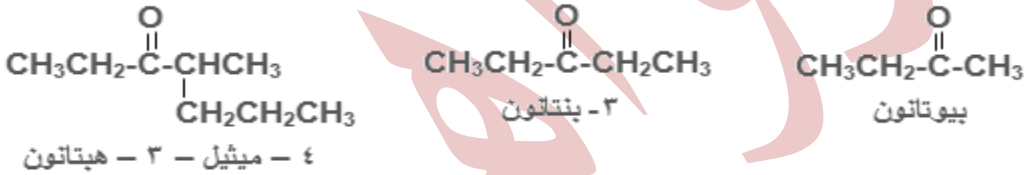
يحتوي أبسط الكيتونات على (٣) ذرات كربون ويسمى بروبانون (أسيتون).



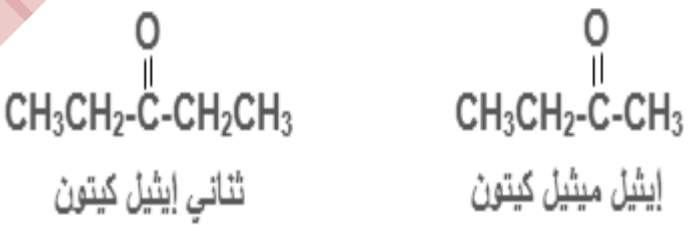
قواعد التسمية النظامية للكيتونات:

1. احسب عدد ذرات الكربون في الكيتون ومن ضمنها ذرة كربون مجموعة الكربونيل.
2. سم الكيتون حسب عدد ذرات الكربون على وزن **الكانون**.
3. إذا زاد عدد ذرات الكربون في الكيتون عن (4) ذرات فاسبق اسم الكيتون بموقع مجموعة الكربونيل بعد ترقيم السلسلة من الطرف الأقرب لمجموعة الكربونيل.
4. إذا احتوى الكيتون على تفرع فيجب ترقيم أطول سلسلة من الطرف الأقرب لمجموعة الكربونيل ثم تسمية التفرع برقمه ثم ضع موقع مجموعة الكربونيل ثم اسم السلسلة الطويلة على وزن ألكانون.

أمثلة:



ملاحظة: هنالك طريقة تسمية شائعة للكيتونات يمكن أن تستنتجها من خلال المثالين التاليين:



الحموض الكربوكسيلية

مركبات عضوية غير مشبعة تحتوي على مجموعة كربوكسيل (COOH) كمجموعة وظيفية ، وتحمل الصيغة العامة: RCOOH أو $R-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-OH$

(يمكن أن تكون R ذرة هيدروجين أو حلقة بنزين).

تحمل الحموض الكربوكسيلية الصيغة الجزيئية العامة:

$$C_nH_{2n}O_2$$

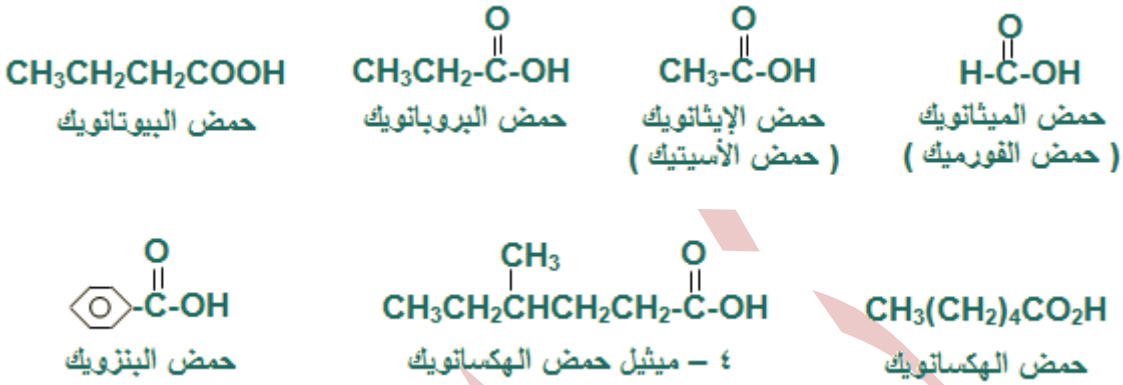
توجد الحموض الكربوكسيلية في العديد من المواد الغذائية ذات الطعم الحمضي والأدوية مثل:

الاسم الشائع للحمض	مكان وجوده
حمض الأسيتيك (الخليك)	الخل
حمض الفورميك	النمل
حمض الستريك	الحمضيات
الأسبرين	الأسبرين

قواعد التسمية النظامية للحموض الكربوكسيلية:

1. اكتب كلمة حمض.
2. احسب عدد ذرات الكربون في المركب ومن ضمنها ذرة كربون مجموعة الكربوكسيل.
3. سم المركب على وزن **الكانويك**.
4. إذا احتوى الحمض الكربوكسيلي على تفرع فيسمى أولاً وقبل كلمة حمض بعد ترقيم السلسلة الكربونية من ذرة كربون مجموعة الكربوكسيل.

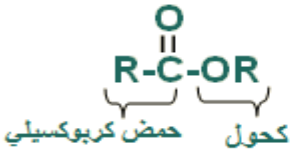
أمثلة:



الإسترات:

مركبات عضوية غير مشبعة، وتحمل الصيغة العامة: RCOOR أو $R^*\text{-}C(=O)\text{-}OR$
(يمكن أن تكون R^* ذرة هيدروجين أو حلقة بنزين).

وتشتق الإسترات من تفاعل الكحول مع الحمض الكربوكسيلي.



تحمل الإسترات الصيغة الجزيئية العامة:

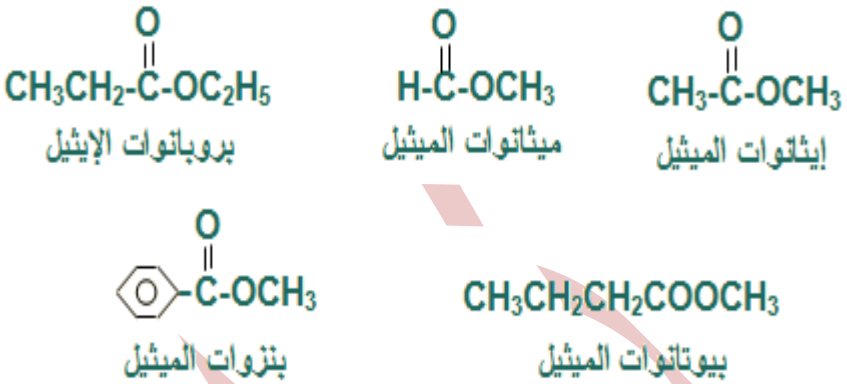
$$C_nH_{2n}O_2$$

تتميز الإسترات برائحة عطرة تشبه رائحة بعض أنواع الفواكه، إلا أن هذا لا يعني بالضرورة وجود هذه الإسترات في الفواكه.

قواعد التسمية النظامية للإسترات:

1. سم الجزء المشتق من الحمض الكربوكسيلي على وزن الكانوات.
2. سم الجزء المشتق من الكحول على وزن الكيل.

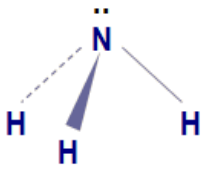
أمثلة:



الأمينات

مركبات عضوية مشبعة، تحتوي على مجموعة أمين NH_2 كمجموعة وظيفية وتحمل الصيغة العامة: RNH_2

وتعد الأمينات المشتقات العضوية للأمونيا NH_3 ، وتحتوي ذرة النتروجين على زوج غير رابط من الإلكترونات مما يجعلها تسلك سلوك القواعد لقدرتها على منح الزوج غير الرابط لأي حمض.

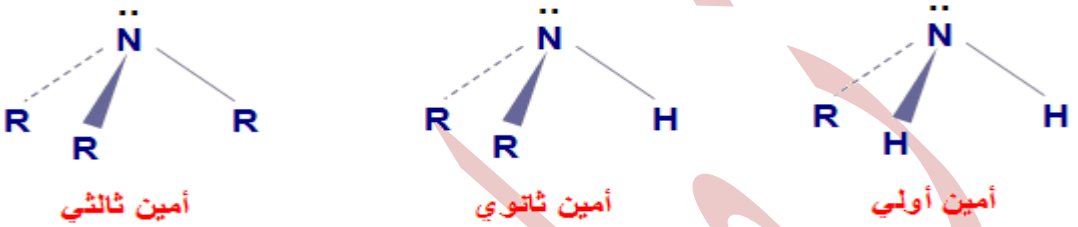


الأمونيا

وإذا استبدلنا مجموعة R بذرة هيدروجين في الأمونيا يتكون الأمين، وما ينطبق على الأمونيا من سلوك قاعدي ينطبق على جميع الأمينات.

تقسم الأمينات إلى ثلاثة أقسام:

1. أمينات **أولية** وتحمل الصيغة العامة: RNH_2
2. أمينات **ثانوية** وتحمل الصيغة العامة: R_2NH
3. أمينات **ثالثية** وتحمل الصيغة العامة: R_3N



أمثلة:

CH_3NH_2 أمين أولي

CH_3NHCH_3 أمين ثانوي

CH_3NCH_3 (CH_3 فوق N) أمين ثالثي

التسمية النظامية للأمينات:

انظر إلى الأمينات الآتية ثم لاحظ كيف تمت تسميتها:

CH_3NH_2 ميثيل أمين

$CH_3CH_2NH_2$ إيثيل أمين

$CH_3CH_2CH_2CH_2NH_2$ بيوتيل أمين

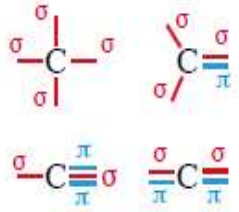
CH_3NHCH_3 ثنائي ميثيل أمين

$CH_3NHCH_2CH_3$ إيثيل ميثيل أمين

CH_3NCH_3 (CH_3 فوق N) ثلاثي ميثيل أمين

تفاعلات المركبات العضوية

تتميـز ذرة الكربـون بقدرتها على تكوين أربع روابط مختلفة قد تكون جميعها أحادية من نوع سيغما σ، وقد تكون ثنائية أو ثلاثية تحتوي على روابط سيغما σ وباي π، كما يتضح في الشكل (٤-١):



الشكل (٤-١): أنواع الروابط التي تكوّنها ذرة الكربون.

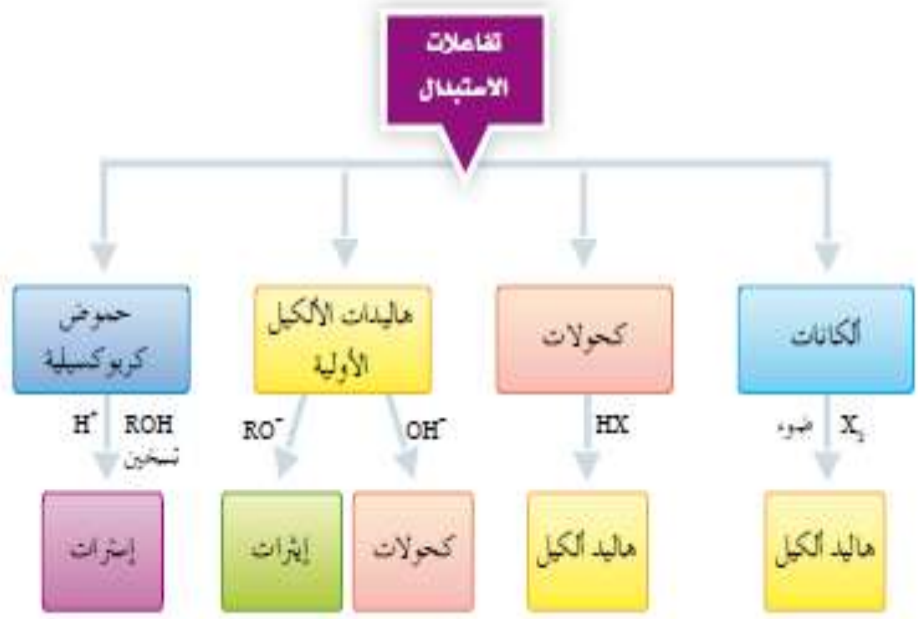
وقـد ترتبـط ذرات الكربـون مع بعضهـا ومـع ذرات الهيدروجين فقط، فتكـوّن المركبات الهيدروكربونيـة (ألكان، ألكين، ألكاين)، وقد ترتبط بذرات أخرى، مثل الأكسجين والنيتروجين وغيرهمـا إضافـة إلـى ذرات الهيدروجين، فتُكوّن مركبـات عضوية مختلفة تعـد بالملايين، ولها تفاعلات كثيرة.

يمكـن تصنيـف هذه التفاعـلات بناءً على طريقـة حدوثها إلى تفاعـلات: الإضافة والحذف والاستبدال والتأكسد والاختزال، وقد تتفاعل المركبات العضوية أيضا كحموض وقواعد. فكيف تحدث هذه التفاعلات؟ وما نواتجها العضوية؟

أنواع التفاعلات في المركبات العضوية

أولاً : تفاعلات الاستبدال

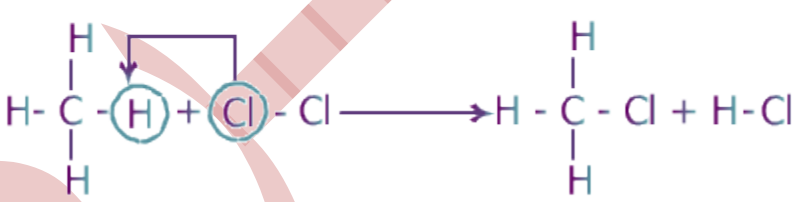
تفاعل الاستبدال : **تفاعل يتم فيه استبدال ذرة أو مجموعة من الذرات بذرة أو مجموعة ذرات في مركب ما.**



الشكل (٤-٥): مخطط يلخص تفاعلات الاستبدال.

مثال :

$$CH_4 + Cl_2 \xrightarrow{\text{ضوء}} CH_3Cl + HCl$$

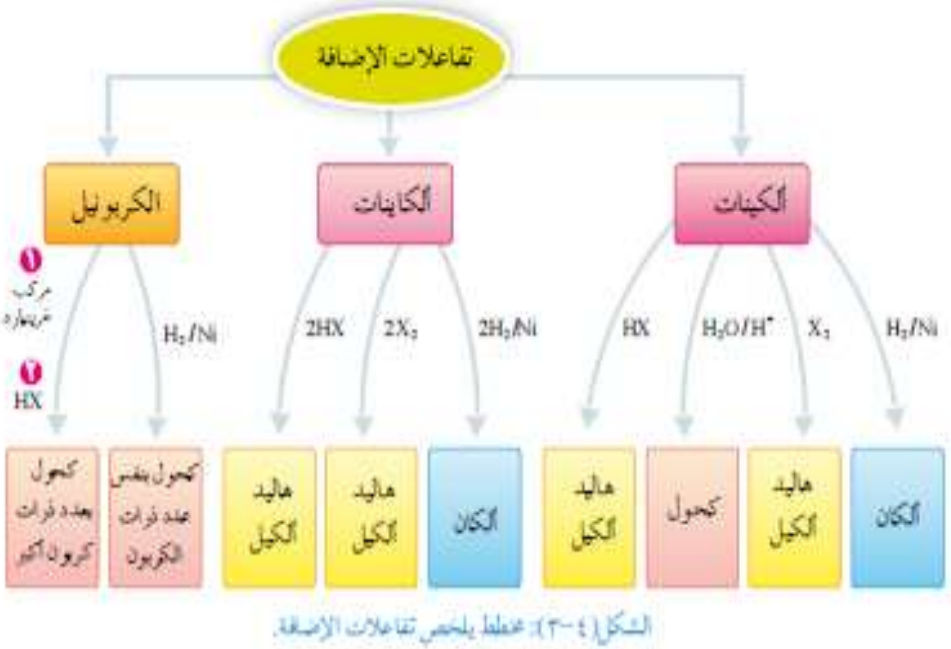


لاحظ أن الرابطة في المركب العضوي بقيت أحادية في تفاعل الاستبدال .

ثانياً : تفاعلات الإضافة

تفاعل الإضافة : **تفاعل يتم بين مادتين لإعطاء مادة واحدة باستخدام جميع الذرات من المادتين .**

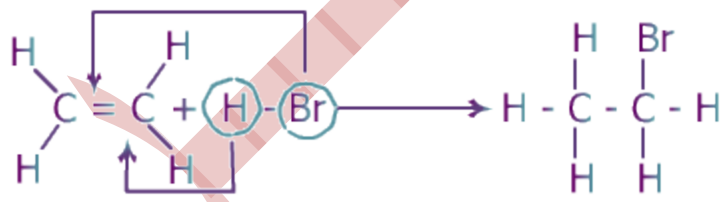
وتمتاز الألكينات والألكاينات بهذا النوع من التفاعلات وذلك لوجود الرابطة باي π الأضعف من الرابطة سيغما σ ، وهذا يشجع احتمال كسرها مقابل تكون الرابطة σ الأقوى والأكثر ثباتاً .



الشكل (٤-٣): مخطط يلخص تفاعلات الإضافة.

مثال :

$$CH_2 = CH_2 + HBr \longrightarrow CH_3 - CH_2Br$$



لاحظ أن الرابطة كانت ثنائية وأصبحت أحادية في تفاعل الإضافة .

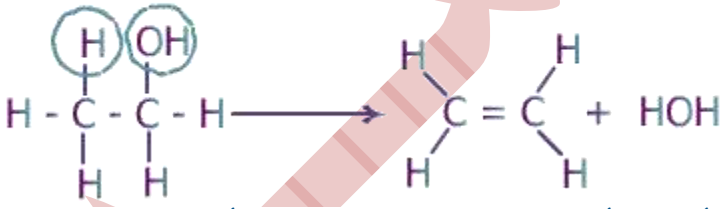
ثالثاً : تفاعلات الحذف

تفاعل الحذف : **تفاعل يتم فيه حذف جزيء ماء من الكحول أو HX من هاليد الألكيل لتكوين هيدروكربون غير مشبع كالألكينات.**

الشكل (٤-٤): مخطط يلخص تفاعلات الحذف

مثال :

$$CH_3CH_2OH \xrightarrow[\text{تسخين}]{H_2SO_4\ \text{مركز}} CH_2 = CH_2 + H_2O$$

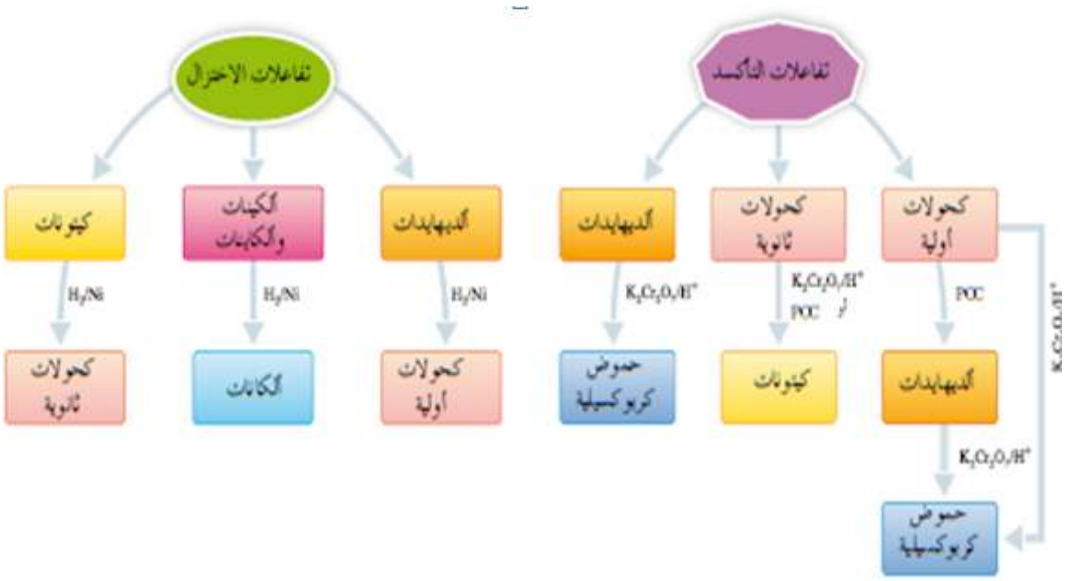


لاحظ أن الرابطة كانت أحادية وأصبحت ثنائية في تفاعل الحذف أي عكس تفاعل الإضافة .

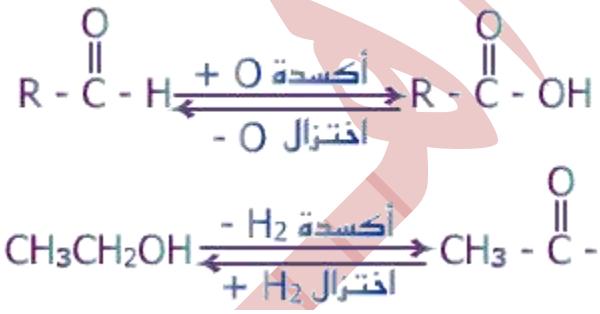
رابعاً : تفاعلات التأكسد والاختزال

التأكسد : **إضافة الأكسجين للمركب العضوي أو انتزاع الهيدروجين منه.**

الاختزال : **إضافة الهيدروجين للمركب العضوي أو انتزاع الأكسجين منه.**



امثلة:



ولا تحدث عمليتي التأكسد والاختزال في المركبات العضوية إلا بوجود عوامل مؤكسدة ومختزلة غير عضوية .

- عوامل مؤكسدة مثل : ـ دايكرومات البوتاسيوم $K_2Cr_2O_7$

ـ بيرمنغنات البوتاسيوم $KMnO_4$

- عوامل مختزلة مثل : H_2 ، بوجود عامل مساعد فلزي مثل Ni , Pt , Pd

لو تم التفاعل بين الهيدروجين والمركب العضوي ، فالأخير قد تعرض للاختزال .

تفاعلات الألكانات

تتميز الألكانات بكون الروابط بين ذراتها من نوع سيغما σ القوية والأكثر ثباتاً ، لذا فإن تفاعلات الألكانات قليلة ، ومن أهمها :

استبدال هالوجين بهيدروجين (الهلجنة) :

تفاعل الألكان مع جزيء هالوجين (X_2) بوجود الضوء يؤدي إلى استبدال ذرة هالوجين بهيدروجين لتكوين هاليد الكيل .

$$\underset{\text{الكان}}{CH_4} + X_2 \xrightarrow{\text{ضوء}} \underset{\text{هاليد ألكيل}}{CH_3X} + HX$$

تفاعلات الألكينات

تتفاعل الألكينات بالإضافة لوجود رابطة باي p بين ذرتي كربون الرابطة الثنائية ومن أبرز تفاعلاتها :

أولاً : إضافة الهيدروجين H_2 (الهدرجة أو الاختزال) :

إضافة الهيدروجين للرابطة الثنائية بوجود عامل مساعد (Pt أو Pd أو Ni) يؤدي إلى كسرها، وتتوزع ذرتي الهيدروجين على ذرتي كربون الرابطة الثنائية لتعطي الألكان المقابل.

مثال :

$$\underset{\text{إيثين}}{CH_2 = CH_2} + H_2 \xrightarrow{Ni} \underset{\text{إيثان}}{CH_3CH_3}$$

ثانياً: إضافة الهالوجينات X_2 (الهلجنة) :

إضافة الهالوجين X_2 إلى الرابطة الثنائية يؤدي إلى كسرها وتتوزع ذرتي X على ذرتي كربون الرابطة الثنائية، ويتكون هاليد الكيل يحتوي على ذرتي هالوجين على ذرتي كربون متجاورتين.

مثال :

$$CH_2 = CH_2 + Cl_2 \longrightarrow \underset{\text{ا ، ٢ ـ ثنائي كلورو إيثان}}{\overset{Cl}{\overset{|}{CH_2}} - \overset{Cl}{\overset{|}{CH_2}}}$$

إيثين

الكشف عن الالكينات بواسطة محلول البروم :

يستخدم محلول البروم المذاب في رابع كلوريد الكربون (CCl_4) **للكشف عن الالكينات . فمحلول البروم المذاب في رابع كلوريد الكربون أحمر اللون ، ويفقد لونه عندما يتفاعل مع الألكينات، بينما لا يتفاعل هذا المحلول مع الألكانات .**

مثال :

$$CH_3CH = CH_2 + Br_2 \xrightarrow{CCl_4} \underset{\text{عديم اللون}}{\overset{Br}{\overset{|}{CH_3CH}} - \overset{Br}{\overset{|}{CH_2}}}$$

عديم اللون أحمر عديم اللون

ثالثاً: إضافة هاليد الهيدروجين HX أو الماء O_2H :

إضافة متفاعلات قطبية إلى الالكينات تتبع الإضافة قاعدة ماركوفينيكوف.

قاعدة ماركوفينيكوف : **"عند إضافة متفاعلات قطبية مثل HX ، HOH إلى الرابطة الثنائية في الألكين فإن ذرة الهيدروجين تضاف إلى ذرة الكربون المرتبطة بأكبر عدد من ذرات الهيدروجين من ذرتي كربون الرابطة الثنائية ".**

ملاحظات :

- اضافة هاليد الهيدروجين HX إلى الالكين يعطي هاليد الكيل RX .
- اضافة الماءHOH في وسط حمضيH+ إلى الالكين يعطي كحول ROH .

أمثلة :

$$CH_2 = CH_2 + HCl \longrightarrow CH_3CH_2Cl$$
إيثين — كلورو إيثان

$$CH_3CH = CH_2 + HCl \longrightarrow CH_3CH - CH_3$$
بروبين — ٢ـ كلوروبروبان

$$CH_2 = CH_2 + HOH \xrightarrow{H^+} CH_3CH_2OH$$
إيثين — إيثانول

$$CH_3CH = CH_2 + HOH \xrightarrow{H^+} CH_3\underset{OH}{CH} - CH_3$$
بروبين — ٢ـ بروبانول

رابعاً: تفاعلات التأكسد في الالكينات :

تتأكسد الألكينات باستخدام العامل المؤكسد بيرمنغنات البوتاسيوم في وسط قاعدي إذ تختزل البيرمنغنات ويزول لونها البنفسجي، ويتكون راسب بني من MnO_2 .

مثال :

$$CH_2 = CH_2 + KMnO_4 \xrightarrow{OH^-} \underset{OH}{CH_2} - \underset{OH}{CH_2} + MnO_2$$
بنفسجي — بني

ـ **ويستخدم هذا التفاعل للكشف عن** الالكينات، حيث تتفاعل الألكينات مع بيرمنغنات البوتاسيوم في وسط قاعدي

ولا تتفاعل الألكانات معه.

ـ **تذكر أن** الالكينات يكشف عنها أيضاً بواسطة محلول البروم المذاب في رابع كلوريد الكربون .

تفاعلات الألكاينات

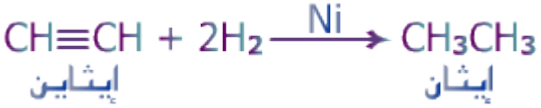
تتفاعل الالكاينات كما الالكينات بالإضافة لوجود رابطتين ضعيفتين من نوع π ومن أبرز تفاعلاتها :

أولاً: إضافة الهيدروجين $_2H$ (الهدرجة أو الاختزال) :

إضافة مولين من الهيدروجين بوجود عامل مساعد (Ni,Pt,Pd) إلى الألكاين يؤدي إلى تحويله إلى

الألكان المقابل، وتتوزع ذرات الهيدروجين الأربع على ذرتي الكربون بالتساوي .

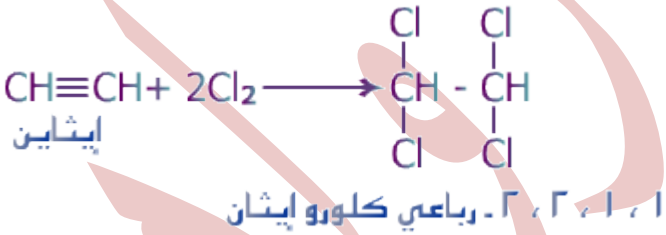
مثال :



ثانياً: إضافة الهالوجينات X_2 (الهلجنة) :

إضافة مولين من الهالوجين يؤدي إلى كسر رابطتي π وتتوزع ذرات الهالوجين الأربع على ذرتي كربون الرابطة الثلاثية.

مثال :



الكشف عن الالكاينات بواسطة محلول البروم :

يستخدم محلول البروم Br_2 المذاب في رابع كلوريد الكربون (CCl_4) للكشف عن الالكاينات فمحلول البروم المذاب في رابع كلوريد الكربون أحمر اللون ، ويفقد لونه عندما يتفاعل مع الألكاينات، بينما لا يتفاعل هذا المحلول مع الألكانات .

ملاحظة :محلول البروم يستخدم أيضاً للكشف عن الالكينات .

ثالثاً: إضافة هاليدالهيدروجين HX :

إضافة مولين من HX إلى الألكاين تتبع الإضافة قاعدة ماركوفينيكوف حيث تتجه ذرتي الهيدروجين إلى نفس ذرة الكربون الحاوية على أكبرعدد من ذرات الهيدروجين.

مثال :

$$CH_3C\equiv CH + 2HCl \longrightarrow CH_3 - \underset{\displaystyle Cl}{\overset{\displaystyle Cl}{\overset{|}{\underset{|}{C}}}} - CH_3$$

بروباين

٢ ، ٢ ـ ثنائي كلوروبروبان

تفاعلات هاليدات الألكيل

أولاً: الاستبدال في هاليدات الالكيل :

تفضل هاليدات الألكيل الأولية تفاعلات الاستبدال مع القواعد القوية مثل KOH أو الأيونات السالبة مثل HS^- و CN^- و OR^- والتي تعتبر قواعد قوية (لأنها تنتج من حموض ضعيفة) .

$$RX + Y^- \longrightarrow RY + X^-$$

أمثلة :

$$CH_3CH_2CH_2Cl + KOH \longrightarrow CH_3CH_2CH_2OH + KCl$$

هاليد ألكيل أولي — كحول

$$CH_3Cl + {}^-OC_2H_5 \longrightarrow CH_3OC_2H_5 + Cl^-$$

هاليد ألكيل أولي — إيثر

ثانياً: الحذف في هاليدات الالكيل :

تفضل هاليدات الالكيل الثانوية والثالثية تفاعلات الحذف مع القواعد الساخنة وينزع من هاليد الالكيل جزيء HX من ذرتي كربون متجاورتين وينتج الكين.

$$CH_3 - \underset{\displaystyle Cl}{\overset{|}{CH}} - CH_3 + KOH \xrightarrow{\text{تسخين}} CH_3CH = CH_2 + KCl + H_2O$$

هاليد ألكيل ثانوي

ثالثاً: تحضير مركب غرينيارد

مركب غرينيارد : **المركب الناتج من تفاعل هاليد الالكيل (أولي أو ثانوي أو ثالثي) مع المغنيسيوم بوجود الايثر ويستخدم لتحضيرالكحولات .**

$$RX + Mg \longrightarrow RMgX$$

هاليد ألكيل — مركب غرينيارد

مثال :

$$CH_3Cl + Mg \xrightarrow{\text{ايثر}} CH_3MgCl$$

كلوروميثان — ميثيل كلوريد المغنيسيوم

تفاعلات الكحولات

أولاً: تفاعل الاستبدال في الكحولات مع HX :

تشتمل هذه التفاعلات على كسر الرابطة R-OH واستبدال أيون (X^-) بأيون (OH^-) من الكحول وينتج بفعل هذا التفاعل هاليد الكيل .

ثانياً: تفاعل الاستبدال في الكحولات مع الفلزات النشطة مثل Na :

تتفاعل الكحولات مع الفلزات النشطة مثل Na وينطلق من الكحول غاز H_2 ، ولا تتفاعل الكحولات مع القواعد مثل NaOH، $NaHCO_3$.

يكتب التفاعل بشكل عام على النحو الآتي :

$$ROH + Na \longrightarrow RONa + \frac{1}{2}H_2$$

مثال :

$$CH_3OH + Na \longrightarrow CH_3ONa + \frac{1}{2}H_2$$

ميثانول

يستخدم هذا التفاعل للكشف عن الكحولات حيث يتصاعد غاز الهيدروجين من الكحول .

ثالثاً: الحذف في الكحولات :

يؤدي تفاعل الكحول مع حمض الكبريتيك المركز الساخن إلى حذف جزيء ماء من ذرتي كربون متجاورتين وتكوين الكين، بشرط أن تحتوي ذرة الكربون المجاورة لذرة الكربون المتصلة بمجموعة الهيدروكسيل على ذرة هيدروجين .

مثال :

$$CH_3\overset{\overset{OH}{|}}{C}HCH_3 \xrightarrow[\text{حرارة}]{H_2SO_4\ \text{مركز}} CH_3CH = CH_2 + H_2O$$

٢ - بروبانول   بروبين

ملاحظة :

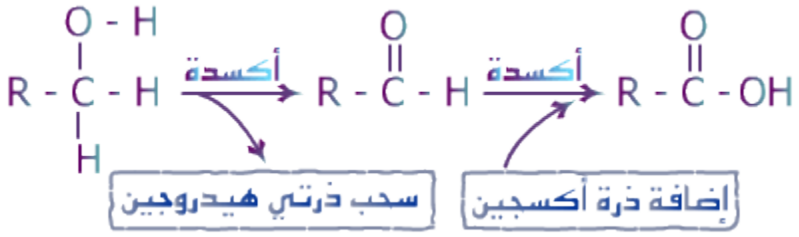
يفضل حذف ذرة الهيدروجين من ذرة الكربون الحاوي على العدد الأقل من ذرات الهيدروجين .

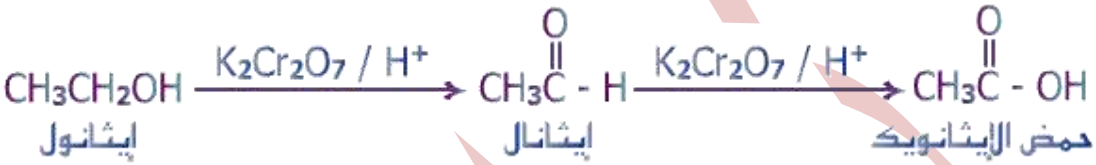
رابعاً: أكسدة الكحولات :

تعتمد أكسدة الكحول على نوعه :

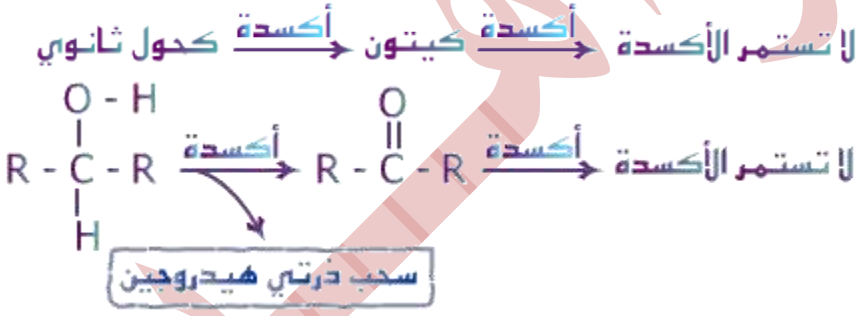
الكحول الأولي : **أكسدة الكحول الأولي تعطي الدهيد ، وتستمر عملية الأكسدة ليتحول الالدهيد إلى حمض كربوكسيلي .**

$$\text{كحول أولي} \xrightarrow{\text{أكسدة}} \text{الدهيد} \xrightarrow{\text{أكسدة}} \text{حمض كربوكسيلي}$$

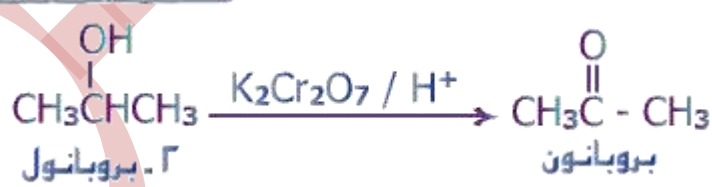




الكحول الثانوي : **أكسدة الكحول الثانوي تعطي كيتون ، ولا تستمر عملية الأكسدة .**



مثال :

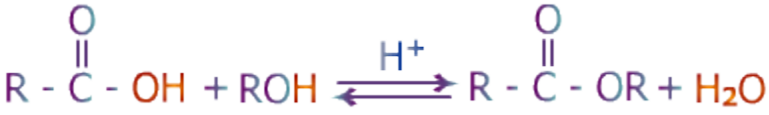


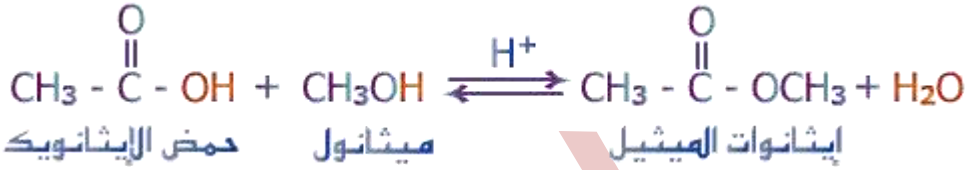
الكحول الثالثي : **الكحولات الثالثية لا تتأكسد لعدم احتواء ذرة الكربون المرتبطة بمجموعة الهيدروكسيل على ذرة هيدروجين .**

خامساً: الأسترة :

تفاعل الكحول مع حمض كربوكسيلي في وسط حمضي يعطي استر.

يتم التفاعل بسحب مجموعة (OH) **من الحمض الكربوكسيلي** وذرة (H) **من الكحول .**



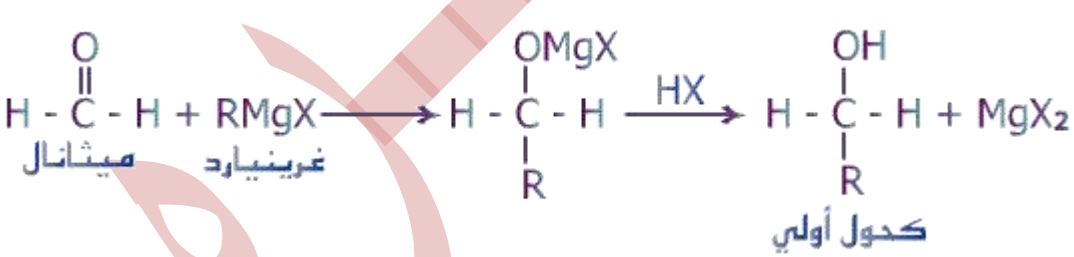


تفاعلات الألدهيدات والكيتونات

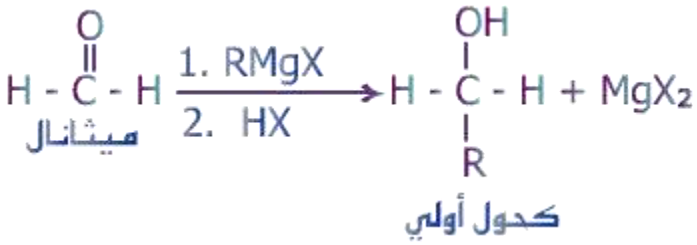
أولاً: إضافة مركب غرينيارد :

للتذكير : مركب غرينيارد ينتج من تفاعل هاليد الألكيل مع المغنيسيوم بوجود الايثر .

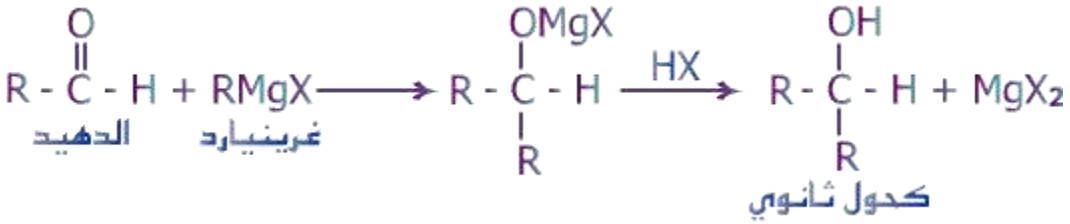
إضافة مركب غرينيارد إلى الميثانال ثم إضافة HX ينتج كحولاً أولياً .



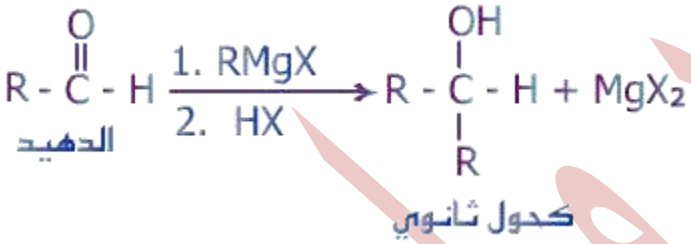
ويمكن كتابة المعادلة بالشكل المختصر الآتي :



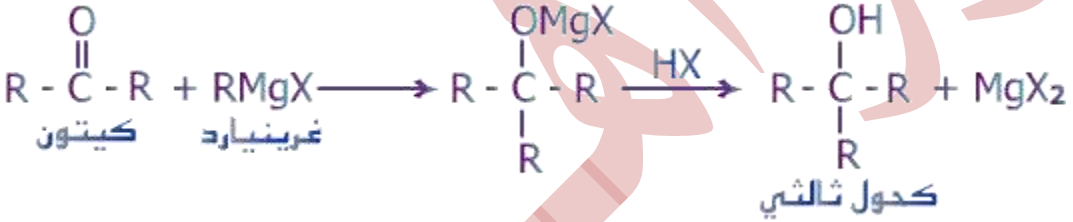
إضافة مركب غرينيارد إلى الالدهيد ثم إضافة HX ينتج كحولاً ثانوياً .



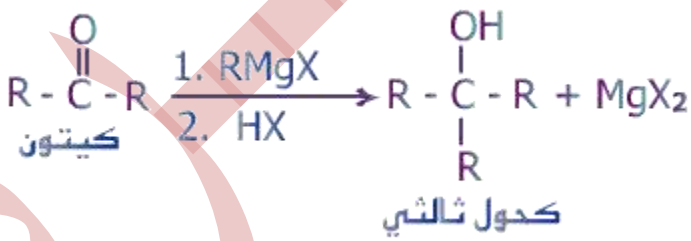
ويمكن كتابة المعادلة بالشكل المختصر الآتي :



إضافة مركب غرينيارد إلى الكيتون ثم إضافة HX ينتج كحولاً ثالثياً.

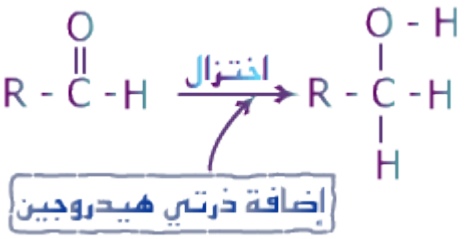


ويمكن كتابة المعادلة بالشكل المختصر الآتي :



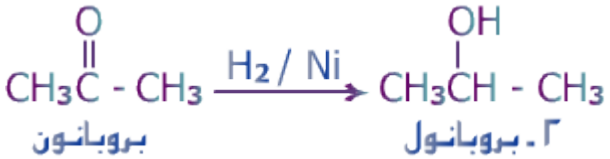
ثانياً: إضافة الهيدروجين (الاختزال) :

اختزال الالدهيدات تعطي كحولاً أولياً ، ويتم الاختزال باستخدام الهيدروجين وبوجود عامل مساعد فلزي (Ni,Pt,Pd) ويتم الاختزال على مجموعة الكربونيل حيث تضاف ذرة هيدروجين لذرة الأكسجين ، وتضاف الأخرى لذرة كربون مجموعة الكربونيل وتكسر الرابطة الثنائية .



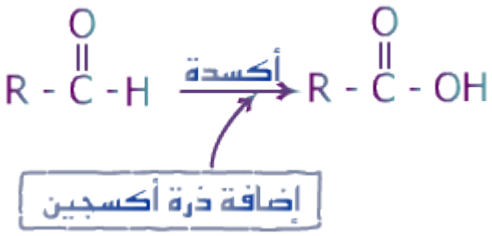
مثال :

اختزال الكيتونات تعطي كحولاً ثانوياً ، ويتم الاختزال باستخدام الهيدروجين وبوجود عامل مساعد فلزي (Ni,Pt,Pd) ويتم الاختزال على مجموعة الكربونيل حيث تضاف ذرة هيدروجين لذرة الأكسجين ، وتضاف الأخرى لذرة كربون مجموعة الكربونيل وتكسر الرابطة الثنائية .

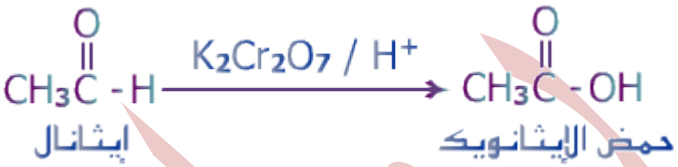


ثانياً: التأكسد في الالدهيدات :

تمتاز الالدهيدات بسهولة تأكسدها مقارنة بالكيتونات لتنتج حموضاً كربوكسيلية.



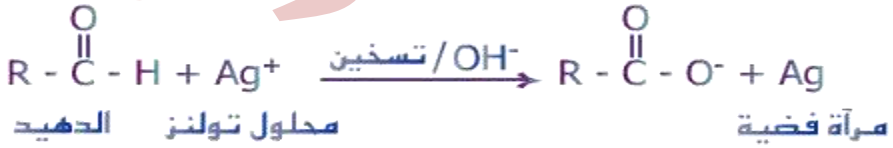
مثال :



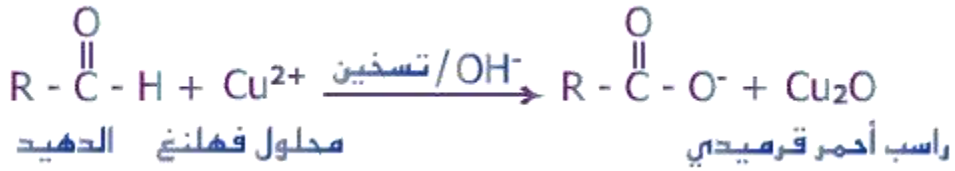
الكيتونات لا تتأكسد

تستخدم تفاعلات التأكسد للتميز بين الالدهيدات والكيتونات أو أي مركب عضوي، ويستخدم للكشف عن الالدهيدات محلول توليز ومحلول فهلنغ.

أ – محلول توليز : محلول يحتوي على أيونات الفضة في وسط قاعدي من الأمونيا ويعطي عند تسخينه مع الالدهيد راسب من الفضة اللامعة على جدار الأنبوب على هيئة مرآة فضية.



ب ـ محلول فهلنغ : **محلول أزرق اللون يحتوي على أيونات معقدة من النحاس Cu^{+2} مع الترترات في وسط قاعدي ويعطي عند تسخينه مع الدهيد راسب أحمر قرميدي من أكسيد النحاس . Cu_2O (I)**



تفاعلات الحموض الكربوكسيلية

أولاً: السلوك الحمضي للحموض الكربوكسيلية :

الحموض الكربوكسيلية حموض عضوية ضعيفة ، وللحموض الكربوكسيلية قابلية على منح بروتون إلى الماء ، ويمكن توضيح الصفات الحمضية للحموض الكربوكسيلية من خلال المعادلة الآتية :

ثانياً: تفاعل الحموض الكربوكسيلية مع الفلزات النشطة مثل الصوديوم :

تتفاعل الحموض الكربوكسيلية مع الفلزات النشطة مثل الصوديوم Na ، وينطلق من الحمض الكربوكسيلي غاز الهيدروجين $_2H$ ، نتيجة لإحلال ذرة الصوديوم محل ذرة هيدروجين مجموعة الكربوكسيل في الحمض الكربوكسيلي .

مثال :

يستخدم تفاعل الحموض الكربوكسيلية مع الصوديوم لتمييزها عن المركبات العضوية الأخرى ، نظراً لتصاعد غاز الهيدروجين ، مع ملاحظة أن هذا التفاعل لا يستخدم لتمييز الحموض الكربوكسيلية عن الكحولات لأن كلاهما يتفاعل مع الصوديوم وينطلق منهما غاز الهيدروجين .

ثالثاً: تفاعل الحموض الكربوكسيلية مع القواعد :

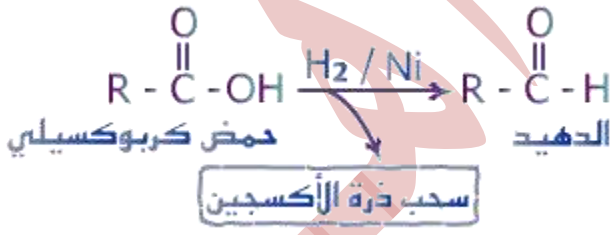
تتفاعل الحموض الكربوكسيلية مع القواعد مثل هيدروكسيد الصوديوم NaOH وكربونات الصوديوم

الهيدروجينية $NaHCO_3$ ، وفي الحالتين تنزع ذرة الهيدروجين من مجموعة الكربوكسيل من الحمض الكربوكسيلي ويحل محلها ذرة الصوديوم من القاعدة .

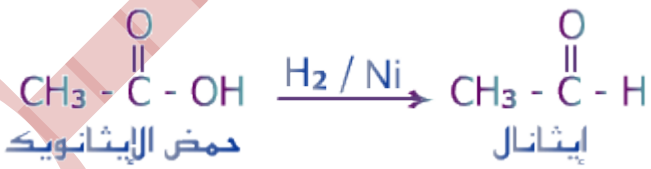
رابعاً: اختزال الحموض الكربوكسيلية :

اختزال الحمض الكربوكسيلي يعطي الالدهيد المقابل ، ويتم الاختزال باستخدام الهيدروجين H_2 بوجود عامل مساعد فلزي

(Ni,Pt,Pd) ، ويتم الاختزال بنزع ذرة أكسجين من مجموعة الكربوكسيل .



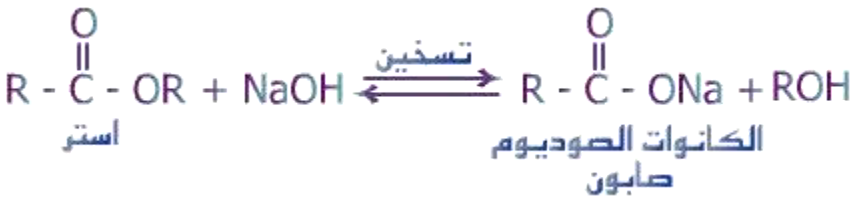
مثال :



تفاعلات الاسترات

تتميز الاسترات برائحة عطرة تشبه رائحة بعض الفواكه،وتعد الكحولات والحموض الكربوكسيلية مصدراً للاسترات في الوسط الحمضي.

يتفكك الاستر عند تسخينه في وسط قاعدي في عملية تدعى التصبن نظراً لاستخدامها في تحضير الصابون من الاسترات الثلاثية في الزيوت والدهون .



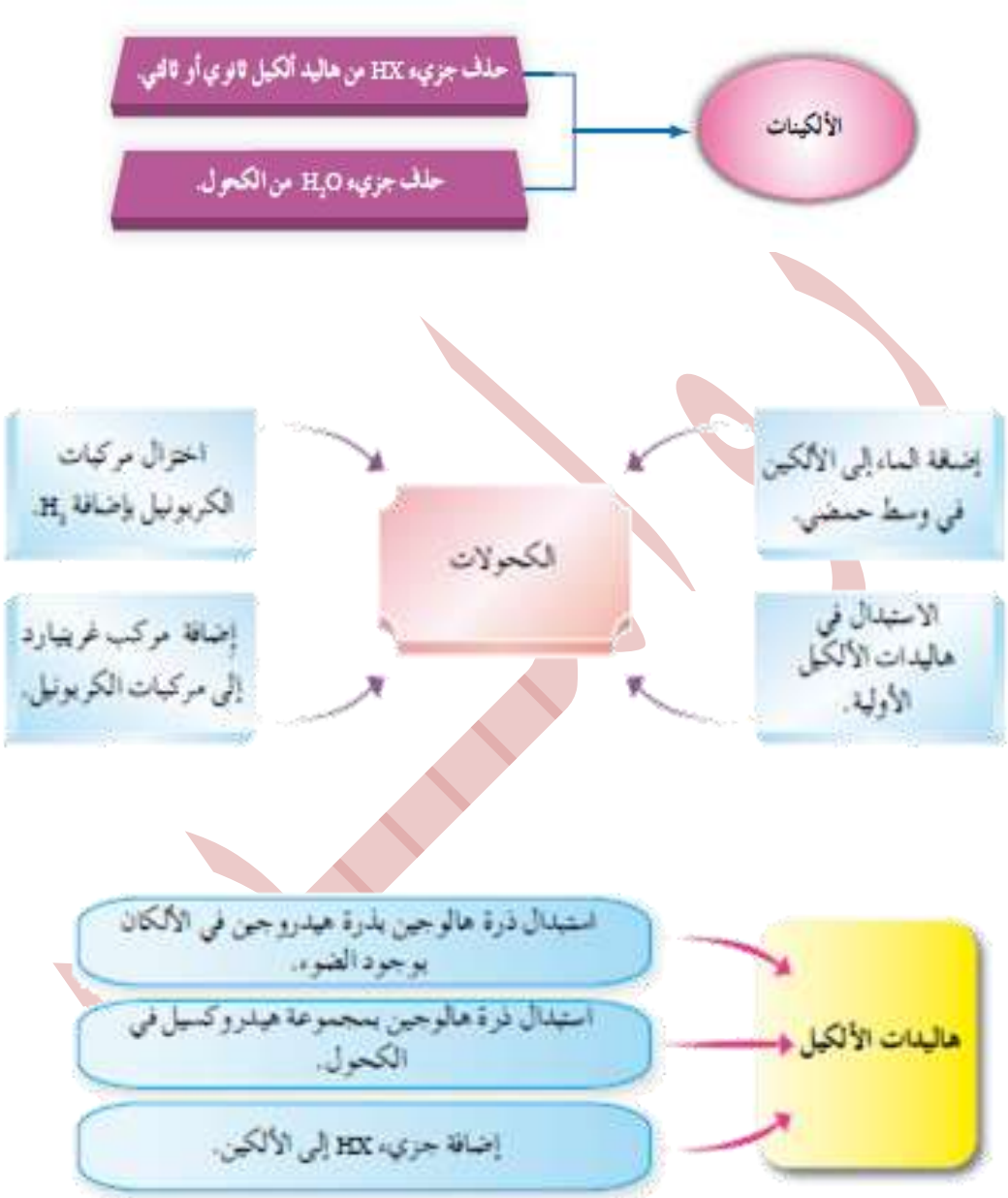
مثال : **يحدث تصبن لإيثانوات الميثيل في الوسط القاعدي الساخن وفق المعادلة الآتية :**

تفاعلات الأمينات

تتصرف الامينات في تفاعلاتها كقواعد نظراً لاحتوائها على زوج من الإلكترونات غير الرابطة على ذرة النتروجين ، وبذلك يمكن للأمينات أن تستقبل بروتون من مادة أخرى كالماء أو أي حمض .

ومن الأمثلة أيضا :

ملخص تفاعلات التحضير



المركبات العضوية الحيوية

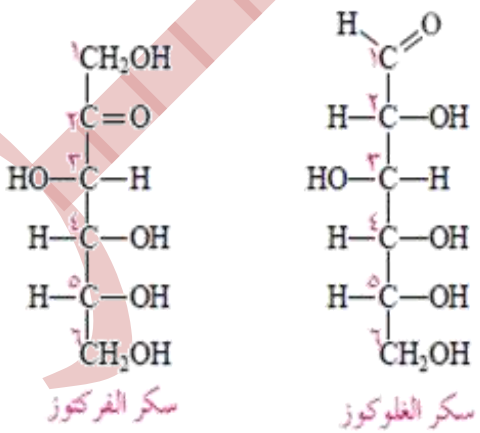
يتم تصنيف المواد العضوية طبقا لترتيب بنائها الجزيئي وبطريقة تواجد الذرات الأخرى بالنسبة لذرة الكربون الرئيسية، بينما يفترض أن ذرات الهيدروجين تشغل كل التكافؤات الفارغة لذرات الكربون، والتى مازالت باقية بعد الأخذ في الإعتبار التفريعات المختلفة، الذرات الأخرى، الروابط المتعددة.

1- الكربوهيدرات

وتقسم الى:

١- السكريات الأحادية

تتكـوّن السكريـات من ثلاثة عناصـر أساسية هي الكربون والهيدروجيـن والأكسجين، وتعد السكريـات الأحاديـة مـن أبسط أنـواع السكريات التـي لا تتحلل إلى وحـدات أصغر منها، ولتتعـرّف هـذه المركبات وتركيبهـا، ادرس الشـكل (٤-١١)، الذي يبيّـن التركيب البنائي لسكرين أحاديين (الغلوكوز والفركتوز)، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

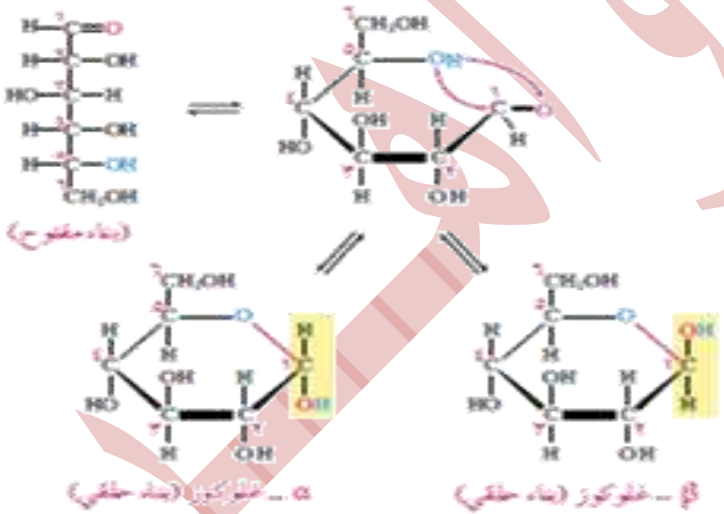


الشكل (٤-١١): التركيب البنائي لسكر الغلوكوز وسكر الفركتوز.

مـن الواضـح أن الفركتوز والغلوكوز يتكوّن كل منهما مـن ست ذرات كربون، وأنهما يحتويـان على مجموعتيـن وظيفيتين: مجموعة الهيدروكسيـل OH، ومجموعة الكربونيل $-C(=O)-$ التـي توجـد على شكل ألديهايد في الغلوكوز، وعلى شـكل كيتون في الفركتوز؛ لذا يصنف الغلوكوز على أنه سكر ألديهايدي، في حين يصنف الفركتوز على أنه سكر كيتوني.

وتجدر الإشارة هنا إلى أن عدد ذرات الكربون في السكريات الأحادية بشكلٍ عام يتراوح بين (٣–٦) ذرات كربون.

توجد السكريات في المحاليل المائية في حالة اتزان بين شكلين هما: البناء المفتوح والبناء الحلقـي، فكيف يتكـون البناء الحلقي للسكريات؟ لتتعرّف ذلـك، ادرس الشكل (٤– ١٢)، الذي يبيّن تكون البناء الحلقي للغلوكوز، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



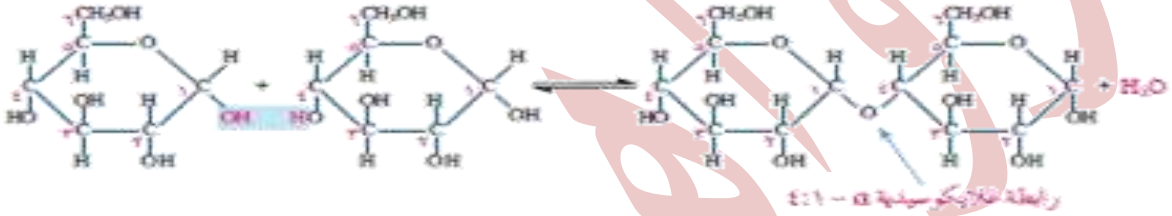
الشكل (٤– ١٢): تكوين البناء الحلقي للغلوكوز.

يتكوّن البناء الحلقي للغلوكوز نتيجة حدوث تفاعل داخلي بين ذرة الكربون رقم (١) الموجودة في مجموعة الألديهايد $-C(=O)-H$ وذرة الأكسجين الموجودة في مجموعة الهيدروكسيل OH على ذرة الكربـون رقـم (٥)، وينشـأ عـن ذلك رابطة إيثريـة (C – O – C)، وتتشـكل حلقة غلوكوز سداسيـة، وقـد تكـون مجموعة الهيدروكسيل OH فـي المركب الناتج تحـت مستوى الحلقة، ويطلق على الغلوكوز في هذه الحالة α ـ غلوكوز، أو قد تكون فوق مستوى الحلقة، ويطلق على الغلوكوز في هذه الحالة β ـغلوكوز.

٢- السكريات الثنائية

تتكوّن السكريات الثنائية من ارتباط وحدتين من السكريات الأحادية، ويعد المالتوز والسكروز من الأمثلة على هذا النوع من السكريات، فما السكريات الأحادية التي تدخل في تكوين كل منهما؟ وكيف ترتبط وحدتا السكر الأحادي فيما بينها لتكوين السكر الثنائي؟

أ- **المالتوز:** يعرف المالتوز بسكر الشعير؛ لأنه يُستخرج بشكل أساسي من الشعير، وينتج كمركب وسطي عن تفتيت المواد الغذائية (النشويات)، وتحللها المائي في الفم بواسطة أنزيم الأميليز الموجود في اللعاب. ولتتعرّف إلى مكونات المالتوز وكيفية ترابط الوحدتين المكونتين له، ادرس الشكل (٤- ١٤) الذي يبيّن تركيبه البنائي، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

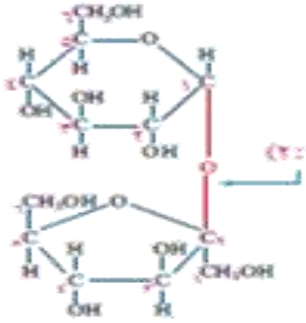


الشكل (٤- ١٤): التركيب البنائي لسكر المالتوز.

- ما وحدات البناء الأساسية المكوّنة لسكر المالتوز؟
- ما نوع الرابطة بين وحدتي السكر في المالتوز؟
- ما رقم ذرتي الكربون المكونتين للرابطة بين الوحدتين؟

يتضح من الشكل أن سكر المالتوز يتكوّن من ارتباط وحدتين من α - غلوكوز برابطة تعرف بالرابطة الغلايكوسيدية، حيث ترتبط ذرة الكربون رقم (١) من الوحدة الأولى مع ذرة الكربون رقم (٤) من الوحدة الثانية من خلال ذرة أكسجين بعد حذف جزيء الماء، ويُطلق على هذا النوع من الروابط الغلايكوسيدية (α - ١:٤).

ب- **السكروز:** يستخدم السكر المعروف بسكر المائدة يوميًا في حياتنا، إذ يستخدم في تحلية الشاي والحليب، ويدخل في إعداد الحلويات، وغيرها، ويستخرج بشكل أساسي من قصب السكر والشمندر، فهل فكرت يومًا ما هذا السكر؟ وما وحدتا السكر الأحادي المكونتان له؟ لتتعرّف ذلك، ادرس الشكل (٤- ١٥)، الذي يبيّن التركيب البنائي لسكر السكروز، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



الشكل (٤ ـ ١٥): التركيب البنائي لسكر السكروز.

- ما شكل حلقتي السكر المكونتين للسكروز، أخماسية أم سداسية؟
- ما وحدتا البناء الأساسيتان المكونتان للسكروز؟
- ما نوع الرابطة الغلايكوسيدية بين هاتين الوحدتين؟

يتكوّن سكر السكروز من ارتباط وحدتين من سكر أحادي، إحداهما α ـ غلوكوز والأخرى β ـ فركتوز، إذ ترتبط الوحدتان برابطة غلايكوسيدية من نوع (α، β ـ ١:٢).

٣ـ السكريات المتعددة

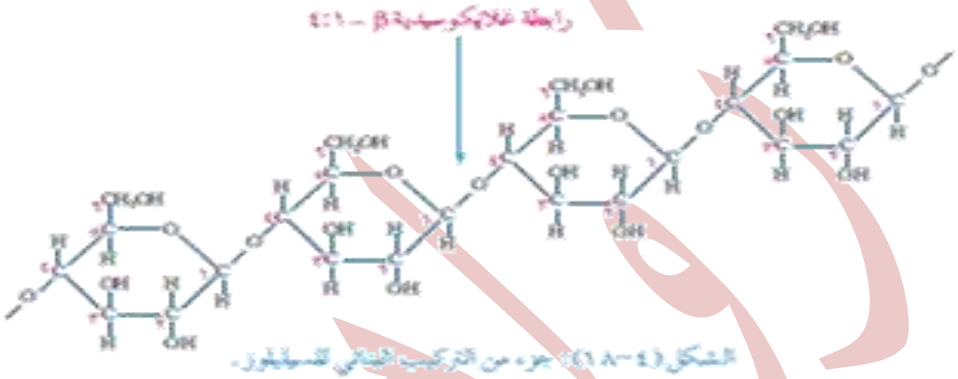
يُنصح كثير من المصابين بداء السكري بالابتعاد أو التقليل من تناول النشويات، كالبطاطا والخبز والأرز، والحلويات، فهل سألت نفسك يومًا عن سبب ذلك؟

يطلق اسم النشويات على المواد التي تتكون من النشا بشكل أساسي، والذي يوجد في البطاطا والخبز وغيرها، كما يدخل في إعداد الكثير من أنواع الحلويات، والأغذية المختلفة. ويعد النشا والغلايكوجين والسيليلوز من السكريات المتعددة، وهي مبلمرات طبيعية تتكون من ارتباط عدد كبير من وحدات بناء أساسية (مونومرات) من السكر الأحادي. فما وحدات البناء الأساسية المكونة لكل منها؟ وما نوع الروابط بين هذه الوحدات؟

أ ـ النشا: تعد النباتات المصدر الأساسي للنشا، فهي تخزنه في جذورها وسيقانها وثمارها وبذورها كمصدر احتياطي للطاقة، تستهلكه عند الحاجة، عن طريق تحويله إلى الغلوكوز، ومن ثم الاستفادة من الغلوكوز في الحصول على الطاقة الضرورية للعمليات الحيوية التي تحدث في النباتات.

ب ـ الغلايكوجين: تحتوي أصناف المواد الغذائية المختلفة، مثل الخبز والفواكه والبطاطا والخضروات التي يتناولها الإنسان والحيوان على كميات كبيرة من السكريات، يُستهلك جزء من هذه السكريات في العمليات الحيوية المختلفة، ويخزن الفائض منها على شكل غلايكوجين في الكبد والعضلات. وعند نقص نسبة الغلوكوز في الجسم يعمل على تحويل الغلايكوجين إلى غلوكوز للحصول على الطاقة اللازمة. وللغلايكوجين تركيب يشبه تركيب الأميلوبكتين، إلا أنه أكثر تفرعًا وسلاسله أكثر طولًا؛ لذا فإن كتلته المولية أكبر بكثير من الكتلة المولية للأميلوبكتين.

جـ- السيليلوز: السيليلوز مركب عضوي يشكل وحدة التركيب البنائي لهيكل النبات، ويدخل في تركيب جدران الخلايا النباتية، كما يدخل في الكثير من الصناعات، كصناعة الورق والمنسوجات، ويشكل نحو ٤٢٪ من الخشب الذي يُستخدم في المباني، وصناعة الأثاث. فمم يتكون السيليلوز؟ وكيف تترابط وحداته البنائية فيما بينها؟ وما علاقة تركيبه بوظيفته الحيوية؟ لتتعرّف ذلك، ادرس الشكل (٤ – ١٨)، الذي يبيّن التركيب البنائي للسيليلوز، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



الشكل (٤ – ١٨): جزء من التركيب البنائي للسيليلوز.

- ما نوع وحدات البناء الأساسية المكونة للسيليلوز؟
- ما نوع الرابطة الغلايكوسيدية بين وحدات البناء الأساسية في السيليلوز؟

يتضح من الشكل أن وحدة البناء الأساسية للسيليلوز هي وحدات السكر الأحادي β– غلوكوز، التي ترتبط فيما بينها برابطة غلايكوسيدية من نوع (β– ١ : ٤).

يوجد السيليلوز على شكل سلاسل متوازية غير متفرعة، ترتبط فيما بينها بروابط هيدروجينية، وهذا يجعلها متماسكة بقوة. ويتناسب مع وظيفتها الرئيسة كدعامة للهيكل النباتي.

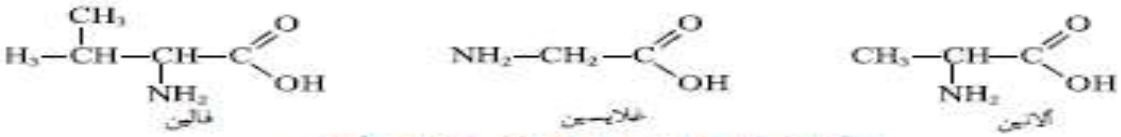
2- البروتينات

تعد البروتينات من المركبات الحيوية المهمة في أجسامنا، فهي المكوّن الاساسي للعضلات، كما أنها تدخل في تركيب الأغشية الخلوية والدم، وتقوم بالعديد من الوظائف الحيوية في الجسم مثل عمليات نقل الأكسجين بين الخلايا، وتحفيز التفاعلات الحيوية، ونحصل على البروتينات من مصادر نباتية وأخرى حيوانية. فمم تتكون البروتينات؟ وما تركيبها الكيميائي؟

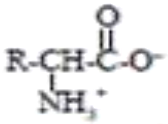
البروتينات مبلمرات طبيعية تتكوّن من وحدات بناء أساسية تعرف بالحموض الأمينية. فما الحموض الأمينية؟ وكيف ترتبط فيما بينها لتكوين البروتينات؟

١- الحموض الأمينية

تعد الحموض الأمينية وحدة البناء الأساسية للبروتينات، ولتتعرّف تركيبها، ادرس الصيغ البنائية لبعض الحموض الأمينية المبينة في الشكل (٤ – ١٩)، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



الشكل (٤–١٩): التركيب البنائي لبعض الحموض الأمينية.

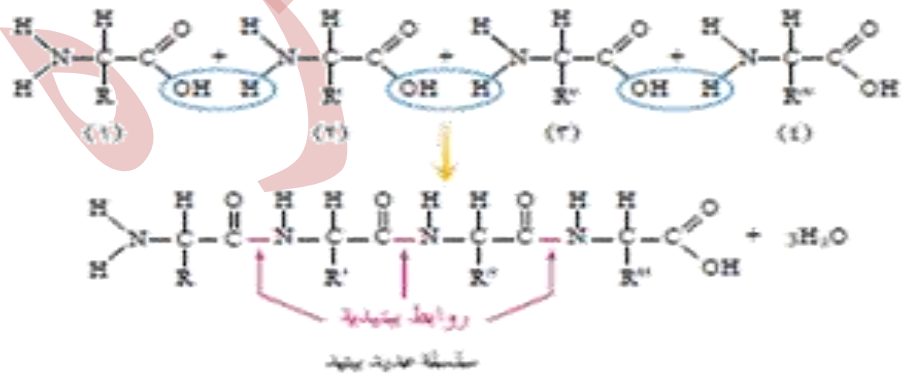


الشكل (٤–٢٠): الصيغة العامة للأيون المزدوج.

تحتوي الحموض الأمينية على نوعين من المجموعات الوظيفية هما مجموعة الكربوكسيل الحمضية (-COOH)، ومجموعة الأمين القاعدية ($-NH_2$)، إضافة إلى سلسلة الهيدروكربون (-R) التي يختلف عدد ذرات الكربون فيها من حمض أميني إلى آخر. وتوجد الحموض الأمينية في محاليلها المائية على شكل أيون مزدوج، حيث تمنح مجموعة الكربوكسيل الحمضية البروتون (H^+) إلى مجموعة الأمين القاعدية، ويبين الشكل (٤ – ٢٠) الصيغة البنائية العامة للأيون المزدوج. وبناء على ذلك، فإن الحمض الأميني يسلك كحمض في الوسط القاعدي، كما يسلك كقاعدة في الوسط الحمضي، وأما في الوسط المتعادل، فيكون pH له يساوي ٧، ويكون متعادلًا.

٢- تركيب البروتينات

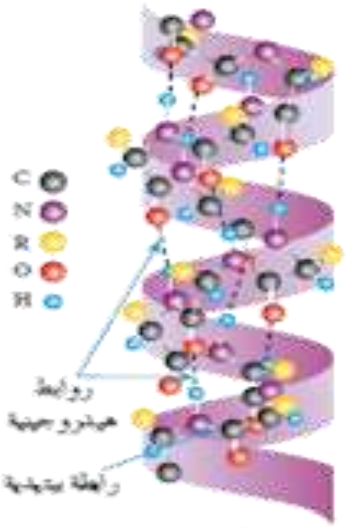
تعد البروتينات مبلمرات طيعية ناتجة عن اتحاد عدد كبير من الحموض الأمينية. ولتتعرّف كيف ترتبط هذه الحموض فيما بينها، ادرس الشكل (٤–٢١)، الذي يبيّن اتحاد عدد من الحموض الأمينية، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



الشكل (٤–٢١): اتحاد عدد من الحموض الأمينية لتكوين سلسلة عديد ببتيد.

لعلك تلاحظ أن مجموعة الكربوكسيل في الحمض الأميني الأول تفقد مجموعة OH وترتبط بمجموعة الأمين في الحمض الأميني الثاني، التي تفقد ذرة H، وينشأ بين الحمضين رابطة تعرف بالرابطة الأميدية، أو الرابطة البيتيدية () وينتج عن ذلك جزيء ماء H_2O مقابل كل رابطة تنشأ في السلسلة.

ويطلق على المركب الناتج من اتحاد حمضين أمينين ثنائي ببتيد، وعند اتحاد ثلاثة حموض أمينية؛ فإن المركب الناتج يسمى ثلاثي ببتيد، أما عند ارتباط عدد كبير من الحموض الأمينية خلال عملية تكوين البروتين، فإنه يطلق على تتابع الحموض الأمينية، سلسلة عديد الببتيد، وتتخذ سلسلة البروتين أشكالًا مختلفة، ترتبط أجزاؤها فيما بينها بروابط هيدروجينية، ويبين الشكل (٤–٢٢) أحد أشكال هذه السلاسل.



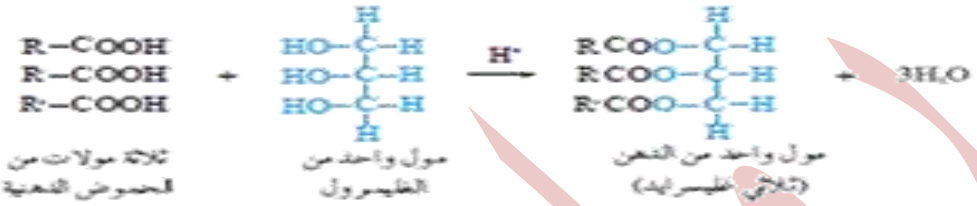
الشكل (٤–٢٢): أحد أشكال سلاسل البروتين.

3- الليبيدات

تعد الليبيدات من المركبات الحيوية، وتمتاز بكونها مركبات عضوية غير قطبية، ذات ملمس دهني، وتضم أنواعًا مختلفة من المواد مثل: الدهون والشيروبيدات التي تُبنى في أجسام الكائنات الحية. وتشكل الليبيدات ٥ ٪ تقريبًا من المواد العضوية الداخلة في تركيب الخلايا الحية، فهي تدخل في تركيب الغشاء الخلوي، ويستفيد منها الجسم في بناء بعض الفيتامينات والهرمونات وغيرها من المركبات الضرورية له. وتعد الليبيدات مصدرًا مهمًا للطاقة في جسم الإنسان والحيوان. وتتميز بقابليتها للذوبان في المذيبات العضوية غير القطبية، مثل رباعي كلوريد الكربون والإيثر والبنزين، إلا أنها قليلة الذوبان في الماء. فما هذه المواد؟ وما التركيب الكيميائي لكل منها؟ وما الدور الحيوي الذي تقوم به هذه المواد في الجسم؟

١ – الدهون

تشكل الدهون جزءًا أساسيًا من غذائنا اليومي، فنحن نستخدم أنواعًا مختلفة منها في إعداد الأطعمة والحلويات، فبعض الدهون يكون صلبًا على شكل دهن في درجة حرارة الغرفة، مثل الزبدة والسمن. وبعضها الآخر يكون سائلًا على شكل زيت كزيت الصويا وزيت الزيتون. وقد ارتبط مفهوم الدهون في أذهان كثير من الناس بالسُّمنة والمضار الناتجة عنها، فهل جميع هذه المواد ضار بالجسم؟ أم أنّ منها ما هو مفيد لأجسامنا؟ وما وحدات البناء الأساسية المكوّنة لها؟ لنتعرّف ذلك، ادرس المعادلة العامة الآتية التي تمثل تكوين مول من الدهن في وسط حمضي، ثم أجب عن الأسئلة التي تليها:



- ما عدد الحموض الدهنية اللازمة للتفاعل؟
- ما عدد مجموعات الهيدروكسيل OH في الغليسرول؟
- ما العائلة العضوية التي ينتمي إليها المركب الناتج؟

تُعد الدهون من الإسترات، إذ يحتوي مولًا واحدًا منها على ثلاث مجموعات إسترية؛ لذا تسمى الدهون الإسترات الثلاثية، ويطلق عليها اسم ثلاثي الغليسرايد، فهي تتكوّن من اتحاد ثلاثة مولات من حموض دهنية متشابهة أو مختلفة مع مول واحد من الغليسرول الذي يحتوي على ثلاث مجموعات هيدروكسيل OH. وتجدر الإشارة هنا، إلى أن الحموض الدهنية هي حموض عضوية كربوكسيلية يزيد فيها عدد ذرات الكربون عادة على (١٢) ذرة، وقد تكون مشبعة أو غير مشبعة.

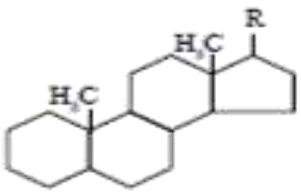
تتميز الدهون بأنها مركبات عضوية غير قطبية ترتبط قيما بينها بقوى لندن الضعيفة، الأمر الذي يفسّر سبب انخفاض درجة انصهارها مقارنة بالسكريات والبروتينات، وتعتمد درجة انصهارها على نوع الحموض الدهنية المكوّنة لها.

تعد الدهون المصدر الرئيس الثاني للطاقة في أجسام الحيوانات وجسم الإنسان، فهي تخزن الكميات الزائدة منه في خلايا الجسم وأنسجته على شكل طبقات دهنية تحت الجلد، وتُعرف بالأنسجة الدهنية، و يتركز وجودها في منطقة البطن، وحول الأعضاء الداخلية، مثل القلب والكليتين والرئتين، وتعمل هذه الطبقات على حماية هذه الأعضاء من الصدمات الخارجية، كما أنها تشكل عازلًا للحرارة بين الجسم والوسط الخارجي. وأما النباتات فإنها تخزن الدهون في بذورها وثمارها على شكل زيوت، تعرف بالزيوت النباتية.

٢- الستيرويدات

لعلك سمعت أحدًا من كبار السن يشتكي من زيادة نسبة الكوليسترول في دمه، وأن ذلك قد تسبب له بتصلب الشرايين، فما الكوليسترول؟ وإلى أي نوع من المركبات ينتمي؟

ينتمي الكوليسترول إلى مجموعة من المركبات العضوية الحيوية التي تسمى ستيرويدات، وهو يدخل في تركيب الأغشية الخلوية، وبعض الفيتامينات مثل فيتامين (د)، وبعض الهرمونات مثل هرموني الإستروجين، والتستوستيرون، فما التركيب الكيميائي للستيرويدات؟ وما أهميتها الحيوية للجسم؟ لتتعرّف ذلك، ادرس الشكل (٤- ٢٣)، الذي يمثل التركيب العام للستيرويدات، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



الشكل (٤-٢٣): التركيب العام للستيرويدات.

- ما عدد الحلقات في التركيب العام للستيرويدات؟
- ما عدد الحلقات السداسية في الشكل؟
- ما عدد الحلقات الخماسية في الشكل؟

يتضح من الشكل أن الستيرويدات تتكون بشكل أساسي من أربع حلقات مرتبطة معًا، ثلاث منها سداسية وواحدة خماسية، إضافة إلى سلسلة هيدروكربونية (R-) تختلف من ستيرويد لآخر. وتعد الستيرويدات نوعًا من أنواع الليبيدات؛ وهي تتميز بأنها لا تذوب في الماء، ولكنها تذوب في المذيبات العضوية غير القطبية مثل الدهون؛ لذا فهي تخزن في الأنسجة الدهنية في الجسم. ومن الجدير بالذكر أن معظم الستيرويدات يتم تكوينها في الجسم، فالكبد ينتج ٧٠٪ تقريبًا من حاجة الجسم من الكوليسترول، وهو مركب وسطي يستفاد منه في تكوين الستيرويدات الأخرى. ورغم حاجة الجسم للكوليسترول، إلا أن زيادة نسبته في الدم تؤدي إلى ترسبه في الأوعية الدموية، فيسبب ذلك تصلبها، فيعيق حركة الدم في هذه الأوعية، فيتخثر ويكوّن ما يعرف بالجلطة الدموية.

تطبيقات حياتية

فيتامين (د)

يعد فيتامين (د) من الفيتامينات الهامة للجسم، ويتم بناؤه من الكوليسترول في الجلد عند التعرض لأشعة الشمس؛ لذا يطلق عليه فيتامين الشمس، وهو الفيتامين المسؤول عن زيادة امتصاص الأمعاء للكالسيوم. وبشكل عام فإن نقص فيتامين (د) في الجسم يسبب انخفاضًا في امتصاص الكالسيوم؛ مما يسبب الكساح عند الأطفال، ولين العظام وهشاشتها عند البالغين. كما يؤدي نقصه إلى الإصابة بالاكتئاب، وزيادة فرصة الإصابة بارتفاع كوليسترول الدم والإصابة بتصلب الشرايين؛ مما قد يسبب ارتفاع ضغط الدم.

ويمكن تعويض نقص فيتامين (د) عن طريق الغذاء، وبعض المستحضرات الدوائية. ويعد صفار البيض، والكبد، والأسماك البحرية، كالسلمون والتونة من أنواع الطعام الغنية بفيتامين (د). كما يتوافر هذا الفيتامين على شكل مُستحضرات دوائية، أو ما يسمى متممات غذائية، تعطى للأشخاص الذين لا يستطيعون الحصول على كمية كافية منه عن طريق الغذاء، أو التعرض لضوء الشمس.

الشكل (٤-٢٤): مستحضرات دوائية لفيتامين (د).

للاستزادة يمكنك الرجوع إلى الشبكة المعلوماتية مستعينًا بالعبارة المفتاحية الآتية: فيتامين د Vitamin D.

نماذج من الأسئلة:

يرتبط كل سؤال في الاختبار بمؤشر من المؤشرات، وفيما يلي نماذج من الأسئلة.

النموذج الأول:

المجال: تاريخ وطبيعة علم الكيمياء وعلاقته بالعلوم الأخرى.

المعيار: يعرف المعلم طبيعة علم الكيمياء وتاريخ تطوّره

المؤشر: يفرّق بين الفرض والنظرية، والقانون والحقيقة ،والمفهوم والنموذج العلمي، ويقدم أمثلة كيميائية توضّحها.

السؤال:

التخمين العلمي الذي يمكن اختباره هو:

أ نظرية

ب فرضية

ج قانون طبيعي

د نموذج

الاختيار (ب) هو الصحيح ، لأن الفرضية هي توضيح مفترض لظاهرة ما ، وتكون قابلة للاختبار والتجربة

النموذج الثاني :

المجال: التجريب والمهارات الرياضية وتمثيل البيانات في الكيمياء.

المعيار: يجري المعلم التجارب العملية مراعيًا قواعد السلامة والأمان في المختبر.

المؤشر: يبين إجراءات الإسعافات الأولية للإصابات التي يمكن أن تحدث داخل المختبر أو خارجه.

السؤال:

في حالة سكب مادة كيميائية على قدمك، فأول خطوة يجب أن تعملها هي:

أ غسل المنطقة المصابة ، بسكب كميات كبيرة من الماء عليها.

ب الذهاب بأقصى سرعة إلى مركز طبي للعلاج.

ج البقاء في مكان الحدث حتى وصول سيارة الإسعاف.

د معادلة المادة الكيميائية ، بسكب مادة كيميائية أخرى عليها.

الاختيار (أ) هو الصحيح، لأنه كلما طال بقاء المادة الكيميائية على الجلد فإنها تتلف الجلد تدريجيا ، ويصبح الجلد بعد ذلك مشوها ، لذا لزم إبعاد المادة الكيميائية أولا عن الجسم بسرعة قبل اتخاذ أي خطوة أخرى.

النموذج الثالث:

المجال: الكيمياء التحليلية والبيئية.

المعيار: يلم المعلم بكيمياء المحاليل وحساباتها.

المؤشر: يشرح طرق التعبير المختلفة عن تركيز المحلول، ويجري الحسابات لهذا الغرض.

السؤال:

استخدم كيميائي 22 ملليترمن H_2SO_4 تركيزه 0.1M لمعادلة 10 ملليترمن NaOH ما تركيزمحلول NaOH بالمولار؟

أ 0.055

ب 0.11

ج 0.44

د 4.4

الاختيار (ج) صحيح، لأنه عند حساب عدد المولات من H_2SO_4 = 0.022 لتر x 0.1 مول/لتر = 0.0022 مول ولكن نسبة التفاعل 2:1 وبالتالي عدد المولات من NaOH = 0.0022 x 2 = 0.0044 مول ومن ثم تركيز

$$NaOH = \frac{0.0044}{0.01} = 0.44M$$

النموذج الرابع:

المجال: التجريب والمهارات الرياضية وتمثيل البيانات في الكيمياء .

المعيار: يلم المعلم بالمهارات الرياضية وتمثيل البيانات .

المؤشر: يلم بالتطبيقات الرياضية المتعلقة بالكيمياء .

السؤال:

افترض لديك مخلوطا من (8 جرام سكر و 5.20 جرام ملح و 100.01 جرام نشارة خشب). ما الكتلة الكلية للمخلوط ممثلة برقم أسي مع الرقم الصحيح للأرقام المعنوية؟

أ 1×10^{2} ج 1.13×10^{2}

ب 1.1×10^{2} د 1.132×10^{2}

الإجابة الصحيحة البديل (ج) . لأنه في حال جمع الأرقام المعنيّة الموجود بها علامة عشرية فإن الناتج يجب أن يحتوي على نفس عدد الأرقام العشرية لأقل رقم من المجموعين . وهو في هذه الحالة صفر . لذلك يجب ألا تحتوي المجموعة على أرقام عشرية . وعند الجمع يكون الناتج 113 . ولكن عند تحويله إلى رقم معنوي أسي يصبح 1.13×10^{2}

تبرير الإجابات الخاطئة :

البديل (أ): ناتج الجمع خطأ حين تحويله يصبح 100 .

البديل (ب): ناتج الجمع خطأ حين تحويله يصبح 110.

البديل (د): يوجد رقم يبعد العلامة العشرية .

النموذج الخامس:

المجال: الكيمياء التحليلية والبيئية.

المعيار: يشرح المعلم الأحماض والقواعد.

المؤشر: يشرح مفهوم الأس الهيدروجيني، ويجري الحسابات المتعلقة بالأحماض والقواعد والأملاح.

السؤال:

تقدر قيمة pH لمحلول HCl تركيزه 1.0×10^{-5} مولار:

أ 2

ب 3

ج 4

د 5

الإجابة الصحيحة البديل (د): فبما أن HCl حمض قوي فسوف يتأين تأيناً كاملا إذاً تركيزه هو 1.0×10^{-5} وعند حساب $pH=-\log[H^+]$ فإن الناتج يساوي:

$-\log[1.0\times10^{-5}]= -(-5)\times1 = 5$

النموذج السادس:

المجال: الكيمياء الفيزيائية.

المعيار: يلم المعلم بالكيمياء الكهربائية.

المؤشر: يجري الحسابات المتعلقة بالجهود القياسية للخلايا الكهروكيميائية والقوة الدافعة الكهربائية ومعادلة نيرنست.

السؤال:

$Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag_{(s)}$ $E^o = +0.80\ v$

$Cr^{3+} + 3e^- \longrightarrow Cr_{(s)}$ $E^o = -0.74\ v$

اعتماداً على جهدي الاختزال القياسيين للكروم والفضة الموجودين بالأعلى فإن جهد الخلية E^o_{cell} للتفاعل التالي بالفولت هو: $3\ Ag^+ + Cr_{(s)} \longrightarrow 3\ Ag_{(s)} + Cr^{+3}$

أ	3.14	ج	-1.54
ب	1.54	د	-3.14

الإجابة الصحيحة البديل (ب):الجهد الكلي للخلية يأتي من: $E^o_{cell} = E^o(Ag) - E^o(Cr) = 0.80-(-0.74) = +1.54v$ حيث تم اختزال الفضة وأكسدة الكروم

تبرير الإجابات الخاطئة:

البديل(أ): ليس ناتجاً لأنه يتطلب اختزال Cr^{3+}

$Cr^{3+} + 3Ag \longrightarrow 3Ag^+ + Cr$

$E = -0.74 - 0.80$

البديل(ج): ليس ناتجاً بسبب الضرب في معامل Ag^+

$3Ag^+ + Cr \longrightarrow Cr^{3+} + 3Ag$

$E = +3 \times 0.80 + 0.74$

البديل(د): ليس ناتجاً لاختزال Cr^{3+} والضرب في معامل Ag

$3Ag + Cr^{+3} \longrightarrow Cr + 3Ag$

$E = -0.74 - 3 \times 0.80$

النموذج السابع :

المجال: الكيمياء الفيزيائية .

المعيار: يلم المعلم بالحسابات الكيميائية والمعادلات الكيميائية وقوانين الغازات.

المؤشر: يشرح معنى المول، وعدد أفوجادرو، والعلاقة مع الكتل الذرية والجزيئية، ويجري التطبيقات الحسابية على المول.

السؤال:

أي الأزواج الغازية التالية له نفس عدد الجزيئات ؟

أ 8.8 جرام من CO_2 و 10.4 جرام من C_3H_8

ب 16 جرام من O_2 و 2 جرام من H_2

ج 19 جرام من F_2 و 1.0 جرام من H_2

د 4.0 جرام من O_2 و 4.0 جرام من N_2

علمًا أن : (H=1, C=12, N=14, O=16, F=19)

الإجابة الصحيحة البديل (ج): المول من أي مادة يحتوى على عدد أفوجادرو من الجزيئات وبالتالي عدد المولات المتساوي من أي مادة غازية سيكون عدد الجزيئات متساوٍ . وعند حساب عدد المولات من F_2 = 19 ÷ 38 = 0.5 مول وعدد المولات من H_2 = 1 ÷ 2 = 0.5 مول وبالتالي لهما نفس العدد من الجزيئات

تبرير الإجابات الخاطئة :

البديل(أ): عدد المولات من CO_2 = 0.2 وعدد المولات من C_3H_8=0.236 وبالتالي فإنهما غير متساويين في عدد الجزئيات .

البديل(ب):عدد المولات من O_2 = 0.5 وعدد المولات من H_2=1 وبالتالي فإنهما غير متساويين في عدد الجزئيات .

البديل(د): عدد المولات من O_2=0.125 وعدد المولات من N_2=0.143

وبالتالي فإنهما غير متساويين في عدد الجزئيات .

النموذج الثامن :

المجال: الكيمياء التحليلية والبيئية

المعيار: يلم المعلم بكيمياء المحاليل وحساباتها.

المؤشر: يشرح طرق التعبير المختلفة عن تركيز المحلول، ويجري الحسابات لهذا الغرض

السؤال:

ما عدد الجرامات الموجودة في هيدروكسيد الصوديوم NaOH الموجودة في 100.0 ملليتر من محلول NaOH تركيزه (1.5M) ؟ علما بأن (H=1, O=16, Na=23) :

أ 0.6

ب 0.30

ج 3.0

د 6.0

الإجابة الصحيحة البديل (د): الوزن بالجرام= عدد المولات(مول)/الوزن الجزيئي (جرام/مول)

وعدد المولات=التركيز (مول/لتر)Xالحجم(لتر) أي أن عدد المولات= 1.5مول / لتر X0.10لتر= 0.15مول

وبالتالي فإن عدد الجرامات من NaOH=0.15 مول X 40 (جرام/مول)=6 جرامات

النموذج التاسع :

المجال: الكيمياء العضوية والحيوية

المعيار: يعرف المعلم الكيمياء الحيوية والنفط.

المؤشر: يشرح التركيب الكيميائي للزيوت والدهون، وكيفية تحضيرها وأنواعها وتركيبها الكيميائي، ويعطي أمثلة عليها.

السؤال:

الأبحاث الخاصة بإنتاج الإيثانول من الذّرة تجد تشجيعاً ودعماً من المجتمعات الهادفة إلى :

أ تخفيض أسعار الذّرة النباتية باعتبارها مصدراً للطعام.

ب تحفيز نمو الوظائف في صناعة السيارات.

ج تقليل الاعتماد على الوقود الأحفوري.

د زيادة المساحة الخضراء.

الإجابة الصحيحة البديل (ج): لاستخدام الإيثانول كوقود ، وبالتالي تقليل الاعتماد على الوقود الإحفوري

تبرير الإجابات الخاطئة:

البديل(أ): اعتبار أنه مصدر للطعام من الأشياء التي تعوق تشجيع الأبحاث

البديل(ب): لا توجد علاقة مباشرة بالأبحاث في إنتاج الإيثانول

البديل(د): لا توجد علاقة مباشرة بالأبحاث في إنتاج الإيثانول

النموذج العاشر:

المجال: الكيمياء غير العضوية .

المعيار: يبيّن المعلم ماهيّة المادة ومكوّناتها والجدول الدوري للعناصر.

المؤشر: يشرح ماهيّة المادة ومكوّناتها وخواصّها وحالاتها، ويصنف التغيّرات التي تطرأ على المواد ، ويقارن بينها.

السؤال:

تصنف بيكربونات البوتاسيوم ($KHCO_3$) على أنها:

أ مخلوط غير متجانس.

ب عنصر.

ج مخلوط متجانس.

د مركب.

الإجابة الصحيحة البديل (د): لأن تعريف المركب هو عبارة عن مادة مكوّنة من اتحاد عنصرين أو أكثر وبيكربونات البوتاسيوم مكوّنة من اتحاد عناصر الهيدروجين والأكسجين والكربون والبوتاسيوم.

تبرير الإجابات الخاطئة:

البديل(أ): المخلوط المتجانس: مخلوط يتكون من مادتين أو أكثر، ولا يمكن التمييز بين مكوّناته ، وتكون جميع أجزائه متماثلة في الخواص مثل الجرانيت.

البديل(ب): هو عبارة عن عنصر واحد نقي من العناصر الموجودة في الجدول الدوري.

البديل(ج): أما المخلوط غير المتجانس: فهو مخلوط يتكون من مادتين أو أكثر ويمكن التمييز بين مكوّناته وتكون أجزاؤه غير متماثلة في الخواص.

اختبر نفسك

فيما يلي نقدم بعض الأسئلة للتدريب على الاختبار، مع ملاحظة أنه ليس بالضرورة أن يكون الاختبار محاكيا لهذه الأسئلة بتفاصيلها، ولا معبرا عن مستوى الصعوبة، وإنما المقصود التدريب، وإعطاء فكرة عامة عن طبيعة الاختبار ، وقد روعي في الأسئلة ما يلي:

f f

السؤال الأول:

أفضل وصف للنظرية العلمية هو:

أ لا يمكن أن تتغير ابداً.

ب من الممكن أن تتغير في كل مرة يتم فيها الاختبار.

ج يمكن إثباتها بتكرار التجارب.

د تمّ اختبارها بشكل جيد، وتفسر نطاق واسع من الملاحظات.

السؤال الثاني:

أي المركبات الآتية سوف ينتج عندما يتفاعل البنزين (C_6H_6) تفاعل استبدال مع حمض النيتروز HNO_2؟

أ $C_6H_5NH_2$ ج $C_6H_5NO_2$

ب C_6H_5NO د $C_6H_5NO_3$

السؤال الثالث:

أي المعادلات التالية موزونة ؟

أ $Zn_{(s)} + 2AgNO_{3(aq)} \longrightarrow 2Ag_{(s)} + Zn(No_3)_{2(aq)}$

ب $CH_3OH_{(l)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)}$

ج $Al_{(s)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow Al_2O_{3(s)}$

د $H_2SO_{4(aq)} + 2NaOH_{(aq)} \longrightarrow Na_2SO_{4(s)} + H_2O_{(l)}$

السؤال الرابع:

باستخدام المعادلة الكيميائية التالية:

$$2KClO_{3(s)} \longrightarrow 2KCl_{(s)} + 3O_{2(g)}$$

فإن معدل احتراق الجلوكوز يزداد بإضافة $KClO_3$ وهذا يرجع إلى أن:

أ وجود $KClO_3$ يقلل طاقة التنشيط للتفاعل.

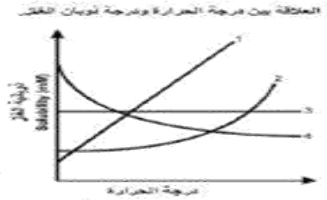
ب تحلل $KClO_3$ يزيد تركيز أحد متفاعلات الاحتراق.

ج تحلل $KClO_3$ ينتج كمية كبيرة من الحرارة.

د KCl المتكون من تحلل $KClO_3$ نشط جداً.

السؤال الخامس:

أي الخطوط في منحنى الإذابة أدناه يمثل أفضل علاقة بين درجة الحرارة ودرجة ذائبية غاز في سائل ؟



أ 1

ب 2

ج 3

د 4

السؤال السادس:

استخدم الجدول أدناه في الإجابة عن السؤال التالي :

الجهد القياسي للاختزال (at 25°C, 1.0 M)	
نصف التفاعل	$E^{o}(V)$
$Sn^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \longrightarrow Sn_{(s)}$	-0.138
$Pb^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \longrightarrow Pb_{(s)}$	-0.126

خلية كهربائية تستخدم أنصاف التفاعلات الموجودة في الجدول السابق ، (تبدأ العمل في الظروف القياسية).

عند أي نسبة تركيز لـ Sn^{2+} و Pb^{2+} سوف يكون جهد الخلية يساوي 0.012 ؟

أ 0.331

ب 0.390

ج 1.0

د 2.53

السؤال السابع:

عند إذابة 5 جرام من مادة صلبة مجهولة غير متطايرة في 10 جرام من مذيب يؤدي ذلك إلى انخفاض درجة تجمده بمقدار 5°م . إذا علم أن ثابت الانخفاض المولالي لهذا المذيب هو 1.90 درجة/مولال فإن الوزن الجزيئي للمادة المجهولة يساوي :

أ 9

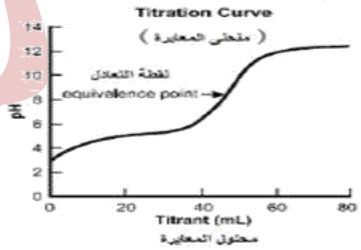
ب 19

ج 190

د 290

السؤال الثامن :

يوضح الرسم البياني أدناه نتائج لتجربة معايرة لمحلول مادة ما، أي الاستنتاجات الآتية سوف يدعم هذه النتائج؟



أ الحمض المستخدم في المعايرة حمض متعدد البروتون .

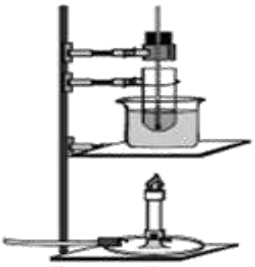
ب قاعدة قوية تعاير بحمض ضعيف .

ج المعاير المستخدم في هذه التجربة هو حمض قوي.

د حمض قوي يعاير بقاعدة ضعيفة.

السؤال التاسع:

في أي التجارب العلمية التالية يستخدم الجهاز الموضّح ؟



أ فصل خليط من سائلين غير معروفين.

ب تعيين نقطة الغليان لسائل غير معروف.

ج رسم منحنى المعايرة لسائل غير معروف.

د الكشف عن وجود كاتيونات في سائل غير معروف.

السؤال العاشر:

أي المركبات التالية هو الأساس في صناعة الأسبرين ؟

أ الأنلين Aniline

ب حمض الفورميك Formic acid

ج حمض البنزويك Benzoic acid

د حمض السلسليك Salicylic acid

السؤال الحادي عشر:

خطط معلم الكيمياء لاستخدام غرفة الغازات لدراسة التفاعل بين عنصري النحاس والكبريت. (قبل بدء التجربة سوف يراجع المعلم مع الطلاب الاستخدام الأمثل لغرفة الغازات). ما التعليمات التي يجب أن تشملها هذه المناقشة ؟

أ تجنب استخدام موقد بنزن داخل غرفة الغازات.

ب إغلاق المروحة خلال إجراء التجربة.

ج إبقاء نافذة غرفة الغازات على أقل مستوى ممكن خلال التجربة.

د الابتعاد عن غرفة الغازات عند بدء التفاعل.

السؤال الثاني عشر:

ما الاسم النظامي (IUPAC) للجزيء $CH_3CH_2CHClCH_3$ ؟

أ 2 - كلورو البيوتان.

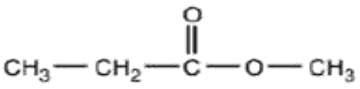
ب 3 - كلورو البروبان.

ج 2 - كلورو الإيثان.

د 3 - كلورو البنتان.

السؤال الثالث عشر:

أي المجموعات الوظيفية التالية تحتوي عليها الصيغة البنائية أدناه ؟



أ الهيدروكسيل

ب إيثر

ج كربونيل

د إستر

السؤال الرابع عشر:

أي التفاعلات التالية يعدّ مثالاً على تفاعلات التعادل؟

أ $2C_2H_{6(g)} + 7O_{2(g)} \longrightarrow 4CO_{2(g)} + 6H_2O_{(l)}$

ب $2KClO_{3(s)} \longrightarrow 2KCl_{(s)} + 3O_{2(g)}$

ج $HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \longrightarrow NaCl_{(s)} + H_2O_{(l)}$

د $2Ca_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2CaO_{(s)}$

السؤال الخامس عشر:

إذا أراد المعلم استخدام تقنيات التعليم لتوسيع نطاق فهم الطلاب لعملية الاستقصاء العلمي. أي الأنشطة الطلابية التالية أكثر فعالية في تحقيق هذا الهدف؟

أ استخدام برمجيات المحاكاة لتصميم وإجراء النشاط العلمي.

ب استخدام برنامج الرّسام المطوّر.

ج استخدام الإنترنت للبحث في الاكتشافات العلمية الحديثة.

د البحث عن عرض عملي في الانترنت (مثل اليوتيوب) لعرض نشاط مشابه لنشاط الكتاب.

السؤال السادس عشر:

تميل جزيئات المادة في الحالة الصلبة إلى :

أ أن تبقى بدون حركة.

ب أن تهتز حول موضع ثابت.

ج أن تنزلق بحرية واحدة تلو الأخرى.

د أن تتحرك بثبات في خطوط مستقيمة.

السؤال السابع عشر:

ذرة تحتوي على 50 برتون و 50 إلكترون و 69 نيترون ، الكتلة الذرية لها هي :

أ 50

ب 69

ج 119

د 169

السؤال الثامن عشر:

أي المحاليل المائية التالية لا توصل التيار الكهربائي؟

أ KCl ج HCl

ب NaOH د $C_6H_{12}O_6$

السؤال التاسع عشر:

ما التغير في طاقة التكوين ($H\Delta$) للنشادر بوحدة الكيلوجول في التفاعل التالي عند الظروف القياسية ؟

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow 2NH_{3(g)} \quad , \quad \Delta H^0_f = -46 \text{ KJ/mol}$$

أ -23 ج -69

ب -46 د - 92

السؤال العشرون:

تحتوي أنبوبة مغلقة على 1.0 مول من غاز النيون. عند زيادة درجة حرارة العيّنة ،فإن الضغط سوف يزيد أيضا . في ضوء النظرية الجزئية الحركية أي الآتي يمثّل تفسيراً لهذا التغير؟

أ حدوث تفاعل بين ذرات النيون.

ب لا تنجذب جزيئات الغاز المثالي بعضها لبعض.

ج زيادة التجاذب بين ذرات النيون.

د زيادة التصادمات مع جدران الإناء.

السؤال الحادي والعشرون:

كم حجم حمض الكبريت المركز (10 مولار) بالملتر يجب إضافته إلى الماء لتحضير 250 ملتر من حمض الكبريت تركيزه 0.2 مولار ؟

أ	5	ج	15
ب	10	د	20

السؤال الثاني والعشرون:

رقم التأكسد لـ Mn في أيون البرمنجنات (MnO_4^-) هو:

أ	-8	ج	+2
ب	-1	د	+7

السؤال الثالث والعشرون:

عند نقل الكيماويات من زجاجة التخزين إلى إناء آخر للاستخدام المخبري يجب أن تحتوي بطاقة البيانات الموجودة على الإناء الجديد على الاسم والصيغة الكيميائية ودرجة الغليان (أو الانصهار) إضافة إلى :

أ رقم غرفة المعمل.

ب تاريخ وصول زجاجة التخزين.

ج تحذير مخاطر المادة الكيميائية.

د رقم تليفون مسؤول تنظيف المواد الكيميائية.

السؤال الرابع والعشرون:

مادة الألنين alanine تدخل في تركيب :

أ سيللوز

ب بروتين

ج الزيوت النباتية

د بلاستيك

السؤال الخامس والعشرون:

جزيء السكروز Sucrose "أو سكر المائدة" يتكون من :

أ جلوكوز وفركتوز

ب وحدتي جلوكوز

ج جلوكوز ومانوز

د سكر نشا

رقم السؤال	الاجابة	المعيار	المؤشر
١	د	١	٧
٢	ب	١١	٧
٣	أ	٦	٢
٤	ب	٨	٣
٥	د	٤	١
٦	ج	١٠	٥
٧	ج	٧	٢
٨	د	٩	٤
٩	ب	٣	٧
١٠	د	١٤	٤
١١	ج	٣	٢
١٢	أ	٣	٤
١٣	د	١٤	١
١٤	ج	٩	٢
١٥	أ	١٧	٦
١٦	ب	٥	١
١٧	ج	٥	٣
١٨	د	٧	١
١٩	د	٨	٤
٢٠	د	٦	٤
٢١	أ	٧	٣
٢٢	د	١٠	١
٢٣	ج	٣	٢
٢٤	ب	١٣	٣
٢٥	أ	١٣	٢

للمزيد من الاسئلة التنافسية اضغط

https://m.facebook.com/groups/1604255116569917?vi

malink&id=1797386557256771

للوصول الى دوسية القدرات والكفايات المهنية اضغط

https://web.facebook.com/groups/Goodinus/permal

0656419929783/

المراجع

- ✓ الكتب المدرسية / المنهاج الأردني للصفوف التاسع/العاشر/

  المرحلة الثانوية المستوى (1+2+3)

- ✓ موقع منهاجي
- ✓ ويكيبيديا
- ✓ المدرسة العربية الإلكترونية

www.schoolarabia.net/map_site/chemistry/chemistry_1.htm

- ✓ دليل المتقدم لاختبار معلمي الكيمياء /المملكة العربية السعودية.