

الحقيبة التعليمية



وزارة التعليم العالي والبحث العلمي

الجامعة التقنية الشمالية

الكلية التقنية الزراعية

|  |  |
| --- | --- |
| القسم العلمي: تقنيات النباتات الطبية والنواتج الطبيعة |  |
| اسم المقرر: الكيمياء العامة |  |
| المرحلة / المستوى: الاولى |  |
| الفصل الدراسي: الاول |  |
| السنة الدراسية: 2024-2025 |  |



|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| اسم المقرر: | الكيمياء العامة | | | | | | | | |
| القسم: | تقنيات النباتات الطبية والنواتج الطبيعة | | | | | | | | |
| الكلية: | الكلية التقنية الزراعية | | | | | | | | |
| المرحلة / المستوى | الاولى | | | | | | | | |
| الفصل الدراسي: | الاول | | | | | | | | |
| عدد الساعات الاسبوعية: | نظري | | 1 | | عملي | | | 3 | |
| عدد الوحدات الدراسية: | 6 | | | | | | | | |
| الرمز: | TAMO 100 | | | | | | | | |
| نوع المادة | نظري |  | | عملي | |  | كلهما | | ■ |
| هل يتوفر نظير للمقرر في الاقسام الاخرى | | | | نعم | | | | | |
| اسم المقرر النظير | الكيمياء العامة | | | | | | | | |
| القسم | تقنيات الإنتاج النباتي, الانتاج الحيواني , التصحر | | | | | | | | |
| رمز المقرر النظير |  | | | | | | | | |
| معلومات تدريسي المادة | | | | | | | | | |
| اسم مدرس (مدرسي) المقرر: | **ا. م. د. وجدان محمد صالح** | | | | | | | | |
| اللقب العلمي: | **أستاذ مساعد** | | | | | | | | |
| سنة الحصول على اللقب | 2021 | | | | | | | | |
| الشهادة : | **دكتوراة** | | | | | | | | |
| سنة الحصول على الشهادة | **2006** | | | | | | | | |
| عدد سنوات الخبرة ( تدريس) | **24** | | | | | | | | |

**معلومات عامة**

|  |
| --- |
| **الوصف العام للمقرر** |
| **"** **مقرر مادة "الكيمياء العامة " يهدف إلى تزويد الطلاب بالمعرفة والمهارات اللازمة للمعرفة علم الكيمياء,** العلم الذي يدرس المادة وتكوينها، التفاعلات الكيميائية، خواص العناصر والمركبات، بالإضافة إلى التغيرات التي تحدث لها. يتضمن هذا المجال فهم الروابط الكيميائية، الديناميكا الحرارية، والحركية، مما يساعد على تفسير كيفية تفاعل المواد مع بعضها البعض تحت ظروف مختلفة ,الكيمياء العامة تشكل الأساس لفهم التخصصات الأخرى في الكيمياء، مثل الكيمياء العضوية، غير العضوية، والفيزيائية. إنها تفتح الأبواب لاستكشاف التطبيقات العملية في مجالات مثل الطب، البيئة، والصناعة و **تشمل المفاهيم الأساسية مثل:**  **1. الذرة والجزيء: دراسة بنية الذرات وكيفية تكوين الجزيئات.**  **2. التفاعلات الكيميائية: كيفية تفاعل المواد مع بعضها، بما في ذلك أنواع التفاعلات والتوازن الكيميائي.**  **3. الطاقة في التفاعلات: مفهوم الطاقة الكيميائية، بما في ذلك الحرارة والتفاعل الطارد والممتص للحرارة.**  **4. الخصائص الفيزيائية: دراسة الخصائص المختلفة للمواد مثل الكثافة والذوبانية.**  **5. الحمض والقاعدة: فهم خصائص الأحماض والقواعد وتطبيقاتها** |
| **الاهداف العامة** |
| * تمكين الطلاب من تطوير معرفتهم بالكيمياء * وتعزيز معرفتهم بالأسس الكيميائية، مثل تركيب الذرات والجزيئات، التفاعلات الكيميائية، والمفاهيم الأساسية مثل المول والتركيز. * تمكين الطلاب من فهم كيفية تطبيق هذه المعرفة في الحياة اليومية والعلوم الأخرى. |
| **الأهداف الخاصة** |
| الاهداف الخاصة لمقرر "الكيمياء العامة" تشمل ما يلي:  1- **فهم المبادئ الأساسية**: التعرف على المفاهيم الأساسية مثل الذرات، الجزيئات، التفاعلات الكيميائية، والروابط الكيميائية.  2- تطوير **المهارات التجريبية**: تعزيز القدرة على إجراء التجارب الكيميائية، وتفسير النتائج، وتحليل البيانات.  3-**تطبيق المعرفة**: تطبيق المفاهيم الكيميائية في سياقات عملية، مثل التفاعلات الكيميائية في الحياة اليومية، والبيئة، والصناعة.  4- تحليل **المواد**: فهم كيفية تحليل المواد الكيميائية واستخدام تقنيات الفصل المختلفة.  5-  **تقييم**  العوامل المؤثرة على سرعة التفاعل الكيميائي وكيفية التحكم فيها |
| **الأهداف السلوكية او نواتج التعلم**  **تتضمن الأهداف السلوكية أو نواتج التعلم لمقرر الكيمياء العامة ما يلي:**   1. **ان يتعرف على أنواع التفاعلات الكيميائية وكتابة معادلاتها بشكل صحيح.** 2. **ان يفهم المفاهيم الكيميائية والقدرة على استخدام المبادئ الكيميائية لحل المشكلات وتفسير الظواهر الكيميائية في الحياة اليومية.** 3. **ان يطبق التجارب المعملية بأمان، والقدرة على جمع البيانات وتحليلها.** 4. **ان يحلل ويكتب التقارير العلمية واضحة ومنظمة تعكس الفهم العميق للموضوعات الكيميائية.** 5. **ان يلخص النتائج و يفسر البيانات التجريبية وفهم المعاني الكامنة وراء النتائج.** 6. **ان يقيم المعلومات والنتائج، واتخاذ قرارات مستنيرة بناءً على التحليل النقدي.** |
|  |
| **المتطلبات السابقة** |
| * معرفة الطالب بالعناصر الكيميائية و مكونات الذرة |

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| الأهداف السلوكية او مخرجات التعليم الأساسية | | |
| **ت** | **تفصيل الهدف السلوكي او مخرج التعليم** | **آلية التقييم** |
|  | 1- ان يتعرف على المفاهيم الكيميائية لحل المسائل المتعلقة بالتفاعلات الكيميائية، مثل حساب النسبة المولية.  **2. أن يستطيع الطالب إجراء التجارب في المختبر بشكل آمن**  **3. أن يتمكن الطالب من تحليل النتائج التجريبية، بما في ذلك حساب المتوسطات والانحراف المعياري.**  **4. أن يستطيع الطالب كتابة تقارير تجريبية واضحة وشاملة، تتضمن وصف التجربة، النتائج، والمناقشة.**  **5. أن يكون لدى الطالب القدرة على تقييم نتائج التجارب وتقديم تفسيرات مبنية على الأدلة.**  **6. أن يتمكن الطالب من وصف أنواع الروابط الكيميائية وتأثيرها على خصائص المواد.** | **. الاختبارات الكتابية :**  **- استخدام الاختبارات القصيرة**  **تحضير المحاليل وقياس الكميات بدقة**  **.**  حل مسائل رياضية  **كتابة تقارير**  يكون الطالب قادر عل تقييم النتائج  اختبار شفوية |

|  |  |
| --- | --- |
| أساليب التدريس (حدد مجموعة متنوعة من أساليب التدريس لتناسب احتياجات الطلاب ومحتوى المقرر) | |
| الاسلوب او الطريقة | **مبررات الاختيار** |
| 1. المحاضرات انظرية | معرفة المفاهيم النظرية الأساسية |
| 1. ورش العمل التطبيقية والمناقشات الجماعية | توفير بيئة عملية للتدرب على فهم الية التفاعلات ومعرفة التركيب الذري |
| 1. التعلم القائم على التجارب المختبرية | تطبيق المعرفة النظرية في تجارب عملية |
| 1. التعلم الذاتي المستقل | تشجيع الطلاب على البحث المستقل واستكشاف الموضوعات بشكل اعمق |
| 1. العروض التقديمية | تعزيز مهارات التواصل واستخدام التكنلوجيا الأمثل |
| 1. التعلم التعاوني | مناقشة النتائج والحسابات |

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| الفصل الاول من المحتوى العلمي | | | | | | | | |
| عنوان المحاضرة | الوقت | | |  | | | | |
| التوزيع الزمني | النظري | العملي | | العنوان | | طريقة التدريس | التقنيات | طرق القياس |
| الأسبوع الأول | 2 ساعة | |  | **التصنيف الدوري للعناصر**(محاولات تصنيف العناصر  تدرج خواص العناصر في الجدول الدوري الحديث  المجموعات الرئيسية بالجدول الدوري الحديث) | | محاضرة تفاعلية | عرض تقديمي، أسئلة وأجوبة, مناقشة | اختبارات قصيرة |
|  |  | |  |  | **التركيب الذري** | محاضرة |  |  |
| الأسبوع الثاني | 2 ساعة | |  |  |  | عرض تقديمي، أسئلة وأجوبة, مناقشة |  |
|  |  |  |
|  |  |  |
|  |  |  |  |  |
| الأسبوع الثالث | 2 ساعة | |  |  |  | محاضرة | عرض تقديمي، أسئلة وأجوبة, مناقشة | اختبارات. |
|  | |  | **التوزيع الالكتروني للذرات في الجدول الدوري** |  |
|  | |  |  |  |
|  |  | |  |  |  |  |  |  |
| الاسبوع الرابع | 2 ساعة | |  |  | **لنظرية الالكترونية للتكافؤ** | محاضرة | عرض تقديمي، شرح، أسئلة وأجوبة, مناقشة |  |
|  |  | |  |  |  |  |  |  |

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| الفصل الثاني | | | | | | | | |
|  | الوقت | | |  | | | | |
| التوزيع الزمني | النظري | | العملي | العنوان | | طريقة التدريس | التقنيات | طرق القياس |
| الاسبوع الخامس | 2 ساعة |  | | **الاواصر الكيمياوية** |  | محاضرة | عرض تقديمي، شرح، أسئلة وأجوبة, مناقشة | اختبار تحريري |
| الأسبوع السادس | 2 ساعة |  | | **الحوامض والقواعد والاملاح** | محاضرة |  | اختبارات قصيرة |
|  |  | | عرض تقديمي، شرح، أسئلة وأجوبة, مناقشة |
|  |  | |  |
|  |  | |  |  |  |
|  |  | |  |  |  |
| الأسبوع السابع | 2 ساعة |  | | **التفاعلات المهمة (الاكسدة والاختزال )** | محاضرة | عرض تقديمي، شرح، أسئلة وأجوبة, مناقشة | تقديم تقرير عن تفاعل |
|  |  | |  |
|  |  | |  |
| الأسبوع الثامن | 2 ساعة |  | | **الموازنة في الوسط الحامضي والقاعدي** | محاضرة  نقاشات جماعية، |  | اختبار |
|  |  | | اسئلة  مناقشة |
|  |  | |  |
|  |  |  | |  |  |  |  |  |
| الاسبوع التاسع | 2 ساعة |  | | **جهد القطب القياسي** |  | محاضرة | بوربونت |  |
|  |  |  | |  |  |  |  |  |
|  |  |  | |  |  |  |  |  |
|  |  |  | |  |  |  |  |  |

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| الفصل الثالث | | | | | | | |
| عنوان الفصل  تحليل البيانات | الوقت | |  | | | | |
| التوزيع الزمني | نظري | عملي | العنوان الفرعي | | طريقة التدريس | التقنيات | طرق القياس |
| الأسبوع العاشر | 2 |  | **العناصر اللافلزية السائدة** |  | محاضرة | عرض تقديمي، شرح، أسئلة وأجوبة, مناقشة | تقرير، اختبارات قصيرة |
|  |  |  | **الغازات المثالية** | محاضرة. |  | - تقرير، اختبارات قصيرة |
|  |  |  |  |
| **الاسبوع الحادي عشر** |  |  | عرض تقديمي، شرح، أسئلة وأجوبة, مناقشة |
|  |  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  |
| الأسبوع الثاني عشر | 2 |  | **الهالوجينات خصائصها وتحضيرها الخصائص العامة لعناصر المجموعة السادسة** | محاضرة | عرض تقديمي، شرح، أسئلة وأجوبة, مناقشة | ؤ |
|  |  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  |
| الأسبوع الثالث عشر | 2 ساعة |  | **الخصائص العامة للعناصر في المجموعة الخامسة** | محاضرة، |  | كتابة تقرير عن العناصر الدورة الخامسة  اختبارات قصيرة |
|  |  |  |
|  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  |  |  |
| الأسبوع الرابع عشر | 2 ساعة |  | **الخصائص العامة للعناصر في المجموعة الرابعة** |  | محاضرة | عرض تقديمي |  |
|  |  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  |  |
| الاسبوع الخامس عشر |  |  | **الكيمياء النووية** |  | محاضرة | عرض تقديمي | كتابة تقارير |

المحتوى العلمي

**خارطة القياس المعتمدة**

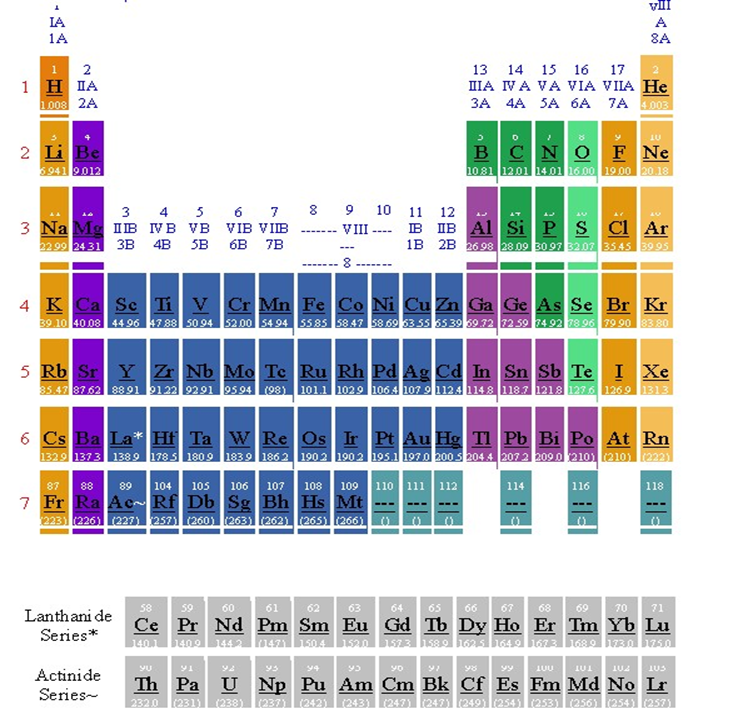
|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| المحتوى التعليمي | عناوين الفصول | الأهمية النسبية | الأهداف السلوكية | | | | | | عدد الفقرات |
| المعرفة | | الفهم | التطبيق | التحليل | التقييم |
| النسبة | 30 | 20 | 30 | 10 | 10 |
| الفصل الاول | التركيب الذري والجدول الدوري | 25 | 8 | | 4 | 8 | 2 | 2 | 20 |
| الفصل الثاني | الحوامض والقواعد | 25 | 8 | | 4 | 8 | 2 | 2 | 20 |
| الفصل الثالث | التفاعلات الكيميائية | 20 | 6 | | 4 | 6 | 2 | 2 | 20 |
| الفصل الرابع | العناصر الهالوجينية | 15 | 4 | | 4 | 6 | 2 | 2 | 20 |
| الفصل الخامس | الكيمياء النووية | 15 | 4 | | 4 | 2 | 2 | 2 | 20 |
| المجموع |  | 100 | 30 | | 20 | 30 | 10 | 10 | **100** |

المحتويات (لكل فصل في المقرر )

|  |  |
| --- | --- |
| رقم المحاضرة: 1 |  |
| عنوان المحاضرة: | التصنيف الدوري للعناصر |
| اســـــم المدرس: |  |
| الفئة المستهدفة : | المستوى الاول |
| الهدف العام من المحاضرة : |  |
| الأهداف السلوكية او مخرجات التعلم: | 1- ان يعرف الطالب مكونات الجدول الدوري  2- ان يميز بين الدورة والزمرة |
| استراتيجيات التيسير المستخدمة | المحاضرة والعروض التقديمية |
| المهارات المكتسبة | سيتمكن الطالب من معرفة توزيع العناصر في الجدول الدوري |
| طرق القياس المعتمدة | اختبارات شفهية وتحريرية |

4 - **الاسئلة القبلية ( ماذا تعرف عن الجدول الدوري )**

5**- المحتوى العلمي**

****

الجدول الدوري هو ترتيب لعناصر الكيمياء وفقًا لعددها الذري وخصائصها الكيميائية. تم تطويره بواسطة ديمتري مندلييف في عام**1869**. يتكون الجدول من صفوف أفقية تُسمى "دورات" وأعمدة عمودية تُسمى "مجموعات". كل عنصر له رمز كيميائي وعدد ذري يحدد موقعه.

**تنظيم الجدول:**

* **الدورات**: تشير إلى عدد الأغلفة الإلكترونية.
* **المجموعات**: تتضمن عناصر لها خصائص متشابهة.

الدورات في الجدول الدوري هي الصفوف الأفقية التي تتكون من العناصر الكيميائية. كل دورة تمثل مستوى طاقة معينًا للإلكترونات.

1. **عدد الدورات**: يوجد في الجدول الدوري 7 دورات.
2. **مستويات الطاقة**: كل دورة تمثل مستويات مختلفة من الطاقة. على سبيل المثال، العناصر في الدورة الأولى تحتوي على غلاف إلكتروني واحد، بينما العناصر في الدورة الثانية تحتوي على غلافين.
3. **التغيرات في الخصائص**: عادةً ما تتغير الخصائص الفيزيائية والكيميائية للعناصر بشكل منتظم عبر الدورة. على سبيل المثال، تزداد الكتلة الذرية من اليسار إلى اليمين.
4. **الإلكترونات**: كلما انتقلنا من اليسار إلى اليمين في الدورة، يتم إضافة إلكترون جديد إلى الغلاف الخارجي، مما يؤثر على سلوك العنصر.

بعض الأمثلة على الدورات في الجدول الدوري:

**الدورة الأولى**

**الهيدروجين (H)**: العنصر الأول، له إلكترون واحد.

**الهليوم (He)**: العنصر الثاني، له إلكترونان.

**الدورة الثانية**

**Lithium (Li)**له ثلاثة إلكترونات.

**Beryllium (Be)**: له أربعة إلكترونات.

1. **Boron (B)**: له خمسة إلكترونات.

**Carbon (C)**: له ستة إلكترونات.

**Nitrogen (N)**: له سبعة إلكترونات.

**Oxygen (O)**: له ثمانية إلكترونات.

1. **Fluorine (F)**: له تسعة إلكترونات.
2. **Neon (Ne)**: له عشرة إلكترونات.
3. كل دورة تمثل زيادة في عدد الإلكترونات، مما يؤثر على الخصائص الكيميائية والفيزيائية للعناصر.

الزمر (أو المجموعات) في الجدول الدوري هي الأعمدة العمودية التي تتكون من العناصر الكيميائية. كل زمرة تحتوي على عناصر لها خصائص كيميائية و فيزيائية مشابهة.

**خصائص الزمر:**

* **التشابه**: العناصر في نفس الزمرة تميل إلى أن تكون لها خصائص كيميائية متشابهة، مثل طريقة التفاعل أو تشكيل المركبات.
* **التغيرات في الخصائص**: قد تتغير الخصائص مثل الكثافة، ونقطة الغليان، والتفاعل الكيميائي مع الاتجاه داخل الزمرة
* يوجد في الجدول الدوري 18 زمرة (أو مجموعة). هذه الزمر تتوزع على الأعمدة العمودية، وكل زمرة تحتوي على عناصر لها خصائص كيميائية متشابهة.
* 1**الزمر الرئيسية:**

1. **الزمرة 1 (الفلزات القلوية)**:
   * تشمل: الليثيوم (Li)، الصوديوم (Na)، البوتاسيوم (K).
   * خصائص: تفاعل قوي مع الماء وتكوين هيدروكسيدات.
2. **الزمرة 2 (الفلزات القلوية الترابية)**:
   * تشمل: البريليوم (Be)، المغنيسيوم (Mg)، الكالسيوم (Ca).
   * خصائص: أقل تفاعلاً من الفلزات القلوية ولكن لا تزال تتفاعل مع الماء.
3. **الزمرة 17 (اللافلزات الهالوجينية)**:
   * تشمل: الفلور (F)، الكلور (Cl)، البروم (Br).
   * خصائص: قوية في التفاعل مع العناصر الأخرى، خاصة الفلزات.
4. **الزمرة 18 (الغازات النبيلة)**:
   * تشمل: الهيليوم (He)، النيون (Ne)، الأرجون (Ar).
   * خصائص: غير تفاعلية تقريبًا بسبب وجود طبقة إلكترونية كاملة.

6- الااسئلة البعدية (1-تعريف الجدول الدوري وترتيب العناصر الكيميائية

2- ما لفرق بين الزمر والدورات، وماذا تعني الخصائص المشتركة.)

|  |  |
| --- | --- |
| رقم المحاضرة: 2 |  |
| عنوان المحاضرة: | التركيب الذري |
| اســـــم المدرس: |  |
| الفئة المستهدفة : | المستوى الاول |
| الهدف العام من المحاضرة : |  |
| الأهداف السلوكية او مخرجات التعلم: | 1- ان يعرف الطالب مكونات الذرة  2- ان يميز بين البروتون والكترون |
| استراتيجيات التيسير المستخدمة | المحاضرة والعروض التقديمية |
| المهارات المكتسبة | سيتمكن الطالب من معرفة التركيبة الداخلية للذرة، وتوزيع الكترونات |
| طرق القياس المعتمدة | اختبارات شفهية وتحريرية |

* **المحتوى العلمي**
* التركيب الذري هو التركيبة الداخلية للذرة، ويشمل العناصر الأساسية التي تتكون منها.
* مكونات الذرة
* \*\*النواة\*\*
* - \*\*البروتونات\*\*:
* - البروتونات هي جزيئات ذات شحنة إيجابية، وعددها في نواة الذرة يحدد \*\*العدد الذري\*\* للعنصر. على سبيل المثال، إذا كانت هناك 6 بروتونات في النواة، فإن العنصر هو الكربون (C) وله العدد الذري 6.
* - \*\*النيوترونات\*\*:
* - النيوترونات هي جزيئات متعادلة الشحنة، ولا تؤثر على الشحنة الكلية للذرة. لكن عدد النيوترونات يؤثر على \*\*الكتلة الذرية\*\*. العناصر يمكن أن يكون لها نظائر، وهي ذرات لنفس العنصر تختلف في عدد النيوترونات. على سبيل المثال، الكربون-12 (6 بروتونات و6 نيوترونات) والكربون-14 (6 بروتونات و8 نيوترونات).
* . \*\*الإلكترونات\*\*
* - الإلكترونات هي جزيئات ذات شحنة سالبة، وتدور حول النواة في مسارات محددة تُعرف بـ \*\*الأغلفة الإلكترونية\*\*. العدد الإجمالي للإلكترونات في الذرة المتعادلة يساوي عدد البروتونات، مما يجعل الشحنات متعادلة.
* - \*\*التوزيع الإلكتروني\*\*:
* - الإلكترونات تُوزع في الأغلفة بطريقة محددة. على سبيل المثال:
* - الغلاف الأول: يمكن أن يحمل 2 إلكترون (مستوى الطاقة الأدنى).
* - الغلاف الثاني: يمكن أن يحمل 8 إلكترونات.
* - الغلاف الثالث: يمكن أن يحمل حتى 18 إلكترونًا، لكن يتشبع عادةً عند 8 إلكترونات في العناصر الخفيفة.
* \*\*مستويات الطاقة\*\*
* - الإلكترونات في الأغلفة المختلفة تحمل طاقات مختلفة. كلما كانت الإلكترونات أقرب إلى النواة، كانت طاقتها أقل، والعكس بالعكس. هذا يؤدي إلى \*\*تفاعل العناصر الكيميائية\*\* مع بعضها، حيث تميل الذرات إلى فقدان أو اكتساب أو مشاركة الإلكترونات لتحقيق استقرار أكبر (مثل الوصول إلى تكوين الغاز النبيل).
* \*\*الكتلة الذرية\*\*
* - الكتلة الذرية هي مجموع الكتل البروتونات والنيوترونات. يُعبر عنها بوحدات الكتلة الذرية (u أو amu).
* - على سبيل المثال، الكربون-12 له كتلة ذرية تقارب 12 وحدة كتلة ذرية (6 بروتونات + 6 نيوترونات).
* \*\*النماذج الذرية\*\*
* - \*\*نموذج رذرفورد\*\*:
* - يقترح أن معظم كتلة الذرة مركزة في نواتها، وأن الإلكترونات تدور حول النواة في مسارات شبيهة بمدارات الكواكب حول الشمس.
* - \*\*نموذج بور\*\*:
* - يُحسن نموذج رذرفورد ويضيف فكرة أن الإلكترونات تدور حول النواة في مدارات محددة (أو مستويات طاقة). كما يقترح أن الإلكترونات يمكن أن تنتقل بين هذه المدارات من خلال امتصاص أو انبعاث الطاقة.
* \*\*خصائص التركيب الذري\*\*
* - التركيب الذري يؤثر على خصائص العنصر، مثل:
* - \*\*الخواص الكيميائية\*\*: كيف يتفاعل العنصر مع عناصر أخرى.
* - \*\*الخواص الفيزيائية\*\*: مثل نقطة الانصهار، نقطة الغليان، والكثافة.
* **الاسئلة**
* • ما هو التركيب الأساسي للذرة؟
* • ما هو العدد الذري، وكيف يحدد هوية العنصر؟
* كيف يؤثر العدد الذري على الخصائص الكيميائية للعنصر؟
* • ما الفرق بين البروتونات والنيوترونات؟
* كيف يساهم كل منهما في تركيب الذرة؟

|  |  |
| --- | --- |
| رقم المحاضرة: 3 |  |
| عنوان المحاضرة: | **التوزيع الالكتروني للذرات في الجدول الدوري** |
| اســـــم المدرس: |  |
| الفئة المستهدفة : | المستوى الاول |
| الهدف العام من المحاضرة : |  |
| الأهداف السلوكية او مخرجات التعلم: | 1- ان يعرف الطالب التوزيع الالكتروني  2- ان يميز بين الاغلفة الالكترونية  3- يفهم كيف يمكن للعناصر أن تتحد لتكوين مركبات جديدة. |
| استراتيجيات التيسير المستخدمة | المحاضرة والعروض التقديمية |
| المهارات المكتسبة | سيتمكن الطالب من فهم التوزيع الإلكتروني وهو الأساس في تفاعل العناصر الكيميائية.وهو يساعد في تحديد الخصائص الكيميائية والفيزيائية للعناصر، من التوزيع الإلكتروني وهو الأساس لفهم كيف تتفاعل العناصر الكيميائية. |
| طرق القياس المعتمدة | اختبارات شفهية وتحريرية |

**المحتوى العلمي**

التوزيع الإلكتروني هو كيفية توزيع الإلكترونات في الأغلفة المختلفة حول نواة الذرة. يُعتبر هذا التوزيع مهمًا لفهم خصائص العناصر الكيميائية وسلوكها. إليك كيفية التوزيع الإلكتروني للذرات في الجدول الدوري:

**1. الأغلفة الإلكترونية**

* تُقسم الأغلفة إلى مستويات طاقة، وتُعبّر عن عدد الإلكترونات التي يمكن لكل غلاف أن يحملها:
  + **الغلاف الأول (K)**: يمكن أن يحتوي على 2 إلكترون.
  + **الغلاف الثاني (L)**: يمكن أن يحتوي على 8 إلكترونات.
  + **الغلاف الثالث (M)**: يمكن أن يحتوي على 18 إلكترونًا، ولكنه يتشبع عند 8 إلكترونات في العناصر الخفيفة.
  + **الغلاف الرابع (N)**: يمكن أن يحتوي على 32 إلكترونًا.

**2. توزيع الإلكترونات في الجدول الدوري**

* العناصر تُنظم في الجدول الدوري وفقًا لعدد الإلكترونات في أغلفتها الخارجية (الذي يُعرف أيضًا بـ **الإلكترونات التكافؤية**).
* **المجموعات**: العناصر في نفس المجموعة (أو الزمرة) لها عدد متساوٍ من الإلكترونات في الغلاف الخارجي، مما يساهم في خصائصها الكيميائية المتشابهة.
* **الدورات**: مع الانتقال عبر دورة، يتم إضافة إلكترون جديد إلى الغلاف الخارجي.

**3. أمثلة على التوزيع الإلكتروني:**

* **الهيدروجين (H)**: 1s¹ (إلكترون واحد في الغلاف الأول).
* **الهليوم (He)**: 1s² (إلكترونان في الغلاف الأول).
* **الكربون (C)**: 1s² 2s² 2p² (إلكترونان في الغلاف الأول، وأربعة في الغلاف الثاني).
* **الأكسجين (O)**: 1s² 2s² 2p⁴ (إلكترونان في الغلاف الأول، وستة في الغلاف الثاني).
* **الصوديوم (Na)**: 1s² 2s² 2p⁶ 3s¹ (تسعة إلكترونات في الأغلفة الأولى والثانية، وإلكترون واحد في الغلاف الثالث).

**4. الخصائص الكيميائية والتوزيع الإلكتروني**

* يحدد توزيع الإلكترونات كيفية تفاعل العنصر مع عناصر أخرى. العناصر التي لديها إلكترونات تكافؤية متشابهة (مثل تلك في نفس المجموعة) تميل إلى أن تكون لها خصائص كيميائية مشابهة.

**5. الانتقال بين المستويات**

* عندما تمتص الذرة طاقة (مثل الحرارة أو الضوء)، يمكن أن ينتقل الإلكترون من مستوى طاقة أدنى إلى مستوى أعلى. وعندما يعود إلى مستوى أدنى، يُطلق الطاقة

. \*\*مفهوم الأغلفة الإلكترونية\*\*

- \*\*الأغلفة أو مستويات الطاقة\*\*: تمثل المناطق التي تدور فيها الإلكترونات حول نواة الذرة. تُرتب الإلكترونات في هذه الأغلفة وفقًا لمستوى الطاقة الذي تملكه.

- \*\*قوانين ماكسويل وبور\*\*: تُستخدم لتحديد كيفية ترتيب الإلكترونات، حيث أن الإلكترونات تفضل الانتقال إلى الأغلفة الخارجية الأكثر استقرارًا.

. \*\*توزيع الإلكترونات\*\*

- \*\*قاعدة أوفباو (Aufbau Principle)\*\*: تشير إلى أن الإلكترونات تملأ الأغلفة من الأقل طاقة إلى الأعلى. وهذا يعني أن الغلاف الأول يملأ قبل أن تبدأ الإلكترونات في ملء الغلاف الثاني.

- \*\*مبدأ الاستبعاد لباولي\*\*: ينص على أنه لا يمكن أن يوجد إلكترونان في الذرة لهما نفس الأعداد الكمومية (بمعنى، لا يمكن أن يكون للإلكترونات نفس الحالة في نفس الغلاف).

- \*\*قاعدة هوند\*\*: تنص على أن الإلكترونات يجب أن تتوزع في المدارات الفرعية بحيث تكون كل مدار مملوءة بإلكترون واحد قبل أن تتزاوج.

. \*\*توزيع الإلكترونات في الجدول الدوري\*\*

- \*\*عناصر الدورة\*\*: مع الانتقال من اليسار إلى اليمين في الدورة، يتم إضافة إلكترون إلى الغلاف الخارجي، مما يؤدي إلى تغيير خصائص العناصر. على سبيل المثال:

- \*\*العناصر الفلزية\*\* (مثل الصوديوم) تكون لها إلكترون واحد في الغلاف الخارجي، مما يجعلها أكثر ميلًا لفقدان الإلكترون.

- \*\*اللافلزات\*\* (مثل الأكسجين) لديها مزيد من الإلكترونات في الغلاف الخارجي، مما يجعلها تميل إلى اكتساب الإلكترونات.

\*\*أمثلة تفصيلية على التوزيع الإلكتروني\*\*

- \*\*الهيدروجين (H)\*\*:

- \*\*التوزيع\*\*: 1s¹

- يحتوي على إلكترون واحد في الغلاف الأول (K).

- \*\*الهليوم (He)\*\*:

- \*\*التوزيع\*\*: 1s²

- يحتوي على إلكترونين في الغلاف الأول (K)، مما يجعله مستقرًا.

- \*\*الكربون (C)\*\*:

- \*\*التوزيع\*\*: 1s² 2s² 2p²

- يحتوي على 2 إلكترون في الغلاف الأول و4 في الثاني، مما يجعله قادرًا على تكوين روابط كيميائية مع عناصر أخرى.

- \*\*الأكسجين (O)\*\*:

- \*\*التوزيع\*\*: 1s² 2s² 2p⁴

- يحتوي على 6 إلكترونات في الغلاف الثاني، مما يجعله قادرًا على تشكيل روابط قوية مع الهيدروجين أو عناصر أخرى.

- \*\*الصوديوم (Na)\*\*:

- \*\*التوزيع\*\*: 1s² 2s² 2p⁶ 3s¹

- يحتوي على 11 إلكترون، بإلكترون واحد في الغلاف الثالث، مما يجعله يتفاعل بسهولة.

\*\*خصائص التفاعل\*\*

- \*\*الإلكترونات التكافؤية\*\*: هي الإلكترونات الموجودة في الغلاف الخارجي. تحدد كيفية تفاعل الذرة مع عناصر أخرى. على سبيل المثال، الفلزات القلوية مثل الصوديوم (Na) لديها إلكترون تكافؤ واحد، مما يجعلها تميل إلى فقدانه بسهولة لتكوين أيونات موجبة.

\*\*انتقال الإلكترونات\*\*

- عندما تكتسب الذرة طاقة (مثل الحرارة أو الضوء)، يمكن أن ينتقل الإلكترون من مستوى طاقة أدنى إلى مستوى أعلى (حالة مثارة). عندما يعود الإلكترون إلى حالته الأساسية، يحرر الطاقة على شكل ضوء (مثل الألوان الزاهية في بعض العناصر عند تسخينها).

\*\*النماذج الذرية\*\*

- \*\*نموذج رذرفورد\*\*: يشير إلى أن معظم كتلة الذرة تقع في نواتها.

- \*\*نموذج بور\*\*: يُوضح كيف تدور الإلكترونات في مدارات محددة حول النواة.

**أسئلة بعدية**

* شرح ما يعنيه التوزيع الإلكتروني في الذرة.

**كيف يتم ترتيب الإلكترونات في الأغلفة الإلكترونية؟**

* ما هي القواعد التي تحكم هذا الترتيب؟

**ما هي الأغلفة الإلكترونية المختلفة وعدد الإلكترونات التي يمكن أن تحتوي عليها كل واحدة؟**

* اذكر الأغلفة وكيف تتوزع الإلكترونات فيها.

|  |  |
| --- | --- |
| رقم المحاضرة: 4 |  |
| عنوان المحاضرة: | النظرية الالكترونية للتكافؤ |
| اســـــم المدرس: |  |
| الفئة المستهدفة : | المستوى الاول |
| الهدف العام من المحاضرة : |  |
| الأهداف السلوكية او مخرجات التعلم: | 1- - ان يعرف الطالب بناء الجزيئات وتوقع سلوكها  2- ان يفهم التكافؤ لتحديد كيفية تفاعل العناصر مع بعضها في المركبات الكيميائية |
| استراتيجيات التيسير المستخدمة | المحاضرة والعروض التقديمية |
| المهارات المكتسبة | سيتمكن الطالب من التوزيع الإلكتروني وهو الأساس لفهم كيف تتفاعل العناصر الكيميائية. |
| طرق القياس المعتمدة | اختبارات شفهية وتحريرية |

**المحتوى العلمي**

النظرية الإلكترونية للتكافؤ، المعروفة أيضًا بنظرية التكافؤ، تفسر كيف تتشكل الروابط الكيميائية من خلال مشاركة أو تبادل الإلكترونات بين الذرات. تتضمن النقاط الرئيسية للنظرية:

المدارات الذرية: يُعتبر كل إلكترون في الذرة جزءًا من مدار معين، وتحدد مدارات الإلكترونات سلوك الذرة.

رابطة التكافؤ: يتم تشكيل الروابط عن طريق مشاركة زوج من الإلكترونات بين ذرتين، مما يؤدي إلى تكوين روابط أحادية أو ثنائية أو ثلاثية.

استقرار الجزيئات: تسعى الذرات إلى تحقيق استقرار أكبر من خلال الوصول إلى تكوين إلكتروني مشابه للغازات النبيلة، عادةً عن طريق مشاركة أو تبادل الإلكترونات.

توزيع الإلكترونات: يعتمد توزيع الإلكترونات على التركيب الإلكتروني، مما يؤثر على خصائص الجزيئات وسلوكها في التفاعلات الكيميائية.

ومن الأمثلة على النظرية الإلكترونية للتكافؤ:

رابطة الهيدروجين: في جزيء الماء (H₂O)، تتشارك ذرتا الهيدروجين كل منهما بإلكترون مع ذرة الأكسجين، مما يشكل روابط أحادية.

الرابطة الثنائية: في جزيء الإيثيلين (C₂H₄)، تتشارك ذرتا الكربون بإلكترونين لكل منهما، مما يؤدي إلى تكوين رابطة ثنائية.

الرابطة الثلاثية: في جزيء الأسيتيلين (C₂H₂)، تتشارك ذرتا الكربون بثلاثة إلكترونات، مما يكوّن رابطة ثلاثية.

رابطة أيونية: في كلوريد الصوديوم (NaCl)، يفقد الصوديوم إلكترونًا وينتقل إلى الكلور، مما يؤدي إلى تكوين أيونات موجبة وسالبة تتجاذب.

. رابطة الهيدروجين (H₂O): في جزيء الماء، تحتوي ذرة الأكسجين على 6 إلكترونات في غلافها الخارجي وتحتاج إلى 2 إلكترونات لتكتمل. تتشارك ذرتا الهيدروجين بكل منهما بإلكترون واحد مع الأكسجين، مما يؤدي إلى تكوين رابطتين أحاديتين.

2. الرابطة الثنائية (C₂H₄): في الإيثيلين، كل كربون لديه 4 إلكترونات في غلافه الخارجي. كل كربون يتشارك بإلكترونين مع الآخر، مما يؤدي إلى تكوين رابطة ثنائية (2 إلكترونات مشتركة)، مع ارتباط كل كربون بذرتين من الهيدروجين برابطة أحادية.

3. الرابطة الثلاثية (C₂H₂): في الأستيلين، يتشارك كل كربون بثلاثة إلكترونات مع الآخر، مما يؤدي إلى تكوين رابطة ثلاثية. كل كربون مرتبط أيضًا بذرة هيدروجين برابطة أحادية.

1. الرابطة الأيونية (NaCl): هنا، يفقد الصوديوم إلكترونًا واحدًا ليصبح أيونًا موجبًا (Na⁺)، بينما يكتسب الكلور هذا الإلكترون ليصبح أيونًا سالبًا (Cl⁻). الجاذبية بين الأيونين تؤدي إلى تكوين رابطة أيونية.

التكافؤ الإلكتروني هو مفهوم أساسي في الكيمياء، يُستخدم لوصف قدرة الذرات على التفاعل مع بعضها البعض لتكوين الروابط الكيميائية. يُشير التكافؤ إلى عدد الروابط التي يمكن أن تُشكلها ذرة معينة بناءً على عدد الإلكترونات التي يمكنها أن تكتسبها أو تفقدها أو تشاركها.

نقاط أساسية عن التكافؤ الإلكتروني:

1. \*\*الإلكترونات التكافئية\*\*: هي الإلكترونات الموجودة في غلاف الذرة الخارجي، والتي تشارك في تشكيل الروابط الكيميائية.

2. \*\*التكافؤ في العناصر\*\*:

- العناصر في نفس المجموعة (العمود) من الجدول الدوري عادةً ما يكون لها تكافؤ مماثل بسبب وجود عدد متساوٍ من الإلكترونات في غلافها الخارجي.

- على سبيل المثال، مجموعة 1 (مثل الصوديوم) لديها تكافؤ +1، بينما مجموعة 17 (مثل الكلور) لديها تكافؤ -1.

\*أنواع التكافؤ\*\*:

- \*\*التكافؤ الإيجابي\*\*: عندما تفقد الذرة إلكترونات.

- \*\*التكافؤ السلبي\*\*: عندما تكتسب الذرة إلكترونات.

- \*\*التكافؤ المتعادل\*\*: عندما تشارك الذرات إلكتروناتها في روابط تساهمية.

4. \*\*تطبيقات التكافؤ\*\*: يُستخدم مفهوم التكافؤ لتحديد كيفية تفاعل العناصر مع بعضها في المركبات الكيميائية. كما يُساعد في فهم بناء الجزيئات وتوقع سلوكها.

**أسئلة بعدية**

كيف تساهم الإلكترونات الحرة في تشكيل الروابط التساهمية؟

الفرق بين التكافؤ في العناصر المختلفة مثل الكربون والأكسجين؟

كيف تؤثر النظرية الإلكترونية للتكافؤ على استقرار الجزيئات

|  |  |
| --- | --- |
| رقم المحاضرة: 5 |  |
| عنوان المحاضرة: | **الاواصر الكيمياوية** |
| اســـــم المدرس: |  |
| الفئة المستهدفة : | المستوى الاول |
| الهدف العام من المحاضرة : |  |
| الأهداف السلوكية او مخرجات التعلم: | 1- ان يعرف الأواصر الكيميائية أساسًا التاثيرات  2- ان يفهم سلوك المواد في الكيمياء والعلوم الطبيعية |
| استراتيجيات التيسير المستخدمة | المحاضرة والعروض التقديمية |
| المهارات المكتسبة | سيتمكن الطالب من .معرفة أنواع الاواصرالكيميائية |
| طرق القياس المعتمدة | اختبارات شفهية وتحريرية |

**المحتوى العلمي**

الاواصر الكيمياوية

الأواصر الكيميائية هي الروابط التي تربط بين الذرات في الجزيئات. توجد عدة أنواع من الأواصر الكيميائية، منها:

**الرابطة التساهمية** تتشكل عندما تشترك ذرتان أو أكثر في إلكترونات. تُعتبر هذه الرابطة قوية ويمكن أن تكون أحادية أو ثنائية أو ثلاثية، حسب عدد الأزواج الإلكترونية المشتركة.

**الرابطة الأيونية** تحدث عندما تفقد ذرة إلكترونات وتصبح أيونًا موجبًا، بينما تكتسب ذرة أخرى إلكترونات وتصبح أيونًا سالبًا. تتجاذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة، مما يؤدي إلى تشكيل مركبات أيونية.

**الرابطة المعدينة** تحدث في المعادن حيث تشارك الإلكترونات بحرية بين العديد من الذرات، مما يمنح المعادن خصائص مثل التوصيل الكهربائي والمرونة.

**الرابطة الهيدروجينية** وهي رابطة الضعيفة تحدث بين جزيئات تحتوي على ذرات هيدروجين المرتبطة بذرات عالية مثل الأكسجين والنيتروجين

تؤثر الأواصر الكيميائية بشكل كبير على الخصائص الفيزيائية والكيميائية للمواد

**الخصائص الفيزيائية)**)

**درجة الغليان والانصهار** المواد ذات الروابط الأيونية أو الهيدروجينية تميل إلى أن تكون لها درجات غليان وانصهار أعلى مقارنة بالمواد ذات الروابط التساهمية الضعيفة

**الصلابة والمرونة** الروابط المعدنية تمنح المعادن الصلابة والمرونة، مما يسمح لها بالانحناء دون الانكسار

**الاستقرار الكيميائي** الروابط القوية مثل التساهمية والأيونية تزيد من استقرار الجزيئات، بينما الروابط الضعيفة مثل الهيدروجينية تسمح بتفاعلات أسهل.

**التوصيل الكهربائي** تتمتع المعادن بتوصيل كهربائي جيد بسبب الروابط المعدنية، حيث يمكن للإلكترونات التحرك بحريةتوصل الكهرباء في الحالة السائلة أو المذابة، ولكن ليس في الحالة الصلبة.

**الخصائص الكيميائية** قد تؤثر نوعية الرابطة على كيفية تفاعل المواد مع الأحماض أو القواعد

**الذوبانية** روابط تحدد مدى ذوبانية المركبات في مذيبات معينة؛ على سبيل المثال، المركبات الأيونية تذوب بشكل جيد في الماء:

هذه التأثيرات تجعل الأواصر الكيميائية أساسًا لفهم سلوك المواد في الكيمياء والعلوم الطبيعية

<https://youtu.be/M6YRjfdRfvI?si=RYhUjQS6EAglOp6j>

|  |  |
| --- | --- |
| رقم المحاضرة: 6 |  |
| عنوان المحاضرة: | **الحوامض والقواعد والاملاح** |
| اســـــم المدرس: |  |
| الفئة المستهدفة : | المستوى الاول |
| الهدف العام من المحاضرة : | **فهم الخصائص الكيميائية**: |
| الأهداف السلوكية او مخرجات التعلم: | 1- ان يعرف الحوامض والقواعد والاملاح  2- ان يفهم سلوك الحوامض والقواعد والاملاح |
| استراتيجيات التيسير المستخدمة | المحاضرة والعروض التقديمية |
| المهارات المكتسبة | سيتمكن الطالب من .معرفة أنواع الحوامض والقواعد والاملاح |
| طرق القياس المعتمدة | اختبارات شفهية وتحريرية |

**المحتوى العلمي**

الحوامض هي مواد لها طعم حامض وتُطلق أيونات الهيدروجين (H⁺) في الماء، مثل حمض الليمون , تتميز الحوامض بأنها تملك طعماً حامضاً، وتُغير لون ورقة عباد الشمس إلى الأحمر، ولها قدرة على التفاعل مع المعادن. تُستخدم الحوامض في الطعام (مثل الخل) والتنظيف،

توجد أنواع عديدة من الحوامض، منها:

1. **الحمض العضوي**: مثل حمض الخليك (الخل) وحمض الستريك (الحمض الموجود في الليمون).
2. **الحمض غير العضوي**: مثل حمض الكبريتيك وحمض الهيدروكلوريك.
3. **الحمض القوي**: مثل حمض النيتريك، والذي يتفاعل بشدة.
4. **الحمض الضعيف**: مثل حمض الفورميك، الذي يتفاعل بشكل أقل

أنواع الحوامض:

1. **الحمض العضوي**:
   * **حمض الستريك**: يوجد في الفواكه الحمضية مثل الليمون والبرتقال.
   * **حمض الخليك**: يوجد في الخل ويستخدم في الطهي.
2. **الحمض غير العضوي**:
   * **حمض الكبريتيك**: يستخدم في البطاريات وصناعة المواد الكيميائية.
   * **حمض الهيدروكلوريك**: يستخدم في التنظيف وصناعة الكلور.
3. **الحمض القوي**:
   * **حمض النيتريك**: يستخدم في صناعة المتفجرات والأسمدة.
4. **الحمض الضعيف**:
   * **حمض الفورميك**: يوجد في بعض الحشرات، مثل النمل.

استخدامات الأحماض في حياتنا اليومية والصناعات

**-** يُستخدم حمض الستريك في حفظ الأطعمة، ونجده في الليمون والبرتقال.

**-** حمض الأسيتيك وهو الخل له استخدامات متعددة منزلية، مثل التنظيف، وحفظ الأطعمة بالتخليل، والطهي.

**-** يُستخدم حمض الكبريتيك، وكذلك النيتريك في الأصباغ والدهانات، وصنع الأسمدة والمتفجرات، كما تعتمد صناعة البطاريات على حمض الكبريتيك كمكوّن أساسي في صناعتها.

**-** حامض الفوسفوريك يُستخدم في صناعة المشروبات الغازية.

**-** كما تعتمد صناعة الصُّلْب على حمض الهيدروكلوريك، حيث يساعد في تنظيف الصفائح المعدنية.

**القواعد** هي مواد تُطلق أيونات الهيدروكسيد (OH⁻)، مثل هيدروكسيد الصوديوم.

خصائص القواعد

**-** للقواعد طعم مرّ قوي عند تذوقها.

**-** للقواعد ملمس صابوني زلق، لكن يجب توخي الحذر عند ملامستها لأنها حارقة.

**-** عند تعرّض ورقة عبادالشمس الأحمر للقواعد تتحوّل إلي اللون الأزرق.

**-** القواعد تحتوي في مركباتها على الهيدروجين والأكسجين في صورة الهيدروكسيد.

**-** تكوّن القواعد أيونات الهيدروكسيد -OH عندما تكون في الماء، وتكتسب إلكترون وتحمل شحنة سالبة.

**-** تُستخدم القواعد في تنظيف أنابيب الصرف الصحي نظرًا لقوتها، وقدرتها على التآكل وإذابة المواد.

**-** تُستخدم القواعد في صناعة الأسمدة، والصابون والمنظفات.

**-** يُسبب ملامستها للجلد بتركيز قوي الحروق، لذا فهي مواد خطرة يجب توخي الحذر عند التعامل معها.

**-** محاليل القواعد المائية موصلة للتيار الكهربي.

### **-** تتفاعل مع الأحماض لتكون الأملاح والماء

**انواع القواعد**

**أولا القواعد القوية**

تتميز القاعدة القوية بقدرتها على التأين الكامل أو الانفصال إلى أيونات خاصة بها.

القواعد القوية الأكثر شيوعا هي هيدروكسيدات المعادن لأنها تتكون من معدن يرتبط أيونيا مع أيون الهيدروكسيل OH− ، مثل هيدروكسيد البوتاسيوم KOH.

تعتبر القواعد القوية بمثابة مستقبلات جيدة للبروتونات التي لا يمكن أن تبقى في محلول مائي. على سبيل المثال ، يتم تحويل جميع أيونات الأكسجين إلى أيونات هيدروكسيد عن طريق استقبال البروتونات من جزيئات الماء H2O. نتيجة لذلك ، يتم تحويل جزيئات الماء إلى هيدروكسيد OH-.لاحظ أن كاتيونات القواعد القوية قابلة للذوبان في الماء (إذا كان الكاتيون قابلا للذوبان في الماء ، فيمكن أن يشكل قاعدة قوية

**ثانيا القواعد الضعيفة**

القاعدة الضعيفة هي قاعدة لا يمكنها تأين أيونات الهيدروجين بالكامل أو قبولها بالكامل في المحلول. تحتاج القاعدة إلى الانفصال في محلول حتى تتفاعل مع الحمض لتشكيل زوج قاعدة حمضي ؛ إذا لم تقتحم القاعدة الأيونات المكونة لها ، فلن تكون قادرة على التفاعل بالطريقة التي ينبغي أن تتفاعل بها. عند إذابته في الماء ، يحتوي المحلول على كمية صغيرة من أيونات الهيدروكسيد وكمية كبيرة من القاعدة غير المنفصلة.

على سبيل المثال ، مع هيدروكسيد الأمونيوم ، NH4OH ، فإن نظير القاعدة هو NH4 + و OH-؛ من المفترض أن يقبل NH4 + الهيدروجين الحمضي في المحلول ؛ ومع ذلك ، في قاعدة ضعيفة ، لا ينفصل هذا الأيون تماما ، لذلك هناك خليط من NH4OH وزوج القاعدة الحمضية.

كيف تُقاس مدى حموضة أو قلوية مادة معينة؟

لا تتشابه جميع المواد في مستوى حموضتها أو قلويتها؛ فمنها القوي ومنها الضعيف. لذلك توصل العلماء لمقياس (الأُس الهيدروجيني- PH) حيث يُسهل هذا المقياس تصنيف المواد حسب قوتها؛ لكي يسهل التعامل معها.

يُقسم هذا المقياس إلى 15 رقم، يبدأ من الرقم صفر، حتى 14، والرقم 7 هو الدرجة المتعادلة بين الحموضة والقلوية، والأرقام التي دون السبعة وصولا إلى الصفر هي أشدها حموضة. أما القواعد فتعبر عنها الأرقان فوق السبعة حتى 14وهي أشدها قاعدية.

يوضح الجدول التالي قائمة بأشهر أمثلة على الأحماض والقواعد و رموزها الكيميائية

|  |  |
| --- | --- |
| **الأحماض** | **القواعد** |
| H2SO4- حمض الكبريتيك   KOH – هيدروكسيد البوتاسيوم  HCLحمض الهيدروكلوريك  CH3COOH – حمض الخليك  HNO3 – حمض النيتريك  HBr – حمض الهيدروبروميك  H2CO3 – حمض الكربونيك  HI – حمض الهيدرويوديك  H2CO3 – حمض الكربونيك | KOH- هيدروكسيد البوتاسيوم  NaOH – هيدروكسيد الصوديوم  Li(OH)2 – هيدروكسيد الليثيوم  Ca(OH)2 – هيدروكسيد الكالسيوم  Ba(OH)2 – هيدروكسيد الباريوم  C5H5N – بيريدين  HCO3 – أيون بيكربونات  NH3 – الأمونيا |

**كيف يمكننا التمييز بين محاليل الحوامض والقواعد؟**

**الطرق الاساسية للكشف والتمييز بين الأحماض والقواعد المختلفة :**

1. **اختبار ورق عباد الشمس**
2. **الأس أو الرقم الهيدروجيني**
3. **المؤشر العالمي**

1. **اختبار ورق عباد الشمس**

**يعتبر اختبار ورق عباد الشمس من أبسط وأسهل الطرق المستخدمة للتمييز بين محاليل الأحماض والقواعد. تمكننا هذه الطريقة من تحديد ما إذا كان المحلول حمضًا أم قاعدة ولكنها لا تستطيع إخبارننا بمدى قوة المحلول.**

**يتم اجراء الاختبارعن طريق غمس شريط خاص من الورق (ورق عباد الشمس) في المحلول المراد الكشف عنه ومراقبة لون الورقة.**

* **يتحول لون ورق عباد الشمس إلى اللون الأزرق في حالة المحاليل القاعدية.**
* **يتحول لون ورق عباد الشمس إلى اللون الأحمر في حالة المحاليل الحمضية.**

1. **مقياس الأس الهيدروجيني**

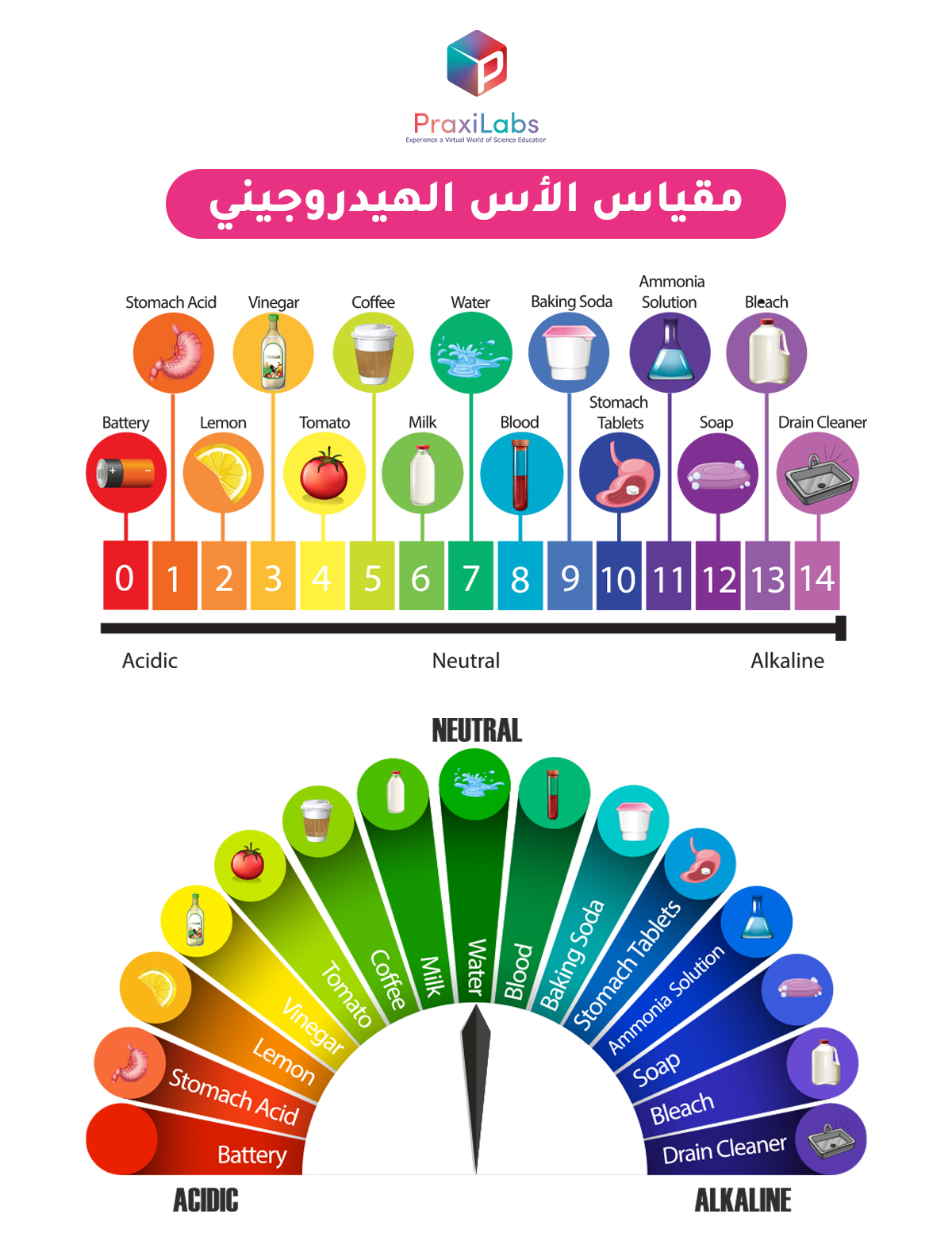
**مقياس الرقم الهيدروجيني هو أداة رقمية يُستخدم للحصول على قياسات أكثر دقة للأس الهيدروجيني وبالتالي قياس درجة أو قوة الأحماض والقلويات. من خلال قياس نشاط أو تركيز أيون الهيدروجين في المحاليل. وتعتبر هذه الطريقة  من أكثر دقة لقياس درجة (قوة) حموضة المحلول أو قاعديته**

يتراوح مقياس الرقم الهيدروجيني من 0 إلى 14:

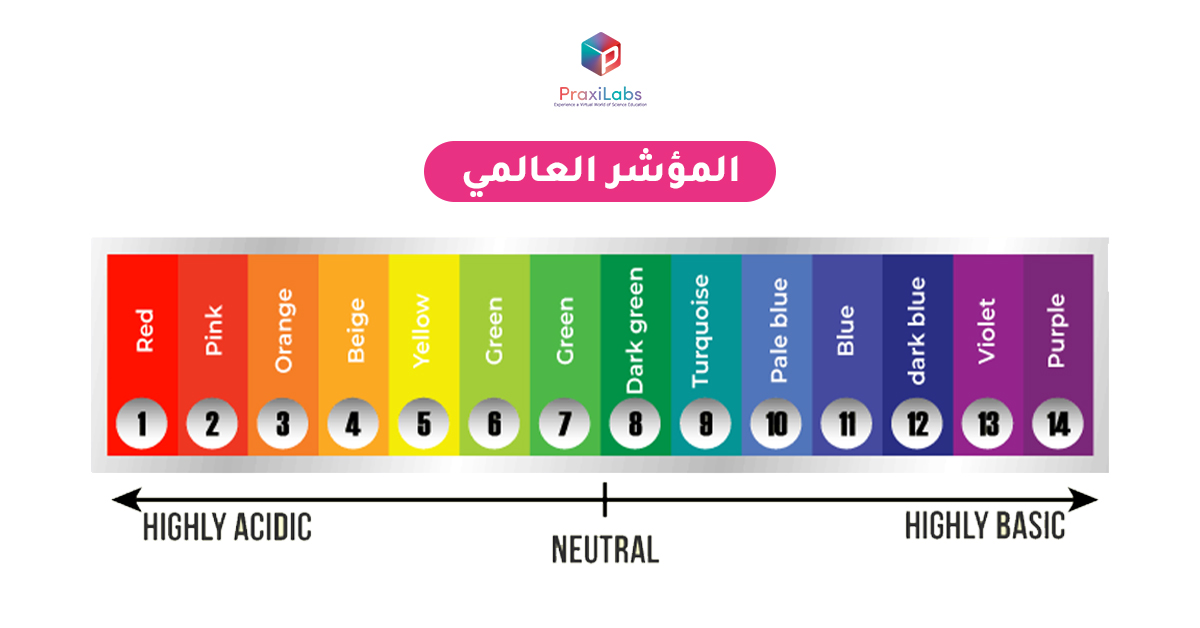
* المحاليل التي يكون الرقم الهيدروجيني لها أقل من 7 تكون حمضية.
* المحاليل التي يكون الرقم الهيدروجيني لها أكبر من 7 تكون قاعدية.
* المحاليل التي يكون الرقم الهيدروجيني لها يساوي 7 تكون محايدة.

ملحوظة: بالنسبة للأحماض القوية جدا يمكن أن تكون قيمة الأس الهيدروجيني أقل من الصفر وبالنسبة للقواعد القوية جدا يمكن أن تكون قيمة الأس الهيدروجيني أكثر من 14.

* الأس الهيدروجيني 0 – 2: حمض قوي
* الأس الهيدروجيني 3 – 6: حمض ضعيف
* الأس الهيدروجيني 7: محايد
* الأس الهيدروجيني 8 – 11: قلوي ضعيف
* الأس الهيدروجيني 12 – 14: قلوي قوي



1. **المؤشر العالمي:**



يعتبر المؤشر العالمي هو نسخة أكثر تقدمًا و دقة  من ورق عباد الشمس ويوفر نطاق واسع من النتائج . يتكون من خليط من الأصباغ التي يتغير لونها تدريجياً اعتمادًا على الرقم الهيدروجيني للمحلول. يستخدم اللون للإشارة إلى الرقم الهيدروجيني مباشرة .

 يعد هذا الخليط مهمًا لأن كل مكون من الخليط يفقد أو يكتسب إلكترونات اعتمادًا على حموضة أو قاعدية المحلول الذي يتم اختباره.

في  المؤشر العالمي:

* تشير الألوان من الأصفر إلى الأحمر إلى محلول حمضي.
* تشير الألوان من الأزرق إلى البنفسجي إلى محلول قلوي.
* يشير اللون الأخضر إلى أن المحلول متعادل.

**ما الذي يحدد قوة الحمض أو القاعدة؟**

 ث[ابت تفكك الحمض](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AB%D8%A7%D8%A8%D8%AA_%D8%AA%D9%81%D9%83%D9%83_%D8%A7%D9%84%D8%AD%D9%85%D8%B6#:~:text=%D8%AA%D9%81%D8%A7%D8%B9%D9%84%20%D8%AD%D9%85%D8%B6%20%D9%88%D9%82%D8%A7%D8%B9%D8%AF%D8%A9,-%7B%D9%85%D9%82%D8%A7%D9%84%D8%A9%20%D8%B1%D8%A6%D9%8A%D8%B3%D9%8A%D8%A9%3A%D8%AA%D9%81%D8%A7%D8%B9%D9%84&text=%D9%88%D9%87%D8%B0%D8%A7%20%D9%87%D9%88%20%D) والقاعدة هو المقياس الذي يحدد قوة الحمض أو القاعدة، فكلما زاد ثابت التفكك كلما كان الحمض أو القاعدة أقوى.

بمعنى أخر، تعتمد قوة الحمض على عدد أيونات الهيدروجين الموجبة  H+ في المحلول وتعتمد قوة القاعدة على عدد ايونات الهيدروكسيد السالبة OH-  في المحلول. جميع الأحماض والقواعد لا تتأين أو تتفكك بنفس الدرجة وبالتالي فالأحماض والقواعد ليست جميعها متساوية في القوة  (إنتاج أيونات هيدروجين H+ وهيدروكسيد OH-  في المحلول).

بما أن الإلكتروليتات يتم إنتاجها عندما يتم تحرير الأيونات في المحلول، فهناك علاقة بين قوة الحمض والقاعدة والإلكتروليت الذي ينتجه. الأحماض القوية والقواعد القوية تصنع إلكتروليتات قوية. يتم قياس الأحماض والقواعد باستخدام مقياس الرقم الهيدروجيني. فمثلًا تتفكك الأحماض القوية تمامًا ويكون تركيز أيون الهيدروجين فيها أعلى، وتتفكك الأحماض الضعيفة جزئيًا ويكون تركيز أيون الهيدروجين فيها أقل.

**الأملاح** هي مركبات تتكون من تفاعل الحوامض والقواعد. عند تفاعل الحامض مع قاعدة، يتم إنتاج ملح وماء.

* **خصائص:**
  + عادةً ما تكون صلبة في درجة حرارة الغرفة.
  + تذوب في الماء لتكوين أيونات.
* لها طعم مالح (مثل كلوريد الصوديوم).
* **أمثلة:** كلوريد الصوديوم (NaCl) الناتج عن تفاعل حمض الهيدروكلوريك مع هيدروكسيد الصوديوم، وكبريتات النحاس (CuSO₄).
* **. أنواع الأملاح:**
* **أملاح بسيطة:** مثل NaCl.
* **أملاح معقدة:** مثل كبريتات النحاس (CuSO₄).
* **. التطبيقات:**
* تستخدم في الطهي (مثل الملح)، وفي الزراعة، وفي الصناعات الكيميائية.
* **طرق الكشف**
* توجد عدة طرق للكشف عن الأملاح، وذلك يعتمد على نوع الملح المراد الكشف عنه بعض الطرق الشائعة:
* **1. الكشف عن الأملاح بواسطة التحليل الكيميائي:**
* **التفاعل مع الحمض:** يمكن إضافة حمض (مثل حمض الهيدروكلوريك) إلى عينة الملح. إذا ظهرت فقاعات غازية، فقد يشير ذلك إلى وجود كربونات أو بيكربونات.
* **التفاعل مع القواعد:** إضافة قاعدة (مثل هيدروكسيد الصوديوم) يمكن أن تكشف عن وجود معادن معينة.
* **2. اختبارات الأيونات:**
* **الكشف عن أيونات الصوديوم (Na⁺):** استخدام اختبار اللهب؛ عندما تُحرق عينة من الملح، يُظهر اللهب لون أصفر.
* **الكشف عن أيونات الكلوريد (Cl⁻):** إضافة نترات الفضة (AgNO₃) إلى محلول الملح؛ إذا تكون راسب أبيض (كلوريد الفضة AgCl)، فهذا يدل على وجود أيونات الكلوريد.
* **الكشف عن أيونات الكبريتات (SO₄²⁻):** إضافة محلول بارا أمينوبنزوئيك أسيد؛ إذا حدثت تغيرات، فهذا يدل على وجود الكبريتات.
* **3. التجارب الفيزيائية:**
* **الذوبان في الماء:** بعض الأملاح تذوب بسهولة في الماء، بينما البعض الآخر لا. يمكن استخدام هذه الخاصية لتحديد نوع الملح.
* **تحديد درجة الانصهار:** يمكن قياس درجة انصهار الملح لتحديد نوعه، حيث أن لكل ملح درجة انصهار محددة.
* **4. التحليل الطيفي:**
* **التحليل بالأشعة تحت الحمراء (IR):** يمكن استخدامه لتحديد المركبات العضوية في الملح.
* **التحليل بالأشعة السينية (XRD):** يمكن استخدامه لتحديد التركيب البلوري للأملاح.
* **أسئلة بعدية**

1. ما هي خصائص الأملاح وكيف تؤثر على استخدامها في الصناعات؟
2. ما هو دور الأملاح في الحياة اليومية والغذاء؟

3-ما هو الفرق بين الحوامض القوية والضعيفة، وكيف يتم تحديد ذلك؟

4 -كيف تؤثر الحوامض على البيئة والماء؟

5 -ما هي التطبيقات الصناعية الرئيسية للحوامض؟

6 -ما هي بعض المخاطر المرتبطة باستخدام القواعد في المختبرات؟

7 -كيف تؤثر القواعد على صحة الإنسان والبيئة؟

|  |  |
| --- | --- |
| رقم المحاضرة: 7 |  |
| عنوان المحاضرة: | **التفاعلات المهمة (الاكسدة والاختزال )** |
| اســـــم المدرس: |  |
| الفئة المستهدفة : | المستوى الاول |
| الهدف العام من المحاضرة : | **فهم تطبيقات صناعية**: |
| الأهداف السلوكية او مخرجات التعلم: | 1- ان يستطيع **تسمية العملية الكيميائية التي تزداد فيها نسبة الأكسجين في المركَّب**    2- ان **يحدد الأنواع المؤكسَدة في التفاعل** |
| استراتيجيات التيسير المستخدمة | المحاضرة والعروض التقديمية |
| المهارات المكتسبة | سيتمكن الطالب من معرفة تفاعلات التاكسد والاختزال  سيتمكن الطالب من التميز بين العوامل المؤكسدة والمختزلة |
| طرق القياس المعتمدة | اختبارات شفهية وتحريرية |

المحتوى العلمي

الأكسدة والاختزال هما عمليتان كيميائيتان يمكن اعتبارهما متعاكستين. ويمكن تفسير كلتيهما بطرق مختلفة.

أحد أبسط الأمثلة على ذلك احتراقُ الكربون. فعندما يحترق الفحم، وهو أحد أشكال الكربون، يتأكسد الكربون ليُنتج ثاني أكسيد الكربون. توضح المعادلة الآتية أكسدة الكربون:

C+O--------COsgg22

وبناءً على ذلك، يمكننا وصْف الأكسدة ببساطة بأنها عملية إضافة الأكسجين.

والتفاعل المقابل هو فقْد الأكسجين أو إزالته. يمكن وصْف هذه العملية بالاختزال.

عندما يُمرَّر تيارٌ من غاز الهيدروجين على عينة ساخنة من أكسيد النحاس، يُزيل الهيدروجينُ الأكسجينَ من أكسيد النحاس ليُنتج فلزَّ النحاس.

يمكن التعبير عن هذا التفاعل بالمعادلة الكيميائية الآتية:

أﻛﺴﻴﺪاﻟﻨﺤﺎسﻫﻴﺪروﺟﻴﻦﻧﺤﺎسﻣﺎء++

CuO+H Cu+H2O)sgsl22

بما أن أكسيد النحاس فَقَد الأكسجين، يمكننا وصْف هذا التفاعل بالاختزال.

لكن الهيدروجين اكتسب أوكسجينًا، لذا، يمكننا أيضًا وصْف هذا التفاعل بالأكسدة.

في هذا التفاعل، اختُزِل أكسيد النحاس وتأكسَد غاز الهيدروجين.

يمكننا أيضًا وصْف كل مادة اشتركت في التفاعل السابق باستخدام المصطلحين «العامل المؤكسِد» و«العامل المُختزِل».

ففي تفاعُل أكسيد النحاس مع الهيدروجين، يمكننا اعتبار أكسيد النحاس عاملًا مؤكسِدًا؛ لأنه يؤكسِد غاز الهيدروجين.

ويمكننا اعتبار الهيدروجين عاملًا مُختزِلًا؛ لأنه يختزل أكسيد النحاس إلى فلزِّ النحاس.

**الأكسدة**

الأكسدة عملية كيميائية تؤدي إلى زيادة نسبة الأكسجين أو نقص نسبة الهيدروجين في المادة.

**الاختزال**

الاختزال عملية كيميائية تؤدي إلى نقص نسبة الأكسجين أو زيادة نسبة الهيدروجين في المادة.

**العامل المؤكسِد**

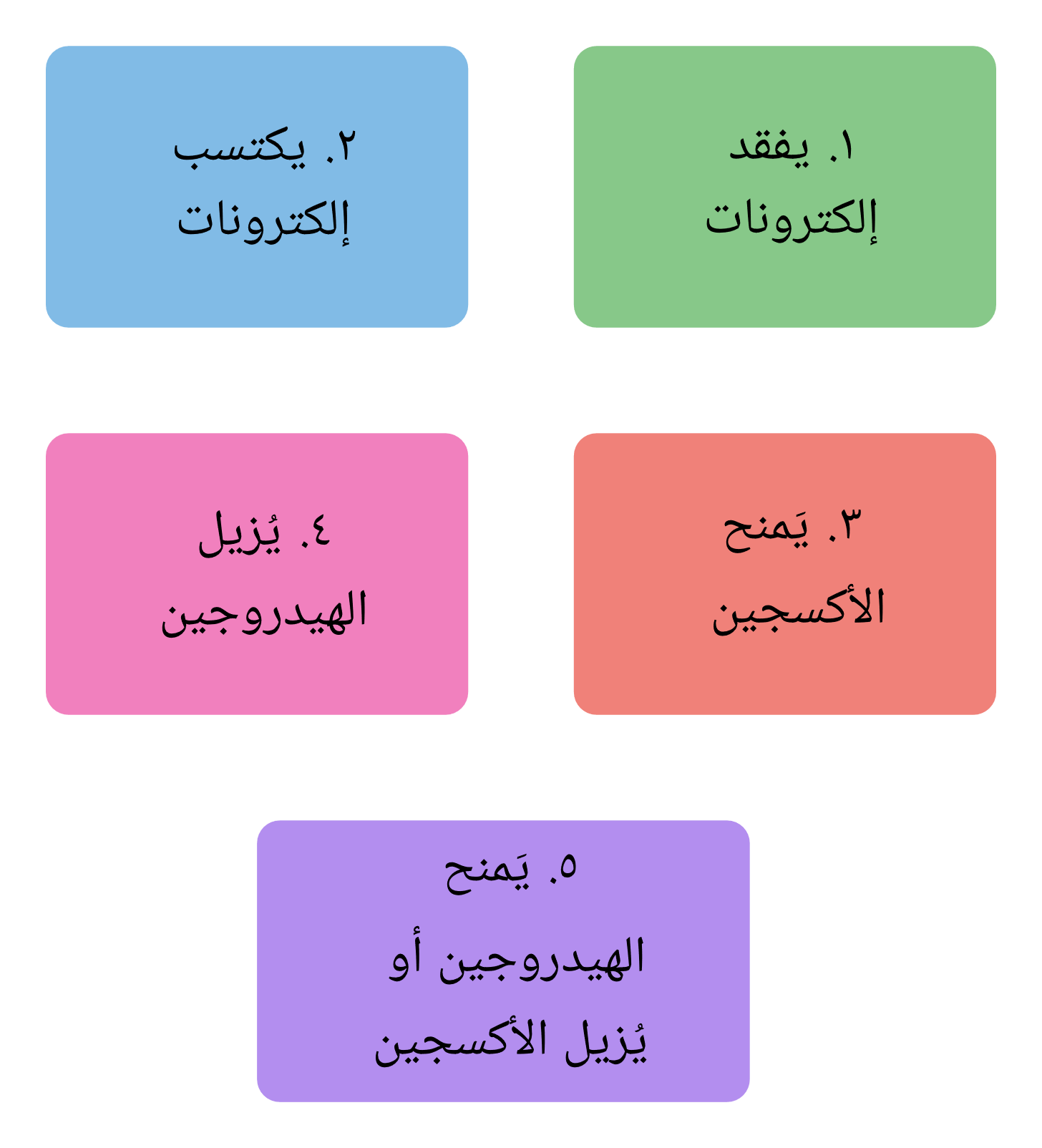
العامل المؤكسِد يَمنح الأكسجين أو يُزيل الهيدروجين من المادة أثناء التفاعل الكيميائي.

**العامل المُختزِل**

العامل المختزِل يَمنح الهيدروجين أو يُزيل الأكسجين من المادة أثناء التفاعل الكيميائي

**أسئلة بعدية**

أيُّ العبارات الآتية يمكن استخدامها لوصف العامل المؤكسِد؟



1. ، ٢، ٥
2. ١، ٣، ٤
3. ٢، ٥
4. ٢، ٣، ٤
5. ١، ٥

**الحل**

يمكن تعريف الأكسدة والاختزال بأكثر من طريقة. على سبيل المثال، يمكننا تعريفهما من حيث اكتساب أو فقْد الأكسجين أو الهيدروجين أو الإلكترونات.

وبالمثل، يمكن تعريف العوامل المؤكسِدة والمُختزِلة بالطريقة نفسها.

يؤكسد العامل المؤكسِد مادة كيميائية أخرى تفقد بدورها إلكترونات أثناء هذه العملية. ويَكتسب العامل المؤكسِد هذه الإلكترونات، ما يعني أن العبارة ٢ جزء من الإجابة الصحيحة.

ويمكن وصْف الأكسدة أيضًا بأنها زيادة في نسبة الأكسجين في المادة، وهو ما يتطلب وجود عامل مؤكسِد ليَمنح الأكسجين. لذا يمكننا اعتبار العبارة ٣، أيْ مَنْح الأكسجين، صحيحةً أيضًا.

وأخيرًا، يمكن تعريف الأكسدة بأنها عملية فقْد الهيدروجين. وبالنسبة إلى العامل المؤكسِد، يعني ذلك إزالة الهيدروجين من نوع كيميائي آخر. ومن ثم، فالعبارة ٤ صحيحة أيضًا.

وبذلك نكون قد توصلنا إلى أن العبارات ٢، و٣، و٤ تصف العامل المؤكسِد. ومن ثم، فالإجابة الصحيحة هي د.

أيُّ العبارات الآتية صواب عن عمليتَي الأكسدة والاختزال؟

1. يُمكن أن تَحدُث الأكسدة على نحو مستقلٍّ عن الاختزال.
2. يحدُث الاختزال قبل الأكسدة.
3. تحدُث الأكسدة قبل الاختزال.
4. تحدُث عمليتا الأكسدة والاختزال في الوقت نفسه.

**الحل**

يطلب منا هذا السؤال تحديد العبارة الصحيحة حول تفاعلات الأكسدة والاختزال.

يمكننا وصْف تفاعلات الأكسدة والاختزال من حيث انتقال الإلكترونات أو ذرات الأكسجين أو ذرات الهيدروجين بين المتفاعلات.

فعندما تكتسب مادة كيميائية ذرة أكسجين، هذا يعني أن مادة كيميائية أخرى لا بد أن تكون قد فقدت هذه الذرة.

وبالمثل، إذا فقدت مادةٌ ذراتِ هيدروجين، فهذا يعني أن مادة أخرى لا بد أن تكون قد اكتسبت هذه الذرات.

وأخيرًا، إذا اكتسبت مادة إلكترونات أو فقدتها، فهذا يعني أن هذه الإلكترونات قد جاءت من مادة كيميائية أخرى أو انتقلت إليها.

توضح جميع العبارات الثلاث السابقة أن الأكسدة والاختزال عمليتان مرتبطتان إحداهما بالأخرى. فلكي تحدُث إحداهما، لا بد أن تحدُث الأخرى أيضًا.

لكي تحدُث الأكسدة، لا بد أن يحدُث الاختزال أيضًا في التفاعل نفسه. بعبارة أخرى، العمليتان تحدُثان في الوقت نفسه. إذن، الإجابة الصحيحة هي د.

|  |  |
| --- | --- |
| رقم المحاضرة: 8 |  |
| عنوان المحاضرة: | الموازنة في الوسط الحامضي والقاعدي |
| اســـــم المدرس: |  |
| الفئة المستهدفة : | المستوى الاول |
| الهدف العام من المحاضرة : | معرفة اهمية الحوامض والقواعد |
| الأهداف السلوكية او مخرجات التعلم: | * 1. ان يعرف التطبيقات الشائعة للقواعد في الحياة اليومية   2. ان يفهم مفهوم التوازن الكيميائي |
| استراتيجيات التيسير المستخدمة | المحاضرة والعروض التقديمية |
| المهارات المكتسبة | سيتمكن الطالب من معرفة تأثير الحوامض على الكائنات الحية والبيئة |
| طرق القياس المعتمدة | اختبارات شفهية وتحريرية |

المحتوى العلمي

الموازنة في الوسط الحامضي والقاعدي تشير إلى توازن التركيزات بين الأيونات الموجبة والسالبة. إليك بعض النقاط الأساسية:

**1. الوسط الحامضي:**

* **تركيز الأيونات:** في المحاليل الحامضية، يتزايد تركيز أيونات الهيدروجين (H⁺)، مما يؤدي إلى pH أقل من 7. كلما زادت نسبة الأيونات، زادت حموضة المحلول.
* **التفاعلات:** عند إضافة قاعدة إلى وسط حامضي، يحدث تفاعل يتضمن تحييد الأيونات، مما ينتج عنه ملح وماء.
* **الوسط القاعدي:**
* **تركيز الأيونات:** في المحاليل القاعدية، يزداد تركيز أيونات الهيدروكسيد (OH⁻)، مما يؤدي إلى pH أكبر من 7. هذا يسبب خصائص قاعدية مثل الشعور بالزلق.
* **التفاعلات:** عند إضافة حمض إلى وسط قاعدي، يحدث تفاعل مشابه لتكوين الملح والماء:

**3. تحقيق التوازن:**

* **التوازن الكيميائي:** يتضمن مفهوم التوازن الكيميائي قدرة النظام على العودة إلى حالة التوازن بعد حدوث تغيير. يُطبق مبدأ لو شاتلييه، حيث إذا تم إضافة مادة (حمض أو قاعدة) أو إزالتها، سيتجه النظام للتعويض عن هذا التغيير.

**. أهمية الموازنة:**

* **في الحياة اليومية:** تلعب الموازنة دورًا حيويًا في العمليات البيولوجية، مثل التنفس والتمثيل الغذائي.
* **في الصناعة:** يستخدم مفهوم الموازنة لضبط العمليات الكيميائية في التصنيع والتكرير.

توضيح اكثر

1. \*\*الوسط الحامضي:\*\*

- \*\*الأيونات السائدة:\*\* في المحاليل الحامضية، تكون أيونات الهيدروجين (H⁺) هي السائدة، مما يجعل المحلول حامضيًا.

- \*\*مثال:\*\* عند إذابة حمض الهيدروكلوريك (HCl) في الماء، تزيد تركيز H⁺، وينخفض الرقم الهيدروجيني (pH) إلى أقل من 7.

2. \*\*الوسط القاعدي:\*\*

- \*\*الأيونات السائدة:\*\* في المحاليل القاعدية، تكون أيونات الهيدروكسيد (OH⁻) هي السائدة، مما يجعل المحلول قاعديًا.

- \*\*مثال:\*\* عند إذابة هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) في الماء، تزيد تركيز OH⁻، ويرتفع الرقم الهيدروجيني (pH) فوق 7.

3. \*\*التوازن الكيميائي:\*\*

- \*\*مبدأ لو شاتلييه:\*\* ينص على أن أي تغيير في الظروف (كالتركيز أو الضغط أو الحرارة) سيؤدي إلى رد فعل يحاول تعويض هذا التغيير.

- \*\*التفاعل:\*\* عند إضافة حمض إلى وسط قاعدي، يحدث تفاعل تحييد، مما ينتج عنه ملح وماء. هذا يساعد في تحقيق توازن بين H⁺ وOH⁻.

4. \*\*تطبيقات الموازنة:\*\*

- \*\*الحياة اليومية:\*\* توازن الأحماض والقواعد مهم في الجسم، مثل تنظيم حموضة الدم.

- \*\*الصناعة:\*\* تستخدم في العديد من العمليات مثل تصنيع الأدوية ومعالجة المياه.

**اسئلة بعدية**

1. كيف يمكن استخدام الأحماض في التطبيقات الصناعية؟
2. ما تأثير الحوامض على الكائنات الحية والبيئة؟

3 ما التطبيقات الشائعة للقواعد في الحياة اليومية؟

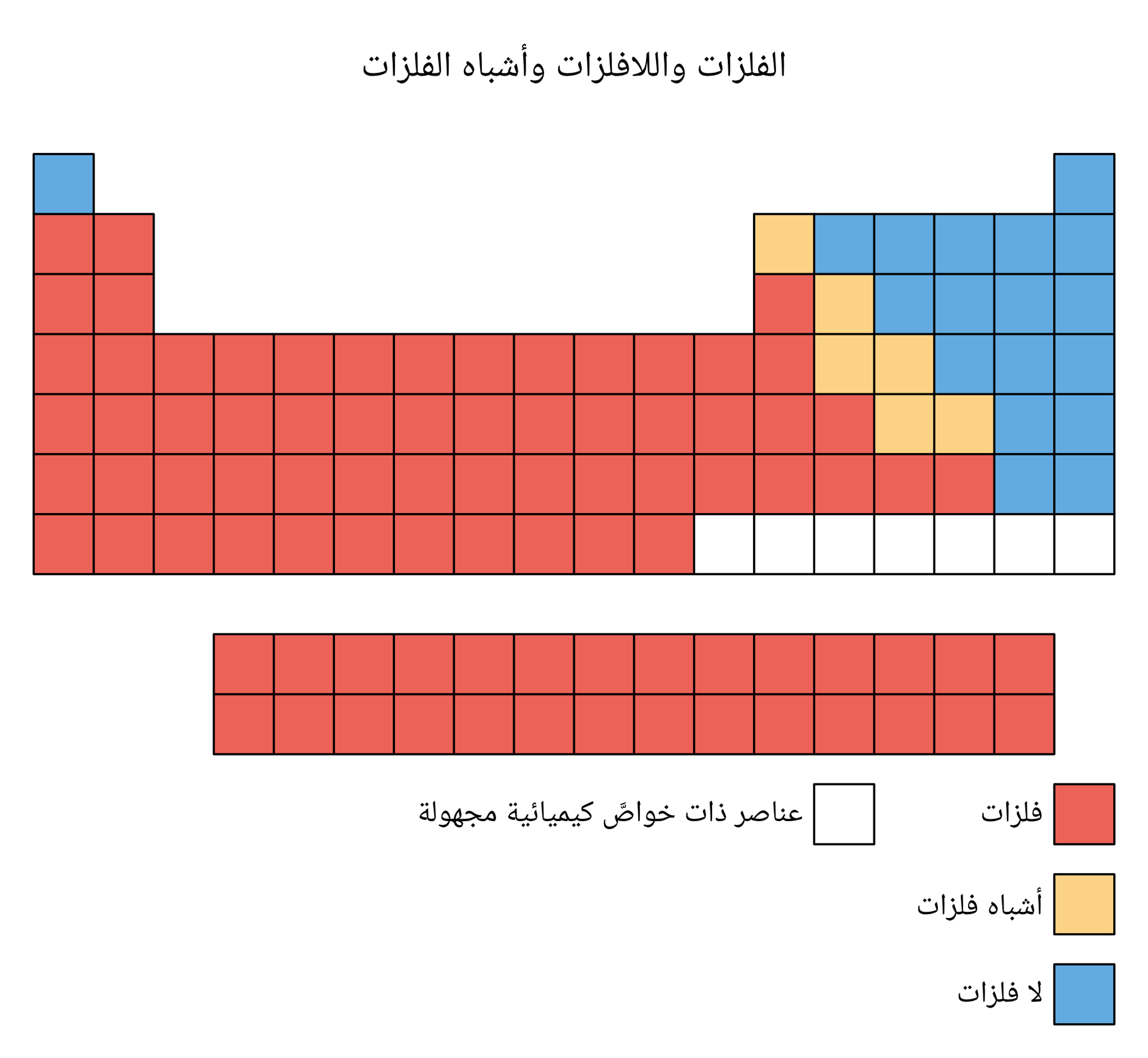
كيف يمكن استخدام مبدأ لو شاتلييه في التفاعلات الكيميائية الصناعية؟

|  |  |
| --- | --- |
| رقم المحاضرة: 9 |  |
| عنوان المحاضرة: | **العناصر اللافلزية السائدة** |
| اســـــم المدرس: |  |
| الفئة المستهدفة : | المستوى الاول |
| الهدف العام من المحاضرة : | **تصنيف** العناصر إلى فلزات ولا فلزات |
| الأهداف السلوكية او مخرجات التعلم: | 1- ان يستطيع **تصنيف** العناصر إلى فلزات ولا فلزات    2- ان **يحدد العناصر** |
| استراتيجيات التيسير المستخدمة | المحاضرة والعروض التقديمية |
| المهارات المكتسبة | سيتمكن الطالب من معرفة ان الفلزات  **تشكل ثلاثة أرباع العناصر الكيميائية المعروفة على الأرض**. وهي متواجدة بوفرة في القشرة الأرضية وتتميز بقدرتها العالية على توصيل الكهرباء والحرارة. |
| طرق القياس المعتمدة | اختبارات شفهية وتحريرية |

المحتوى العلمي

يتضمَّن الجدول الدوري للعناصر العديد من تدرُّجات الخواصِّ المُثيرة للاهتمام، وأحد أكثر هذه التدرُّجات وضوحًا هو الانتقال من الفلزات إلى أشباه الفلزات ثم إلى اللافلزات عندما نتحرَّك من الجانب الأيسر إلى الجانب الأيمن للجدول الدوري. هذه الظاهرة مُدهِشة، ليس فقط لأنها ثابتة في جميع صفوف الجدول الدوري تقريبًا، لكن أيضًا لأنه يُمكن تفسيرها بنظريات بسيطة نسبيًّا تتعلَّق بتبادل إلكترونات التكافؤ وأنماط الترابط بين الجزيئية. قُسِّم الجدول الدوري إلى جزأين منفصلين من الفلزات واللافلزات منذ فترة طويلة نسبيًّا. يُعتبَر جونز جاكوب برزيليوس، الذي يُعَدُّ أحد علماء القرن التاسع عشر، أحد مؤسِّسي علم الكيمياء الحديثة. فقد صنَّف العناصر إلى فلزات ولا فلزات منذ أكثر من مائة عام. واستندت تصنيفاته إلى الخواصِّ الفيزيائية للعناصر.

يَستخدِم الشكل الآتي اللونين الأحمر والأزرق لتوضيح كيفية انتقال الجدول الدوري من العناصر الفلزية إلى العناصر اللافلزية. العناصر الفلزية ممثَّلة باللون الأحمر، ويُمكن العثور عليها في الجانب الأيسر من الجدول الدوري. والعناصر اللافلزية ممثَّلة باللون الأزرق، ويُمكن العثور عليها في الجانب الأيمن من الجدول الدوري. وعناصر أشباه الفلزات ممثَّلة باللون الأصفر، ويُمكن العثور عليها فيما بين الجزأين الأيسر والأيمن من الجدول الدوري. أمَّا الخانات البيضاء فتمثِّل عناصر كيميائية ذات خواصَّ كيميائية مجهولة.



العناصر الفلزية واللافلزية لها خواصُّ كيميائية وفيزيائية مختلفة تمامًا؛ لأنها تتكوَّن من ذرات مرتبطة بطُرق مختلفة تمامًا. حيث تُكوِّن ذرات الفلزات عادة بِنًى عملاقة ثلاثية الأبعاد تتكوَّن من مليارات الأيونات الموجبة الشحنة في بحر من الإلكترونات غير المتمركزة. وتُكوِّن ذرات اللافلزات عادة جزيئات أصغر بكثير مرتبطة تساهُميًّا. الفلزات ليست أكثر فائدة من اللافلزات، واللافلزات ليست بالضرورة أكثر فائدة من الفلزات. المواد لها خواصُّ فيزيائية وكيميائية مختلفة تمامًا، وكلٌّ منها مناسِب للغاية لمجموعة محدَّدة من التطبيقات الصناعية والتجارية.

من المعروف أن الفلزات صَلدة، ولها درجات انصهار ودرجات غليان مرتفعة؛ وذلك لأنها تتكوَّن من كاتيونات فلزية في بحر من الإلكترونات غير المتمركزة. حيث تُوجَد قوى تجاذب كهروستاتيكية قوية بين الكاتيونات الفلزية والإلكترونات غير المتمركزة. ومن ثَمَّ يتطلَّب فصلهما طاقة حرارية أو ميكانيكية كبيرة. ترتبط ذرات التنجستن معًا بروابط فلزية تُعَدُّ الأقوى في أيِّ عنصر فلزي نقي. تُعَدُّ درجة انصهار فلز التنجستن هي الأعلى بين جميع العناصر الفلزية. حيث تبلغ درجة انصهاره 3422∘C. يُستخدَم فلز التنجستن في صناعة فتائل معظم المصابيح الكهربية، خاصَّة لأنه يُمكن أن يتوهَّج باللون الأبيض دون أن ينصهر. بينما ترتبط ذرات الزئبق بعضها ببعض بروابط فلزية ضعيفة للغاية. وتُعَدُّ درجة انصهار الزئبق هي الأقلَّ بين جميع العناصر الفلزية. حيث تبلغ درجة انصهاره −39∘C فقط. يُستخدَم الزئبق في صناعة الترمومترات لأن له درجة انصهار منخفضة، ولأنه يكون سائلًا في درجة حرارة الغرفة.

للتوضيح الخواصِّ المُشترَكة للَّافلزات من ناحية الهشاشةو ضَعْف التوصيلية الكهربية وضَعْف التوصيلية الحرارية وانخفاض الكثافة واللمعان

ان لا تُوجَد سوى تداخُلات بين جزيئية ضعيفة بين الجزيئات البسيطة المرتبطة تساهُميًّا الموجودة في عناصر لا فلزية مثل الفوسفور والأكسجين. كثافات هذه المواد منخفضة نسبيًّا، وهي هشَّة نسبيًّا أيضًا؛ لأنه لا تُوجَد أيُّ قوًى قوية تربط الجزيئات بعضها ببعض. متوسط المسافة الفاصلة بين جزيئات اللافلز كبير، ولا يتطلَّب فصل الجزيئات قوة ميكانيكية كبيرة. عادة ما يكون للعناصر اللافلزية قِيَم توصيلية كهربية وحرارية منخفضة؛ وذلك لأنها لا تحتوي على أيِّ جسيمات ناقلة للشحنة يُمكن أن تتحرَّك فيما بين الجزيئات، والجزيئات لا تتصادم في الغالب؛ لذا لا يُمكنها نقْل الطاقة الحرارية بكفاءة كبيرة. عادة ما تكون الفلزات برَّاقة ولامِعة، لكن اللافلزات عادة ما تكون شفَّافةً عندما تكون غازات، وباهِتةً عندما تُكوِّن مواد صُلبة هشَّة. يُمكننا استخدام هذه العبارات لتحديد أن الخيار (هـ) هو الإجابة الصحيحة لهذا السؤال.

يُعَدُّ الجرافيت مادة لا فلزية مُفيدة للغاية؛ لأنه يُمكن أن يُستخدَم في صُنْع قلب القلم الرصاص. وهو مناسب تمامًا لصناعة قلب القلم الرصاص؛ لأنه غير قابل للطَّرْق وهشٌّ. حيث إنه سينفصل ويترك بقايا سوداء إذا لامس مواد أصْلَد مثل الورق. ومن المعروف أن الجرافيت له كثافة منخفضة وأنه غير قابل للسَّحْب. أمَّا العناصر اللافلزية الأخرى، فلها العديد من التطبيقات الصناعية المُهِمَّة، وهذا يتضمَّن استخدام الكلور في تنقية الماء، واستخدام اليود مُطهِّرًا للأغراض العامَّة. وهناك أيضًا استخدام الفحم لإزالة اللون البُنِّي من السُّكَّر، واستخدام الفوسفور في صناعة أعواد الثقاب والأسمدة.

تقع عناصر أشباه الفلزات بين العناصر الفلزية واللافلزية في الجدول الدوري. وهذا مناسب لأن عناصر أشباه الفلزات لها بعض خواصِّ الفلزات وبعض خواصِّ اللافلزات. وعادة ما يكون لأشباه الفلزات مَظهَر فلزي وقيمة سالبية كهربية تقع بين السالبية الكهربية العالية للافلزات، والسالبية الكهربية المنخفضة للفلزات. وعادة ما يكون لها أيضًا توصيلية حرارية تقع بين التوصيلية الحرارية العالية للعناصر الفلزية والتوصيلية الحرارية المنخفضة للعناصر اللافلزية. يمثِّل الشكل الآتي جزءًا مقتطعًا لجدول دوري مبسَّط. فهو يوضِّح عناصر أشباه الفلزات إلى جانب العناصر الفلزية واللافلزية المتجاوِرة. يوضِّح الشكل أنه يُوجَد حاليًّا ستة عناصر معروفة من أشباه الفلزات.

هناك سبعة عشر عنصرًا صُنِّفت بشكل عام على أنها غيرُ فلزية معظمها غازات وهي: (**الهيدروجين ، والهيليوم ، والنيتروجين ، والأكسجين ، والفلور ، والنيون ، والكلور ، والأرجون ، والكريبتون ، والزينون ، والرادون**) ؛ وسائل واحد وهو البروم ؛ والقليل من المواد الصلبة (الكربون والفوسفور والكبريت والسيلينيوم واليود)

تشكل الفلزات **ثلاثة أرباع العناصر الكيميائية المعروفة على الأرض**. وهي متواجدة بوفرة في القشرة الأرضية وتتميز بقدرتها العالية على توصيل الكهرباء والحرارة.

ومن أهم الفروق الفيزيائية بين الفلزات واللافلزات ما يلي: 1. توجد الفلزات في الطبيعة بصورة عامة في الحالة الصلبة في درجة حرارة الغرفة، باستثناء **عنصر** الزئبق الذي يتواجد بصورة سائلة عند نفس درجة الحرارة. أما اللافلزات فيمكن أن توجد إما في الحالة الصلبة **أو** السائلة **أو** الغازية في درجة حرارة الغرفة.

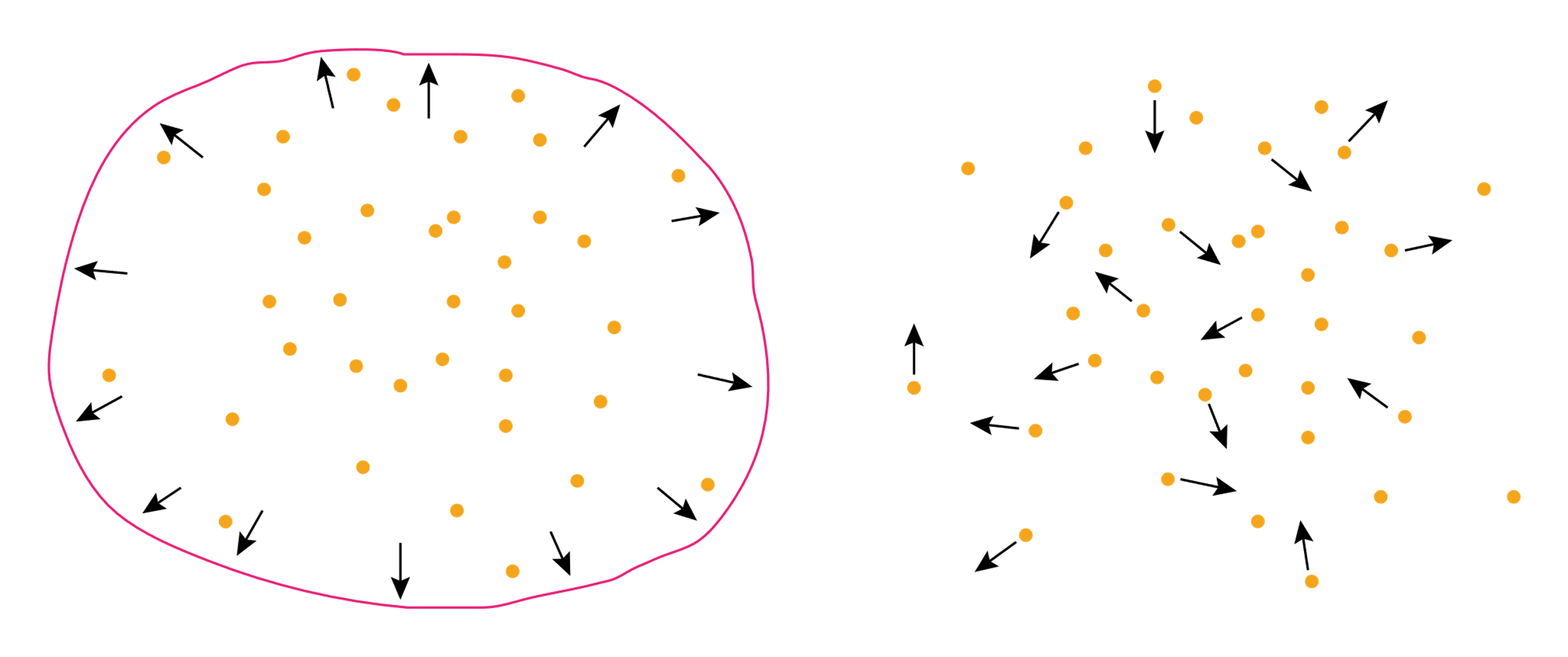


|  |  |
| --- | --- |
| رقم المحاضرة: 11 |  |
| عنوان المحاضرة: | **الغازات المثالية** |
| اســـــم المدرس: |  |
| الفئة المستهدفة : | المستوى الاول |
| الهدف العام من المحاضرة : | معرفة الغاز المثالي |
| الأهداف السلوكية او مخرجات التعلم: | * 1. ان يتعرف على الغاز المثالي * 2- ان يفهم الخواص الإجمالية للغاز هي: الضغط والحجم ودرجة الحرارة (التي يجب أن تكون بالكلفن). |
| استراتيجيات التيسير المستخدمة | المحاضرة والعروض التقديمية |
| المهارات المكتسبة | * يتمكن من معرفة ان الغاز المثالي هو الغاز الذي تكون جزيئاته مهملة الأبعاد ولا يتفاعل بعضها مع بعض. * يتمكن من معرفة معادلة قانون الغاز المثالي هي: 𝑃𝑉=𝐾𝑇, حيث 𝑃 الضغط، 𝑉 الحجم، 𝐾 ثابت التناسب، 𝑇 درجة الحرارة بالكلفن. |
| طرق القياس المعتمدة | اختبارات شفهية وتحريرية |

المحتوى العلمي

الغاز هو مجموعة من الجسيمات يوجد بينها فراغ أكبر مقارنةً بحالات المادة الأخرى. وعند وصف الغاز، يكون من الصعب جدًّا مراعاة كل جزيء منفرد في الوقت نفسه؛ حيث يتحرك كل جزيء في اتجاهه الخاص بسرعته الخاصة

وبدلًا من محاولة توصيف كل جزيء دون جدوى، يتم تحديد خواص إجمالية للغازات. وهذا يعني أنه عند وصف الغاز، يُنظر إليه بالكامل على أنه وحدة واحدة، وليس ما هو عليه بالفعل، أي مجموعة من الجسيمات الدقيقة.



فالمجموعة التي تقع على اليسار تمثل الطريقة التي نتناول بها خواص الغاز، بدلًا من تناوله باعتباره جزيئات فردية كما على اليمين. الخواص الإجمالية هي الخواص المتوسطة لجميع الجزيئات في المجموعة. والخواص الثلاث التي سنتناولها في هذا الشارح هي الضغط والحجم ودرجة الحرارة.

الضغط هو القوة التي يؤثر بها الغاز على مساحة الوعاء الموجود فيه. أي: .=اﻟﻘﻮةاﻟﻤﺴﺎﺣﺔاﻟﻀﻐﻂ

في حالة الغاز، تكون القوة هي قوة اصطدام الجزيئات بجدران الوعاء، والمساحة هي المساحة المَقيسة. من الممكن أن يكون لديك غاز غير محصور في وعاء، مثل السُّحب، لكن هذه الأشكال غير منتظمة بدرجة كبيرة ويصعب قياسها.

يقاس ضغط الغازات عادةً بوحدة الباسكال (Pa) الذي يساوي نيوتن لكل متر مربع (N/m2).

الحجم هو الحجم الكلي الذي يشغله الغاز. وبما أن الغازات تتمدد لتملأ الوعاء الموجودة فيه، إذن فالحجم سيكون ببساطة هو حجم الوعاء. ويقاس الحجم في حالة الغازات عادةً بوحدة المتر المكعب (m3).

أما درجة الحرارة فهي متوسط درجة حرارة الغاز. ويجب أن تُقاس درجة الحرارة دائمًا بوحدة الكلفن. تذكر أن درجة الحرارة بالكلفن يمكن الحصول عليها من درجة حرارة بوحدة الدرجة السلزية بإضافة 273.15: 𝑇=𝑇+273.15.KC

ومرة أخرى، لا بد أن تكون درجة الحرارة بالكلفن عند استخدامها في المعادلات، وإلا فلن تعمل المعادلة بصورة صحيحة.

تُشكِّل هذه الخواص معًا معادلة الغاز المثالي، التي تربط هذه الخواص معًا.

**معادلة: معادلة الغاز المثالي**

إذا كان لدينا غاز مثالي، فإن: 𝑃𝑉=𝐾𝑇, حيث 𝑃 الضغط، 𝑉 الحجم، 𝑇 درجة الحرارة بالكلفن، 𝐾 ثابت التناسب.

يعتمد ثابت التناسب 𝐾 على عدد جزيئات الغاز ونوعه. حيث يظل ثابت التناسب ثابتًا ما دامت كتلة الغاز لم تتغير، أي بإضافة غاز إلى مساحة معيَّنة أو إزالته منها.

يجب ملاحظة أن هذه المعادلة لا تعمل إلا عند استخدامها لوصف غاز مثالي. والغاز المثالي هو الغاز المهملةُ أبعادُ جزيئاتِه بحيث لا يتفاعل بعضها مع بعض. وعادةً ما تتصادم جزيئات الغاز بعضها ببعض، لكن من الأسهل رياضيًّا افتراض أنها لا تتصادم، وستظل دقة النتائج مفيدة.

|  |  |
| --- | --- |
| رقم المحاضرة: 12 |  |
| عنوان المحاضرة: | الجهد القياسي للخلية |
| اســـــم المدرس: |  |
| الفئة المستهدفة : | المستوى الاول |
| الهدف العام من المحاضرة : |  |
| الأهداف السلوكية او مخرجات التعلم: | 1ا-ن يتعرف عل الخلية  .2ان يفهم الجهد القياسي للخلية يُستخدم في العديد من التطبيقات العملية |
| استراتيجيات التيسير المستخدمة | المحاضرة والعروض التقديمية |
| المهارات المكتسبة | سيتمكن ال |
| طرق القياس المعتمدة | اختبارات شفهية وتحريرية |

المحتوى العلمي

الجهد القياسي للخلية هو الفرق في الجهد الكهربائي بين قطبي الخلية عند ظروف قياسية (25 درجة مئوية، 1 ضغط جوي، وتركيز 1 مولي للمواد المتفاعلة والمنتجات). يُعبر عنه بوحدات الفولت ويحدد مدى قدرة التفاعل الكيميائي على الحدوث بشكل تلقائي.

ويتم حساب الجهد القياسي للخلية باستخدام معادلة نرنست، والتي تأخذ في الاعتبار تركيزات المواد المتفاعلة والمنتجات. الجهد القياسي هو الفرق بين جهد الأكسدة والاختزال للمواد المعنية.

لنأخذ مثال خلية فولطائية تتكون من الزنك والنحاس. الجهد القياسي يمكن حسابه باستخدام القيم القياسية للجهد:

1. **Zn²⁺/Zn**: -0.76 V
2. **Cu²⁺/Cu**: +0.34 V

لذا، الجهد القياسي للخلية هو:

E°=E°Cu−E°Zn=0.34−(−0.76)=1.10 VE° = E°\_{\text{Cu}} - E°\_{\text{Zn}} = 0.34 - (-0.76) = 1.10 \, V

يمكنك استخدام القيم القياسية للجهود من جداول الجهود القياسية، والتي توفر بيانات حول أزواج الأكسدة والاختزال المختلفة. بعد حساب الجهد القياسي للخلية، يمكنك استخدامه لتحديد ما إذا كانت التفاعل يحدث تلقائيًا (إذا كان الجهد موجبًا).

الجهد القياسي للخلية يُستخدم في العديد من التطبيقات العملية، مثل:

1. **التحليل الكهربائي**: لتحديد ما إذا كان التفاعل ممكنًا.
2. **البطاريات**: لتقييم كفاءة البطارية وقدرتها على توليد الطاقة.
3. **التحليل الكيميائي**: لتحديد تركيز المواد باستخدام تقنيات مثل جهد الانكسار

**جهد القطب : (E)**

هو الجهد الكهربائي الناشئ عن تفاعل الأكسدة والاختزال الذي يتم في القطب . ويكون هذا الجهد الكهربائي ، جهد أكسدة في حالة حدوث تفاعل الأكسدة وجهد اختزال في تفاعل الاختزال ، وقيمة هذين الجهدين للقطب الواحد متساوية مع اختلاف الإشارة جهد القطب قيمة فيزيائية مطلقة لا يمكن قياسها للقطب الواحد ، ولكن إذا تم توصيل قطبين ببعضهما فبالإمكان قياس فرق الجهد بين القطبين .

( Electric cell voltage difference) (∆E) **فرق جهد الخلية الكهروكيميائية**

هل يمكن قياس الجهد الكهربائي في الأقطاب المنفردة ؟

جهد القطب قيمة فيزيائية مطلقة لا يمكن قياسها للقطب الواحد ، ولكن إذا تم توصيل قطبين ببعضهما فبالإمكان قياس فرق الجهد بين القطبين . يعرف فرق الجهد هذا بفرق جهد الخلية الكهروكيميائية ( ويسمى جهد الخلية) الذي يمكن أن نرمز له بالحرف (E)

العوامل المؤثرة في قيمة فرق جهد الخلية

1**- طبيعة المواد ( نوع الأقطاب المكونة للخلية ) .**

**2 - تركيز المحاليل في الخلية .**

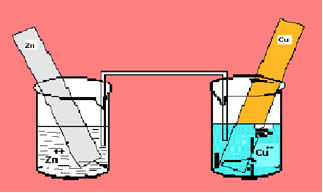
**3- ضغط الغاز في حالة وجوده .**

**4- درجة الحرارة**

**أولاً : طبيعة المواد ( نوع الأقطاب المكونة للخلية )**

بلا شك تختلف المواد في قابليتها للتفاعل الكيميائي سواءً أكسدة أو اختزال ، وفرق جهد الخلية الكهروكيميائية يعتمد على قوة نصفي التفاعل اللذان يتمان في الخلية ، فكلما ازدادت قابلية مادة الانود لعملية الأكسدة وقابلية مادة الكاثود لعملية الاختزال زاد فرق جهد الخلية لذا فإننا نجد تفاوتاً في قيمة فرق الجهد الناتج باختلاف نوع الأقطاب المكونة للخلية.

Zn → Zn**++** + 2e Cu**++**  + 2e → Cu



**Zn + Cu++ → Zn++  + Cu**

**ثانياً: تركيز المحاليل في الخلية:**

**تتأثر قيمة فرق جهد الخلية الكهروكيميائية بتركيز المحلولين الموجودين في القطبين ، وهذا أمر واضح فكما عرفنا فإن الجهد المتولد في الخلية يعتمد عل قوة تفاعل الأكسدة و الاختزال اللذان يتمان في الخلية ، وقوة نصفي التفاعل بدورهما يتأثران بتركيز المحلولين المكونين للخلية.**

**Zn + Cu++ → Zn++  + Cu**

**اتجاه انتاج الجهد الكهربائي**

ويمكن توضيح هذا الأثر بشكل أكبر من خلال مبدأ قاعدة لي شاتلييه فلو طبقنا هذا المبدأ على التفاعل الكلي الذي يتم في خلية دانيال نلاحظ أنه بزيادة تركيز أيونات Zn في الانود فإن التفاعل يتجه في الاتجاه العكسي أي في الاتجاه الذي يقل فيه الجهد الكهربائي الناتج وكذلك في حال نقصان تركيز أيونات النحاس ++Cu الموجودة في الكاثود

**جهد القطب القياسي وفرق جهد الخلية القياسي (Eº) :-**

يعرف فرق جهد الخلية الكهروكيميائية عند الظروف القياسية بفرق جهد الخلية القياسي ، كما تعرف جهود الأقطاب عند هذه الظروف بجهود الأقطاب القياسية ، والظروف القياسية للخلايا هي : تركيز 1 مولار للمحاليل و ضغط جوي واحد للغازات عند 25 درجة مئوية .

**كيفية تعيين جهود الأقطاب القياسية .**

لا يوجد قطب معروف الجهد ، ولغرض تحديد جهود الأقطاب القياسية تم اختيار قطب الهيدروجين القياسي كقطب مرجع لقياس جهود الأقطاب الأخرى وتم الاتفاق على اعطاء قطب الهيدروجين القياسي جهد افتراضي يساوي الصفر ، وعليه فإذا أردنا تحديد جهد أي قطب ما علينا الا توصيله بقطب الهيدروجين عند الظروف القياسية .

**السلسلة الكهروكيميائية :**

السلسلة الكهروكيميائية عبارة عن جدول يضم جهود الأقطاب القياسية لكثير من العناصر والمواد مرتبة كجهود أكسدة أو اختزال تم تحديدها نسبة إلى قطب الهيدروجين القياسي

|  |  |
| --- | --- |
| ( القطب ) | جهد الاختزال ( E ) |
| الفلور | + 2.87 فولت |
| فظة | + 0.80 فولت |
| نحاس | + 0.34 فولت |
| هيدروجين | صفر |
| حديد | -0.44 فولت |
| خارصين | - 0.76 فولت |
| اليثيوم | -3.05 فولت |

**الكهروكيميائية**

**.**

تزداد القابلية للاختزال من الأسفل الى الأعلى و تزداد القوة كعامل أكسدة من الأعلى الى الأسفل

العناصر والمواد ذات جهد القطب الموجب (التي تعلوا عنصر الهيدروجين في المتسلسلة) مواد ذات قابلية لعملية الاختزال (عوامل أكسدة) أما العناصر والمواد التي تقع أسفل عنصر الهيدروجين مواد ذات قابلية لعملية الأكسدة (عوامل اختزال)

كلما زادت قيمة جهد القطب ايجاباً كلما زادت القابلية لعملية الاختزال وزادت القوة كعامل أكسدة والعكس صحيح ، فيكون العنصر الذي له أعلى قيمة موجبة ( الفلور ) أكثر المواد قابلية لعملية الاختزال وأقوى المواد كعامل أكسدة ،أما الليثيوم الذي له أصغر قيمة لجهد القطب فهو أكثر المواد قابلية للأكسدة وأقواها كعامل اختزال

**ترميز ( تمثيل ) الخلايا الكلفانية :-**

**كتابة الانود :** يكتب الطور الصلب اولا ومن ثم المحلول الالكتروليتي وتركيزه يوضع بين قوسين ويفصل

بين الطورين خط عمودي (Zn / ZnSO4(aq,1M

**كتابة الكاثود** : يكتب الطور الالكتروليتي وتركيزه اولا ومن ثم الطور الصلب ويفصل بين الطوؤين خط عمودي  CuSO4(aq.,1M ) / Cu

**التعبير عن الخلية:-**

يكتب الانود على اليسار والكاثود الى اليمين واذا كانبينهما جسر ملحي فيوضع بينهما خطين متوازيين عموديين║ وفي حالة وجود حاجز مسامي فيوضع خط عمودي واحد│ :

Zn/ZnSO4(aq.,1M)║ CuSO4(aq.,1M ) / Cu

**حساب جهد الخلية الكهروكيميائية القياسي:-**

يمكن حساب جهد الخلية الكهروكيميائية القياسي من العلاقة :

Eºcel= EºAn(انود) + EºCa(كاثود)

**أمثلة وحلول :-**

احسب جهد الخلية الكهروكيميائية الممثلة في التفاعل التالي :

Zn + Cu++ → Zn++  + Cu

علماً بأن جهد اختزال القطب القياسي للخارصين ( -0.76 ) وللنحاس ( 0.34 ) فولت ؟

بما ان جهد اختزال النحاس أكبر من جهد اختزال الخارصين لذا فات الكاثود لنحاس والانود هو الخارصين وهذا صحيح لو نظرنا الى معادلة الخلية فتحول الخارصين من فلز الخارصين الى ايون الخارصين وتحول ايون ا لنحاس الى فلز النحاس:

Zn → Zn ++ + 2e( تاكسد volt ( انود +0.76

Cu ++ + 2e → Cu (أختزال volt (كاثود +0.34

------------------------------------------------

Zn + Cu ++ → Zn++ + Cu 1.00 volt

بالجمع للجهدين نحصل على جهد الخلية القياسي ويساوي1.00 فولت

مثال : محلول يحتوي على ايونات H+ بتركيز 1 مولاري وتحت ضغط جوي 1 جو من غازH2 هل بامكان هذا المحلول اذابة فلز الفضة الموجود.

في محلول يحتوي على ايونات +Ag بتركيز 1 مولاري علما ان جهد اختزال +Ag =0.80؟

ان تفاعل نصفي الخلية هما

2Ag→ 2Ag+ +2 e تاكسد 0.80= Eº

2 H+ + 2e→ H2 اختزال 0= Eº

2Ag + 2 H+ →2Ag++ H2 ↑  0.80 - = Eº

بما ان جهد الخلية سالب فمعنى هذا ان التفاعل لاتلقائي لذا فانه لايمكن اذابة فلز الفضة وان التفاعل العكسي هو التفاعل التلقائي

|  |  |
| --- | --- |
| رقم المحاضرة: 13 |  |
| عنوان المحاضرة: | الهالوجينات |
| اســـــم المدرس: |  |
| الفئة المستهدفة : | المستوى الاول |
| الهدف العام من المحاضرة : | تعريف الطالب بالهلوجينيات |
| الأهداف السلوكية او مخرجات التعلم: | * 1. ان يتعرف عل عناصر الهالوجينيات   2. ان يفهم اهمية العناصر |
| استراتيجيات التيسير المستخدمة | المحاضرة والعروض التقديمية |
| المهارات المكتسبة | سيتمكن ال |
| طرق القياس المعتمدة | اختبارات شفهية وتحريرية |

المحتوى العلمي

**الهالوجينات** هي عناصر أو مواد تشكل أملاح باتحادها المباشر مع معدن و هي: [الفلور](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%81%D9%84%D9%88%D8%B1)، [الكلور](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%83%D9%84%D9%88%D8%B1)، [البروم](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A8%D8%B1%D9%88%D9%85)، [اليود](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%8A%D9%88%D8%AF)، [الاستاتين](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A3%D8%B3%D8%AA%D8%A7%D8%AA%D9%8A%D9%86). تقع مجموعة الهالوجينات في [الجدول الدوري](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A7%D9%84%D8%AC%D8%AF%D9%88%D9%84_%D8%A7%D9%84%D8%AF%D9%88%D8%B1%D9%8A) في المجموعة الرئيسية 7 (المجموعة 17 حسب الترقيم الحديث)، كل منهم أحادي [التكافؤ](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AA%D9%83%D8%A7%D9%81%D8%A4) (في المركبات يحمل كل منهم وحدة شحنة سالبة مثال لملح به هالوجين: [ملح الطعام](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%85%D9%84%D8%AD_%D8%A7%D9%84%D8%B7%D8%B9%D8%A7%D9%85) NaCl. في هذا الملح يحمل الكلور Cl شحنة سالبة واحدة، ويحمل [الصوديوم](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%B5%D9%88%D8%AF%D9%8A%D9%88%D9%85) Na شحنة موجبة واحدة.

أول استخدام لكلمة هالوجين في عام 1842، حيث استحدثت ([بالإنجليزية](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A7%D9%84%D9%84%D8%BA%D8%A9_%D8%A7%D9%84%D8%A5%D9%86%D8%AC%D9%84%D9%8A%D8%B2%D9%8A%D8%A9): coined)‏ كلمة (halogen) من قبل الكيميائي السويدي: [يونس ياكوب بيرسيليوس](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%8A%D9%88%D9%86%D8%B3_%D9%8A%D8%A7%D9%83%D9%88%D8%A8_%D8%A8%D9%8A%D8%B1%D8%B3%D9%8A%D9%84%D9%8A%D9%88%D8%B3) من [اللغة الإغريقية](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A7%D9%84%D9%84%D8%BA%D8%A9_%D8%A7%D9%84%D8%A5%D8%BA%D8%B1%D9%8A%D9%82%D9%8A%D8%A9)، وتتألف هذه الكلمة من مقطعين، الأول: (-halo) وتعني الملح، والثاني (gen-) وتعني المولد، وبذلك يصبح المعنى الحرفي لكلمة هالوجين: *المولد للملح*.

في عام 1811، اقترح الكيميائي الألماني يوهان شفايجر أن يستبدل اسم «الهالوجين» بدلًا من اسم «الكلور»، الذي كان اقترحه الكيميائي الإنجليزي [همفري ديفي](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%87%D9%85%D9%81%D8%B1%D9%8A_%D8%AF%D9%8A%D9%81%D9%8A). ساد اسم ديفي للعنصر. ومع ذلك، في عام 1826، اقترح الكيميائي السويدي [يونس ياكوب بيرسيليوس](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%8A%D9%88%D9%86%D8%B3_%D9%8A%D8%A7%D9%83%D9%88%D8%A8_%D8%A8%D9%8A%D8%B1%D8%B3%D9%8A%D9%84%D9%8A%D9%88%D8%B3) (Jöns Jacob Berzelius) مصطلح «هالوجين» لعناصر الفلور والكلور واليود، والتي تنتج مادة شبيهة ب[ملح البحر](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%85%D9%84%D8%AD_%D8%A7%D9%84%D8%A8%D8%AD%D8%B1) عندما تشكل مركبًا بمعدن قلوي.

عُرِف [الفلوروسبار](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%81%D9%84%D9%88%D8%B1%D9%8A%D8%AA) المعدني الفلوري منذ عام 1529. أدرك الكيميائيون الأوائل أنّ مركبات الفلور تحتوي على عنصر غير مُكتشَف، لكنهم لم يتمكنوا من عزله. في عام 1860، قام الكيميائي الإنجليزي [جورج غور](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AC%D9%88%D8%B1%D8%AC_%D8%BA%D9%88%D8%B1) بتشغيل [تيار كهربائي](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AA%D9%8A%D8%A7%D8%B1_%D9%83%D9%87%D8%B1%D8%A8%D8%A7%D8%A6%D9%8A) من خلال [حمض الهيدروفلوريك](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AD%D9%85%D8%B6_%D8%A7%D9%84%D9%87%D9%8A%D8%AF%D8%B1%D9%88%D9%81%D9%84%D9%88%D8%B1%D9%8A%D9%83) وربما أنتج [الفلور](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%81%D9%84%D9%88%D8%B1)، لكنه لم يتمكن من إثبات نتائجه في ذلك الوقت. في عام 1886، أجرى الكيميائي الفرنسي [هنري مواسان](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%87%D9%86%D8%B1%D9%8A_%D9%85%D9%88%D8%A7%D8%B3%D8%A7%D9%86) [التحليل الكهربائي](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AA%D8%AD%D9%84%D9%8A%D9%84_%D9%83%D9%87%D8%B1%D8%A8%D8%A7%D8%A6%D9%8A) على ثنائي [فلوريد البوتاسيوم](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%81%D9%84%D9%88%D8%B1%D9%8A%D8%AF_%D8%A7%D9%84%D8%A8%D9%88%D8%AA%D8%A7%D8%B3%D9%8A%D9%88%D9%85) المُذاب في [فلوريد الهيدروجين](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%81%D9%84%D9%88%D8%B1%D9%8A%D8%AF_%D8%A7%D9%84%D9%87%D9%8A%D8%AF%D8%B1%D9%88%D8%AC%D9%8A%D9%86) اللامائي، وعزل [الفلور](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%81%D9%84%D9%88%D8%B1) بنجاح.

كان [حمض الهيدروكلوريك](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AD%D9%85%D8%B6_%D8%A7%D9%84%D9%87%D9%8A%D8%AF%D8%B1%D9%88%D9%83%D9%84%D9%88%D8%B1%D9%8A%D9%83) معروفًا لل[خيميائيين](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AE%D9%8A%D9%85%D9%8A%D8%A7%D8%A1) [والكيميائيين](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%83%D9%8A%D9%85%D9%8A%D8%A7%D8%A6%D9%8A) الأوائل. ومع ذلك، لم يُنتَج عنصر الكلور حتى عام 1774، عندما قام [كارل فلهلم شيله](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%83%D8%A7%D8%B1%D9%84_%D9%81%D9%84%D9%87%D9%84%D9%85_%D8%B4%D9%8A%D9%84%D9%87) بتسخين [حمض الهيدروكلوريك](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AD%D9%85%D8%B6_%D8%A7%D9%84%D9%87%D9%8A%D8%AF%D8%B1%D9%88%D9%83%D9%84%D9%88%D8%B1%D9%8A%D9%83) بثاني [أكسيد المنغنيز](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A3%D9%83%D8%B3%D9%8A%D8%AF_%D8%A7%D9%84%D9%85%D9%86%D8%BA%D9%86%D9%8A%D8%B2_%D8%A7%D9%84%D8%B1%D8%A8%D8%A7%D8%B9%D9%8A). أطلق شيله على العنصر «حمض المرياتيك»، وهو ما عُرف بالكلور لمدة 33 عامًا. في عام 1807، قام [همفري ديفي](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%87%D9%85%D9%81%D8%B1%D9%8A_%D8%AF%D9%8A%D9%81%D9%8A) بفحص الكلور واكتشف أنه عنصر حقيقي. أدى الجمع بين الكلور وحمض الهيدروكلوريك وحمض الكبريتيك في حالات معينة إلى إنتاج غاز الكلور الذي كان غازًا سامًا خلال الحرب العالمية الأولى، فقد أزاح الأكسجين في المناطق الملوثة واستبدل الهواء المؤكسج الشائع بغاز الكلور السام. حيث يحرق الغاز الأنسجة البشرية خارجيًا وداخليًا، وخاصة الرئتين مما يجعل التنفس صعبًا أو مستحيلًا حسب مستوى التلوث.

اكتشف أنطوان جيروم بالارد (Antoine Jérôme Balard) [البروم](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A8%D8%B1%D9%88%D9%85) في عشرينيات القرن التاسع عشر. اكتشف بالارد البروم عن طريق تمرير غاز الكلور عبر عينة من محلول ملحي. اقترح في الأصل اسم موريد (Muride) للعنصر الجديد، لكن الأكاديمية الفرنسية غيرت اسم العنصر إلى البروم.

اكتُشِف اليود بواسطة [برنارد كورتوا](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A8%D8%B1%D9%86%D8%A7%D8%B1%D8%AF_%D9%83%D9%88%D8%B1%D8%AA%D9%88%D8%A7)، الذي كان يستخدم رماد الأعشاب البحرية كجزء من عملية تصنيع [نترات](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%86%D8%AA%D8%B1%D8%A7%D8%AA) الملح. قام كورتوا عادةً بغلي رماد الأعشاب البحرية بالماء لتوليد [كلوريد البوتاسيوم](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%83%D9%84%D9%88%D8%B1%D9%8A%D8%AF_%D8%A7%D9%84%D8%A8%D9%88%D8%AA%D8%A7%D8%B3%D9%8A%D9%88%D9%85). ومع ذلك، في عام 1811، أضاف كورتوا [حامض الكبريتيك](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AD%D9%85%D8%B6_%D8%A7%D9%84%D9%83%D8%A8%D8%B1%D9%8A%D8%AA%D9%8A%D9%83) إلى عمليته ووجد أن عمليته أنتجت [أبخرة](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A8%D8%AE%D8%A7%D8%B1) أرجوانية تتكثف في بلورات سوداء. للاشتباه في أن هذه البلورات كانت عنصرًا جديدًا، أرسل كورتوا عينات إلى كيميائيين آخرين للتحقيق، ثم أُثبِت أن اليود عنصر جديد بواسطة [لوي جوزيف غي ـ لوساك](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%84%D9%88%D9%8A_%D8%AC%D9%88%D8%B2%D9%8A%D9%81_%D8%BA%D9%8A_%D9%80_%D9%84%D9%88%D8%B3%D8%A7%D9%83).

في عام 1931، ادعى [فريد أليسون](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%81%D8%B1%D8%AF_%D8%A3%D9%84%D9%8A%D8%B3%D9%88%D9%86) أنه اكتشف عنصر 85 بآلة مغناطيسية بصرية، وأطلق على العنصر ألابامين، لكنه كان مخطئًا. في عام 1937، ادعى راجيندرال دي (Rajendralal De) أنه اكتشف العنصر 85 في المعادن، وأسمى العنصر «داكين» (Dakine)، لكنه كان مخطئًا أيضًا. محاولة اكتشاف العنصر "85" في عام 1939 بواسطة هوريا هولوبي (Horia Hulubei) وإيفيت كوتشواس (Yvette Cauchois) عبر [التحليل الطيفي](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AA%D8%AD%D9%84%D9%8A%D9%84_%D8%B7%D9%8A%D9%81%D9%8A) ولم تنجح أيضًا، كما كانت محاولة في نفس العام بواسطة والتر ميندر (Walter Minder)، الذي اكتشف عنصرًا يشبه اليود ناتجًا عن [اضمحلال بيتا](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A7%D8%B6%D9%85%D8%AD%D9%84%D8%A7%D9%84_%D8%A8%D9%8A%D8%AA%D8%A7) لل[بولونيوم](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A8%D9%88%D9%84%D9%88%D9%86%D9%8A%D9%88%D9%85). أُنتِج العنصر 85 (المسمى الآن [أستاتين](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A3%D8%B3%D8%AA%D8%A7%D8%AA%D9%8A%D9%86)) بنجاح في عام 1940 بواسطة [دالي ر. كورسن](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AF%D8%A7%D9%84%D9%8A_%D8%B1._%D9%83%D9%88%D8%B1%D8%B3%D9%86) (Dale R.Corson)، وكينيث روس ماكنزي (Kenneth Ross MacKenzie)، وإميليو سيغري (Emilio Segrè)، اللذين قذفوا [البزموت](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A8%D8%B2%D9%85%D9%88%D8%AA) ب[جزيئات ألفا](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AC%D8%B3%D9%8A%D9%85_%D8%A3%D9%84%D9%81%D8%A7).

عُرِف [الفلوروسبار](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%81%D9%84%D9%88%D8%B1%D9%8A%D8%AA) المعدني الفلوري منذ عام 1529. أدرك الكيميائيون الأوائل أنّ مركبات الفلور تحتوي على عنصر غير مُكتشَف، لكنهم لم يتمكنوا من عزله. في عام 1860، قام الكيميائي الإنجليزي [جورج غور](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AC%D9%88%D8%B1%D8%AC_%D8%BA%D9%88%D8%B1) بتشغيل [تيار كهربائي](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AA%D9%8A%D8%A7%D8%B1_%D9%83%D9%87%D8%B1%D8%A8%D8%A7%D8%A6%D9%8A) من خلال [حمض الهيدروفلوريك](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AD%D9%85%D8%B6_%D8%A7%D9%84%D9%87%D9%8A%D8%AF%D8%B1%D9%88%D9%81%D9%84%D9%88%D8%B1%D9%8A%D9%83) وربما أنتج [الفلور](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%81%D9%84%D9%88%D8%B1)، لكنه لم يتمكن من إثبات نتائجه في ذلك الوقت. في عام 1886، أجرى الكيميائي الفرنسي [هنري مواسان](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%87%D9%86%D8%B1%D9%8A_%D9%85%D9%88%D8%A7%D8%B3%D8%A7%D9%86) [التحليل الكهربائي](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AA%D8%AD%D9%84%D9%8A%D9%84_%D9%83%D9%87%D8%B1%D8%A8%D8%A7%D8%A6%D9%8A) على ثنائي [فلوريد البوتاسيوم](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%81%D9%84%D9%88%D8%B1%D9%8A%D8%AF_%D8%A7%D9%84%D8%A8%D9%88%D8%AA%D8%A7%D8%B3%D9%8A%D9%88%D9%85) المُذاب في [فلوريد الهيدروجين](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%81%D9%84%D9%88%D8%B1%D9%8A%D8%AF_%D8%A7%D9%84%D9%87%D9%8A%D8%AF%D8%B1%D9%88%D8%AC%D9%8A%D9%86) اللامائي، وعزل [الفلور](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%81%D9%84%D9%88%D8%B1) بنجاح.

كان [حمض الهيدروكلوريك](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AD%D9%85%D8%B6_%D8%A7%D9%84%D9%87%D9%8A%D8%AF%D8%B1%D9%88%D9%83%D9%84%D9%88%D8%B1%D9%8A%D9%83) معروفًا لل[خيميائيين](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AE%D9%8A%D9%85%D9%8A%D8%A7%D8%A1) [والكيميائيين](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%83%D9%8A%D9%85%D9%8A%D8%A7%D8%A6%D9%8A) الأوائل. ومع ذلك، لم يُنتَج عنصر الكلور حتى عام 1774، عندما قام [كارل فلهلم شيله](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%83%D8%A7%D8%B1%D9%84_%D9%81%D9%84%D9%87%D9%84%D9%85_%D8%B4%D9%8A%D9%84%D9%87) بتسخين [حمض الهيدروكلوريك](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AD%D9%85%D8%B6_%D8%A7%D9%84%D9%87%D9%8A%D8%AF%D8%B1%D9%88%D9%83%D9%84%D9%88%D8%B1%D9%8A%D9%83) بثاني [أكسيد المنغنيز](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A3%D9%83%D8%B3%D9%8A%D8%AF_%D8%A7%D9%84%D9%85%D9%86%D8%BA%D9%86%D9%8A%D8%B2_%D8%A7%D9%84%D8%B1%D8%A8%D8%A7%D8%B9%D9%8A). أطلق شيله على العنصر «حمض المرياتيك»، وهو ما عُرف بالكلور لمدة 33 عامًا. في عام 1807، قام [همفري ديفي](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%87%D9%85%D9%81%D8%B1%D9%8A_%D8%AF%D9%8A%D9%81%D9%8A) بفحص الكلور واكتشف أنه عنصر حقيقي. أدى الجمع بين الكلور وحمض الهيدروكلوريك وحمض الكبريتيك في حالات معينة إلى إنتاج غاز الكلور الذي كان غازًا سامًا خلال الحرب العالمية الأولى، فقد أزاح الأكسجين في المناطق الملوثة واستبدل الهواء المؤكسج الشائع بغاز الكلور السام. حيث يحرق الغاز الأنسجة البشرية خارجيًا وداخليًا، وخاصة الرئتين مما يجعل التنفس صعبًا أو مستحيلًا حسب مستوى التلوث.

اكتشف أنطوان جيروم بالارد (Antoine Jérôme Balard) [البروم](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A8%D8%B1%D9%88%D9%85) في عشرينيات القرن التاسع عشر. اكتشف بالارد البروم عن طريق تمرير غاز الكلور عبر عينة من محلول ملحي. اقترح في الأصل اسم موريد (Muride) للعنصر الجديد، لكن الأكاديمية الفرنسية غيرت اسم العنصر إلى البروم.

اكتُشِف اليود بواسطة [برنارد كورتوا](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A8%D8%B1%D9%86%D8%A7%D8%B1%D8%AF_%D9%83%D9%88%D8%B1%D8%AA%D9%88%D8%A7)، الذي كان يستخدم رماد الأعشاب البحرية كجزء من عملية تصنيع [نترات](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%86%D8%AA%D8%B1%D8%A7%D8%AA) الملح. قام كورتوا عادةً بغلي رماد الأعشاب البحرية بالماء لتوليد [كلوريد البوتاسيوم](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%83%D9%84%D9%88%D8%B1%D9%8A%D8%AF_%D8%A7%D9%84%D8%A8%D9%88%D8%AA%D8%A7%D8%B3%D9%8A%D9%88%D9%85). ومع ذلك، في عام 1811، أضاف كورتوا [حامض الكبريتيك](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AD%D9%85%D8%B6_%D8%A7%D9%84%D9%83%D8%A8%D8%B1%D9%8A%D8%AA%D9%8A%D9%83) إلى عمليته ووجد أن عمليته أنتجت [أبخرة](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A8%D8%AE%D8%A7%D8%B1) أرجوانية تتكثف في بلورات سوداء. للاشتباه في أن هذه البلورات كانت عنصرًا جديدًا، أرسل كورتوا عينات إلى كيميائيين آخرين للتحقيق، ثم أُثبِت أن اليود عنصر جديد بواسطة [لوي جوزيف غي ـ لوساك](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%84%D9%88%D9%8A_%D8%AC%D9%88%D8%B2%D9%8A%D9%81_%D8%BA%D9%8A_%D9%80_%D9%84%D9%88%D8%B3%D8%A7%D9%83).

في عام 1931، ادعى [فريد أليسون](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%81%D8%B1%D8%AF_%D8%A3%D9%84%D9%8A%D8%B3%D9%88%D9%86) أنه اكتشف عنصر 85 بآلة مغناطيسية بصرية، وأطلق على العنصر ألابامين، لكنه كان مخطئًا. في عام 1937، ادعى راجيندرال دي (Rajendralal De) أنه اكتشف العنصر 85 في المعادن، وأسمى العنصر «داكين» (Dakine)، لكنه كان مخطئًا أيضًا. محاولة اكتشاف العنصر "85" في عام 1939 بواسطة هوريا هولوبي (Horia Hulubei) وإيفيت كوتشواس (Yvette Cauchois) عبر [التحليل الطيفي](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AA%D8%AD%D9%84%D9%8A%D9%84_%D8%B7%D9%8A%D9%81%D9%8A) ولم تنجح أيضًا، كما كانت محاولة في نفس العام بواسطة والتر ميندر (Walter Minder)، الذي اكتشف عنصرًا يشبه اليود ناتجًا عن [اضمحلال بيتا](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A7%D8%B6%D9%85%D8%AD%D9%84%D8%A7%D9%84_%D8%A8%D9%8A%D8%AA%D8%A7) لل[بولونيوم](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A8%D9%88%D9%84%D9%88%D9%86%D9%8A%D9%88%D9%85). أُنتِج العنصر 85 (المسمى الآن [أستاتين](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A3%D8%B3%D8%AA%D8%A7%D8%AA%D9%8A%D9%86)) بنجاح في عام 1940 بواسطة [دالي ر. كورسن](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AF%D8%A7%D9%84%D9%8A_%D8%B1._%D9%83%D9%88%D8%B1%D8%B3%D9%86) (Dale R.Corson)، وكينيث روس ماكنزي (Kenneth Ross MacKenzie)، وإميليو سيغري (Emilio Segrè)، اللذين قذفوا [البزموت](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A8%D8%B2%D9%85%D9%88%D8%AA) ب[جزيئات ألفا](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AC%D8%B3%D9%8A%D9%85_%D8%A3%D9%84%D9%81%D8%A7).

**خصائص الهالوجينات**

تتكون من [العناصر](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%B9%D9%86%D8%B5%D8%B1_%D9%83%D9%8A%D9%85%D9%8A%D8%A7%D8%A6%D9%8A) الموجودة في المجموعة 17 والتي كانت تسمى قديما (VII or VIIA) من [الجدول الدوري](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A7%D9%84%D8%AC%D8%AF%D9%88%D9%84_%D8%A7%D9%84%D8%AF%D9%88%D8%B1%D9%8A) وهي: [الفلور](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%81%D9%84%D9%88%D8%B1)، [الكلور](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%83%D9%84%D9%88%D8%B1)، [البروم](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A8%D8%B1%D9%88%D9%85)، [اليود](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%8A%D9%88%D8%AF)، [الأستاتين](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A3%D8%B3%D8%AA%D8%A7%D8%AA%D9%8A%D9%86) [والأنون سيبتيوم](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AA%D9%8A%D9%86%D9%8A%D8%B3%D9%8A%D9%86).

جزيئات هذه العناصر [ثنائية الذرة](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AB%D9%86%D8%A7%D8%A6%D9%8A_%D8%A7%D9%84%D8%B0%D8%B1%D8%A9) في حالتها الطبيعية. وتحتاج إلى [إلكترون](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A5%D9%84%D9%83%D8%AA%D8%B1%D9%88%D9%86) واحد لملء [غلافها الإلكتروني](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AA%D9%88%D8%B2%D9%8A%D8%B9_%D8%A5%D9%84%D9%83%D8%AA%D8%B1%D9%88%D9%86%D9%8A) الأخير، ولذا فإنها تميل لتكوين [أيون](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A3%D9%8A%D9%88%D9%86) سالب أحادى الشحنة. وهذا الأيون السالب يسمى بأيون الهاليد، فالأملاح التي تحتوي أيونات الهالوجينات تسمى [هاليدات](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%87%D8%A7%D9%84%D9%8A%D8%AF).

الهالوجينات عالية [النشاط الكيميائي](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AA%D9%81%D8%A7%D8%B9%D9%84%D9%8A%D8%A9). ولذا فإنها يمكن أن تكون مضرة [للكائنات الحية](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%83%D8%A7%D8%A6%D9%86_%D8%AD%D9%8A). الكلور واليود يتم استخدامها [كمطهر](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%85%D8%B7%D9%87%D8%B1) في عديد من الاستخدامات مثل: ماء الشرب، أحواض السباحة، الجروح الحديثة، الصحون، السطوح.فلهما القدرة على قتل [البكتريا](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A8%D9%83%D8%AA%D9%8A%D8%B1%D9%8A%D8%A7) [والكائنات الدقيقة](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%85%D9%8A%D9%83%D8%B1%D9%88%D8%A8) الأخرى التي قد تكون ضارة، فيما يسمى بعملية [التطهير](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AA%D8%B7%D9%87%D9%8A%D8%B1_(%D8%AA%D9%88%D8%B6%D9%8A%D8%AD)). كما يتم استخدام خاصية النشاط الكيميائي في عملية [التبييض](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AA%D8%A8%D9%8A%D9%8A%D8%B6). الكلور هو المكون النشيط لمعظم مبيضات [الأقمشة](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%86%D8%B3%D9%8A%D8%AC_(%D9%82%D9%85%D8%A7%D8%B4)) ويستخدم في معظم المنتجات [الورقية](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%88%D8%B1%D9%82).

يتحد أيون الهاليد مع ذرة هيدروجين لتكوين [الأحماض الهيدرولية](https://ar.wikipedia.org/w/index.php?title=%D8%AD%D9%85%D8%B6_%D9%87%D9%8A%D8%AF%D8%B1%D9%88%D9%84%D9%8A&action=edit&redlink=1) (HF، HCl، HBr، HI)، وهي سلسلة من الأحماض القوية. (يمكن أن يوضع أيضا HAt [حمض الهيدراستاتيك](https://ar.wikipedia.org/w/index.php?title=%D8%AD%D9%85%D8%B6_%D9%87%D9%8A%D8%AF%D8%B1%D8%A7%D8%B3%D8%AA%D8%A7%D8%AA%D9%8A%D9%83&action=edit&redlink=1) كان يجب أن يوضع معهم ولكن نظرا لأن ليس ثابت على الإطلاق من ناحية [تحلل ألفا](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A7%D8%B6%D9%85%D8%AD%D9%84%D8%A7%D9%84_%D8%A3%D9%84%D9%81%D8%A7) فإنه لا يوضع معهم.

كما أن الهالوجينات تتفاعل مع بعضه لينتج [بين الهالوجينات](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%85%D8%B1%D9%83%D8%A8_%D8%A8%D9%8A%D9%86_%D9%87%D8%A7%D9%84%D9%88%D8%AC%D9%8A%D9%86%D9%8A) ومركب ين الهالوجين ثنائي الذرة وله صفات مشابهة للهالوجينات.

كثير من [المركبات العضوية](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%85%D8%B1%D9%83%D8%A8_%D8%B9%D8%B6%D9%88%D9%8A) مثل [المكاثير (البوليمرات)](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%85%D8%A8%D9%84%D9%85%D8%B1) [واللدائن](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%84%D8%AF%D8%A7%D8%A6%D9%86) وبعض المركبات العضوية الطبيعية تحتوي على ذرات هالوجين وتعرف هذه المركبات [*بالمركبات المتحدة مع الهالوجينات*](https://ar.wikipedia.org/w/index.php?title=%D9%85%D8%B1%D9%83%D8%A8_%D9%85%D8%AA%D8%AD%D8%AF_%D9%85%D8%B9_%D9%87%D8%A7%D9%84%D9%88%D8%AC%D9%8A%D9%86_(%D9%85%D8%AA%D9%87%D9%84%D8%AC%D9%86)&action=edit&redlink=1). الكلور حتى الآن أكثر الهالوجينات وفرة كما أن الحاجة له كبيرة للغاية (أيون الكلوريد) في جسم الإنسان. فمثلا يقوم الكلور بلعب دور أساسي في بعض العمليات التي تتم في المخ [حمض جاما-أمينو بيوتيرك](https://ar.wikipedia.org/w/index.php?title=%D8%AD%D9%85%D8%B6_%D8%AC%D8%A7%D9%85%D8%A7-%D8%A3%D9%85%D9%8A%D9%86%D9%88_%D8%A8%D9%8A%D9%88%D8%AA%D9%8A%D8%B1%D9%83&action=edit&redlink=1)، كما يستخدمه الجسم لإنتاج حمض المعدة. كما يستخدم اليود لإنتاج هرمونات [الغدة الدرقية](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%BA%D8%AF%D8%A9_%D8%AF%D8%B1%D9%82%D9%8A%D8%A9) مثل هرمون [الثايروكسين](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AB%D9%8A%D8%B1%D9%88%D9%83%D8%B3%D9%8A%D9%86). ومن ناحية أخرى لا يعتقد بأن الفلور أو البروم يلعبا دور مهم في جسم الإنسان، على الرغم من أن كميات ضئيلة من الفلور يمكن أن تقوم [بتبييض الأسنان](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AA%D8%A8%D9%8A%D9%8A%D8%B6_%D8%A7%D9%84%D8%A3%D8%B3%D9%86%D8%A7%D9%86).

**مركبات الهالوجين**

تكون مركبات الهالوجين على شكل (XYn) حيث (X) و (Y) عبارة عن هالوجين و (n) هي واحد أو ثلاثة أو خمسة أو سبعة. تحتوي مركبات الهالوجين على أكثر من نوعين مختلفين من الهالوجين. يمكن إنتاج الهالوجينات الكبيرة، مثل [ثلاثي فلوريد الكلور](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AB%D9%84%D8%A7%D8%AB%D9%8A_%D9%81%D9%84%D9%88%D8%B1%D9%8A%D8%AF_%D8%A7%D9%84%D9%83%D9%84%D9%88%D8%B1) (ClF3) عن طريق تفاعل هالوجين نقي مع مركب بين هالوجيني أصغر مثل [أحادي فلوريد الكلور](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A3%D8%AD%D8%A7%D8%AF%D9%8A_%D9%81%D9%84%D9%88%D8%B1%D9%8A%D8%AF_%D8%A7%D9%84%D9%83%D9%84%D9%88%D8%B1) (ClF). يمكن إنتاج جميع الهالوجينات باستثناء [سباعي فلوريد اليود](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%B3%D8%A8%D8%A7%D8%B9%D9%8A_%D9%81%D9%84%D9%88%D8%B1%D9%8A%D8%AF_%D8%A7%D9%84%D9%8A%D9%88%D8%AF) (IF7) عن طريق الجمع المباشر للهالوجينات النقية في ظروف مختلفة.

عادةً ما تكون المواد الهالوجينية أكثر تفاعلًا من جميع جزيئات الهالوجين [ثنائية الذرة](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AB%D9%86%D8%A7%D8%A6%D9%8A_%D8%A7%D9%84%D8%B0%D8%B1%D8%A9) باستثناء (F2) لأن الروابط بين الهالوجين تكون أضعف. ومع ذلك، فإن الخصائص الكيميائية لمواد الهالوجينات لا تزال تقريبًا مماثلة لتلك الخاصة بالهالوجينات ثنائية الذرة. تتكون العديد من مركبات الهالوجين من ذرة أو أكثر من ذرات الفلور التي ترتبط بهالوجين أثقل. يمكن أن يرتبط الكلور بما يصل إلى 3 ذرات [فلور](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%81%D9%84%D9%88%D8%B1)، ويمكن أن يرتبط [البروم](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A8%D8%B1%D9%88%D9%85) بما يصل إلى خمس ذرات فلور، ويمكن أن يرتبط اليود بما يصل إلى سبع ذرات فلور. معظم مركبات الهالوجين هي غازات تساهمية. ومع ذلك، فإن بعض المركبات الهالوجينية عبارة عن سوائل، مثل [ثلاثي فلوريد البروم](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AB%D9%84%D8%A7%D8%AB%D9%8A_%D9%81%D9%84%D9%88%D8%B1%D9%8A%D8%AF_%D8%A7%D9%84%D8%A8%D8%B1%D9%88%D9%85) (BrF3)، والعديد من [المركبات بين الهالوجينية](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%85%D8%B1%D9%83%D8%A8_%D8%A8%D9%8A%D9%86_%D9%87%D8%A7%D9%84%D9%88%D8%AC%D9%8A%D9%86%D9%8A) المحتوية على [اليود](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%8A%D9%88%D8%AF) عبارة عن مواد صلبة

|  |  |
| --- | --- |
| رقم المحاضرة: 14 |  |
| عنوان المحاضرة: | **الخصائص العامة لعناصر المجموعة السادسة** |
| اســـــم المدرس: |  |
| الفئة المستهدفة : | المستوى الاول |
| الهدف العام من المحاضرة : | تعريف الطالب العناصر الدورة السادسة |
| الأهداف السلوكية او مخرجات التعلم: | * 1. ان يتعرف عل العناصر المجموعة السادسة   2. يتمكن من معرفة تفاعلات العناصر. |
| استراتيجيات التيسير المستخدمة | المحاضرة والعروض التقديمية |
| المهارات المكتسبة | سيتمكن فوائد العناصر المجموعة السادسة |
| طرق القياس المعتمدة | اختبارات شفهية وتحريرية |

المحتوى العلمي

عناصر المجموعة السادسة في الجدول الدوري تشمل الأكسجين (O)، والكبريت (S)، والسيلينيوم (Se)، والتيلوريوم (Te)، والبولونيوم (Po). إوالخصائص العامة لهذه العناصر:

**1. التفاعلية:**

* تُعتبر عناصر المجموعة السادسة من غير المعادن، وتتمتع بتفاعلية عالية، خصوصًا الأكسجين والكبريت. تميل هذه العناصر إلى اكتساب الإلكترونات لتكوين أيونات سالبة (أنيونات).

**الحالة الفيزيائية:**

**الأكسجين**: غاز في درجات الحرارة العادية.

**الكبريت**: صلب، عادةً في شكل بلورات صفراء.

**السيلينيوم**: صلب، يوجد في أشكال متعددة (أشكال سائلة وصلبة).

**التيلوريوم**: صلب، يشبه الكبريت والسيلينيوم.

**البولونيوم**: عنصر مشع، صلب في الظروف العادية.

**3. الخصائص الكيميائية:**

هذه العناصر تميل إلى التفاعل مع المعادن لتكوين مركبات مثل الكبريتيدات والأكسيدات.

الأكسجين يشكل مجموعة متنوعة من الأكاسيد.

الكبريت يشكل مركبات مثل H₂S (كبريتيد الهيدروجين) وSO₂ (ثاني أكسيد الكبريت).

**الخواص الأيونية:**

* تميل إلى تشكيل أيونات سالبة (مثل O²⁻ وS²⁻) عند التفاعل مع المعادن.

**التواجد في الطبيعة:**

تُوجد هذه العناصر في الطبيعة بشكل مركبات، وليس كعناصر حرة. الأكسجين موجود بكثرة في الغلاف الجوي والماء، بينما الكبريت موجود في بعض المعادن وفي حالة طبيعية.

**الخواص الحرارية والكهربائية:**

تُظهر هذه العناصر خصائص نصف موصلة، خاصة السيلينيوم والتيلوريوم.

**التفاعلات مع الهيدروجين:**

تتفاعل هذه العناصر مع الهيدروجين لتكوين أحماض مثل H₂O (ماء) وH₂S (كبريتيد الهيدروجين).

وللتوضيح اكثر نشرح مايلي

**التفاعلية:**

**الأكسجين**: هو الأكثر تفاعلاً بين هذه العناصر، ويعتبر عنصر الحياة حيث يدخل في جميع عمليات التنفس والاحتراق. يُمكنه التفاعل مع جميع العناصر تقريبًا.

**الكبريت**: يتفاعل مع العديد من المعادن لتكوين الكبريتيدات، ويُستخدم في صناعة الأحماض مثل حمض الكبريتيك.

**السيلينيوم والتيلوريوم**: أقل تفاعلاً من الأكسجين والكبريت، لكنهما لا يزالان يتفاعلان مع بعض المعادن وغير المعادن.

**الحالة الفيزيائية:**

**الأكسجين**: في الحالة الغازية، يتميز بأنه عديم اللون والرائحة في حالته النقية.

**الكبريت**: يتواجد في صورة بلورات صفراء أو ككتل صلبة.

**السيلينيوم**: له أشكال عديدة، بما في ذلك أشكال صلبة وبلورية، ويظهر في ألوان تتراوح بين الرمادي والأسود.

**التيلوريوم**: له شكل بلوري ويمتاز بلونه الفضي.

**البولونيوم**: عنصر مشع، يتميز بلونه الرمادي المعدني.

**الخصائص الكيميائية:**

**تكوين المركبات**: تتفاعل هذه العناصر لتكوين مجموعة واسعة من المركبات. على سبيلالمثال:

**الأكسجين**: يُكون أكاسيد مثل O₂ (الأكسجين الجزيئي) وH₂O (الماء).

**الكبريت**: يُكون SO₂ (ثاني أكسيد الكبريت) وH₂S (كبريتيد الهيدروجين).

**السيلينيوم**: يتفاعل مع الأكسجين لتكوين أكاسيد السيلينيوم مثل SeO₂.

**الخواص الأيونية:**

**الأكسجين**: يُمكن أن يكون أيوناً سالباً (O²⁻) عند اكتسابه إلكترونين.

**الكبريت**: يمكن أن يتواجد في شكل أيون كبريتي (S²⁻) عند التفاعل مع المعادن.

**التواجد في الطبيعة:**

**الأكسجين**: يُوجد في الغلاف الجوي بنسبة حوالي 21%، ويشكل جزءًا كبيرًا من الماء.

**الكبريت**: يتواجد في شكل معادن (مثل الجبس) وفي البيئات البركانية.

**السيلينيوم**: يوجد في شكل مركبات في بعض المعادن.

**التيلوريوم**: غالبًا ما يتواجد كجزء من معادن أخرى.

**الخواص الحرارية والكهربائية:**

**النصف موصلية**: السيلينيوم والتيلوريوم يُعتبران نصف موصلين، مما يعني أنهما يُظهران خواص كهربائية خاصة تعتمد على درجة الحرارة.

**التفاعلات مع الهيدروجين:**

**الأحماض**: تتفاعل هذه العناصر مع الهيدروجين لتكوين أحماض:

* + **H₂O**: من تفاعل الأكسجين مع الهيدروجين.
  + **H₂S**من تفاعل الكبريت مع الهيدروجين.

**تطبيقات:**

* **الأكسجين**: يُستخدم في الطب (الأكسجين الطبي)، وفي عمليات الاحتراق.
* **الكبريت**: يُستخدم في صناعة الأسمدة والأحماض.
* **السيلينيوم**: يُستخدم في الإلكترونيات والأدوية.
* **التيلوريوم**: يُستخدم في صناعة السبائك وفي التطبيقات الكهروضوئية

**اسئلة بعدية**

1. ما هي العناصر الرئيسية في المجموعة السادسة من الجدول الدوري؟
2. ما هي أبرز التفاعلات الكيميائية التي تحدث مع الأكسجين والكبريت؟
3. ما هي الخصائص الفيزيائية للأكسجين، وكيف تؤثر على استخدامه في الحياة اليومية؟
4. كيف تؤثر زيادة الوزن الذري على الخصائص الكيميائية لعناصر المجموعة السادسة؟

|  |  |
| --- | --- |
| رقم المحاضرة: 15 |  |
| عنوان المحاضرة: | **الكيمياء النووية** |
| اســـــم المدرس: |  |
| الفئة المستهدفة : | المستوى الاول |
| الهدف العام من المحاضرة : | تعريف الطالب عل الكيمياء النووية |
| الأهداف السلوكية او مخرجات التعلم: | * 1. ان يتعرف عل الكيمياء النووية   2. يتمكن من معرفة العناصر المشعة |
| استراتيجيات التيسير المستخدمة | المحاضرة والعروض التقديمية |
| المهارات المكتسبة | سيتمكن فوائد العناصر المجموعة السادسة |
| طرق القياس المعتمدة | اختبارات شفهية وتحريرية |

المحتوى العلمي

*الكيمياء النووية* هي مجال فرعي للكيمياء، تهتم بالنشاط الإشعاعي والعمليات النووية والتحولات في نوى الذرات، مثل التحويل النووي والخصائص النووية. كيمياء نووية

**التفاعلات النووية:**

* **الانشطار**: عملية تقسيم نواة ثقيلة إلى نوى أخف، مُطلِقة كميات كبيرة من الطاقة (مثلما يحدث في مفاعلات الطاقة النووية).
* **الاندماج**: عملية دمج نوى خفيفة لتكوين نوى أثقل، مُطلِقة طاقة كبيرة أيضًا (مثلما يحدث في الشمس).

**3. التحلل الإشعاعي:**

* **التحلل ألفا**: انبعاث جسيم ألفا (نواة هيليوم) من النواة.
* **التحلل بيتا**: تحويل نيوترون إلى بروتون أو العكس، مع انبعاث إلكترون أو بوزيترون.
* **التحلل غاما**: انبعاث أشعة غاما، وهو شكل من الإشعاع الكهرومغناطيسي.

**4. التطبيقات:**

* **الطب النووي**: استخدام النظائر المشعة في تشخيص وعلاج الأمراض (مثل تصوير الأشعة المقطعية).
* **الطاقة النووية**: توليد الكهرباء من الانشطار النووي.
* **البحوث**: دراسة تركيب المادة وتفاعلاتها على مستوى النواة.

**5. الأمان والبيئة:**

* التعامل مع المواد النووية يتطلب إجراءات أمان صارمة للحد من المخاطر الإشعاعية وحماية البيئة.

في الطب، تُستخدم الكيمياء النووية في التصوير الطبي والعلاج الإشعاعي، مثل استخدام النظائر المشعة لتشخيص وعلاج السرطان. أما في الطاقة، فتساهم في إنتاج الطاقة النووية من خلال الانشطار النووي، مما يوفر مصدراً فعالاً للطاقة مع انبعاثات كربونية منخفضة.

التفاعلات الكيميائية لنظائر العنصر متشابهة

بسبب تساوي عدد اإللكترونات فيها(لها

نفس العدد الذري

توجد ثلاثة أنواع رئيسية من الأشعة النووية:

1. **الأشعة ألفا (α)**: تتكون من جسيمات تتألف من بروتونين ونيوترونين، ولها قدرة اختراق منخفضة.
2. **الأشعة بيتا (β)**: تتكون من إلكترونات أو بوزيترونات، ولها قدرة اختراق أكبر من ألفا، لكنها لا تخترق المواد بشكل عميق.
3. **الأشعة جاما (γ)**: هي إشعاعات كهرومغناطيسية ذات طاقة عالية، ولها قدرة اختراق كبيرة جداً، مما يجعلها الأكثر خطورة.

الأشعة النووية لها تطبيقات متعددة:

1. **الأشعة ألفا**: تُستخدم في أجهزة الكشف عن الدخان وبعض أنواع البطاريات.
2. **الأشعة بيتا**: تُستخدم في العلاج الإشعاعي للأورام وفي بعض تقنيات التصوير الطبي.
3. **الأشعة جاما**: تُستخدم في تعقيم المعدات الطبية، وكذلك في تصوير الأنسجة والأورام