الأكاديمية العربية الدولية

الأكاديمية العربية الدولية
Arab International Academy

الأكاديمية العربية الدولية

المقررات الجامعية

www.aiacademy.info | care@aiacademy.info

البناء الإلكتروني للذرة

The Electronic Structure of Atom

يظهر اللهب بألوان مختلفة عندما يتم تعريض أملاح العناصر المختلفة له.

ما علاقة ذلك بالبناء الإلكتروني للذرات؟

يتوقع من الطلبة بعد دراسة هذه الوحدة، والتفاعل مع أنشطتها أن يكونوا قادرين على توظيف النظريات الحديثة للذرة في فهم البناء الإلكتروني للذرات، من خلال تحقيق الآتي:

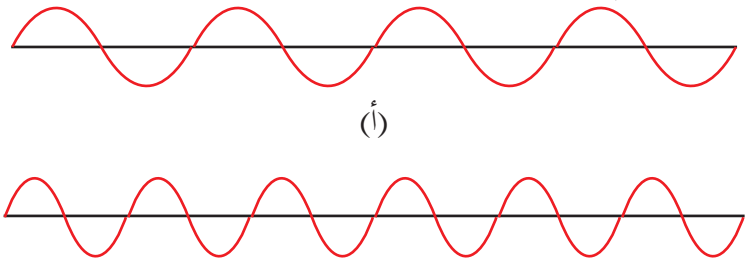
- المقارنة بين أنواع الطيف الكهرومغناطيسي عملياً.
- توظيف فرضيات نظرية بور لذرّة الهيدروجين في بناء نموذج للذرّة.
- إجراء حسابات رياضية باستخدام معادلة بور.
- التمييز بين الأعداد الكمّية الأربعة، والخواص الفيزيائية المرتبطة بكل منها بالتمثيل والرسم.
- كتابة التركيب الإلكتروني، والتمثيل الفلكي لذرات العناصر.
- تصميم نماذج للأفلاك الذرية باستخدام مواد من البيئة.

1-1 الضوء مفتاح البناء الإلكتروني

تعلمت أن الضوء المرئي، شكل من أشكال الطاقة، ونوع من الأمواج الكهرومغناطيسية التي تتألف من مركبتين متعامدتين: الأولى مركبة المجال الكهربائي، والثانية مركبة المجال المغناطيسي، وتضم عدداً من الأمثلة الأخرى كأمواج الميكروويف التي تستخدم في تسخين الطعام وطهيه، وأمواج أجهزة الهاتف المحمول، وأمواج الرادار، والأشعة السينية التي يستخدمها الأطباء في فحص العظام والأسنان، والأمواج التي تحمل برامج الإذاعة والتلفاز، ولتتعرف خصائص الأمواج الكهرومغناطيسية قم بتنفيذ النشاط (1-1).

نشاط (1-1): خصائص الموجة

تأمّل الشكل (1-1) ثم أجب عما يأتي:



(أ)

(ب)

الشكل (1-1): تمثيل الأمواج الكهرومغناطيسية (أ) موجة ذات تردد منخفض (ب) موجة ذات تردد عالٍ

1. حدّد على الشكل: قمة موجة، قاع موجة، طولاً موجيّاً.
2. قارن بين الأمواج (أ) و (ب) في الشكل (1-1) من حيث: طول الموجة، والتردد.
3. ما نوع العلاقة بين الطول الموجي والتردد؟

الطول الموجي(ل): هو المسافة بين قمتين متتاليتين أو قاعين متتاليين، ومن وحدات قياسه المتر أو النانومتر، أما **التردد(ت) فهو عدد الأمواج التي تمر في نقطة ما خلال زمن مقداره ثانية واحدة.**

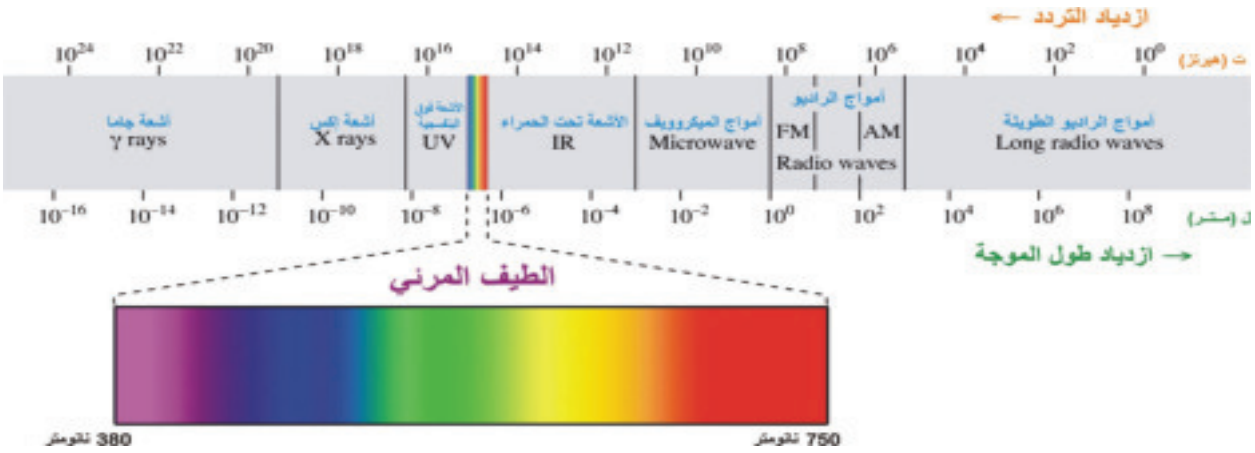
لعلك استنتجت أن طول الموجة يتناسب عكسياً مع التردد، وتربط بينهما العلاقة الرياضية الآتية:

$$س = ل \times ت$$

حيث س سرعة الأمواج الكهرومغناطيسية، وهي ثابتة في الوسط الواحد، وتساوي 3×10^8 م/ث في الفراغ.

تمرين (1): استخدم العلاقة السابقة لإيجاد وحدة قياس التردد.

ويتضمن الطيف الكهرومغناطيسي الكامل مجموعة من الإشعاعات الأخرى غير المرئية إلى جانب الطيف المرئي، التي تختلف في الطول الموجي والتردد، كما في الشكل (1-2).



الشكل (1-2): تمثيل مناطق الطيف للأمواج الكهرومغناطيسية (ليس للحفظ)

اعتماداً على الشكل (1-2) أجب عن الأسئلة الآتية:

1. أي الأمواج الكهرومغناطيسية الأطول؟ وأيها الأقصر؟
2. أي الأمواج الكهرومغناطيسية الأعلى تردداً؟ وأيها الأقل تردداً؟
3. ما مدى الأطوال الموجية للطيف المرئي؟

تتراوح الأطوال الموجية للطيف المرئي بين 380 - 750 نانوميتر كما تبين لك في الشكل (1-2).

مثال (1): احسب طول موجة ضوئية بالنانومتر، إذا علمت أن ترددها يساوي 6.67×10^{14} هيرتز.

الحل: $س = ل \times ت$

3×10^{8} م/ث $= ل \times 6.67 \times 10^{14}$ هيرتز.

$ل = 4.50 \times 10^{-7}$ متر

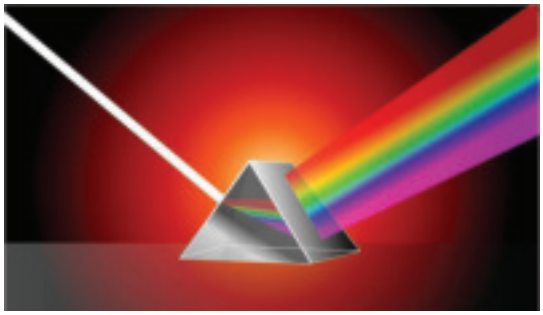
1 متر $= 10^{9}$ نانومتر

$= (4.50 \times 10^{-7}$ متر$) \times (10^{9}$ نانومتر/متر$) = 450$ نانومتر.

تمرين (2): تذيع إحدى محطات الراديو بتردد مقداره 95.2 ميغاهيرتز. ما الطول الموجي للموجة التي تبثها تلك المحطة؟ (1 ميغا $= 10^{6}$)

بالرجوع إلى مصادر التعلم المختلفة بما فيها الشبكة العنكبوتية، ابحث عن أنواع الأمواج التي تصدر عن محطات تقوية الإرسال لشبكات الاتصالات اللاسلكية وأمواج الإذاعة والتلفزيون، واكتب تقريراً عن ذلك.

عند مرور الضوء المرئي (ضوء الشمس) عبر منشور ثلاثي فإنه يتحلل إلى سبعة ألوان كما تلاحظ في الشكل (1-3)، حيث تظهر مناطق مضيئة متتابعة، مرتبة حسب أطوالها الموجية بدءاً باللون البنفسجي وانتهاءً باللون الأحمر، وكل نقطة فيه تتوافق مع طول موجي وتردد محددين؛ لذلك يسمّى هذا الطيف طيفاً متصلاً، وكذلك يعدُّ طيف مصباح سلك التنجستون الكهربائي متصلاً.



الشكل (1-3): خطوط الطيف المتصل

وهناك نوع آخر من الطيف، يسمّى الطيف المنفصل (الذري).

2-1 الطيف الذري

ينتج الطيف الذري عن تهييج ذرات عنصر ما في حالته الغازية، عن طريق التسخين المباشر أو تمرير تيار كهربائي، تحت فرق جهد كهربائي مرتفع في أنبوب يحتوي على غاز تحت ضغط منخفض (التفريغ الكهربائي)، ولتتعرف على الطيف الذري لبعض العناصر قم بتنفيذ النشاطين (1-2) و(1-3):

تهييج الذرة: إكساب الذرة طاقة كافية بحيث ينتقل إلكترون أو أكثر فيها من مستوى طاقة أقل إلى مستوى طاقة أعلى.

نشاط (1-2): أطياف بعض العناصر

المواد والأدوات المستخدمة:

مصابيح مختلفة (مصباح غاز الهيدروجين، ومصباح غاز الهيليوم، ومصباح بخار الصوديوم)، ومنشور ثلاثي زجاجي، وشاشة بيضاء، وصندوق به شقان رأسيان دقيقان متقابلان.

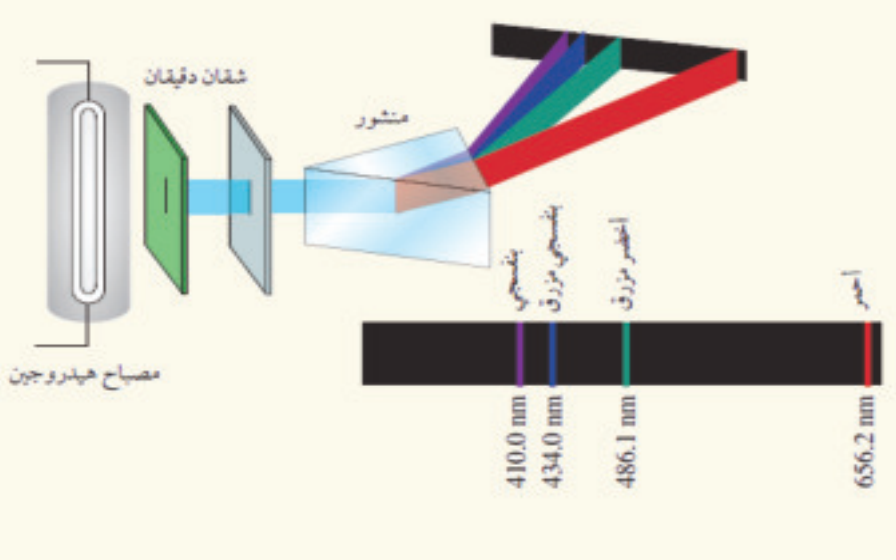
: ضرورة إجراء النشاط في غرفة معتمة أو المختبر المدرسي مع مراعاة إسدال الستائر.

خطوات العمل:

1. ضع مصباح غاز الهيدروجين خارج الصندوق، وصله بمصدر التيار الكهربائي.
2. ضع المنشور الزجاجي في مسار حزمة الضوء بين الصندوق والشاشة البيضاء في منتصف المسافة بينهما تقريباً، وعدّل من موقعه؛ حتى تحصل على أوضح طيف على الشاشة.
3. راقب الطيف المتكون على الشاشة، وسجّل ملاحظاتك.

4. أعد الخطوات السابقة (1، 2، 3) مستخدماً مصباح غاز الهيليوم، ثم مصباح بخار الصوديوم.

5. صف طيف بخار الصوديوم، وطيف الهيليوم، وقارنهما مع طيف غاز الهيدروجين المبين في الشكل (1-4).



الشكل (1-4): الطيف الذري للهيدروجين

تسمى أطياف الهيدروجين وبخار الصوديوم وغيرها من العناصر الغازية الأطياف المنفصلة أو الخطية.

تمرين (3): قارن بين الطيف المتصل والطيف المنفصل من حيث: تتابع المناطق المضيئة، واعط مثالاً لكل منها.

يعدّ الطيف الذري خاصية مميزة للعنصر، ولا يوجد عنصران لهما نفس الطيف، وهو بذلك يشبه بصمة الاصبع، ويستخدم علماء الفيزياء الفلكية التحليل الطيفي للإشعاعات باستخدام جهاز السبكتروجراف (Spectrograph) في التعرف على مكونات بعض النجوم.

نشاط (1-3): الطيف الذري اللهبي للعناصر

المواد و الأدوات المستخدمة:

سلك نكروم، ومحلول حمض هيدروكلوريك مخفف، وأحد أملاح كل من (الصوديوم، والليثيوم، والبوتاسيوم، والكالسيوم، والنحاس)، ولهب بنسن.

خطوات العمل:

1. أشعل لهب بنسن.

2. اغمس طرف سلك النكروم في محلول حمض الهيدروكلوريك المخفف لتنظيفه، ثم اغسله بالماء المقطر، ثم عرضه للهب بنسن حتى يختفي اللون الظاهر من اللهب.
3. ضع طرف السلك المبلل بالماء المقطر في أحد أملاح الصوديوم الصلب، ثم عرضه إلى اللهب بصورة مباشرة، ولاحظ لون اللهب.
4. كرر الخطوات السابقة باستخدام أحد أملاح (الليثيوم، والبوتاسيوم، والكالسيوم، والنحاس) على الترتيب.

أكمل الجدول الآتي:

ملح العنصر	الليثيوم	الصوديوم	البوتاسيوم	الكالسيوم	النحاس
لون اللهب	أحمر قرميدي		بنفسجي		أزرق مخضر

تمرين (4): تستخدم نترات البوتاسيوم سماداً زراعياً، كيف يمكن مساعدة مزارع في التمييز بين ملح نترات البوتاسيوم وملح نترات الصوديوم؟

بالرجوع إلى مصادر التعلم المختلفة بما فيها الشبكة العنكبوتية، ابحث عن استخدامات إشعاعات الطيف الكهرومغناطيسي واكتب بحثاً موجزاً.

3-1 نظرية بور لذرة الهيدروجين

واجهت المحاولات المبكرة لتفسير الأطياف الخطية، على أساس حركة الإلكترونات في الذرة كما وصفها رذرفورد فشلاً كبيراً؛ لأن الإلكترون (جسيم مشحون) يتحرك بسرعة حول النواة، وبذلك فإنه يفقد طاقة باستمرار، وسوف يتحرك في مسار لولبي نحو النواة؛ حتى يسقط فيها حسب قوانين الفيزياء الكلاسيكية، وبذلك يتدمر البناء الذري.

وفي عام 1900م أكد بلانك (Planck) أن طاقة الإشعاع الكهرومغناطيسي المنبعثة أو الممتصة من المادة تتكون من كمّيات محددة من الطاقة (مكمّاة)، كما تبينها معادلة بلانك:

$$ط_{إشعاع} = ن \times هـ \times ت$$

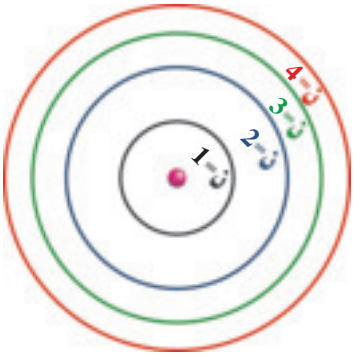
حيث إن: $ط_{إشعاع}$: طاقة الإشعاع (جول)، هـ: ثابت بلانك (6.626×10^{-34} جول. ثانية) ، ت: تردد الإشعاع(هيرتز) ، ن: عدد صحيح (1، 2، 3...)

وفي عام 1905م بين أينشتاين (Einstein) أن الضوء يتكون من جسيمات تسمى فوتونات، وهي كمّات محددة من الطاقة، وتتناسب طاقة الفوتون طردياً مع تردده كما في المعادلة:

$$\text{طـ}_{\text{فوتون}} = \text{هـ} \times \text{ت}$$

حيث إن: طـ $_{\text{فوتون}}$: طاقة الفوتون (جول)، هـ: ثابت بلانك، ت: التردد

وفي عام 1913 قام العالم بور (Bohr) بتطوير نظرية اعتمدت على مبدأ كل من بلانك وأينشتاين، وفسرت بنجاح طيف ذرة الهيدروجين، وقامت على افتراض أن الإلكترون في الذرة يمتلك كمّيات محددة ومعينة فقط من الطاقة، وبالتالي يكون محصوراً بمستويات طاقة محددة في الذرة.



الشكل (1-5): بعض المدارات المختلفة في ذرة الهيدروجين حسب طاقتها

ويرى بور أن إلكترون الذرة يتحرك حول النواة في مدارات ذات طاقة ونصف قطر ثابتين، وتحدد طاقة الإلكترون المدار الذي يتواجد فيه، ولا يتواجد الإلكترون أبداً بين المدارات.

وتختلف المدارات المختلفة في نفس الذرة في طاقتها، وفي بعدها عن النواة، وفي سعتها من الإلكترونات، ويبين الشكل (1-5) بعضاً من المدارات المختلفة في ذرة الهيدروجين.

ويمكن تصور المدار بقشرة كروية ذات سمك متناهٍ في الدقة، وقطر محدد يدور فيه الإلكترون على بعد ثابت من النواة، واشتق بور معادلة رياضية لحساب طاقة الإلكترون في كل مدار في ذرة الهيدروجين:

$$\text{ط}_{\text{ن}} = -\frac{\text{أ}}{\text{ن}^2}$$

حيث إن: ط $_{\text{ن}}$: طاقة الإلكترون في المدار (جول / ذرة)

أ: ثابت بور = 2.18×10^{-18} جول

ن: رقم المدار 1، 2، 3، 4، .... ∞

مثال (2): احسب طاقة المدار الأول في ذرة الهيدروجين.

الحل:

$$\text{ط}_{\text{ن}} = -\frac{\text{أ}}{\text{ن}^2}$$

$$\text{ط}_1 = \frac{-2.18 \times 10^{-18}}{1} = -2.18 \times 10^{-18} \text{ جول / ذرة}$$

تمرين (5): 1. باستخدام معادلة بور، احسب طاقة إلكترون ذرة الهيدروجين في:

أ. المدار الثاني　　ب. المدار الخامس　　ج. المدار ن = ∞

2. رتب المدارات السابقة حسب طاقتها، ماذا تستنتج من ذلك؟

تبين معادلة بور أن ذرة الهيدروجين تكون أقل طاقة وأكثر ثباتاً، وهي في الحالة المستقرة عندما يكون (ن = 1)، وحيث إن (ن لا تساوي صفراً)، فإن طاقة الإلكترون لن تكون أقل من طاقة المدار الأول، وبالتالي لن يقع في النواة أبداً، وبذلك استطاع بور أن يقدم تفسيراً لثباتية الذرة، خلافاً لنموذج رذرفورد.

وتكون ذرة الهيدروجين أعلى طاقة وأقل ثباتاً، وهي في الحالة المهيجة عندما يكون (∞ > ن > 1)، وتكون متأينة منزوعة الإلكترون عندما يكون (ن = ∞).

وعندما ينتقل الإلكترون من مدار إلى آخر فإنه يكتسب أو يفقد طاقة محددة مساوية تماماً لفرق الطاقة بينهما ويمكن حسابها من العلاقة:

$$\Delta \text{ط} = \text{أ} \left(\frac{1}{\text{ن}_1^2} - \frac{1}{\text{ن}_2^2}\right) \text{ جول / ذرة}$$

حيث إن　　ن_1: رقم المدار الذي ينتقل منه الإلكترون.

ن_2: رقم المدار الذي ينتقل إليه الإلكترون.

(تكون إشارة Δ ط موجبة عندما تكون الطاقة ممتصة، وتكون سالبة عندما تكون الطاقة منبعثة)

وحيث إن طاقة الفوتون تكون موجبة دائماً، فإن $\text{ط}_{\text{فوتون}} = |\Delta \text{ ط}|$، وهي مكمّاة دائماً.

مثال (3): احسب مقدار الطاقة اللازمة لنقل إلكترون ذرة الهيدروجين المهيجة من المدار الثاني إلى المدار الثالث.

الحل:

$\Delta\text{ط} = ؟$　　$\text{ن}_1 = 2$　　$\text{ن}_2 = 3$

$$\Delta\text{ط} = \text{أ}\left(\frac{1}{\text{ن}_1^2} - \frac{1}{\text{ن}_2^2}\right) = 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2}\right)$$

$\Delta\text{ط} = 3.0278 \times 10^{-19}$ جول/ذرة (طاقة ممتصة)

تمرين (6): احسب مقدار الطاقة اللازمة لنقل إلكترون ذرة الهيدروجين من المدار الأول إلى المدار الرابع مباشرة.

مثال (4): احسب مقدار الطاقة المنبعثة عند انتقال إلكترون ذرة الهيدروجين المهيجة من المدار السادس إلى المدار الأول مباشرة.

الحل: Δ ط =؟ $\quad$ $ن_1 = 6$ $\quad$ $ن_2 = 1$

$$\Delta \text{ ط} = \text{أ} \left(\frac{1}{ن_1^2} - \frac{1}{ن_2^2}\right) = 10^{-18} \times 2.18 \left(\frac{1}{6^2} - 1\right)$$

$$= - 2.1194 \times 10^{-18} \text{ جول/ذرة (طاقة منبعثة)}$$

تمرين (7): احسب مقدار الطاقة المنبعثة عند انتقال إلكترون ذرة الهيدروجين المهيجة من المدار الثالث إلى حالة الاستقرار مباشرة.

مثال (5): انتقل إلكترون ذرة الهيدروجين المهيجة من المدار الرابع إلى المدار الثاني مباشرة ، احسب:

1. طاقة الفوتون المنبعث. $\quad$ 2. تردد الفوتون المنبعث بالهيرتز.

الحل: ط $_{\text{فوتون}}$ =؟ $\quad$ ت = ؟ $\quad$ $ن_1 = 4$ $\quad$ $ن_2 = 2$

$$\Delta \text{ط} = \text{أ} \left(\frac{1}{ن_1^2} - \frac{1}{ن_2^2}\right) = 10^{-18} \times 2.18 \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2}\right)$$

$$= - 4.0875 \times 10^{-19} \text{ جول}$$

$$\text{ط}_{\text{فوتون}} = 4.0875 \times 10^{-19} \text{ جول}$$

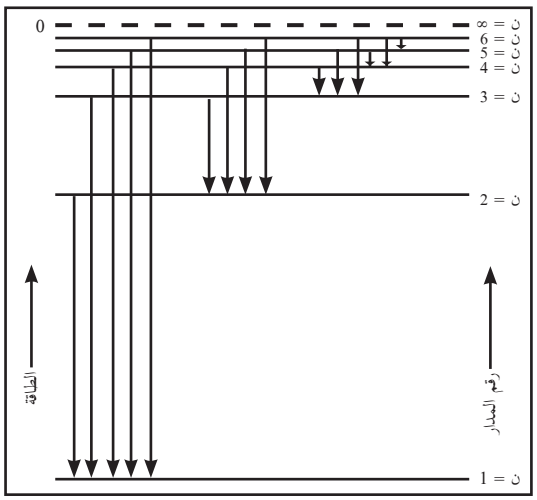
$$\text{ت} = \frac{\text{ط}}{\text{هـ}} = \frac{4.0875 \times 10^{-19}}{6.626 \times 10^{-34}} = 6.1688 \times 10^{14} \text{ هيرتز}$$

تمرين (8): انتقل إلكترون ذرة الهيدروجين المهيجة من المدار الخامس إلى المدار الأول مباشرة ، احسب:

1. طاقة الفوتون المنبعث. $\quad$ 2. تردد الفوتون المنبعث بالهيرتز.

عندما يعود إلكترون ذرة الهيدروجين المهيجة إلى حالة الاستقرار، فإنه يعود بقفزة أو عدة قفزات، وفي كل قفزة يشع فوتوناً، طاقته مساوية لفرق الطاقة بين المدارين اللذين تم الانتقال بينهما، ويظهر الفوتون المنبعث على شكل خط من خطوط الطيف الذري الخطي للهيدروجين، وبذلك نجح بور في تفسير الصفة الخطية لطيف ذرة الهيدروجين كمّاً وكيفاً.

ويوضح الشكل (1-6) خطوط الطيف الممكنة عند عودة الإلكترون من المدار السادس إلى المدار الأول في ذرة الهيدروجين المهيجة.



الشكل (1-6): تمثيل خطوط الطيف الممكنة لذرة الهيدروجين عند عودة الإلكترون من المدار السادس إلى الأول

تمرين (9): اعتماداً على الشكل (1-6) أي فروق الطاقة يكون الأقل، بين (المدار الثاني والمدار الأول) أم بين (المدار الرابع والمدار الثالث)؟

وقد اشتق بور معادلة رياضية لحساب طول موجة الفوتون المنبعث أو الممتص عند انتقال الإلكترون من مدار لآخر، واتفقت تلك المعادلة تماماً مع معادلة رايدبرج التجريبية التي وضعها لحساب الأطوال الموجية المختلفة في طيف الهيدروجين.

$$ط_{فوتون} = هـ \times ت = هـ \times (\frac{س}{ل}) \quad \text{..... معادلة أينشتاين}$$

$$ط_{فوتون} = \Delta ط = أ (\frac{1}{ن_1^2} - \frac{1}{ن_2^2}) \quad \text{..... معادلة بور}$$

$$\text{بمساواة المعادلتين: } هـ \times (\frac{س}{ل}) = أ (\frac{1}{ن_1^2} - \frac{1}{ن_2^2})$$

بقسمة الطرفين على (هـ × س)، تصبح المعادلة:

$$(\frac{1}{ن_1^2} - \frac{1}{ن_2^2}) (\frac{أ}{هـ \times س}) = \frac{١}{ل}$$

بتعويض قيم الثوابت هـ، أ، س تصبح المعادلة:

$$\frac{١}{ل} = 1.1 \times 10^7 (\frac{1}{ن_1^2} - \frac{1}{ن_2^2}) \text{ م}^{-1} \quad \text{معادلة رايدبرج التجريبية}$$

حيث إن: $ن_1$: رقم المدار الأدنى طاقة $ن_2$: رقم المدار الأعلى طاقة

ويسمّى المقدار (1.1×10^7) ثابت رايدبرج عندما يكون طول الموجة مقاساً بالمتر.

مثال (6): احسب طول موجة الفوتون المنبعث عند انتقال إلكترون الهيدروجين من ن = 5 إلى ن = 3 بقفزة واحدة.

الحل: ل = ؟ $ن_1 = 3$ $ن_2 = 5$

$$\frac{١}{ل} = 1.1 \times 10^7 (\frac{1}{ن_1^2} - \frac{1}{ن_2^2})$$

$$\frac{١}{ل} = 1.1 \times 10^7 (\frac{1}{3^2} - \frac{1}{5^2}) = 7.8222 \times 10^5 \text{ م}^{-1}$$

$$ل = (\frac{1}{7.8222 \times 10^5}) = 1.28 \times 10^{-6} \text{ متر}$$

تمرين (10): تم تهييج ذرة الهيدروجين المستقرّة إلى المدار ن، طاقته تساوي $-\frac{\text{أ}}{25}$ جول/ ذرة.

1. ما عدد خطوط الطيف الذري الناتج الممكنة عند عودة الإلكترون إلى حالة الاستقرار؟
2. احسب طول موجة الفوتون الذي يمتلك أعلى طاقة إشعاع تنبعث من تلك الذرة المهيجة أثناء وصولها لحالة الاستقرار.
3. احسب تردد الفوتون المنبعث، الذي يمتلك أقل طاقة إشعاع.

نجحت نظرية بور في إدخال مفهوم الكمّ في فهم بنية الذرة، وتمكنت من تفسير ثبات الذرة، واستطاعت تفسير طيف ذرة الهيدروجين، وأطياف مثيلاتها من الأيونات وحيدة الإلكترون مثل ($_4Be^{3+}$ ، $_3Li^{2+}$ ، $_2He^{+}$) بعد إجراء تعديلات طفيفة على معادلة بور بحيث تراعي اختلاف شحنة النواة (عدد البروتونات)، ورغم هذا النجاح، إلا أنها فشلت في حساب طاقة المستويات وفي تفسير أطياف الذرات عديدة الإلكترونات، والأكثر تعقيداً من ذرة الهيدروجين؛ لذا كان لا بد من وضع نظرية جديدة في محاولة لفهم بنية ذرات كافة العناصر، بطريقة أكثر دقة ووضوحاً.

4-1 نظرية الميكانيك الكمّي (الموجي)

قدمت نظرية الميكانيك الكمّي (الموجي) تفسيراً مقبولاً، وفهماً شاملاً، لبنية الذرات عديدة الإلكترونات، وقامت تلك النظرية على ما يأتي:

1. الطبيعة الموجية للجسيمات المتحركة: أكد العالم دي برولي (De Broglie) أن الإلكترون جسيم مادي، وبسبب حركته يمتلك خواصّ موجية، ويستطيع إشعاع أمواج ذات أطوال موجية، وترددات وطاقات محددة.
2. معادلة الموجة: اشتق العالم شرودنجر(Schrodinger) معادلة رياضية تصف بنية الذرة، وسميت هذه المعادلة بـ (معادلة الموجة)، ونتج عن حل هذه المعادلة (ثلاثة أعداد كميّة)، أدت إلى فهم أكثر لبنية الذرة وهي :

أولاً: العدد الكمّي الرئيس (n):

عدد يشير إلى مستويات الطاقة الرئيسة في الذرة، ويحدد طاقة المستوى الرئيس، والبعد عن النواة، وعدد الإلكترونات في المستوى، وحجم الحيز الذي يشغله الإلكترون، ويأخذ العدد الكمّي الرئيس قيماً صحيحة (1،2،3، ..... ∞)، ويرمز لكل قيمة برمز معين حسب الجدول أدناه:

قيمة العدد الكمّي الرئيس	1	2	3	4	5	6	7
رمز المستوى الرئيس	K	L	M	N	O	P	Q

وتزداد طاقة المستوى الرئيس بزيادة قيمة (n)، ويطلق مصطلح (غلاف shell) على مستوى الطاقة الرئيس.

ثانياً: العدد الكمّي الثانوي (الفرعي Subshell) (ℓ):

افترضت نظرية الميكانيك الكمّي أن كل مستوى طاقة رئيس يحوي على واحد أو أكثر من مستويات الطاقة الفرعية (أغلفة فرعية)، ولكل مستوى فرعي عدد كمّي فرعي (ℓ) يشير إليه، ويحدد العدد الكمّي الفرعي طاقة المستوى الفرعي وشكله، ويمكن لهذا العدد الكمّي أن يأخذ قيماً عددية 0 ، 1 ، 2،.... (n-1)، ويرمز لكل قيمة برمز معين حسب الجدول أدناه:

قيمة العدد الكمّي الفرعي	0	1	2	3	4
رمز المستوى الفرعي	s	p	d	f	g

وتزداد طاقة المستوى الفرعي، بزيادة قيمة (ℓ)، ضمن نفس المستوى الرئيس، ويزداد عدد المستويات الفرعية في المستوى الرئيس بزيادة العدد الكمّي الرئيس، ليكون دائماً مساوياً لقيمة (n).

يوجد في المستوى الرئيس الأول مستوى فرعي واحد قيمة (ℓ) له تساوي صفراً، ويرمز له بالرمز 1s، أما المستوى الرئيس الثاني ففيه مستويان فرعيان قيمة (ℓ) لهما (0،1)، ويرمز لهما بالرمزين (2s،2p).

مثال (7): في المستوى الرئيس $n = 3$

1. اكتب جميع قيم العدد الكمّي الفرعي الممكنة.
2. ما رموز تلك المستويات الفرعية؟ وما عددها؟
3. رتب المستويات الفرعية حسب طاقتها.

الحل: بما أن $n = 3$، فإن قيم ℓ هي: 0، 1، 2.

وعدد المستويات الفرعية (3 مستويات).

رموز المستويات الفرعية: 3s، 3p، 3d

الترتيب حسب الطاقة: $3s < 3p < 3d$.

تمرين (11): في المستوى الرئيس $n = 4$

1. اكتب جميع قيم العدد الكمّي الفرعي الممكنة.
2. ما رموز تلك المستويات الفرعية؟ وما عددها؟

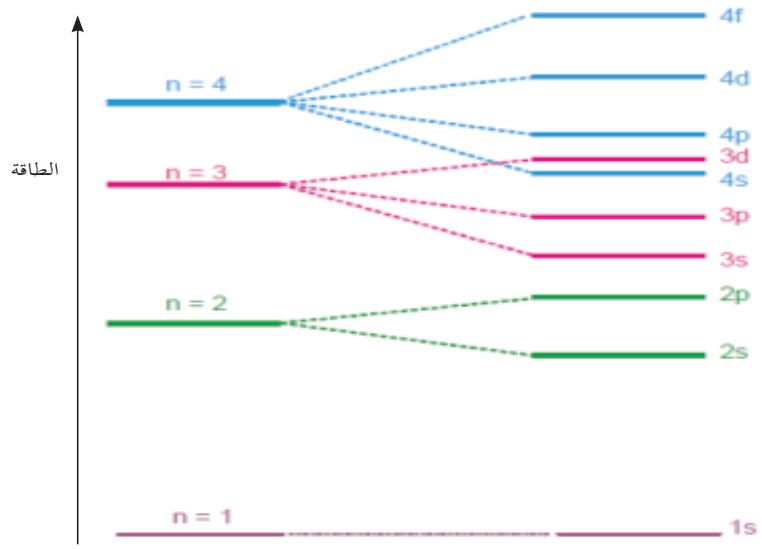
ترتيب طاقة المستويات الفرعية:

لقد علمت أن المستوى الفرعي يتبع مستوى طاقة رئيس، وبالتالي تعتمد طاقة المستوى الفرعي الواحد على العددين الكمّيين n و ℓ فقط.

تمرين (12): 1. رتب المستويات الفرعية الآتية حسب طاقتها: 1s ، 3s ، 2s .

2. رتب المستويات الفرعية الآتية حسب طاقتها: 3p ، 3d ، 3s .

يجدر الإشارة أنه كلما تصبح قيمة (n) أكبر، يصبح الفرق بين طاقة المستويات الرئيسة المتتابعة أقل؛ ما يؤدي إلى تداخل بين المستويات الفرعية، فعلى سبيل المثال، المستوى 4s أقل طاقة من المستوى 3d، ويصبح هذا التداخل أكثر وضوحاً في المستويات الرئيسة الأعلى، والشكل (1-7) يوضح ترتيب طاقة المستويات الفرعية للمستويات الرئيسة الأربعة الأولى في الذرة.



الشكل (1-7): ترتيب طاقة المستويات الفرعية للمستويات الأربعة الأولى في الذرة.

ثالثاً: العدد الكمّي المغناطيسي (m_ℓ):

يشير العدد الكمّي المغناطيسي إلى أفلاك مستوى الطاقة الفرعي، ويحدد الاتجاه الفراغي للفلك.

والعدد الكمّي المغناطيسي له قيم عددية صحيحة من (ℓ +، ..... ، 0 ، ..... ، ℓ −) ولكل مستوى فرعي معين (ℓ) مجموعة من الأعداد الكمّية المغناطيسية (m_ℓ)، عددها يساوي ($2\ell + 1$) .

مثال (8): في المستوى الرئيس n = 2

1. اكتب جميع القيم الممكنة للعدد الكمّي المغناطيسي (m_ℓ) في المستوى الفرعي $\ell = 1$.
2. ما عدد الأفلاك الموجودة في ذلك المستوى الفرعي؟
3. ما رمز مجموعة تلك الأفلاك؟

الحل: بما أن $\ell = 1$ ، فإن قيم m_ℓ هي: +1 ، 0 ، -1

عدد الأفلاك يساوي (3 أفلاك)، لأن عدد قيم m_ℓ ثلاث قيم.

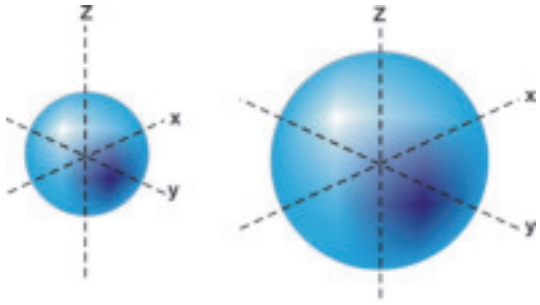
رمز مجموعة الأفلاك هي: 2p

تمرين (13): في المستوى الرئيس $n = 4$

1. اكتب جميع قيم (ℓ) الممكنة.
2. اكتب جميع القيم الممكنة للعدد الكمّي المغناطيسي (m_ℓ) في المستوى الفرعي $\ell = 2$.
3. ما عدد الأفلاك الموجودة في ذلك المستوى الفرعي؟
4. ما رمز مجموعة تلك الأفلاك؟

● أشكال الأفلاك:

اعتبرت نظرية بور أن الإلكترون جسيم يدور في مدار محدد، وعلى بعد ثابت من النواة، أما نظرية الميكانيك الكمّي فأكدت الطبيعة المزدوجة للإلكترون، ووصفت حركة الإلكترون عن طريق الاحتمالات، وأكدت أن كل مستوى طاقة فرعي يتكون من فلك واحد أو أكثر، فما الفلك؟ وما أشكال الأفلاك؟

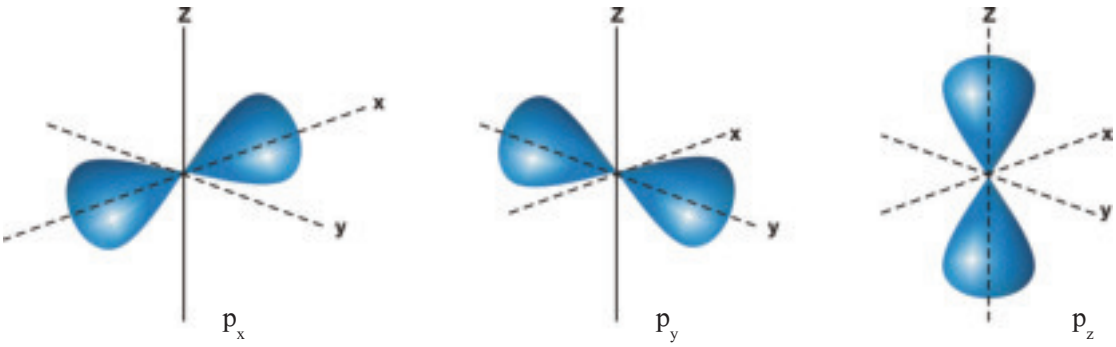


فلك 2s فلك 1s

الشكل (1-8): تمثيل الفلك 1s والفلك 2s

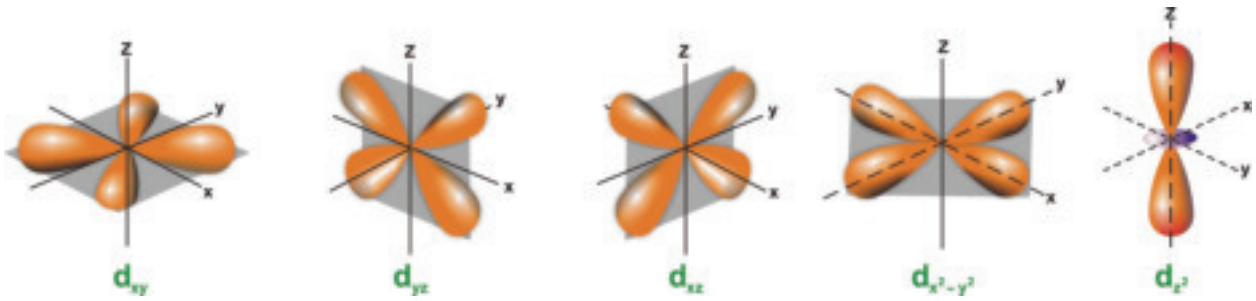
حسب نظرية الميكانيك الكمّي **فإن الفلك حيز حول النواة يُحتمل تواجد الإلكترون فيه، أو تتمركز كثافة الموجة الإلكترونية فيه**. فالمستوى الفرعي s ($\ell = 0$) يتكون من فلك واحد فقط، عبارة عن كرة ضبابية تزداد كثافتها كلما اقتربنا من النواة، لاحظ الشكل (1-8).

وتتشابه أفلاك s في جميع المستويات في الشكل، وتختلف في الحجم والطاقة، وتزداد طاقة الفلك وحجمه بزيادة قيمة (n). أما المستوى الفرعي p ($\ell = 1$) فيحتوي على ثلاثة أفلاك (p_x , p_y , p_z) ، كل منها ضبابة ممتدة على المحور، ومركزها النواة، وتشبه (∞)، لاحظ الشكل (1-9).



الشكل (1-9): تمثيل أشكال أفلاك (p_x , p_y , p_z)

من الملاحظ أن أفلاك p لنفس المستوى الرئيس، تتشابه في الشكل والحجم والطاقة، لكنها تختلف في الاتجاه الفراغي، أما المستوى الفرعي d ($\ell = 2$) فإنه يحتوي على خمسة أفلاك، تأخذ أشكالاً أخرى مختلفة، لاحظ الشكل (1-10).



الشكل (1-10): تمثيل أفلاك d (للاطلاع فقط)

أما المستوى الفرعي f (ℓ =3) فإنه يحتوي على سبعة أفلاك مختلفة.

مشروع ملف الإنجاز

باستخدام الفلين أو الصلصال الملون أو البالونات المطاطية، وأدوات بيئية بسيطة، قم بمساعدة زملائك بتصميم نماذج للأفلاك الذرية، وارفق صوراً لتلك النماذج في ملف الإنجاز الخاص بك.

ويلخص الجدول (1-1) قيم الأعداد الكمّية الرئيسة والفرعية والمغناطيسية في مستويات الطاقة الرئيسة الأربعة الأولى لذرة ما.

(n)	(ℓ)	رمز المستوى الفرعي	(m_ℓ)	عدد أفلاك المستوى الفرعي
1	0	1s	0	1
2	0	2s	0	1
	1	2p	-1،0،+1	3
3	0	3s	0	1
	1	3p	-1،0،+1	3
	2	3d	-2،-1،0،+1،+2	5
4	0	4s	0	1
	1	4p	-1،0،+1	3
	2	4d	-2،-1،0،+1،+2	5
	3	4f	-3،-2،-1،0،+1،+2،+3	7

جدول (1-1): قيم جميع أعداد الكم (m_ℓ، ℓ، n) لجميع المستويات الأربعة الرئيسة الأولى في ذرّة ما

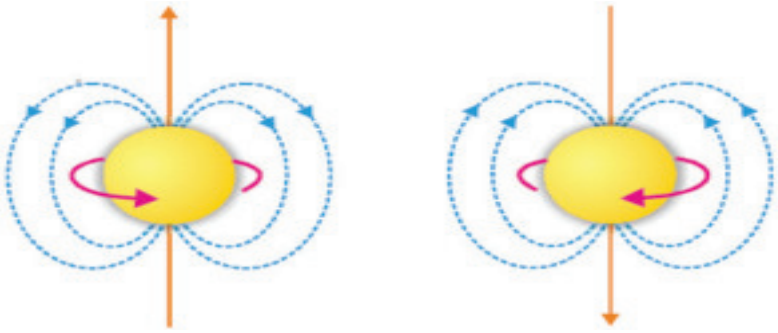
وقد تم إضافة العدد الكمّي المغزلي m_s الذي يصف حركة الإلكترون حول محوره كعدد كمّي رابع.

● **العدد الكمّي المغزلي (m_s):**

الإلكترون جسيم له شحنة سالبة، يدور حول النواة، ويدور حول محوره (حركة مغزلية)، وقد يكون اتجاه غزل الإلكترون باتجاه عقارب الساعة، أو بعكس اتجاه عقارب الساعة.

وينشأ عن حركة الإلكترون مجال مغناطيسي، كالمجال الناتج عن تمرير تيار كهربائي عبر سلك ملفوف حول مسمار من الحديد، ويكون اتجاه المجال متعامداً على اتجاه غزل الإلكترون، وقد يكون إلى أعلى أو إلى أسفل.

والعدد الكمّي المغزلي يشير إلى اتجاه غزل الإلكترون في الفلك، ويحدد اتجاه المجال المغناطيسي الناتج عن حركته، وله قيمتان فقط ($+\frac{1}{2}$ ، $-\frac{1}{2}$). لاحظ الشكل (1-11).



الشكل (1-11): اتجاه المجال المغناطيسي الناتج عن غزل الإلكترون

مثال (9): يحتوي المستوى الفرعي 3s لذرة ما على إلكترون واحد ($3s^1$). اكتب قيم جميع الأعداد الكمّية الأربعة الممكنة لذلك الإلكترون.

العدد الكمّي	n	ℓ	m_ℓ	m_s
القيم الممكنة	3	0	0	$+\frac{1}{2}$ أو $-\frac{1}{2}$

مثال (10): اكتب قيم الأعداد الكمّية الأربعة الممكنة لإلكترون موجود في الفلك $2p_x$.

العدد الكمّي	n	ℓ	m_ℓ	m_s
القيم الممكنة	2	1	-1 أو 0 أو +1	$+\frac{1}{2}$ أو $-\frac{1}{2}$

5-1 قواعد التركيب الإلكتروني

يتواجد إلكترون ذرة الهيدروجين المستقرة، في أقل مستوى ممكن للطاقة، حيث يتواجد في الفلك (1s)، ولكن كيف تتوزع إلكترونات الذرات الأكثر تعقيداً، مثل ذرة الذهب Au التي تملك (79 إلكتروناً)؟

لمعرفة كيفية توزيع الإلكترونات في تلك الذرات تعرّف على القواعد الآتية:

1. قاعدة باولي (مبدأ الاستبعاد).
2. قاعدة أوفباو (مبدأ البناء التصاعدي).
3. قاعدة هوند (التمثيل الفلكي).

أولاً: قاعدة باولي:

تنص هذه القاعدة على: «**لا يمكن لإلكترونين أو أكثر في نفس الذرة امتلاك نفس قيم الأعداد الكمّية الأربعة** m_s ، m_ℓ، ℓ ، **n**». وبناءً على هذه القاعدة يتحدد عدد الإلكترونات في أي فلك بإلكترونين فقط، ويشترط أن يتعاكس الإلكترونان في اتجاه غزلهما.

تمرين (14): كيف يتعارض وجود ثلاثة إلكترونات في الفلك $2p_x$ مع قاعدة باولي؟

وحيث إن مبدأ باولي حدد السعة القصوى للفلك الواحد بإلكترونين فقط، فإنك تستطيع تحديد السعة القصوى من الإلكترونات للمستويات الفرعية، بناءً على معرفتك لعدد الأفلاك لكل منها، كما في الجدول (1-2).

عدد الكم الرئيس (n)	قيم عدد الكم الفرعي (ℓ)	رموز المستويات الفرعية	عدد المستويات الفرعية	عدد الأفلاك في كل مستوى فرعي	مجموع الأفلاك في المستوى الرئيس	أقصى عدد للإلكترونات في كل مستوى فرعي	أقصى عدد للإلكترونات في كل مستوى رئيس
1	0	1s	1	1	1	2	2
2	0	2s	2	1	4	2	8
	1	2p		3		6	
3	0	3s	3	1	9	2	18
	1	3p		3		6	
	2	3d		5		10	
4	0	4s	4	1	16	2	32
	1	4p		3		6	
	2	4d		5		10	
	3	4f		7		14	

جدول (1-2): عدد الإلكترونات في مستويات الطاقة الفرعية والمستويات الرئيسة الأربعة الأولى

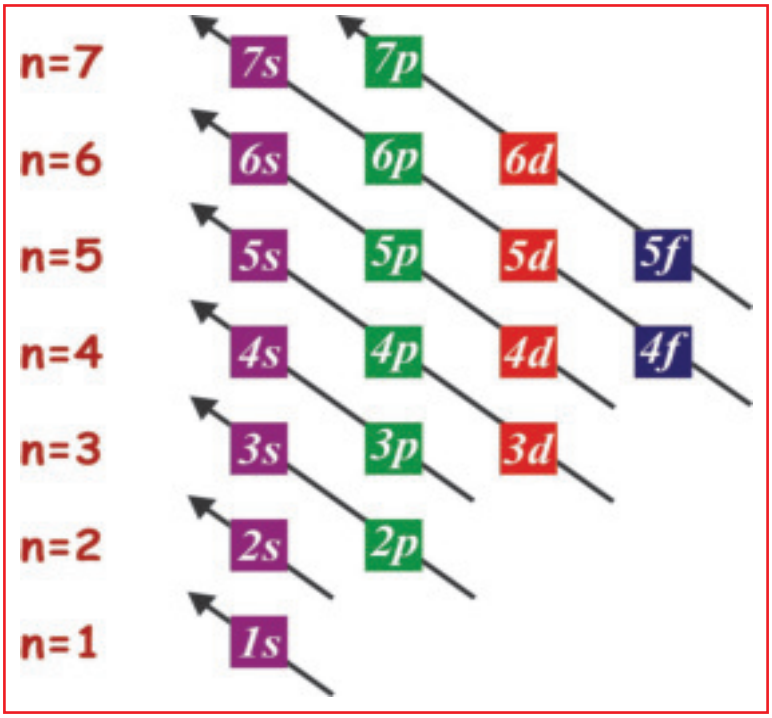
تمرين (15): اعتماداً على الجدول (1-2) أجب عما يأتي:

1. ما علاقة عدد المستويات الفرعية في المستوى الرئيس والعدد الكمّي للمستوى الرئيس؟
2. ما العلاقة الرياضية بين عدد الأفلاك الكلية في المستوى والعدد الكمّي للمستوى الرئيس ؟
3. ما العلاقة الرياضية بين أقصى عدد للإلكترونات في المستوى الرئيس والعدد الكمّي للمستوى الرئيس ؟
4. ما العلاقة الرياضية بين أقصى عدد للإلكترونات في المستوى الفرعي وقيمة العدد الكمّي الفرعي له؟

ثانياً: قاعدة أوفباو:

تنص هذه القاعدة على: « **تتوزع إلكترونات الذرة المستقرة على مستويات الطاقة الفرعية حسب طاقتها، بدءاً بالمستوى الفرعي الأقل طاقة، ثم الذي يليه**».

ويوضح الشكل (1-12) الترتيب التصاعدي لمستويات الطاقة الفرعية المختلفة في الذرة.



الشكل (1-12): مخطط يوضح الترتيب التصاعدي لمستويات الطاقة الفرعية

مثال (11): رتب المستويات الفرعية الآتية في ذرة ما حسب الطاقة: 3p ، 2s ، 3d ، 4s ، 3s

الحل: 3d > 4s > 3p > 3s > 2s

تمرين (16): رتب المستويات الفرعية الآتية في ذرة ما حسب الطاقة: 5s ، 3d ، 4s ، 4f ، 5p

وعند توزيع الإلكترونات على مجموعات الأفلاك (المستويات الفرعية) في ذرة ما، يجب مراعاة ما يأتي:

1. البدء بتوزيع الإلكترونات على مستويات الطاقة الفرعية من المستوى الأقل طاقة فالأعلى حسب الترتيب الآتي:

. . . 7s< 6p< 5d< 4f< 6s< 5p< 4d< 5s< 4p< 3d< 4s< 3p< 3s< 2p< 2s< 1s

2. مراعاة السعة القصوى من الإلكترونات لكل مستوى فرعي.

3. أن لا يقل عدد الإلكترونات الموزعة للذرة المتعادلة أو يزيد عن عددها الذري.

4. مراعاة بعض الحالات الخاصة، التي ينتهي فيها التركيب الإلكتروني للذرة بـ $ns^2(n-1)d^4$ أو $ns^2(n-1)d^9$ حيث يتم نقل إلكترون واحد من ns إلى (n -1) d ليصبح d^5 (نصف ممتلئ) أو d^{10} (ممتلئاً) ، فتصبح الذرة أكثر ثباتاً.

مثال (12): اكتب التركيب الإلكتروني لكل من ذرات العناصر الآتية:

$_{29}Cu$ ، $_{24}Cr$ ، $_{26}Fe$ ، $_{20}Ca$ ، $_{17}Cl$ ، $_{10}Ne$ ، $_{5}B$

الحل:

الذرة	التركيب الإلكتروني للذرة
$_{5}B$	$1s^2 2s^2 2p^1$
$_{10}Ne$	$1s^2 2s^2 2p^6$
$_{17}Cl$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
$_{20}Ca$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
$_{26}Fe$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
$_{24}Cr$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$
$_{29}Cu$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$

تمرين (17): اكتب التركيب الإلكتروني لكل من الذرات الآتية: $_{42}Mo$ ، $_{21}Sc$ ، $_{12}Mg$ ، $_{9}F$

ويمكن كتابة التركيب الإلكتروني للذرة، بدلالة العنصر النبيل، الذي يسبقه في الجدول الدوري مباشرة، وتتميز العناصر النبيلة بأن جميع مستويات الطاقة المعبأة فيها ممتلئة كاملاً بالإلكترونات، وتقع في العمود الأخير من الجدول الدوري للعناصر.

مثال (13): اكتب التركيب الإلكتروني لكل من ذرات العناصر الآتية بدلالة العنصر النبيل:

$_{7}N$، $_{13}Al$، $_{22}Ti$، $_{37}Rb$

الذرة	التركيب الإلكتروني للذرة
$_{7}N$	$[He]2s^2 2p^3$
$_{13}Al$	$[Ne]3s^2 3p^1$
$_{22}Ti$	$[Ar]4s^2 3d^2$
$_{37}Rb$	$[Kr]5s^1$

تمرين (18): اكتب التركيب الإلكتروني لكل من الذرات الواردة في مثال (12) بدلالة العنصر النبيل.

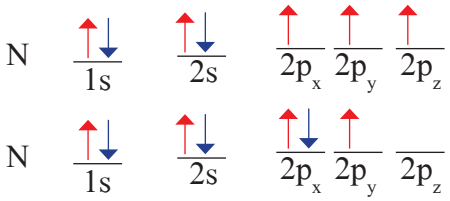
ثالثاً: قاعدة هوند:

للتعرف على قاعدة هوند قم بتنفيذ النشاط (1-4):

نشاط (1-4): قاعدة هوند والتمثيل الفلكي

لديك ذرة النيتروجين (N)، عددها الذري (7)، أجب عما يأتي:

1. اكتب التركيب الإلكتروني لذرة النيتروجين.
2. ما المستوى الفرعي الأخير في ذرة النيتروجين؟ وما عدد أفلاكه؟
3. يوضح الشكل (1-13) احتمالين لتوزيع إلكترونات ذرة النيتروجين، اكتب ثلاثة احتمالات أخرى ممكنة لتوزيع الإلكترونات.
4. أي الاحتمالات يمثل الحالة الأكثر ثباتاً؟ فسّر ذلك.



شكل (1-13): توزيعات محتملة للإلكترونات

تكون الذرة أكثر ثباتاً عندما تتوزع إلكترونات المستوى الفرعي الذي يوجد فيه أكثر من فلك (p، d، f) على أكبر عدد ممكن من أفلاك ذلك المستوى بنفس اتجاه الغزل قبل البدء بعملية الازدواج، وهذا ما نصت عليه **قاعدة هوند**، ويسمّى التمثيل الذي يوضح توزيع إلكترونات المستوى الفرعي على أفلاكه (التمثيل الفلكي).

ويستفاد من قاعدة هوند في تحديد التمثيل الفلكي للذرة، وتحديد عدد الإلكترونات المفردة، التي من خلالها نحدد الصفات المغناطيسية للذرة، فإذا احتوت الذرة على إلكترون مفرد واحد أو أكثر، فإنها تملك صفة مغناطيسية، وتنجذب نحو المجال المغناطيسي الخارجي، وتسمى (ذرة بارامغناطيسية)، وتزداد الصفة البارامغناطيسية بزيادة عدد الإلكترونات المفردة، أما إذا كانت جميع إلكترونات الذرة مزدوجة، فإنها لا تملك صفة مغناطيسية، وتسمى (ذرة دايامغناطيسية).

تمرين (19): في الذرات الآتية: $_{10}Ne$ ، $_{5}B$ ، $_{28}Ni$،

1. اكتب التركيب الإلكتروني لكل ذرة.
2. ارسم التمثيل الفلكي لمستوى التكافؤ في كل ذرة.
3. ما عدد الإلكترونات المفردة في كل ذرة؟
4. أي من الذرات السابقة تملك صفة بارامغناطيسية؟

6-1 العدد الذري و إلكترونات التكافؤ

لكل عنصر عدد ذري خاص به، يميزه عن العناصر الأخرى، يساوي عدد البروتونات الموجودة في نواة العنصر، ويساوي أيضاً عدد الإلكترونات في الذرة المتعادلة، ويتم تحديد الصفات الكيميائية والفيزيائية للعنصر من الإلكترونات الموجودة في مجموعة الأفلاك الخارجية التي تسمى (إلكترونات التكافؤ).

ويمكن حساب إلكترونات التكافؤ لذرة ما اعتماداً على التركيب الإلكتروني لها باستخدام القواعد الآتية:

1. يكون عدد إلكترونات التكافؤ للذرات التي ينتهي تركيبها الإلكتروني بـ ns أو np مساوياً لمجموع إلكترونات (ns) أو (ns و np) إن وجد.
2. يكون عدد إلكترونات التكافؤ للذرات التي ينتهي تركيبها الإلكتروني بـ ns(n-1)d (عنصر انتقالي) مساوياً لمجموع إلكترونات (n-1)d وns، إذا كان (n-1)d غير ممتلئ، أما إذا كان (n-1)d ممتلئاً، فيكون عدد إلكترونات التكافؤ له مساوياً لعدد إلكترونات ns فقط.

مثال (14): احسب عدد إلكترونات التكافؤ لكل ذرة مما يأتي:

$_{6}C$، $_{10}Ne$، $_{12}Mg$، $_{22}Ti$، $_{24}Cr$ ، $_{27}Co$، $_{48}Cd$، $_{53}I$

الذرة	التركيب الإلكتروني	عدد إلكترونات التكافؤ
$_{6}C$	$[He]2s^2 2p^2$	أربعة إلكترونات
$_{10}Ne$	$[He]2s^2 2p^6$	ثمانية إلكترونات
$_{12}Mg$	$[Ne]3s^2$	إلكترونان
$_{22}Ti$	$[Ar]4s^2 3d^2$	أربعة إلكترونات
$_{24}Cr$	$[Ar]4s^1 3d^5$	ستة إلكترونات
$_{27}Co$	$[Ar]4s^2 3d^7$	تسعة الكترونات
$_{48}Cd$	$[Kr]5s^2 4d^{10}$	إلكترونان
$_{53}I$	$[Kr]5s^2 4d^{10} 5p^5$	سبعة إلكترونات

تمرين (20): احسب عدد إلكترونات التكافؤ لكل ذرة مما يأتي:

$_{7}N$ ، $_{13}Al$ ، $_{18}Ar$ ، $_{23}V$

الكيمياء والتكنولوجيا والمجتمع (للاطلاع)

مقصّات الليزر وملاقطه

إن الحزم الضوئية المركزة والنقية والمعروفة بالليزرات، أصبحت أدوات وأجهزة نموذجية لدى أطباء الجراحة، إذ تستخدم حزمة ضوئية مجهرية كملقط يعمل على تثبيت أي عضية خلوية داخل الخلية، وتستخدم حزمة أخرى كمقص لإجراء جراحة دقيقة على تلك العضية، حيث يقوم الجراحون بتوجيه الملاقط والمقصات المجهرية من خلال مناظير باطنية لإجراء جراحات ذات حد أدنى من الإضرار بالأعضاء أو الخلايا الحية، ومن الأمثلة على ذلك تحطيم حصا الكلية، والتخلص من إعتام عدسة العين.

ويستخدم الباحثون في المختبرات مقصات الليزر، لفتح خلية مفردة بهدف تحليل مكوناتها الكيميائية، مثل التعرف على تركيب البروتينات المهمة في معالجة السرطان على مستوى الخلية المفردة، ويستخدمون ملاقط الليزر للإمساك بخلايا كاملة أو ببعض عضياتها، وتحريكها حسب الطلب؛ ما فتح آفاقاً واسعة وجديدة في مجال الأبحاث العلمية المرتبطة باستقصاء الخلايا ومعالجتها.

ويحتاج الجراحون إلى توخي الدقة والانتقائية في جميع تطبيقات مقصات الليزر، بحيث يتم توجيه حزمة الليزر إلى الخلايا المستهدفة بدقة تامة، وعدم إلحاق ضرر بما يحيط بها.

ويعتمد تأثير الليزر على الكثافة الإشعاعية للضوء الساقط على سطح الخلية في فترة زمنية معينة، تتأثر بمدة النبضة الليزرية، والخصائص الامتصاصية للخلية، وما يحيط بها.

إن امتصاص الخلية لفوتونات مفردة بإمكانه أن يسبب البدء في تفاعلات كيميائية، تفرز نواتج ضوئية ضارة بالخلية، وقد تؤدي الفوتونات ذات الطاقة العالية، كما في الأشعة فوق البنفسجية، إلى كسر الروابط الجزيئية في عمليات تسمى الاستئصال الضوئي.

أسئلة الوحدة

السؤال الأول ضع دائرة حول رمز الإجابة الصحيحة في كل مما يأتي:

1 أي الآتية ليست من خصائص الطيف الذري؟

أ. ينتج عن تهييج ذرات عنصر في الحالة الغازية. ب. لكل عنصر طيف ذري خاص به.

ج. يتكون من مناطق مضيئة متتابعة. د. يظهر نتيجة لانتقال الإلكترون من مدار لآخر.

2 أي العبارات الآتية صحيحة فيما يخص الفلك (s)؟

أ. يتواجد في جميع المستويات الرئيسة. ب. يقل حجمه بزيادة قيمة (n).

ج. تزداد سعته بزيادة قيمة (n). د. يتغير شكله الكروي بتغير قيمة (n).

3 في أي النقلات الإلكترونية الآتية في ذرة الهيدروجين تنتج الموجة الضوئية الأكثر طولاً؟

أ. من المدار الثاني إلى المدار الأول. ب. من المدار الرابع إلى المدار الأول.

ج. من المدار الثالث إلى المدار الثاني. د. من المدار الرابع إلى المدار الثالث.

4 أي الأزواج الآتية يمتلك طاقة متساوية في نفس الذرة؟

أ. (2s ، 3s) ب. (3s ، 3p) ج. ($2p_x$ ، $3p_x$) د. ($2p_x$ ، $2p_y$)

5 ما العدد الكمّي الذي يحدد خاصية الاتجاه الفراغي للفلك؟

أ. الرئيس (n) ب. الفرعي (ℓ) ج. المغناطيسي (m_ℓ) د. المغزلي (m_s)

6 أي الآتية يمكن تفسير طيفه الذري من خلال نظرية بور؟

أ. $_4Be^{2+}$ ب. $_3Li^{2+}$ ج. $_2He$ ب. $_5B^{2+}$

7 أي المستويات الفرعية الآتية لها أقل طاقة في نفس الذرة؟

أ. 4f ب. 7s ج. 5d د. 6p

8 أي من مجموعات الأعداد الكمّية الآتية غير مقبولة؟

أ. ($n=4$ ، $\ell=3$، $m_\ell=2$، $m_s = +\frac{1}{2}$) ب. ($n=3$ ، $\ell=2$، $m_\ell=2$، $m_s = +\frac{1}{2}$)

ج. ($n=3$ ، $\ell=2$، $m_\ell=0$، $m_s = -\frac{1}{2}$) د. ($n=3$ ، $\ell=2$، $m_\ell=3$، $m_s = +\frac{1}{2}$)

9 ما التركيب الإلكتروني الصحيح لذرة الفضة Ag (ع. ذ. = 47)؟

أ. $[Kr]4s^1 3d^{10}$ ب. $[Kr]5s^1 5d^{10}$ ج. $[Kr]5s^1 4d^{10}$ د. $[Kr]5s^2 4d^9$

10 ما القاعدة التي أفادت في تحديد سعة الفلك بإلكترونين متعاكسين في اتجاه الغزل؟

أ. هوند ب. باولي ج. أوفباو د. بلانك

السؤال الثاني وضّح المقصود بكل من المصطلحات الآتية:

الطيف الذري، مبدأ أينشتاين، المدار، الفلك، العدد الكمّي الرئيس، الذرة البارامغناطيسية، العدد الذري.

السؤال الثالث فسّر العبارات الآتية تفسيراً علمياً:

1. يختلف الطيف الخطي لأيون $_4Be^{3+}$ عن الطيف الخطي لذرة الهيدروجين.
2. التركيب الإلكتروني لذرة النحاس، $_{29}Cu$ ، $[Ar]4s^13d^{10}$، بدلاً من $[Ar]4s^23d^9$.
3. وجود إلكترونين في فلك واحد على الرغم من تشابه شحنتيهما الكهربائية.

السؤال الرابع أي الأعداد الكمّية يحدد كلاً من:

حجم الفلك، طاقة الفلك، شكل الفلك، بعد الإلكترون عن النواة، اتجاه الفلك، اتجاه المجال المغناطيسي الناتج عن دوران غزل الإلكترون.

السؤال الخامس اكتب جميع قيم الأعداد الكمّية الأربعة الممكنة للإلكترون الأخير في الذرات الآتية:

$_{11}Na$، $_7N$، $_{13}Al$

السؤال السادس قارن بين الفلكين $3p_x$ و $4p_y$ لذرة ما من حيث:

الشكل، الطاقة، الحجم، الاتجاه الفراغي، السعة القصوى من الإلكترونات.

السؤال السابع أي الرموز الآتية مقبول وأيها غير مقبول عند إجراء التركيب الإلكتروني للذرات؟

$4s^1$ ، $2p^7$ ، $4d^9$ ، $3f^{11}$ ، $3d^1$ ، $5p^3$

السؤال الثامن في كل من الذرات الآتية: $_{12}Mg$ ، $_{35}Br$ ، $_{18}Ar$ ، $_{33}As$

أ. اكتب التركيب الإلكتروني.

ب. اكتب التمثيل الفلكي لمستوى التكافؤ.

ج. ما عدد إلكترونات التكافؤ؟

د. ما عدد الإلكترونات المفردة؟

السؤال التاسع انتقل إلكترون ذرة الهيدروجين المهيّجة من المدار الخامس إلى المدار الثاني بقفزة واحدة،

1. احسب:

أ. طول موجة الفوتون بالنانومتر.

ب. تردد الفوتون بالهيرتز

ج. الطاقة المنبعثة بالجول.

2. هل يقع الضوء الناتج في منطقة الضوء المرئي؟

السؤال العاشر تم تهييج ذرة الهيدروجين المستقرّة، فانتقل الإلكترون إلى المدار الخامس، وأثناء عودته إلى مدار أقل طاقة انبعث فوتون بطول موجة 1280 نانومتر. ما رقم المدار الذي وصله الإلكترون؟

السؤال الحادي عشر تم تهييج ذرة الهيدروجين المستقرّة إلى مستوى طاقته تساوى - 8.72×10^{-20} جول / ذرة.

أ. ما عدد خطوط الطيف الذري الناتج الممكنة عند عودة الإلكترون إلى حالة الاستقرار؟

ب. احسب تردد الموجة المنبعثة التي تمتلك أقل طاقة إشعاع ممكنة.

السؤال الثاني عشر أقيّم ذاتي:

أقرأ كل عبارة من العبارات الآتية، ثم أضع إشارة (✓) في المكان المناسب:

الرقم	العبارة	دائماً	أحياناً	نادراً
.1	أستطيع أن أميّز بين أنواع الطيف الكهرومغناطيسي.			
.2	أستطيع أن أحسب الطاقة والطول الموجي المرافق لنقل إلكترون ذرة الهيدروجين من مدار لآخر.			
.3	أستطيع أن أكتب التركيب الإلكتروني والتمثيل الفلكي لذرات العناصر.			

الصفات الدورية ونظرية رابطة التكافؤ

The Periodical Trends and the Valence Bond Theory

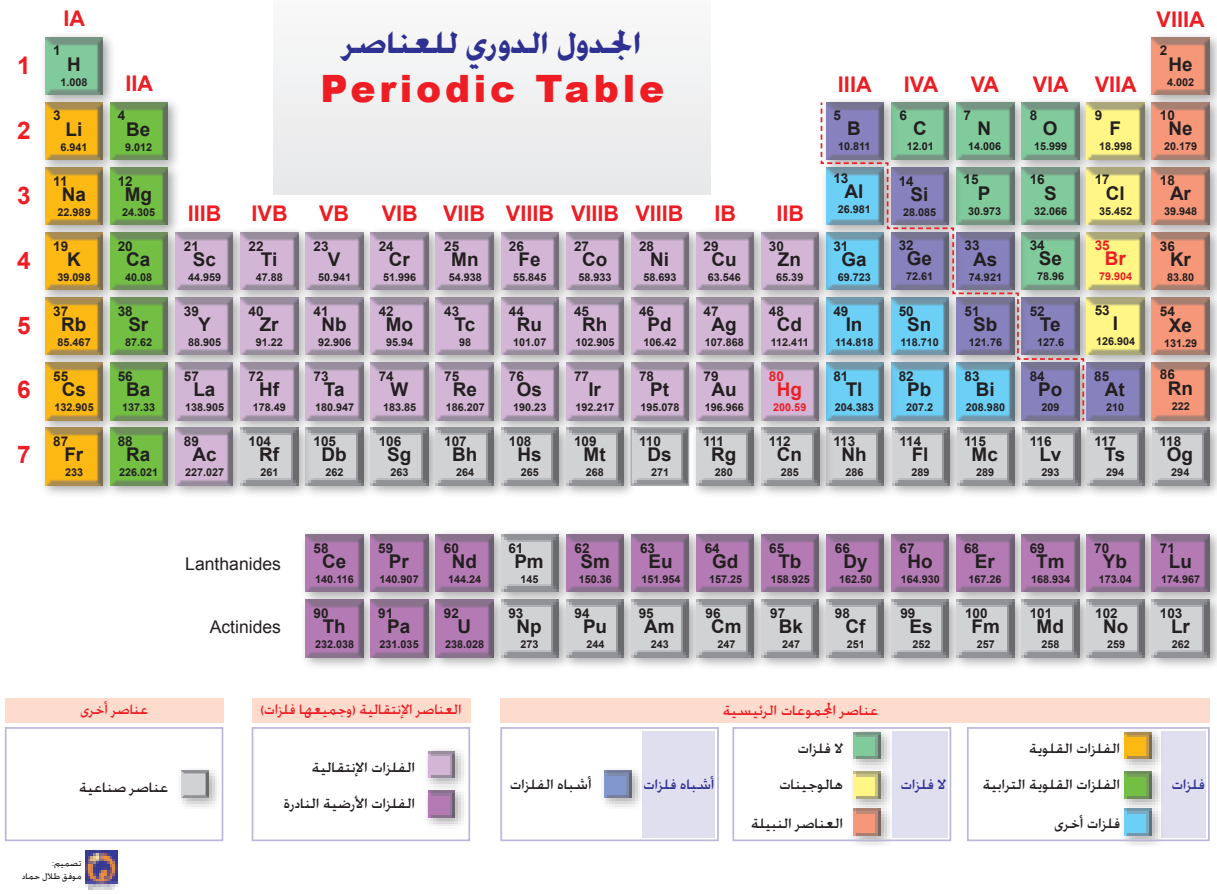
يتفاعل البوتاسيوم بشدة مع الماء كما في الشكل، فهل هناك علاقة بين خصائص العناصر الكيميائية والفيزيائية وموقعها في الجدول الدوري؟ وكيف ترتبط الذرات معاً لتكوين الجزيئات؟

يتوقع من الطلبة بعد دراسة هذه الوحدة، والتفاعل مع أنشطتها أن يكونوا قادرين على توظيف النظرية الذرية الحديثة في الربط بين صفات العناصر والتراكيب الإلكترونية لها، وتفسير تكوّن الجزيئات من خلال تحقيق الآتي:

- الربط بين الجدول الدوري الحديث والمستويات الفرعية s وp وd وf بالتمثيل.
- توظيف التركيب الإلكتروني لتحديد موقع العنصر في الجدول الدوري.
- توظيف الجدول الدوري لتفسير الدورية في الحجم الذري وطاقة التأين للعناصر الممثلة عبر المجموعات والدورات.
- توظيف التركيب الإلكتروني لدراسة بعض خصائص العناصر الإنتقالية في الدورة الرابعة.
- استخدام النماذج والرسومات لتطبيق نظرية رابطة التكافؤ في تفسير تكون الروابط من النوع σ ومن النوع π في الجزيئات المختلفة.

اعتبر العلماء منذ نظرية دالتون، أن الاختلاف بين العناصر يعود إلى الاختلاف بين ذراتها، ومع تطور النظريات الذرية اعتبرت الكتلة الذرية أهم صفة مميزة للذرة، وظهرت محاولات عديدة لتنظيم العناصر اعتماداً على كتلها الذرية. فبرز تنظيم كل من مندليف وماير (1869م)، وبعد اكتشاف النظائر وظهور أعمال العالم الإنجليزي هنري موزلي، الذي استنتج أن الصفة المميزة للعنصر هو العدد الذري، تم التوصل إلى القانون الدوري الذي ينص على: **تظهر الدورية في صفات العناصر إذا رتبت حسب تسلسل أعدادها الذرية**، وعليه تم بناء الجدول الدوري الحديث.

يظهر الشكل (2-1) الجدول الدوري الحديث، الذي يدعم النظرية الذرية الحديثة القائمة على الميكانيك الكمّي التي درستها في الوحدة الأولى، وذلك من خلال ربطه بين الصفات الكيميائية للعناصر والتراكيب الإلكترونية لذراتها.



الشكل (2-1): الجدول الدوري للعناصر

اعتماداً على الشكل (2-1) قم بتنفيذ النشاط (2-1):

نشاط (2-1): **مكونات الجدول الدوري**

1. ما عدد العناصر الموجودة في الجدول الدوري؟
2. ما الأساس الذي اعتمد في ترتيب العناصر في الجدول الدوري؟
3. ما عدد كل من المجموعات والدورات في الجدول؟
4. صنّفت العناصر في الجدول إلى نوعين من المجموعات، ما رمز كل نوع؟
5. ما عدد مجموعات النوع الأول؟ وما عدد مجموعات النوع الثاني؟
6. ما رمز العنصر الموجود في نهاية كل دورة؟ وبماذا ينتهي تركيبه الإلكتروني؟

تعلمت سابقاً أن الجدول الدوري، يتكون من صفوف أفقية تسمى دورات، ومن أعمدة تسمى مجموعات، وأنه يوجد نوعان من المجموعات A و B. لكن ما علاقة موقع العنصر في الجدول الدوري مع تركيبه الإلكتروني؟ وبماذا يختلف التركيب الإلكتروني للعناصر في المجموعة الواحدة وفي الدورة الواحدة؟ لتتمكن من الإجابة عن هذه الأسئلة وغيرها قم بتنفيذ النشاط (2-2):

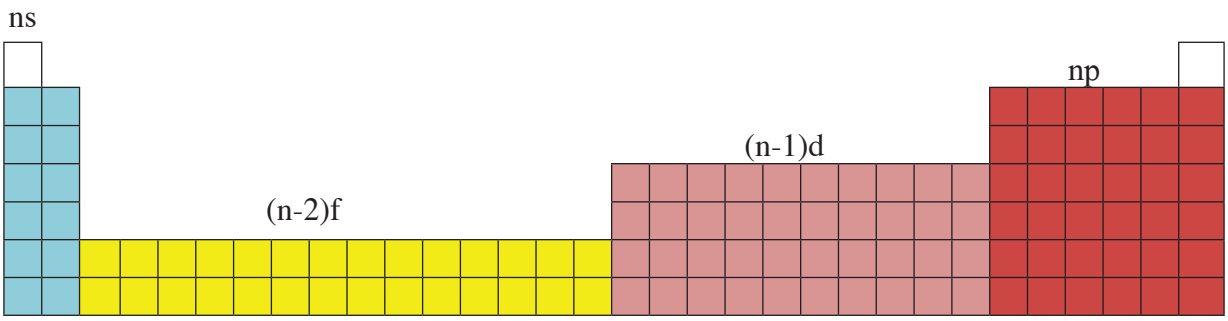
نشاط (2-2): **موقع العنصر في الجدول الدوري وعلاقته بالتركيب الإلكتروني**

لديك الأعداد الذرية لذرات العناصر الآتية، أجب عن الأسئلة التي تليها:

$_{11}Na$ ، $_{15}P$ ، $_{18}Ar$ ، $_{26}Fe$ ، $_{38}Sr$ ، $_{35}Br$

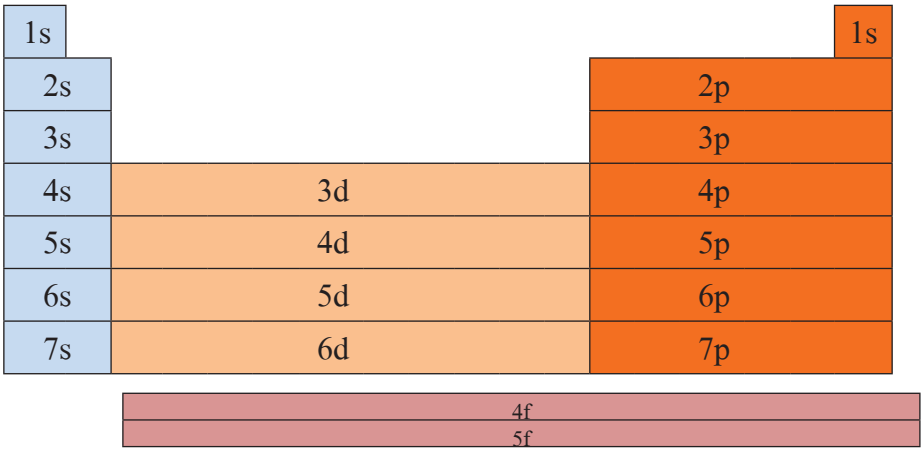
1. اكتب التركيب الإلكتروني لكل منها.
2. استخدم الجدول الدوري لتصنيف هذه العناصر حسب نوع المجموعات التي تنتمي إليها (A أم B).
3. ما علاقة نوع المجموعة برمز المستوى الفرعي الأخير للعنصر؟
4. ما عدد إلكترونات التكافؤ في كل منها؟
5. حدّد من الجدول الدوري رقم المجموعة التي يقع فيها كل عنصر.
6. حدّد من الجدول الدوري رقم الدورة التي يقع فيها كل عنصر.
7. ما علاقة رقم المجموعة والدورة مع التركيب الإلكتروني لكل منها باستثناء $_{26}Fe$؟
8. هل يمكن تعميم ما توصلت إليه على جميع مجموعات A؟

يبيّن الشكل (2-2) الجدول الدوري مقسماً إلى قطع مؤلفة من عدد من الأعمدة تبعاً للسعة القصوى من الإلكترونات لأفلاك المستويات الفرعية s، p، d، f.



الشكل (2-2): الجدول الدوري مقسم إلى مناطق مؤلفة من أعمدة حسب سعة المستويات الفرعية s، p، d، f.

وعند نقل القطعة المكونة من سلسلتين التي تمثلها أفلاك المستوى الفرعي (n-2)f لإعطاء الجدول شكلاً متناسقاً، فإننا نحصل على الصورة المألوفة للجدول الدوري، الشكل (2-3).



الشكل (2-3): الجدول الدوري مقسم إلى مناطق حسب سعة المستويات الفرعية s، p، d، f

يتضح أن الجدول الدوري يتكون من أربع قطع (Blocks): القطعة الأولى يطلق عليها قطعة s (s-block)، وهي مؤلفة من عمودين من العناصر: العمود الأول يقع أقصى يسار الجدول، ويضم عناصر المجموعة IA، وينتهي تركيبها الإلكتروني بالمستوى ns^1، والعمود الثاني يضم عناصر المجموعة الثانية، وينتهي تركيبها الإلكتروني بالمستوى ns^2. والقطعة الثانية مؤلفة من ستة أعمدة، يطلق عليها قطعة p (p-block)، وتقع في يمين الجدول، وتضم عناصر المجموعات IIIA حتى المجموعة VIIIA (الغازات النبيلة). وتسمى العناصر في هاتين القطعتين (العناصر الممثلة)، التي يرمز لمجموعاتها بالرمز A، وينتهي التركيب الإلكتروني لجميع عناصرها بالمستوى الفرعي ns أو (ns np) وتمثل قيمة n رقم دورة العنصر.

أما القطعتان الثالثة والرابعة، فتضمان مجموعات العناصر الانتقالية التي يرمز لها بالرمز B، فالقطعة الثالثة التي يطلق عليها قطعة d (d-block) مؤلفة من عشرة (10) أعمدة، وموزعة في ثماني مجموعات تبدأ بالمجموعة IIIB وتنتهي بالمجموعة IIB، وينتهي التركيب الإلكتروني لجميع عناصرها بـ ns(n-1)d،حيث قيمة n تساوي 4 أو 5 أو 6 أو 7 ، وتشكل العناصر الانتقالية الرئيسة، والقطعة الرابعة يطلق عليها قطعة f (f-block)، وتتكون من سلسلتين أسفل الجدول، وهي مؤلفة من أربعة عشر (14) عموداً، وينتهي التركيب الإلكتروني لجميع عناصرها بـ ns(n-2) f حيث قيمة n تساوي 6 أو 7، وتشكل العناصر الانتقالية الداخلية.

مثال (1): ما المستوى الفرعي الأخير، وما عدد الإلكترونات فيه للعنصر الذي يقع في الدورة السادسة والعمود الأول من قطعة s (s-block)؟

الحل: يقع العنصر في الدورة السادسة والقطعة s؛ لذلك ينتهي بالمستوى الفرعي 6s، ولأنه يقع في العمود الأول فإن عدد الإلكترونات في المستوى الفرعي الأخير يساوي (1).

تمرين (1): ما المستوى الفرعي الأخير، وما عدد الإلكترونات فيه لكل من العناصر الآتية؟

1. العنصر الذي يقع في الدورة الرابعة والعمود الثاني من قطعة p (p-block).
2. العنصر الذي يقع في الدورة الخامسة والعمود الثامن من قطعة d (d-block).

مثال (2): اكتب التركيب الإلكتروني للعنصر As الذي يقع في الدورة الرابعة والمجموعة VA.

الحل: يقع العنصر في الدورة الرابعة والمجموعة VA، فهو يحتوي على خمسة إلكترونات تكافؤ، وعليه فالعنصر ينتهي بـ $4s^2 3d^{10} 4p^3$ وتركيبه الإلكتروني: $[Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^3$

تمرين (2): اكتب التركيب الإلكتروني للعنصر Sn الذي يقع في الدورة الخامسة والمجموعة IVA، ثم احسب عدده الذري.

تصنف العناصر في الجدول الدوري إلى فلزات ولافلزات وأشباه فلزات، اكتب تقريراً علمياً عن بعض الخصائص الفيزيائية والكيميائية لهذه العناصر.

2-2 الخصائص الدورية للعناصر

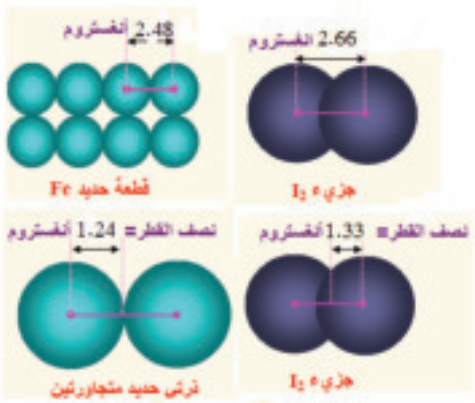
تعلمت سابقاً أن عناصر المجموعة الواحدة متشابهة في عدد إلكترونات مستوى الطاقة الأخير، وهذا التشابه يؤدي إلى التشابه في العديد من الخواص الفيزيائية والكيميائية. فعناصر الفلزات القلوية الموجودة في المجموعة الأولى IA نشطة كيميائياً، وجميعها تسلك كعوامل مختزلة قوية عند التفاعل مع اللافلزات، وتتفاعل بشدة مع الماء والأكسجين. وبالرغم من هذا التشابه إلا أن النشاط الكيميائي لعناصر هذه المجموعة يختلف من عنصر لآخر، كما نجد أن عناصر المجموعة IIA التي تقع في يمين المجموعة IA أقل نشاطاً في تفاعلها مع الماء، وفي المقابل نجد أن الهالوجينات تسلك كعوامل مؤكسدة قوية.

يعزى العديد من الاختلافات في خصائص العناصر بشكل دوري عبر الدورة الواحدة أو المجموعة الواحدة، إلى اختلاف التركيب الإلكتروني لها، ومن هذه الخصائص:

• الحجم الذري:

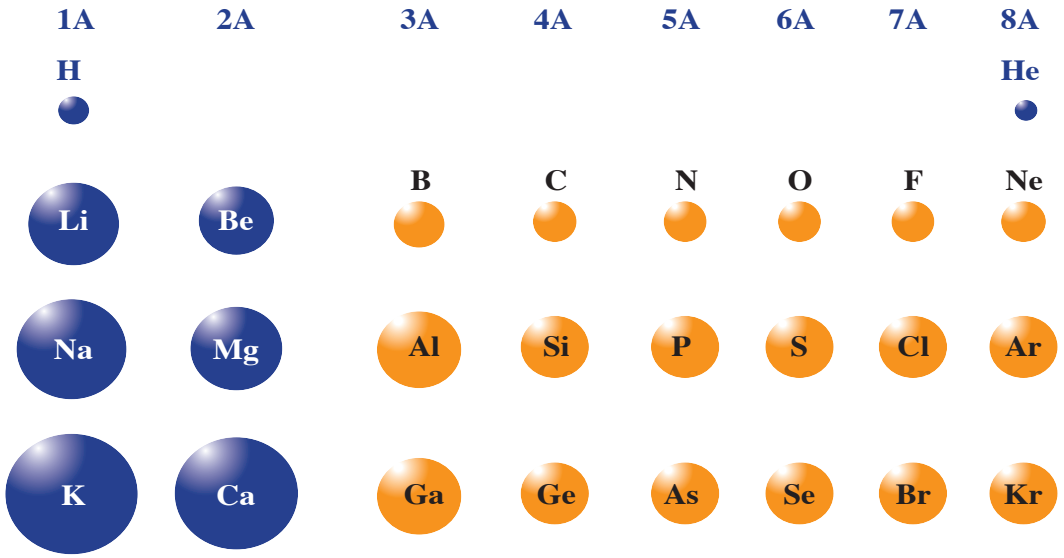
تتكون ذرة العنصر من نواة موجبة محاطة بإلكترونات على شكل مجموعات ضبابية مرتبة، كما تم شرحه في الوحدة الأولى، وتتناقص الكثافة الإلكترونية كلما ابتعدنا عن النواة؛ لذا يصعب اعتبار وجود حدود واضحة للذرة، وهذا ما جعل عملية قياس نصف قطر الذرة بدقة وتحديد حجمها الفعلي عملية صعبة، لذلك تم الاتفاق على استخدام **نصف القطر التساهمي** كمؤشر تقريبي لنصف قطر الذرة، وهو **نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين مرتبطتين برابطة تساهمية (تشاركية) في جزيء العنصر**، أو **استخدام نصف المسافة بين نوى الذرات المتجاورة في بلورة نقية صلبة من العنصر الفلزي الصلب**.

الأنجستروم = 1×10^{-10} م



شكل (2-4): نصف القطر التساهمي ونصف قطر الذرة في البلورات الصلبة

يبين الشكل (2-5) كيف يتغير حجم ذرات العناصر الممثلة في الجدول الدوري بشكل عام مع تغير العدد الذري. دقّق في الشكل وأجب عن الأسئلة في النشاط (2-3):



الشكل (2-5): تغير نصف قطر الذرة للعناصر الممثلة في الجدول الدوري

النشاط (2-3): العوامل المؤثرة في الحجم الذري

1. كيف يتغير الحجم الذري للعناصر كلما انتقلنا من أعلى إلى أسفل في المجموعة الواحدة؟
2. كيف يتغير عدد مستويات الطاقة الرئيسة كلما انتقلنا من أعلى إلى أسفل في المجموعة الواحدة؟ ماذا تستنتج؟
3. كيف يتغير الحجم الذري للعناصر كلما انتقلنا من اليسار إلى اليمين في الدورة الثالثة؟
4. كيف يتغير عدد البروتونات في النواة كلما انتقلنا من اليسار إلى اليمين في الدورة الثالثة؟
5. كيف تتغير قوة جذب النواة لإلكترونات المستوى الأخير كلما انتقلنا من اليسار إلى اليمين في الدورة الثالثة؟ ماذا تستنتج؟

لعلك توصلت إلى أن الحجم الذري يزداد كلما انتقلنا من أعلى إلى أسفل في المجموعة الواحدة، بسبب زيادة عدد المستويات الرئيسة الذي يؤدي إلى زيادة في بعد إلكترونات المستوى الأخير عن النواة. أما في الدورة الواحدة فإن عدد مستويات الطاقة لا يتغير، في حين يزداد عدد البروتونات في النواة زيادة تدريجية كلما انتقلنا من اليسار نحو اليمين، وهذا يؤدي إلى زيادة تدريجية في مقدار شحنة النواة الفعالة فيزداد جذب النواة لإلكترونات المستوى الأخير، فيقل الحجم الذري.

ولتوضيح المقصود بشحنة النواة الفعالة، دعنا نأخذ الصوديوم كمثال، فالإلكترون الموجود في المستوى الخارجي في ذرة الصوديوم لا يتأثر بقوة جذب 11 بروتوناً الموجودة في النواة مثلما لو كان بالمستوى الأول، وذلك بسبب حجب الإلكترونات الموجودة في مستويي الطاقة الأول والثاني، بل يتأثر بجزء صغير من هذه القوة، وعليه فإن **شحنة النواة الفعّالة** هي **الجزء من شحنة النواة الذي يتأثر به الإلكترون المعني بسبب وجود إلكترونات تحجبه جزئياً عن النواة.**

وتزداد شحنة النواة الفعالة كلما انتقلنا من اليسار إلى اليمين في الدورة الواحدة، بسبب الزيادة التدريجية في عدد البروتونات في النواة.

مثال (3): قارن بين الحجم الذرّي لكل من الآتية: أ. $_{7}N$ ، $_{9}F$ ب. $_{7}N$ ، $_{14}Si$.

الحل:

أ. الحجم الذري لـ F < N (تقع في نفس الدورة، وشحنة النواة الفعالة لـ F أكبر).

ب. الحجم الذري لـ $_{14}Si$ > $_{7}N$ (قياساً على أن حجم $_{14}Si$ < $_{15}P$ وحجم $_{7}N$ < $_{15}P$)

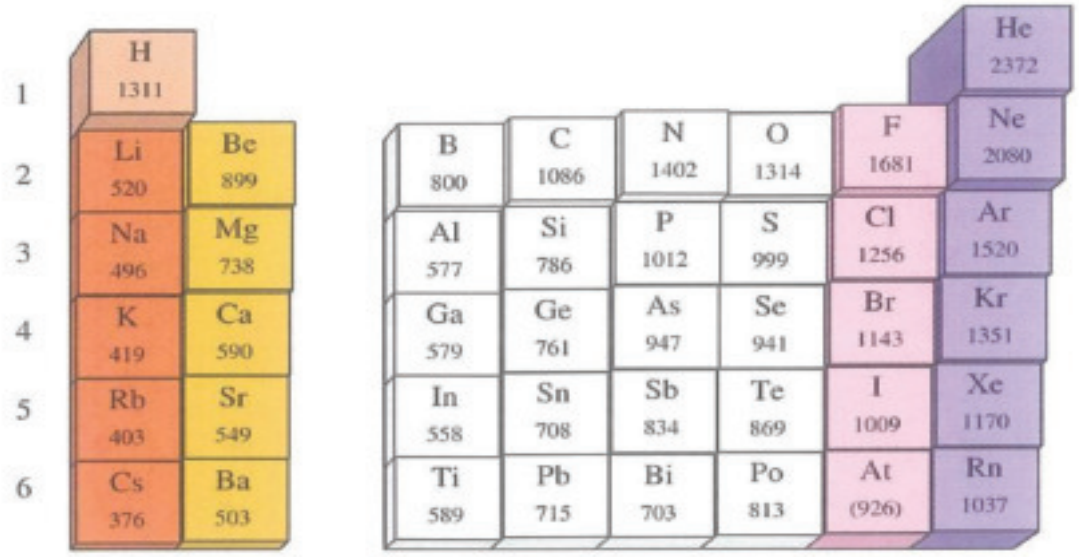
تمرين (3): أ. رتب العناصر الآتية حسب الحجم الذري: $_{19}K$، $_{12}Mg$، $_{11}Na$.

ب. علّل: الحجم الذري لذرة $_{8}O$ أكبر من الحجم الذري لذرة $_{10}Ne$.

• طاقة التأين:

تعرفت سابقاً وجود قوة جذب بين الإلكترون سالب الشحنة والنواة موجبة الشحنة. وإذا أردنا نزع إلكترون من الذرة، فأي إلكترونات الذرة أسهل لعملية النزع؟ وماذا يلزم حتى تتم هذه العملية؟ وماذا ينتج عنها؟

تعرَّف **طاقة التأين الأول** للعنصر، **بأنها الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الأضعف ارتباطاً بالنواة من ذرة العنصر المعزولة والمتعادلة والمستقرة وهي في الحالة الغازية**. والشكل (2-6) يبين طاقة التأين الأول (بالكيلو جول/مول) لعناصر المجموعات الممثلة A في الجدول الدوري.



الشكل (2-6): قيم طاقة التأين الأول للعناصر من المجموعات الممثلة بالكيلو جول/مول

ويمكن التعبير عن طاقة التأين الأول للصوديوم حسب المعادلة الآتية:

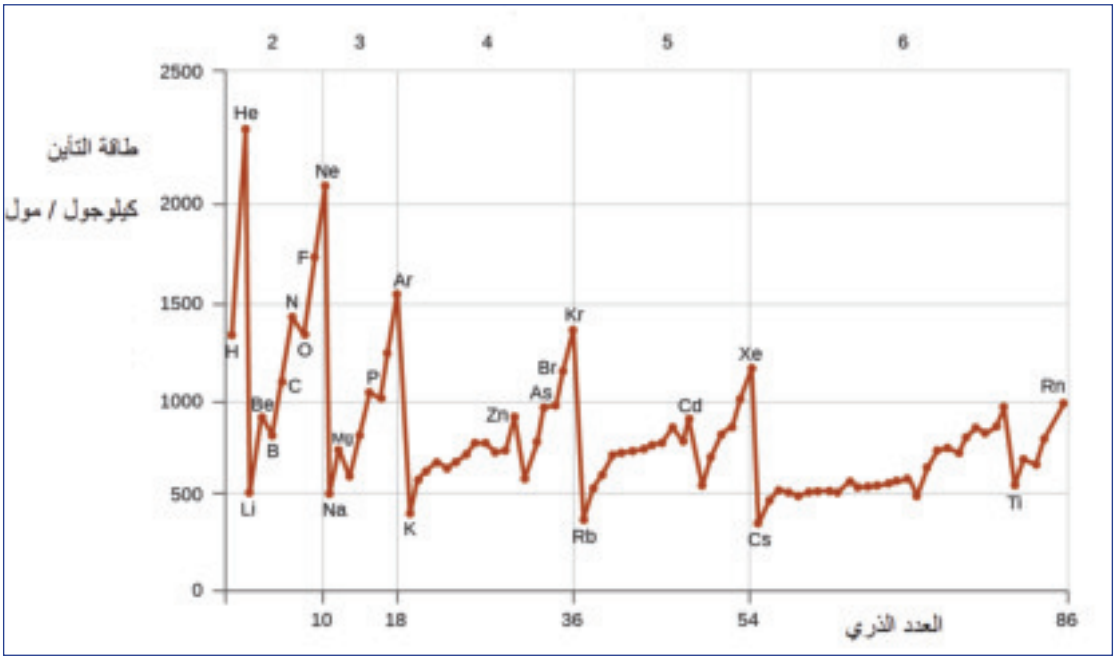
$$Na_{(g)} + 496\ KJ/mol \longrightarrow Na^{+}_{(g)} + e^{-}$$

نشاط (2-4): العوامل المؤثرة في طاقة التأين الأول للعناصر

دقِّق في الشكل (2-7) وأجب عن الأسئلة الآتية:

1. كيف تتغير قيم طاقة التأين الأول كلما انتقلنا من أعلى إلى أسفل في المجموعة الواحدة؟
2. هل يوجد علاقة بين الحجم الذري وقيم طاقة التأين الأول في المجموعة الواحدة؟
3. كيف تتغير قيم طاقة التأين الأول بشكل عام كلما انتقلنا من اليسار إلى اليمين في الدورة الواحدة؟
4. هل يوجد علاقة بين شحنة النواة الفعالة وقيم طاقة التأين الأول في الدورة الواحدة؟
5. أي العناصر لها أعلى قيمة طاقة تأين في كل دورة؟
6. هل يوجد حالات شاذة عن التغير العام في الدورة الواحدة؟ أعط أمثلة على ذلك في الدورة الثانية؟

تتضح دورية طاقة التأين الأول، حيث تزداد قيم طاقة التأين الأول بشكل عام كلما انتقلنا من اليسار إلى اليمين في الدورة الواحدة، بسبب زيادة شحنة النواة الفعالة ونقصان الحجم الذري؛ ما يؤدي إلى زيادة قوة جذب النواة للإلكترون الأخير، فتزداد الطاقة اللازمة لنزعه من الذرة. وتقل كلما انتقلنا من أعلى إلى أسفل في المجموعة الواحدة، بسبب زيادة الحجم الذري وزيادة بعد إلكترونات المستوى الأخير عن النواة؛ ما يضعف قوة جذب النواة للإلكترون الأخير، فتقل الطاقة اللازمة لنزعه، ويبين الشكل (2-7) العلاقة بين طاقة التأين الأول والعدد الذري.



شكل (2-7): طاقة التأين والعدد الذري

ولعلك لاحظت وجود شذوذ في دورية طاقة التأين في حالتين: الحالة الأولى عند الانتقال من عناصر المجموعة الثانية (IIA) إلى عناصر المجموعة الثالثة (IIIA) مثل $_4Be$ و$_5B$، والحالة الثانية عند الانتقال من عناصر المجموعة الخامسة (VA) إلى المجموعة السادسة (VIA) مثل $_7N$ و$_8O$. فما سبب هذا الشذوذ؟

تجد في الحالة الأولى أن طاقة التأين الأول للبيريليوم $_4Be$ أعلى من طاقة التأين الأول للبورون $_5B$؛ لأن عملية نزع الإلكترون في حالة البيريليوم تكون من المستوى الفرعي $2s^2$ الممتلئ، بينما في حالة البورون تكون عملية نزع الإلكترون من المستوى الفرعي $2p^1$ ، الأعلى طاقة.

ويمكن استخدام **قاعدة ثبات الفلك** التي تنص على **أن المستوى الفرعي (p أو d) الممتلئ أو نصف الممتلئ يكون أكثر ثباتاً واستقراراً من غيره**، لتفسير ارتفاع قيمة طاقات التأين الأول لعناصر الغازات النبيلة، الواصلة لحالة الاستقرار والثبات في تركيبها الإلكتروني، وتفسير الشذوذ في الحالة الثانية، حيث تقل طاقة التأين الأول لذرة عنصر الأكسجين $_8O$ عن طاقة التأين لذرة عنصر النيتروجين $_7N$ لأن عملية نزع إلكترون من المستوى الفرعي نصف الممتلئ ($2p^3$) تكون أصعب من نزع إلكترون من المستوى الفرعي $2p^4$.

مثال (4): رتِب العناصر الآتية حسب طاقة التأين الأول لذراتها: $_{12}Mg$ ، $_{13}Al$ ، $_{17}Cl$

الحل: $Al < Mg < Cl$

تمرين (4): أيهما له أعلى طاقة تأين أول: $_{16}S$ أم $_{15}P$؟ فسّر إجابتك.

لعلك لاحظت الانخفاض الكبير الذي يطرأ على طاقة التأين الأول عند الانتقال من الغاز النبيل إلى العنصر الذي يليه مباشرة (عناصر المجموعة IA)؛ وذلك بسبب الانتقال إلى مستوى طاقة خارجي يكون الإلكترون فيه أقل ارتباطاً مع النواة في عناصر المجموعة IA. وعند نزع الإلكترون الأخير من ذرات عناصر المجموعة (IA) فإنها تتحول إلى أيونات أحادية موجبة (+1)، ويصبح تركيبها الإلكتروني مشابهاً لتركيب الغاز النبيل، وهذا يجعل عملية نزع الإلكترون الثاني عملية صعبة؛ ما يؤدي إلى ارتفاع طاقة التأين الثاني لها ارتفاعاً كبيراً.

وتعرّف **طاقة التأين الثاني** للعنصر **بأنها الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الأضعف ارتباطاً بنواة الأيون الأحادي الموجب وهو في الحالة الغازية**. ويبين الجدول (2-1) قيم طاقات التأين السبعة لبعض عناصر الدورة الثالثة.

العنصر	$ط_1$	$ط_2$	$ط_3$	$ط_4$	$ط_5$	$ط_6$	$ط_7$
Na	496	4560	6910	9540	13400	16600	20100
Mg	738	1445	7730	10600	13600	18000	21700
Al	577	1815	2740	11600	15000	18315	23290
Si	786	1575	3220	4350	16100	19800	23800
P	1012	1890	2905	4950	6270	21200	25400

جدول (2-1): قيم طاقات التأين السبعة الأولى لبعض عناصر الدورة الثالثة (كيلوجول/ مول).

تلاحظ من الجدول (2-1) وجود قفزة (فرق كبير في طاقة التأين) خاصة لكل عنصر تعتمد على عدد إلكترونات التكافؤ له، فعندما تفقد الذرة جميع إلكترونات التكافؤ يصبح التركيب الإلكتروني للأيون مشابهاً للتركيب الإلكتروني للغاز النبيل، فترتفع طاقة التأين بعد ذلك بشكل كبير.

مثال (5): اعتماداً على الجدول (2-1) ومن دون استخدام التركيب الإلكتروني، ما عدد إلكترونات التكافؤ لكل من العناصر الآتية: Si وP؟

الحل:

القفزة للعنصر Si في قيمة $ط_5$ لذا فعدد إلكترونات التكافؤ له = 4

القفزة للعنصر P في قيمة $ط_6$ لذا فعدد إلكترونات التكافؤ له = 5

تمرين (5): علّل ما يأتي:

1. ارتفاع طاقة التأين الثاني لذرة الصوديوم $_{11}Na$ مقارنة مع طاقة التأين الأول له بشكل ملحوظ.
2. طاقة التأين الثاني لـ $_{13}Al$ أعلى منها لـ $_{12}Mg$.
3. طاقة التأين الثاني لعنصر المغنيسيوم $_{12}Mg$ أعلى من طاقة التأين الأول له.

3-2 العناصر الانتقالية في الدورة الرابعة من الجدول الدوري

تعلمت سابقاً أن العناصر الانتقالية ينتهي تركيبها الإلكتروني بـ (n-1)d و (n-2)f. وبشكل عام يمكن اعتبار العنصر انتقالياً إذا امتلكت ذرته مستوى فرعياً من نوع d أو f مملوء جزئياً سواء كانت لذرته أو أيونه، ومع ذلك فقد اصطلح على أنها تضم عناصر المجموعة (IIB) رغم امتلاك ذرات هذه المجموعة أفلاك d ممتلئة.

ولتحديد رقم مجموعة العنصر الانتقالي في الدورة الرابعة، نفّذ النشاط (2-5):

نشاط (2-5): التركيب الإلكتروني وتحديد رقم مجموعة العناصر الانتقالية في الدورة الرابعة

1. أكمل الفراغات الموجودة في الجدول أدناه.

العنصر	التركيب الإلكتروني	عدد إلكترونات التكافؤ	رقم المجموعة من الجدول
$_{21}Sc$	$[Ar]4s^2 3d^1$		
$_{22}Ti$		4	
$_{23}V$			VB
$_{24}Cr$	$[Ar]4s^1 3d^5$		
$_{25}Mn$		7	
$_{26}Fe$			VIIIB
$_{27}Co$		9	
$_{28}Ni$	$[Ar]4s^2 3d^8$		VIIIB
$_{29}Cu$			IB
$_{30}Zn$		2	

2. ما العلاقة بين رقم مجموعة العنصر وعدد إلكترونات التكافؤ له؟

لقد توصلت أن رقم مجموعة العنصر في مجموعات B يساوي مجموع إلكترونات المستوى الفرعي ns والمستوى الفرعي (n-1)d المعبأ جزئياً، وعندما يكون المجموع 8 أو 9 أو 10 فإنها تأخذ نفس رقم المجموعة VIIIB ، وإذا كان المستوى الفرعي (n-1)d ممتلئاً بالإلكترونات فإن رقم المجموعة يساوي عدد إلكترونات ns.

: لماذا تبدأ العناصر الانتقالية الرئيسة بالمجموعة IIIB وتنتهي بالمجموعة IIB؟

● خواص العناصر الانتقالية في الدورة الرابعة:

جميع العناصر الانتقالية في الدورة الرابعة فلزات، لها لمعان فلزي، وجيدة التوصيل للحرارة والكهرباء، صلبة في درجات الحرارة العادية، ودرجات انصهارها وكثافتها مرتفعة نسبياً، ولها استخدامات واسعة ومتنوعة نتيجة تنوع خصائصها الكيميائية والفيزيائية. ويلخص الجدول (2-2) بعض خواص العناصر الانتقالية في الدورة الرابعة.

العنصر	Zn	Cu	Ni	Co	Fe	Mn	Cr	V	Ti	Sc
نصف القطر (pm)	134	128	125	125	124	124	125	134	145	162
طاقة التأين الأول (كيلوجول/مول)	906	745	737	758	759	717	652	650	658	633
الكثافة (غم/سم^3)	7.1	8.94	8.90	8.90	7.87	7.40	6.90	6.0	4.5	3
بعض حالات التأكسد	2+	1+،2+	2+،3+	2+،3+	+2،+3	2+،3+، 4+ 5+،6+،7+	2+،3+،6+	2+،3+،4+ 5+	2+،3+،4+	3+

الجدول (2-2): بعض خصائص العناصر الانتقالية في الدورة الرابعة (الجدول ليس للحفظ).

نشاط (2-6): بعض خواص العناصر الانتقالية في الدورة الرابعة

تمعن الجدول (2-2) وأجب عن الأسئلة الآتية:

1. كيف تتغير كل من قيمة طاقة التأين الأول والحجم الذري كلما انتقلنا من اليسار إلى اليمين للعناصر الانتقالية في الدورة الرابعة؟
2. قارن بين معدل التغير في طاقة التأين والحجم الذري للعناصر الانتقالية وللعناصر الممثلة.
3. ما حالة التأكسد التي تشترك فيها غالبية هذه العناصر؟
4. اكتب التركيب الإلكتروني لأيونات Mn^{2+} و Mn^{3+} و Mn^{4+}.

إن معدل التناقص في الحجم الذري ومعدل الزيادة في طاقة التأين للعناصر الانتقالية كلما انتقلنا من اليسار لليمين طفيف، وأقل منه للعناصر الممثلة، بسبب الزيادة الطفيفة في قيمة شحنة النواة الفعالة للعناصر الانتقالية، لأن الإلكترون المضاف للمستوى 3d الداخلي يزيد من عملية حجب النواة.

وتمتاز العناصر الانتقالية بتعدد حالة التأكسد، فهذه العناصر تفقد إلكترونات 4s أولاً، ولديها القدرة على فقد بعض أو جميع إلكترونات 3d المملوء جزئياً؛ وذلك لأن المستويات الفرعية 4s و3d متقاربة في طاقتها، وتملك معظم العناصر الانتقالية خواصّ مغناطيسية، لأنها تملك إلكترونات مفردة.

4-2 نظرية رابطة التكافؤ

تعرفت سابقاً أنواع الروابط الكيميائية، واستخدمت رموز لويس لتمثيل الروابط والتنبؤ بأشكال العديد من الجزيئات معتمداً على نظرية تنافر أزواج الإلكترونات، وستتعرف في هذه الوحدة طرقاً أخرى لتمثيل الروابط التساهمية ونظريات جديدة لتفسير الترابط بين الذرات داخل الجزيئات.

نشاط (2-7) تمثيل لويس للجزيئات ونظرية تنافر أزواج الكترونات التكافؤ

لديك الجزيئات الآتية: BF_3 ، CCl_4، CO_2، H_2O، NH_3

1. ارسم شكل لويس لكل منها.
2. ما عدد مجموعات الإلكترونات المحيطة بالذرة المركزية في كل منها؟
3. ما شكل أزواج الإلكترونات في كل منها؟
4. ما شكل الجزيء المتوقع لكل منها؟

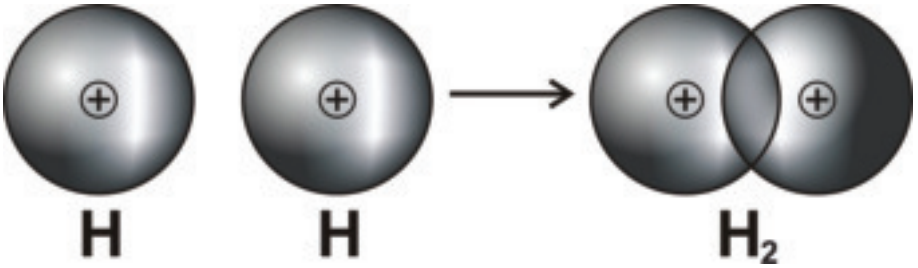
لقد حققت نظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ نجاحات في تفسير أشكال الجزيئات، وذلك بالاعتماد على أن أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة المحيطة بالذرة المركزية تترتب بالفراغ، بحيث يكون التنافر بينها أقل ما يمكن. وتصف نظرية رابطة التكافؤ تكوّن الروابط بين الذرات بطريقة تداخل الأفلاك الذرية، ثم تطورت إلى طريقة الأفلاك المهجنة.

• تداخل الأفلاك الذرية

تفترض نظرية رابطة التكافؤ أن الرابطة التساهمية تنتج عن تداخل فلكين نصف ممتلئين (يحوي كل منهما على إلكترون واحد)، مكوّنةً منطقة مشتركة تسمى منطقة التداخل، تزداد فيها الكثافة الإلكترونية، ويمكن توضيح هذه النظرية عند دراسة تكوُّن الروابط في الجزيئات الواردة في الأمثلة الآتية:

مثال (6): بيّن كيف يتكوّن جزيء H_2، باستخدام طريقة تداخل الأفلاك الذرية.

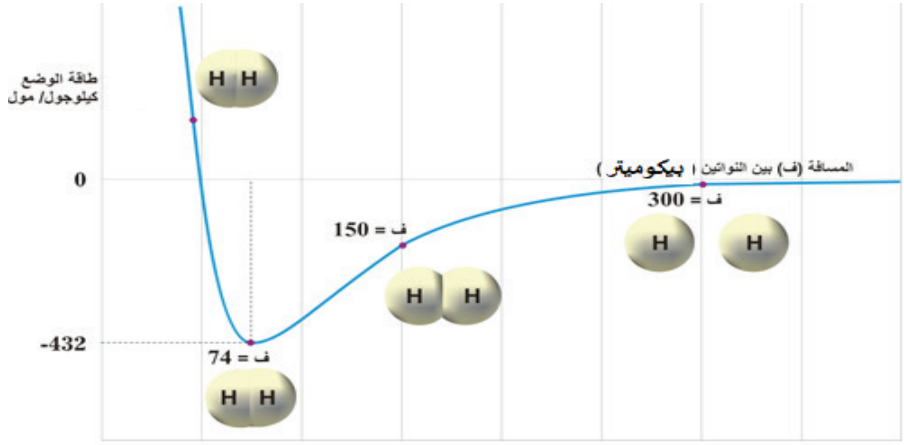
عند اقتراب ذرتي هيدروجين من بعضهما، يحدث تداخل بين فلكي 1s، وتتكون منطقة تداخل بين نواتي ذرتي الهيدروجين، تزداد الكثافة الإلكترونية فيها، ويخضع زوج الإلكترونات لجذب نواتي الذرتين في آن واحد، **وتتوزع الكثافة الإلكترونية بشكل متماثل على طول المحور الواصل بين النواتين**، كما في الشكل (2-8)، **وتسمى هذه الرابطة التساهمية برابطة سيجما σ .**



الشكل (2-8): تداخل فلكي 1s من ذرتي الهيدروجين وتكون جزيء H_2.

ويوضح الشكل (2-9) انخفاض طاقة الوضع عند اقتراب نواتي الهيدروجين من بعضهما، فعندما يحدث ذلك تزداد قوى التجاذب بين زوج الإلكترونات ونواتي الذرتين فتنخفض طاقة الوضع إلى حدّ يجعل الترابط أكثر ثباتاً وتكون المسافة بين النواتين 74 بيكوميتر، أما إذا اقتربت النواتان أكثر، فإن قوى التنافر بينهما تزداد، وترتفع طاقة الوضع. تمعّن الشكل (2-9) وأجب عن الأسئلة التي تليه:

البيكوميتر = 1×10^{-12} م



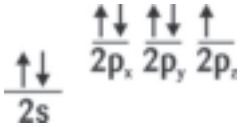
الشكل (2-9): العلاقة بين طاقة الوضع والمسافة بين نواتي ذرتي الهيدروجين

1. ما مقدار المسافة بين نواتي ذرتي الهيدروجين عندما يكون مقدار الطاقة يساوي صفراً؟
2. ما مقدار الانخفاض في الطاقة الذي يجعل الترابط أكثر ثباتاً؟
3. ما مقدار طول رابطة H - H؟ وما مقدار طاقة رابطة H - H بوحدة كيلو جول/مول؟

مثال (7): بين كيف يتكوّن جزيء الفلور F_2 باستخدام طريقة تداخل الأفلاك الذرية.

الحل: التركيب الإلكتروني والتمثيل الفلكي لذرة الفلور:

$F\ 1s^2 2s^2 2p^5$



يحدث التداخل بين فلكي $2p_z$ نصف الممتلئين من الذرتين رأساً لرأس بين فلكي $2p_z$ المتقابلين على نفس المحور، وتزداد الكثافة الإلكترونية في منطقة التداخل، وتتوزع حول المحور الواصل بين النواتين، كما هو مبين في الشكل (2-10).

الشكل (2-10): تداخل فلكي 2p من ذرتي الفلور وتكون جزيء F_2.

تمرين (6):

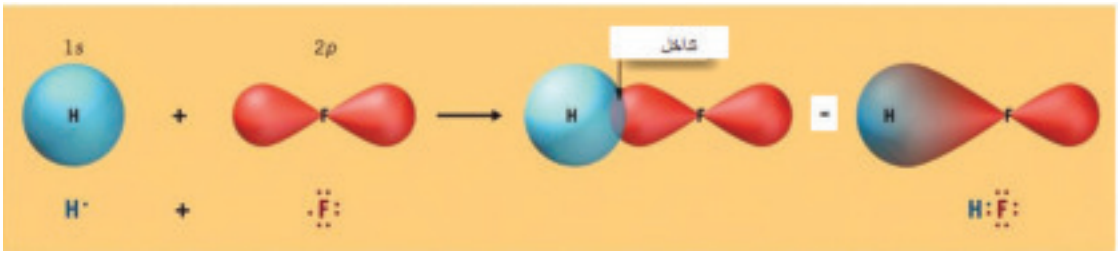
1. بيّن كيف تتشكل الرابطة بين الذرتين في الجزيء Cl_2 باستخدام طريقة تداخل الأفلاك الذرية.
2. لماذا يعدّ نوع الرابطة التساهمية المتكونة في كل من F_2 و Cl_2 من النوع سيجما σ؟

مثال (8): بيّن كيف يتكوّن جزيء HF باستخدام طريقة تداخل الأفلاك الذرية.

الحل:

التركيب الإلكتروني لكل من ذرتي الهيدروجين والفلور: $_1H\ 1s^1$ و $_9F\ 1s^2 2s^2 2p^5$

تتكون الرابطة H-F من تداخل فلك 1s من ذرة H مع فلك 2p من ذرة F كما في الشكل (2-11)؛ لأن الفلكين نصف الممتلئين في ذرات جزيء HF هما فلك 1s من H وفلك 2p من F.



الشكل (2-11): تداخل فلك 1s من ذرة H مع فلك 2p من ذرة F وتكوُّن جزيء HF.

يعتمد طول الرابطة وطاقتها على نوع الأفلاك المتداخلة المكونة للرابطة التساهمية وحجمها، والجدول (2-3) يبين العلاقة بين طول الرابطة التساهمية وطاقتها في بعض الجزيئات.

الرابطة	H-F	H-Cl	H-Br	H-I
طول الرابطة (انجستروم)	0.917	1.275	1.415	1.609
طاقة الرابطة كيلو جول/مول	571	432	366	298

الجدول (2-3): أطوال بعض الروابط التساهمية وطاقتها (ليس للحفظ).

تمرين (7):

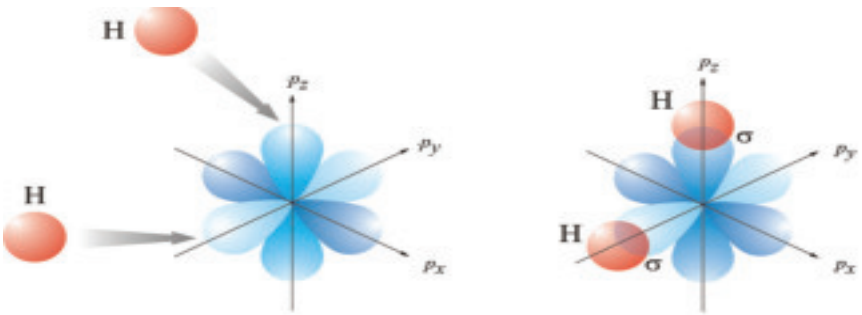
1. ما نوع الأفلاك الذرية المتداخلة لتكوين رابطة H-Cl؟
2. ما العلاقة بين طول الرابطة وطاقتها؟

لقد نجحت طريقة تداخل الأفلاك الذرية في تفسير تكوّن الجزيئات ثنائية الذرة، لكن ماذا عن الجزيئات متعددة الذرات (أكثر من ذرتين)؟ دعنا ندرس الأمثلة الآتية:

مثال (9): بيّن كيف يتكوّن جزيء الماء H_2O باستخدام طريقة تداخل الأفلاك الذرية.

الذرة المركزية في جزيء H_2O هي ذرة الأكسجين: $_8O1s^2 2s^2 2p^4$

تحوي ذرة الأكسجين على فلكين متعامدين نصف ممتلئين من نوع 2p. لذلك تتشكل الروابط التساهمية في جزيء H_2O حسب طريقة تداخل الأفلاك، عن طريق تداخل كل من فلكي 2p نصف الممتلئين من ذرة الأكسجين مع فلكي 1s من ذرتي H كما في الشكل (12-2) والروابط المتكونة من النوع سيجما σ (لماذا؟)



الشكل (12-2): تداخل أفلاك 2p من ذرة O مع فلك 1s من ذرتي H وتكون جزيء H_2O.

فكر: ما مقدار الزاوية H-O-H المتوقعة من تداخل الأفلاك في جزيء H_2O؟

تمرين (8): مثّل الروابط التساهمية في جزيء NH_3 مستخدماً طريقة تداخل الأفلاك الذرية. وما مقدار الزاوية H- N -H المتوقعة من تداخل الأفلاك؟

قضية للنقاش: هل تستطيع نظرية رابطة التكافؤ بطريقة تداخل الأفلاك الذرية تفسير تكوّن جزيء BeF_2؟

لم تستطع نظرية رابطة التكافؤ عن طريق تداخل الأفلاك الذرية، تفسير تكوّن كثيرٍ من الجزيئات مثل: BeH_2 و BH_3 و CH_4، بالإضافة إلى أنها لم تستطع تقديم تفسير مقبول لاختلاف الزاوية وأشكال بعض الجزيئات، فمقدار الزاوية في H_2O يساوي 104.5° وفي NH_3 حوالي 107° ولتفسير هذه الحقائق كان لا بد من تطوير نظرية رابطة التكافؤ عن طريق الأفلاك المهجنة.

• تداخل الأفلاك المهجنة:

لدراسة مفهوم الأفلاك المهجنة نفّذ النشاط (2-8) المتعلق بالروابط حول ذرة الكربون في جزيء الميثان.

نشاط (2-8) **الأفلاك المهجنة**

١. اكتب التركيب الإلكتروني لذرة الكربون.

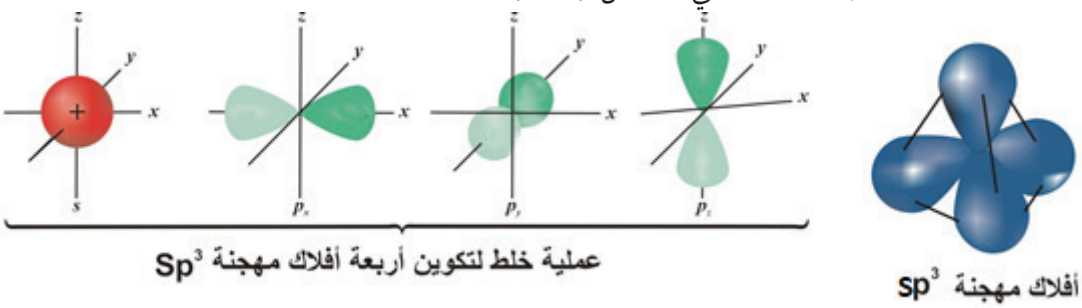
٢. ما عدد الأفلاك نصف الممتلئة في ذرة الكربون؟

٣. ما عدد الروابط التي تكوّنها ذرة الكربون حسب نظرية رابطة التكافؤ؟

٤. ما صيغة المركب الناتج عن ارتباط ذرة الكربون مع الهيدروجين؟ وما مقدار الزاوية المتوقعة؟

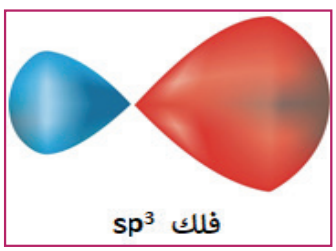
لعلك توصلت إلى أن ذرة الكربون تملك فلكين 2p نصف ممتلئين، وحسب نظرية رابطة التكافؤ بتداخل الأفلاك الذرية فإن ذرة الكربون قادرة على تكوين رابطتين مع ذرتي هيدروجين وتكوين الجزيء CH_2، وهو جزيء غير ثابت، وأبسط مركبات الكربون مع الهيدروجين هو غاز الميثان CH_4. وضعت هذه الحقيقة نظرية رابطة التكافؤ أمام تحديات كبيرة. كيف يتكون جزيء CH_4 رباعي الأوجه المنتظم ومقدار الزاوية فيه 109.5°؟

ولتوفير أربعة أفلاك ذرية متشابهة تماماً ونصف ممتلئة في ذرة الكربون، تم الافتراض أن أفلاك مستوى التكافؤ في ذرة الكربون المتقاربة في الطاقة قد اندمجت (اختلطت) بعضها مع بعض، ونتج أربعة أفلاك ذرية مهجنة جديدة متشابهة في الشكل والحجم والطاقة، ومختلفة في الاتجاه الفراغي، وتسمى هذه العملية (التهجين)، والأفلاك الناتجة بالأفلاك المهجنة كما في الشكل (2-13).



الشكل (2-13): اندماج الأفلاك الذرية في ذرة الكربون لتكوين الأفلاك المهجنة sp^3 والاتجاهات الفراغية لها

ولأن الأفلاك المهجنة ناتجة عن خلط (دمج) ثلاثة أفلاك من نوع p وفلك واحد من نوع s فإن الأفلاك الناتجة تسمى الأفلاك المهجنة sp^3.



يتكون الفلك المهجن sp^3 من فلقتين متقابلتين إحداهما أكبر حجماً من الأخرى. ويمثل الجزء الأكبر كثافة إلكترونية أعلى واتجاهاً محدداً، وهذا يجعله أكثر قدرة على التداخل مع أفلاك الذرات الأخرى، ويُنتج روابط تساهمية أقوى.

وبما أن الأفلاك المهجنة sp^3 الأربعة في ذرة الكربون متساوية في طاقتها، فإن إلكترونات التكافؤ الأربعة لذرة الكربون تتوزع على الأفلاك الأربعة وفق قاعدة هوند.

قبل التهجين:

C: $\uparrow\downarrow$ (2s) $\quad\uparrow$ ($2p_x$) $\uparrow$ ($2p_y$) ($2p_z$)

بعد التهجين:

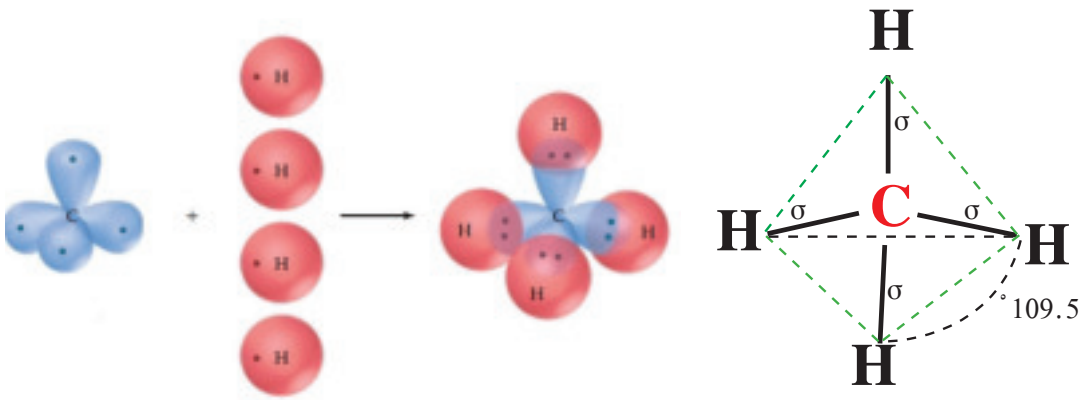
C: $\uparrow$ (sp^3) $\uparrow$ (sp^3) $\uparrow$ (sp^3) $\uparrow$ (sp^3)

والآن بعد تطوير نظرية رابطة التكافؤ، هل يمكن تفسير تكون جزيء CH_4؟

لكي تتمكن من الإجابة عن هذا السؤال، لا بد من الإجابة عن عدة تساؤلات، منها:

1. ما عدد ذرات الهيدروجين التي يمكن أن ترتبط بها أفلاك sp^3 المهجنة في ذرة الكربون؟
2. ما نوع الأفلاك المشتركة في تكوين الرابطة C-H؟
3. هل تتفق الاتجاهات الفراغية للأفلاك المهجنة sp^3 مع اتجاهات الروابط؟

وعليه فإن ذرة الكربون يمكنها الارتباط مع أربع ذرات هيدروجين، ويحدث تداخل بين فلك 1s من كل ذرة هيدروجين مع فلك من الأفلاك المهجنة sp^3، وينتج عن ذلك أربع روابط متماثلة، ويكون شكل الجزيء CH_4 رباعي الأوجه منتظماً ومقدار الزاوية فيه 109.5°، كما في الشكل (2-14). وبذلك يكون التنافر بين أزواج الإلكترونات أقل ما يمكن والشكل أكثر ثباتاً.



الشكل (2-14): تداخل أفلاك sp^3 من ذرة الكربون مع أفلاك 1s من ذرات الهيدروجين

تمرين (9): وضح الروابط المتكونة في جزيء SiF_4 مستخدماً نظرية رابطة التكافؤ (التهجين).

• التهجين في جزيئات تملك أزواج إلكترونات غير رابطة NH_3 و H_2O

تعرفت سابقاً الشكل المنحني (الزاوي) لجزيء الماء H_2O والشكل الهرمي الثلاثي لجزيء الأمونيا NH_3، وتكون الزاوية بين الروابط تساوي 104.5° في جزيء H_2O وتساوي تقريباً 107° في جزيء NH_3.

والآن كيف تفسّر نظرية رابطة التكافؤ تكوّن جزيء كل من NH_3 و H_2O باستخدام الأفلاك المهجنة؟

إن عدد أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية في كلا الجزيئين أربعة، وهي تساوي عدد الأزواج حول ذرة الكربون في CH_4، ومقدار الزاوية بين الروابط فيهما قريبة من الزاوية بين الروابط في CH_4؛ لذا تم الافتراض أنه يحدث تهجين للأفلاك الذرية لإنتاج أفلاك مهجنة من النوع sp^3.

مثال (10): استخدم طريقة تداخل الأفلاك المهجنة في تفسير الروابط المتكونة في جزيء NH_3.

الحل: التركيب الإلكتروني لذرة النيتروجين: $_7N\ 1s^2 2s^2 2p^3$

يحدث خلط لفلك 2s الممتلئ وأفلاك 2p لتكوين أربعة أفلاك مهجنة من نوع sp^3، وتنتج الروابط في الجزيء عن تداخل الأفلاك المهجنة sp^3 نصف الممتلئة من ذرة النيتروجين مع أفلاك 1s من ذرات الهيدروجين كما في الشكل (2-15).

قبل التهجين:

N: $\underset{2s}{\uparrow\downarrow}$ $\underset{2p_x}{\uparrow}$ $\underset{2p_y}{\uparrow}$ $\underset{2p_z}{\uparrow}$

بعد التهجين:

N: $\underset{sp^3}{\uparrow\downarrow}$ $\underset{sp^3}{\uparrow}$ $\underset{sp^3}{\uparrow}$ $\underset{sp^3}{\uparrow}$

الشكل (2-15): تداخل أفلاك sp^3 من ذرة النيتروجين مع أفلاك 1s من ذرات الهيدروجين

مثال (11): علّل: الزاوية H–N–H في جزيء الأمونيا NH_3 (107°) وليس (109.5°) بالرغم من استخدام الأفلاك المهجنة sp^3.

الحل: لأن الحيز الذي يشغله فلك sp^3 الذي يحوي على زوج الإلكترونات غير الرابطة أكبر من حيز أفلاك sp^3 التي تحوي على أزواج الإلكترونات الرابطة، فيزداد التنافر بين زوج الإلكترونات غير الرابط مع أزواج الإلكترونات الرابطة، فتقل الزاوية بين الأزواج الرابطة.

تمرين (10): استخدم الأفلاك المهجنة في تفسير الروابط المتكونة في جزيء H_2O. لماذا تكون الزاوية H–O–H 104.5° ؟

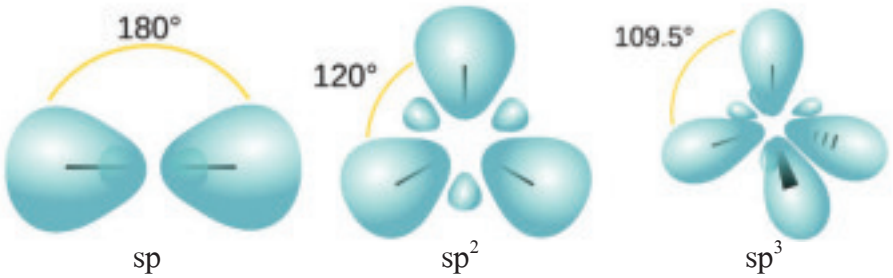
- **أنواع تهجين أفلاك s و p**

تعلمت أن **التهجين عبارة عن اندماج أفلاك تكافؤ مختلفة في الشكل والطاقة والحجم والاتجاه الفراغي، وتكوين أفلاك جديدة متماثلة في الشكل والطاقة والحجم، ومختلفة في الاتجاه الفراغي،** ويوجد حالات مختلفة من التهجين (بين أفلاك s و p) تستخدمها الذرات عند تكوين الروابط. ويبين الجدول (2-4) هذه الأنواع.

عدد الأفلاك المهجنة	الأفلاك الداخلة في التهجين	نوع التهجين	الاتجاه الفراغي	الزاوية	أمثلة
2	s و p	sp	خطي مستقيم	180°	BeF_2 ، C_2H_2
3	s و p و p	sp^2	مثلث مستوٍ	120°	BF_3 ، C_2H_4
4	s و p و p و p	sp^3	رباعي الأوجه	109.5°	CH_4، C_2H_6، SiF_4

جدول (2-4): أنواع الأفلاك المهجنة الناتجة من أفلاك s و p

ولأن الأفلاك المهجنة حسب نظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ، تتجه في الفراغ، بحيث يكون التنافر بين أزواج الإلكترونات فيها أقل ما يمكن، فإن الأشكال والاتجاهات الفراغية للأفلاك المهجنة تكون كما يأتي:



فكّر: رتّب الأفلاك المهجنة (sp، sp^2، sp^3) حسب نسبة خواص s فيها وما علاقة ذلك بقوة تداخل الفلك؟

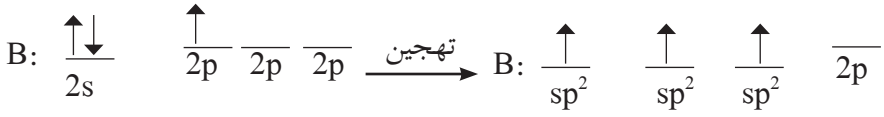
مثال (12): استخدم الأفلاك المهجنة في تفسير الروابط المتكونة في جزيء ثلاثي فلوريد البورون BF_3.

الحل: التركيب الإلكتروني لذرة البورون:

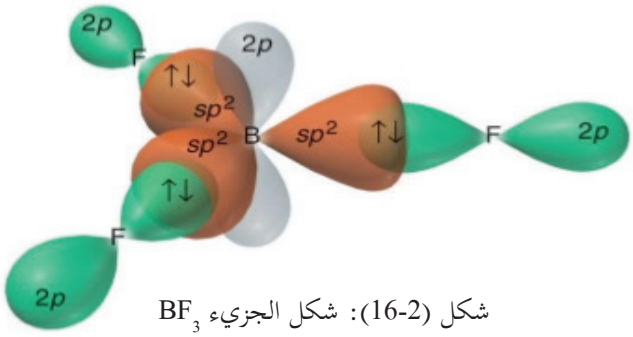
$$_5B[He]2s^2 2p^1$$

يتم تحديد نوع التهجين للذرة المركزية من شكل أزواج الإلكترونات حولها، وليس العكس.

عرفت من شكل لويس للجزيء ومن نظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ أن BF_3 له شكل مثلث مستو، ويحوي ثلاثة أزواج من الإلكترونات حول ذرة B، كما يوجد في ذرة البورون المركزية فلك واحد نصف ممتلئ، ويحدث تهجين لذرة البورون عن طريق اندماج فلك 2s مع فلكين من أفلاك 2p لإنتاج ثلاثة أفلاك مهجنة كافية لاستيعاب أزواج الإلكترونات الثلاثة، من النوع sp^2 وتكون نصف ممتلئة، لتكوين جزيء BF_3، ويبقى الفلك الثالث من أفلاك 2p فارغاً.



ويتداخل كل فلك من أفلاك sp^2 المهجنة الثلاثة في ذرة البورون مع فلك 2p من كل ذرة F، ويبقى أحد أفلاك 2p الثلاثة فارغاً وعمودياً على المستوى، ويكون شكل الجزيء الناتج مثلثاً مستوياً والزاوية F-B-F تساوي 120 °، كما في الشكل (2-16).



شكل (2-16): شكل الجزيء BF_3

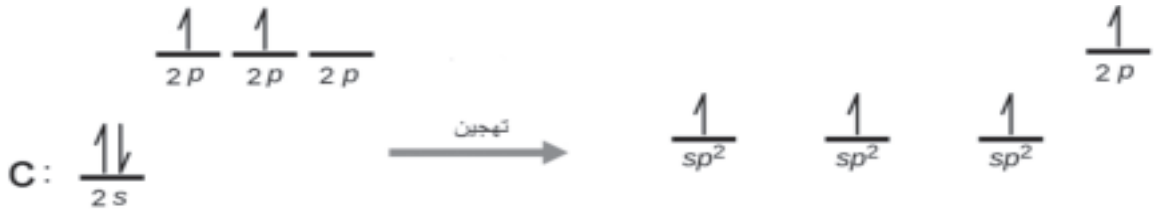
تمرين (11):

1. هل تنطبق قاعدة الثمانية على الجزيء BF_3؟
2. كيف تفسّر النشاط الكيميائي للجزيء BF_3 وميله لكسب الإلكترونات عند المشاركة مع مادة غنية بها؟

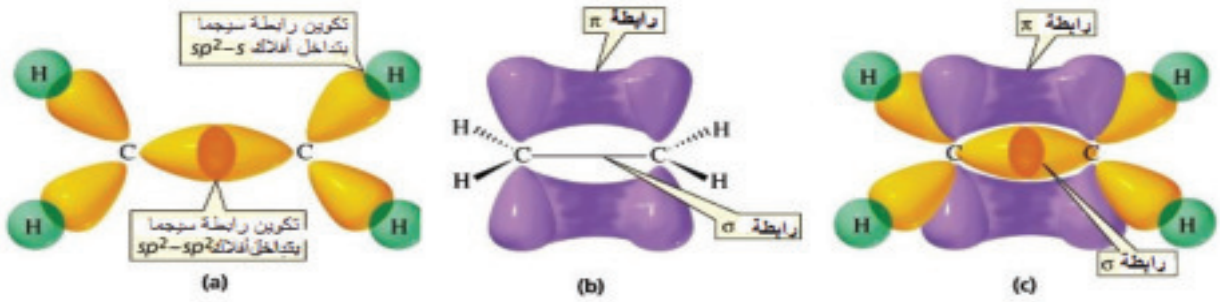
مثال (13): استخدم الأفلاك المهجنة في تفسير الروابط المتكونة في جزيء C_2H_4.

الحل: من تمثيل لويس للجزيء ونظرية رابطة تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ، فإن شكل أزواج الإلكترونات حول كل ذرة كربون مثلث مستو. فكيف يمكن لنظرية رابطة التكافؤ (التهجين) تفسير ذلك؟

يوجد ثلاث ذرات مرتبطة بكل ذرة كربون في الجزيء، وهذا يحتاج إلى ثلاثة أفلاك نصف ممتلئة، ويتم ذلك عن طريق اندماج بين فلك 2s مع فلكين من أفلاك 2p لإنتاج ثلاثة أفلاك مهجنة sp^2 نصف ممتلئة، ويبقى الفلك الثالث من أفلاك 2p نصف الممتلئ عمودياً على المستوى.

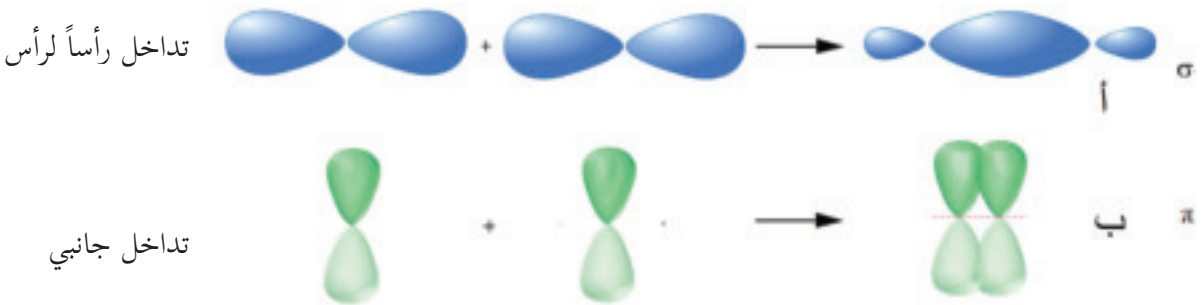


تنشأ رابطة سيجما بين ذرتي الكربون عن طريق تداخل بين فلك sp^2 من ذرة الكربون مع فلك sp^2 من ذرة الكربون الأخرى رأساً لرأس، وتنشأ روابط سيجما σ بين الكربون والهيدروجين في حين يتداخل فلك 2p العمودي مع الفلك 2p العمودي أيضاً جانبياً، فتنشأ رابطة باي π كما في الشكل (2-17).



الشكل (2-17): تكوين روابط سيجما σ، ورابطة باي π، في جزيء C_2H_4.

تتوزّع الكثافة الإلكترونية الناتجة عن رابطة π في منطقتين على جانبي المحور الواصل بين النواتين، ويوضح الشكل (2-18) الرابطتين سيجما وباي، الناتجتين عن التداخل رأسا لرأس، والتداخل الجانبي لفلكين من النوع p.



الشكل (2-18): تكوين رابطة سيجما σ ورابطة باي π

لاحظت في الشكل (2-18) أن الكثافة الإلكترونية تتركز في منطقة بين النواتين ، على طول المحور الواصل بينهما عندما تكون الرابطة من النوع سيجما (σ) ، بينما تتوزع الكثافة الإلكترونية على جانبي المحور الواصل بين النواتين ، عندما تكون الرابطة من النوع باي (π)؛ لذلك تكون قوى التجاذب أكبر عندما تكون الرابطة من النوع σ وتكون الرابطة أقوى.

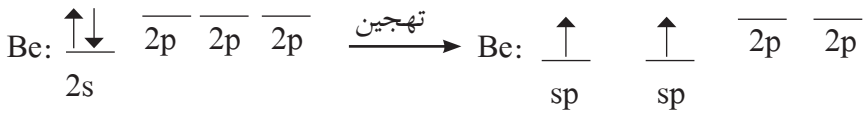
تمرين (12): استخدم الأفلاك المهجنة في تفسير الروابط المتكونة في جزيء N_2F_2.

مثال (14): استخدم الأفلاك المهجنة في تفسير الروابط المتكونة في جزيء فلوريد البيريليوم BeF_2.

الحل: حسب نظرية تنافر أزواج الإلكترونات، فإن شكل الجزيء خطي مستقيم، ترتبط فيه ذرة البيريليوم بذرتي فلور برابطتين تساهميتين متشابهتين. فكيف يمكن تفسير شكل هذا الجزيء، وعدد روابطه؟

حتى تتمكن ذرة البيريليوم من الارتباط بذرتي فلور لا بد من استخدام فلكين نصف ممتلئين ومتشابهين، وعليه تحدث عملية تهجين لفلك 2s مع أحد أفلاك 2p، وينتج فلكان نصف ممتلئين من نوع sp كما في الشكل (2-19).

$_4Be$ [He] $2s^2$ 2p



الشكل (2-19): اندماج الأفلاك الذرية في ذرة البيريليوم لتكوين الأفلاك المهجنة sp والاتجاهات الفراغية للأفلاك المهجنة sp

وعليه يتكون جزيء BeF_2 من تداخل فلكي sp من ذرة Be مع فلك p من كل ذرة F، ويكون شكل الجزيء خطياً والزاوية فيه 180°.

الكيمياء والتكنولوجيا والمجتمع (للاطلاع)

استخدامات العناصر الانتقالية ومركباتها

تستخدم العناصر الانتقالية في مجالات مختلفة، فالعديد منها له أهمية كبيرة في أجسام الكائنات الحية، فالحديد يدخل في تركيب هيموغلوبين الدم الذي يكسبه اللون الأحمر، وله الدور في نقل الأكسجين من الرئتين إلى مختلف خلايا الجسم. ويدخل الكوبلت Co في تركيب فيتامين B12، ونقصه يسبب انخفاض عدد كريات الدم البيضاء والصفائح الدموية. ويساعد الفناديوم V على نقل السكر من الدم إلى داخل الخلية، ويمنع رفع السكر ويعزز تأثير الأنسولين، ويدخل التيتانيوم Ti في عمليات الزرع في الجسم مثل زرع المفاصل والأسنان.

مفصل صناعي

وتستخدم العناصر الانتقالية على نطاق واسع في مجال الصناعة، ويعتبر الحديد وسبائكه أكثر المواد المعدنية استخداماً للأغراض الهندسية. ويستخدم النحاس Cu في صناعة أسلاك وكوابل الكهرباء، ويستعمل في عمليات التسخين والتبريد كوسيلة لنقل الحرارة.

ويستعمل الخارصين Zn في غلفنة الحديد، وصناعة البطاريات الجافّة، وصناعة سبائك مختلفة.

ويستخدم التيتانيوم في هياكل كل من الطائرات والمدرعات والسفن البحرية والسفن الفضائية والصواريخ.

وتدخل عناصر عديدة مثل الحديد والكروم والكوبلت والنحاس والنيكل والخارصين في صناعة السبائك المختلفة التي تدخل في صناعات متعددة.

وتستخدم مركبات المنغنيز كصبغات ومواد ملونة في صناعة الزجاج والصناعات الخزفية، ويستخدم أكسيد التيتانيوم (IV) في صناعة الطلاء والورق ومعجون الأسنان. وتدخل مركبات الكروم في تلوين الزجاج وفي صناعة الطلاء والدهان المستخدم في الرسم والديكور.

وتستخدم العناصر الانتقالية في الدورة الرابعة كمحفزات للعديد من التفاعلات الكيميائية والعمليات الحيوية. فيستخدم النيكل عاملاً مساعداً في تكرير النفط وهدرجة الزيوت، ويستخدم الحديد محفزاً لتفاعل الهيدروجين والنيتروجين لتكوين الأمونيا.

أسئلة الوحدة

السؤال الأول

ضع دائرة حول رمز الإجابة الصحيحة في كل مما يأتي:

1 أي العناصر الآتية له أقل طاقة تأين أول؟

أ. $_{10}Ne$ ب. $_{9}F$ ج. $_{8}O$ د. $_{7}N$

2 أين يقع العنصر الذي عدده الذري 26 في الجدول الدوري؟

أ. الدورة الرابعة والمجموعة VIB ب. الدورة الرابعة والمجموعة VIIIB

ج. الدورة الثالثة والمجموعة VIIIB د. الدورة الثالثة والمجموعة VIA

3 أي الأفلاك المتداخلة الآتية المشاركة في تكوين رابطة σ بين ذرتي الكربون 2 و3 في جزيء $\overset{3}{CH_3}\overset{2}{CH}=\overset{1}{CH_2}$ ؟

أ. sp^3-sp^3 ب. sp^3-sp^2 ج. sp^2-sp د. 2p-2p

4 ما نوع التهجين في الذرة المركزية في الجزيء XO_2 علماً أن زاوية O-X-O تساوي حوالي 119° ؟

أ. dsp^2 ب. sp^3 ج. sp^2 د. sp

5 أي العبارات الآتية صحيحة فيما يخص جزيء الميثان CH_4؟

أ. يكون شكل الأزواج الإلكترونية رباعي الأوجه بسبب تهجين sp^3.

ب. تهجين الذرة المركزية sp^3 بسبب شكل الأزواج الالكترونية رباعي الأوجه.

ج. تختلف الأفلاك المهجنة في الجزيء بعضها عن بعض في طول الرابطة.

د. الزاوية بين الروابط في جزيء CH_4 هي 120°.

السؤال الثاني

وضّح المقصود بكل من الآتية:

القانون الدوري، طاقة التأين الأول، الأفلاك المهجنة، شحنة النواة الفعالة.

السؤال الثالث قارن بين رابطة σ ورابطة π في الجزيء الواحد من حيث:

١. طريقة التداخل. ٢. توزيع الكثافة الإلكترونية . ٣. قوة الرابطة.

السؤال الرابع ما مبررات اقتراح تهجين sp^3 في كل من CH_4 و NH_3؟

السؤال الخامس لديك العناصر الافتراضية الآتية: A،B،C،D،E،F،G،H متتالية في أعدادها الذرية من A إلى H، إذا علمت أن العنصر E يقع في الدورة الثالثة وله أعلى طاقة تأين أول. أجب عن الأسئلة الآتية:

أ. أي هذه العناصر عنصر انتقالي؟

ب. ما صيغة المركب الناتج من اتحاد D مع كل من A وF؟

ج. قارن بين E وF من حيث الحجم الذري.

د. حدّد موقع العنصر A في الجدول الدوري.

هـ. قارن بين B وC من حيث طاقة التأين الأول.

السؤال السادس قارن بين BF_3 و PF_3 من حيث:

أ. تمثيل لويس للجزيء.

ب. عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية.

ج. شكل أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية.

د. شكل الجزيء.

هـ. الأفلاك المتداخلة لتكوين الروابط.

السؤال السابع علّل كلاً من الآتية:

أ. الحجم الذري لـ $_{19}K$ أكبر من الحجم الذري لـ $_{11}Na$.

ب. يوجد المغنيسيوم $_{12}Mg$ في الطبيعة على شكل مركبات يكون فيها على صورة Mg^{2+} بينما لا يوجد الصوديوم على صورة Na^{2+}.

السؤال الثامن

1. استخدم طريقة تداخل الأفلاك المهجنة في تفسير الروابط في جزيء C_2H_2.

2. استخدم طريقة تداخل الأفلاك الذرية في تفسير الروابط في جزيء N_2.

السؤال التاسع

أقيّم ذاتي:

أقرأ كل عبارة من العبارات الآتية، ثم أضع إشارة (✓) في المكان المناسب:

الرقم	العبارة	دائماً	أحياناً	نادراً
1.	أستطيع أن أحدد موقع العنصر في الجدول الدوري اعتماداً على تركيبه الإلكتروني.			
2.	أستطيع أن أفسر الاختلاف في الحجم الذري، وطاقة التأين لذرات العناصر.			
3.	أستطيع أن أوظّف نظرية رابطة التكافؤ في بناء ورسم أشكال فراغية للجزيئات.			

الحموض والقواعد
Acids and Bases

يحتوي البرتقال على حمض الستريك.

ما الحموض؟ وما القواعد؟ وما خصائص كل منهما؟ وما العلاقة بينهما؟

يتوقع من الطلبة بعد دراسة هذه الوحدة، والتفاعل مع أنشطتها أن يكونوا قادرين على توظيف دراسة الحموض والقواعد في تطبيقات حياتية وعملية من خلال تحقيق الآتي:

- توظيف مفاهيم أرهينيوس، برونستد – لوري، ولويس للتمييز بين الحموض والقواعد.
- حساب الرقم الهيدروجيني في المحاليل المائية للحموض والقواعد القوية والضعيفة.
- تحديد السلوك الحمضي أو القاعدي لمحاليل بعض الأملاح عملياً.
- إجراء الحسابات المتعلقة بالمحلول المنظّم .
- إجراء عملية معايرة حمض قوي مع قاعدة قوية، وتتبع التغير في قيمة pH.
- دراسة معايير الجودة للمنظفات الصابونية في فلسطين، وكتابة تقرير علمي حول زيارة أحد المصانع.

1-3 الخواص العامة للحموض والقواعد

تتميز الحموض والقواعد ببعض الخواص العامة التي تميزها عن غيرها من المركبات الأخرى، ولتتعرف بعض هذه الخواص نفّذ نشاط (1-3).

نشاط (1-3) الخواص العامة للحموض والقواعد

المواد والأدوات: هيدروكسيد الصوديوم NaOH، ومحلول حمض الهيدروكلوريك HCl بتركيز 0.1 مول/لتر، ومحلول كاشف فينولفثالين، وماء مقطر، وكأسان زجاجيان سعة 100مل، ومغنيسيوم، وأنبوب اختبار زجاجي.

خطوات العمل:

1. أذب 1 غم من هيدروكسيد الصوديوم في كأس زجاجي يحوي 50 مل ماء مقطر.
2. ضع 20 مل من محلول حمض HCl في كأس زجاجي آخر.
3. أضف (2-3) قطرات من كاشف فينولفثالين في كلا المحلولين، ما لون الكاشف في كل منهما؟
4. أحضر أنبوب اختبار زجاجي، وضع فيه 5 مل من حمض HCl المخفف، ثم أضف في الأنبوب قطعة من المغنيسيوم Mg.

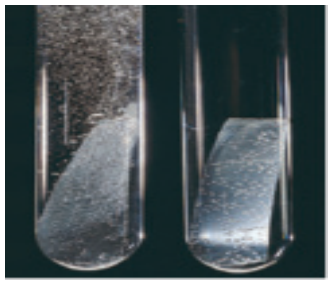
- ماذا تلاحظ؟
- اكتب معادلة التفاعل الحاصل في الأنبوب.

تمتاز الحموض بطعمها الحمضي، وقدرة محاليلها على توصيل التيار الكهربائي، وتغيير لون الكواشف المختلفة، وتتفاعل الحموض مع معظم الفلزات وينطلق من التفاعل غاز الهيدروجين، أما القواعد فتتميز بطعمها المر، وتوصيل محاليلها للتيار الكهربائي، وقدرة محاليلها على تغيير لون الكواشف المختلفة.

تختلف الحموض بعضها عن بعض وكذلك القواعد في درجة تفككها (تأينها) في الماء، ويؤثر ذلك في نشاطها الكيميائي، وعليه تم تصنيفها إلى حموض وقواعد قوية، أو حموض وقواعد ضعيفة.

تمرين (1): يمثل الشكل (3-1) تفاعل صفيحة من الخارصين Zn مع الحمضين (HCl، CH_3COOH) بنفس التركيز.

- في أي الأنبوبين انطلق الغاز بكمية وبسرعة أكبر؟
- ما اسم الغاز المنطلق؟
- أي الأنبوبين (أ) أم (ب) يحوي على الحمض الأقوى؟
- ماذا تستنتج؟



(أ) (ب)

شكل (3-1): تفاعل صفيحة Zn مع حمض CH_3COOH، HCl

2-3 تطور مفهومي الحمض والقاعدة

● مفهوم أرهينيوس: Arrhenius Concept

وضع أرهينيوس عام 1887م تصوراً حول طبيعة الحموض والقواعد، وقد عرّف كلاً منهما على النحو الآتي:

الحمض: المادة التي تزيد من تركيز أيونات الهيدروجين H^+ عند ذوبانها في الماء.

القاعدة: المادة التي تزيد من تركيز أيونات الهيدركسيد OH^- عند ذوبانها في الماء.

وحسب مفهوم أرهينيوس للحموض والقواعد لا تكون المادة حمضاً إلا إذا احتوت على أيون (أيونات) الهيدروجين H^+، أما القاعدة فيشترط احتوائها على مجموعة الهيدروكسيد OH^-.

تأمل الآتي:

- يتأين حمض الهيدروكلوريك في الماء إلى أيونات الهيدروجين الموجبة، وأيونات الكلوريد السالبة، كما في المعادلة الآتية:

$$HCl_{(aq)} \xrightarrow{H_2O} H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

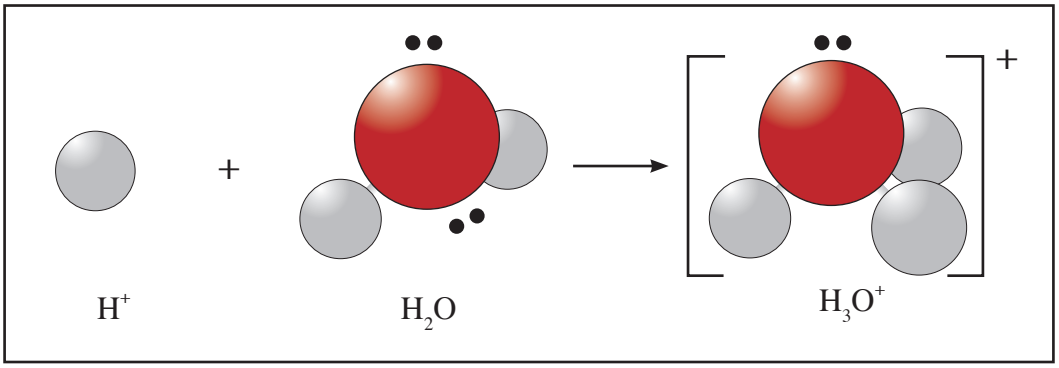
- أما عند ذوبان هيدروكسيد الصوديوم NaOH في الماء فإنه يتأين إلى أيونات الهيدروكسيد السالبة، وأيونات الصوديوم الموجبة.

$$NaOH_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

تمرين (2): اكتب معادلة كيميائية تمثل تأين كل من الآتية في الماء وفق مفهوم أرهينيوس:

أ. حمض البيركلوريك $HClO_4$ ب. هيدروكسيد الباريوم $Ba(OH)_2$

عندما تتأين الحموض في الماء فإنها تكوّن أيونات الهيدروجين الموجبة (البروتون H^+) وهو أيون صغير الحجم وكثافة شحنته الموجبة عالية جداً؛ لذا يميل للارتباط بجزيء ماء واحد على الأقل مكوناً أيون الهيدرونيوم H_3O^+، انظر الشكل (3-2).



شكل (3-2): تكوّن أيون الهيدرونيوم H_3O^+

تمرين (3):

1. لماذا يطلق على أيون الهيدروجين الموجب اسم البروتون؟
2. ما نوع الرابطة التي يكونها أيون H^+ مع الماء عند تكوين أيون H_3O^+ ؟

بالرغم من نجاح مفهوم أرهينيوس في تفسير كثير من خواص الحموض والقواعد إلا أنه واجه عدداً من التحديات منها:

1. وجود بعض المركبات لها خواص قاعدية في المحاليل المائية، رغم أنها لا تحوي مجموعة (OH^-) مثل مركب الأمونيا NH_3.
2. اقتصار المفهوم على المحاليل المائية، وعدم قدرته على تفسير تفاعلات الحموض والقواعد في المحاليل غير المائية.
3. عدم قدرته على تفسير السلوك الحمضي أو القاعدي لمحاليل بعض الأملاح مثل NH_4Cl، KF.

تمرين (4): أي من الآتية تعدّ قاعدة حسب مفهوم أرهينيوس؟

NH_3 ، $Ca(OH)_2$ ، CH_3COONa

● مفهوم برونستد – لوري (Bronsted- Lowry Concept)

اقترح كل من يوهانز برونستد وتوماس لوري مفهوماً أكثر تطوراً وشمولية للحموض والقواعد عام 1923م، وحسب هذا المفهوم فإن:

الحمض: المادة التي تمنح البروتون H^+ لمادة أخرى عند تفاعلهما.

القاعدة: المادة التي تستقبل البروتون H^+ من مادة أخرى عند تفاعلهما.

يمثل التفاعل الآتي تأين حمض الهيدروسيانيك في الماء:

$$HCN_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CN^-_{(aq)}$$

يسلك HCN كحمض؛ لأنه يمنح البروتون إلى جزيء الماء، ويعدّ جزيء الماء قاعدة في هذا التفاعل؛ لأنه يستقبل هذا البروتون، وحيث إن التفاعل يتم بشكل عكسي، فإن أيون H_3O^+ يسلك كحمض؛ لأنه يمنح البروتون إلى أيون CN^-، ويعدّ أيون CN^- قاعدة؛ لأنه يستقبل ذلك البروتون.

صيغة الحمض الملازم = صيغة القاعدة + H^+

صيغة القاعدة الملازمة = صيغة الحمض – H^+

يشكل كل من HCN، CN^- زوجاً متلازماً من الحمض والقاعدة، وكذلك يشكل H_3O^+، H_2O زوجاً متلازماً آخر، ويوضح التفاعل الآتي بين الأمونيا والماء الأزواج المتلازمة من الحمض والقاعدة (conjugate acid –base pair):

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

قاعدة (1) حمض (2) حمض (1) قاعدة (2)

هناك مواد تسلك سلوك الحمض في بعض التفاعلات، وسلوك القاعدة في تفاعلات أخرى، تسمى المواد الأمفوتيرية ومنها (HCO_3^- ، HSO_3^- ، HS^- ، H_2O ...).

تمرين (5):

1. ما صيغة الحمض الملازم للقواعد SO_3^{2-} ، Br^- ، HCO_3^- ، CH_3NH_2 ؟

2. ما صيغة القاعدة الملازمة للحموض $H_2C_2O_4$ ، HF ، CH_3COOH ، HCO_3^- ؟

مثال (1): يعد حمض الإيثانويك CH_3COOH المكون الرئيس في الخل، اكتب معادلة تأين الحمض في الماء، ثم حدّد الأزواج المتلازمة من الحمض والقاعدة.

الحل:

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

حمض(1) قاعدة(2) قاعدة (1) حمض (2)

الأزواج المتلازمة من (الحمض/القاعدة) هي: $(CH_3COO^-/\ CH_3COOH)$، (H_2O/H_3O^+)

تمرين (6): حدّد الزوجين المتلازمين من الحمض والقاعدة في كل من التفاعلين الآتيين:

$$CN^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HCN_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

$$CH_3NH_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3NH_3^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

● مفهوم لويس: Lewis Concept

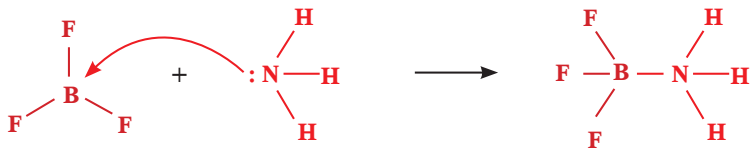
قدم لويس تعريفاً للحمض والقاعدة أكثر شمولية من تعريف برونستد - لوري، واعتمد في تفسير السلوك الحمضي والقاعدي على أزواج الإلكترونات غير الرابطة وحركتها أثناء التفاعل بين الحمض والقاعدة، وكان هذا امتداداً طبيعياً لدراسته حول دور أزواج الإلكترونات في إنشاء الروابط الكيميائية.

الحمض: المادة التي تستقبل زوجاً (أو أكثر) من الإلكترونات غير الرابطة من مادة أخرى عند تفاعلهما.

القاعدة: المادة التي تمنح زوجاً (أو أكثر) من الإلكترونات غير الرابطة إلى مادة أخرى عند تفاعلهما.

أنظر التفاعل الآتي بين الأمونيا وفلوريد البورون:

تقدم الأمونيا NH_3 زوجاً من الإلكترونات إلى جزيء BF_3، وتتشكل بينهما رابطة تساهمية تناسقية، وبالتالي يمكن اعتبار NH_3 قاعدة لويس، وBF_3 حمض لويس.



حمض لويس　　قاعدة لويس

لاحظت أن تعريف لويس للحمض والقاعدة لا يشترط انتقال البروتون من الحمض للقاعدة كما في تعريف برونستد ولوري، ولا يشترط وجود المحلول المائي كما في تعريف أرهينيوس، بل يشمل تفاعلات تحدث دون وجود الماء، والتفاعلات الغازية أيضاً، من جهة أخرى استطاع مفهوم لويس تفسير السلوك الحمضي لأيونات العناصر الفلزية الانتقالية.

تمرين (7):

1. حدّد حمض لويس وقاعدة لويس في التفاعلات الآتية:

$$B(OH)_{3(aq)} + OH^-_{(aq)} \longrightarrow B(OH)_4^-{}_{(aq)}$$

$$Cu^{2+}_{(aq)} + 4\ NH_{3(aq)} \longrightarrow [Cu(NH_3)_4]^{2+}_{(aq)}$$

$$NH_{3(g)} + HCl_{(g)} \longrightarrow NH_4Cl_{(s)}$$

2. فسّر السلوك القاعدي لمركب الهيدرازين N_2H_4 عند تفاعله مع الماء حسب مفهوم:

أ. برونستد - لوري　　ب. لويس

3-3 التأين الذاتي للماء والرقم الهيدروجيني (Auto Ionization of Water and pH)

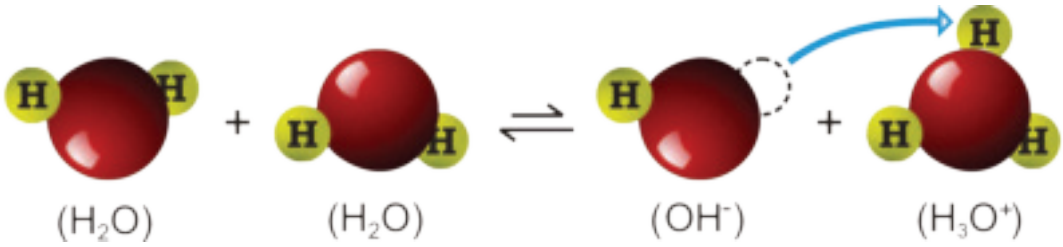
● التأين الذاتي للماء

أظهرت التجارب بأن الماء النقي موصل ضعيف جداً للتيار الكهربائي؛ ما يدل على وجود عدد قليل جداً من الأيونات فيه، فما مصدر تلك الأيونات؟

تقوم بعض جزيئات الماء بمنح بروتونات، تستقبلها جزيئات ماء أخرى، وتسمى هذه الظاهرة التأين الذاتي للماء.

$$H_2O_{(l)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

ويوضح الشكل (3-3) ظاهرة التأين الذاتي للماء:



شكل (3-3): ظاهرة التأين الذاتي للماء

بما أن التفاعل في حالة اتزان كيميائي فإن له ثابت اتزان K_c على النحو الآتي:

$$\frac{[OH^-][H_3O^+]}{^2[H_2O]} = K_c$$

أي أن $[OH^-][H_3O^+] = {}^2[H_2O] \times K_c$ {بما أن تركيز الماء ثابت فإن $^2[H_2O]$ ثابت}

$K_w = K_c \times {}^2[H_2O] = [OH^-][H_3O^+] = 1\times10^{-14}$ عند درجة حرارة 25 °س.

تستخدم هذه العلاقة في إيجاد تركيز أيونات H_3O^+ و OH^- في المحاليل المائية كما في الأمثلة الآتية:

مثال (2): احسب تركيز أيونات كل من $[OH^-]$ و $[H_3O^+]$ في كل مما يأتي:

1. الماء المقطر.
2. محلول حمض الهيدروكلوريك HCl (0.5 مول/لتر).

الحل:

1. بما أن $K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1\times10^{-14}$

في الماء المقطر $[H_3O^+] = [OH^-]$

إذن $[OH^-] = [H_3O^+] = \sqrt{1\times10^{-14}} = 1\times10^{-7}$ مول/ لتر.

2. حمض الهيدروكلوريك: تركيز أيونات $[H_3O^+]$ القادم من الماء $= 1\times10^{-7}$ مول/ لتر، وهو مقدار ضئيل جداً يمكن تجاهله.

أما تركيز أيونات $[H_3O^+]$ القادمة من الحمض = 0.5 مول/ لتر؛ لأن الحمض قوي ويتأين كلياً.

$$HCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

التركيز قبل التأين	صفر	صفر	0.5 مول/لتر
التركيز بعد التأين	0.5 مول/لتر	0.5 مول/لتر	صفر

من المعادلة السابقة يتضح أن تركيز أيونات H_3O^+ = 0.5 مول/ لتر.

ولحساب تركيز أيونات OH^- في المحلول المائي تجد أن:

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{0.5} = 2 \times 10^{-14} \text{ مول/ لتر.}$$

مثال (3): احسب $[H_3O^+]$ في المحلول المائي الناتج من إذابة 0.855 غم من هيدروكسيد الباريوم $Ba(OH)_2$ الذي يتفكك كلياً في 500 مل من الماء، علماً أن الكتلة المولية لهيدروكسيد الباريوم =171 غم/مول.

الحل:

$$\text{عدد مولات هيدروكسيد الباريوم} = \frac{\text{الكتلة}}{\text{الكتلة المولية}} = \frac{0.855}{171} = 0.005 \text{ مول.}$$

$$\text{تركيز هيدروكسيد الباريوم} = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{حجم المحلول باللتر}} = \frac{0.005}{0.5} = 0.01 \text{ مول/لتر.}$$

وبما أن هيدروكسيد الباريوم من القواعد القوية التي تتأين كلياً حسب المعادلة الآتية:

$$Ba(OH)_{2(s)} \xrightarrow{H_2O} Ba^{2+}_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)}$$

التركيز قبل التأين	صفر	صفر	0.01 مول / لتر
التركيز بعد التأين	صفر	0.01 مول / لتر	2×0.01 مول / لتر

وعليه يكون تركيز أيونات OH^- = 0.02 مول / لتر

$$\text{تركيز أيونات } H_3O^+ = \frac{1 \times 10^{-14}}{0.02} = 5 \times 10^{-13} \text{ مول / لتر.}$$

تمرين (8): يستخدم حمض الكبريتيك H_2SO_4 كمحلول كهرلي في بطاريات السيارات (المركم الرصاصي)، احسب تركيز أيونات H_3O^+ في المحلول المائي للحمض عند تأينه في الماء بشكل تام، إذا أذيب 5×10^{-3} مول منه في لتر من الماء.

ويبيّن الجدول (3-1) بعض الحموض القويّة وبعض القواعد القويّة.

بعض الحموض والقواعد القويّة الشائعة	
الحمض القوي	القاعدة القوية
$HClO_4$	LiOH
H_2SO_4	NaOH
HI	KOH
HCl	$Sr(OH)_2$
HNO_3	$Ba(OH)_2$

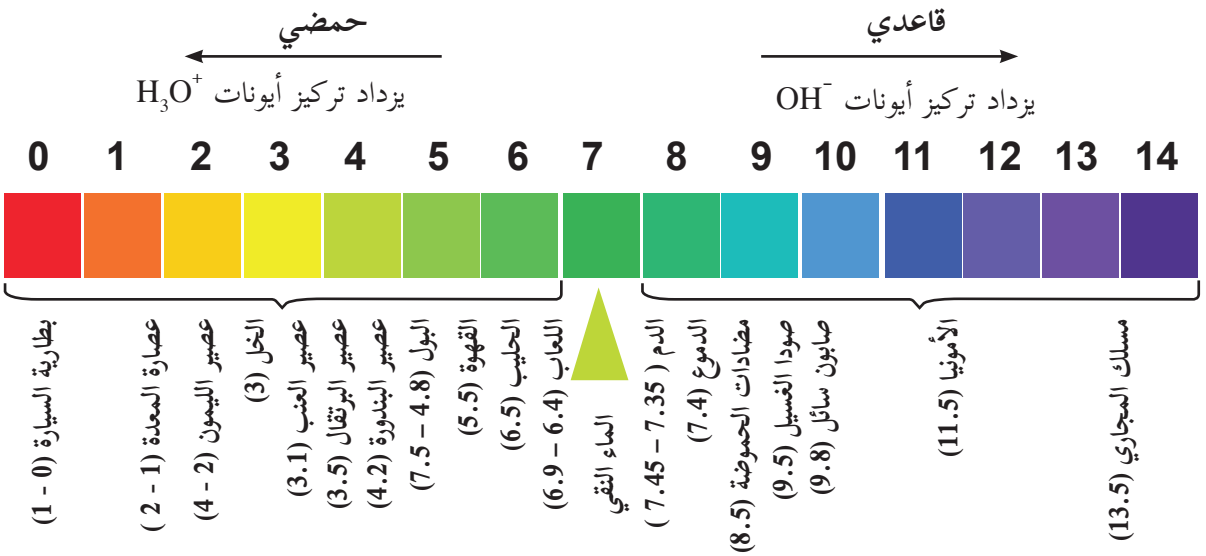
الجدول (3-1): بعض الحموض القويّة وبعض القواعد القويّة

● الرقم الهيدروجيني pH

يعرف **الرقم الهيدروجيني** pH بأنه **سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدرونيوم $[H_3O^+]$ في المحاليل المائية.**

أي أن: pH = - لو$[H_3O^+]$، وهو مقياس لتحديد تركيز أيونات H_3O^+ في المحلول المائي.

ويُظهر الشكل (3-4) تدريج الرقم الهيدروجيني من صفر إلى 14 لبعض المحاليل المائية عند درجة 25 °س.



شكل (3-4): الرقم الهيدروجيني pH لبعض المحاليل المائية (ليس للحفظ)

نشاط (3-2) **الرقم الهيدروجيني لبعض المواد في المنزل.**

اعتماداً على الشكل (3-4) أجب عما يأتي:

1. ما الرقم الهيدروجيني لكل من عصير البندورة وعصير العنب؟ أيهما فيه تركيز أيونات H_3O^+ أعلى؟
2. ما الرقم الهيدروجيني لكل من الصابون السائل والأمونيا؟
3. كيف يتغير الرقم الهيدروجيني مع زيادة تركيز أيونات H_3O^+؟
4. كيف يتغير الرقم الهيدروجيني مع زيادة تركيز أيونات OH^-؟

ولقياس الرقم الهيدروجيني pH يستخدم عادة جهاز مقياس الرقم الهيدروجيني (pH meter) حيث يعطي قيماً دقيقة، ويمكن استخدام الكاشف العالمي Universal indicator وهو خليط من مجموعة من الكواشف لتقدير قيم الرقم الهيدروجيني.

ألوان الكاشف العالمي

مقياس الرقم الهيدروجيني pH

ولتتعرف كيفية حساب الرقم الهيدروجيني، قم بدراسة الأمثلة الآتية:

مثال (4): احسب الرقم الهيدروجيني pH في كل مما يأتي:

1. الماء المقطر.
2. محلول حمض النيتريك HNO_3 تركيزه 2×10^{-3} مول/لتر.

الحل: 1. عرفت سابقاً أن $[OH^-] = [H_3O^+] = 1\times10^{-7}$ مول/لتر في الماء المقطر.

$pH = -$ لو $[H_3O^+] = -$ لو$(1\times10^{-7}) = 7$

2. حمض النيتريك من الحموض القوية التي تتأين كلياً في الماء حسب التفاعل الآتي:

$$HNO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$$

التركيز قبل التأين	صفر	صفر	2×10^{-3} مول/لتر
التركيز بعد التأين	2×10^{-3} مول/لتر	2×10^{-3} مول/لتر	صفر

إذا كان $[H_3O^+] = أ \times 10^{-ن}$ فإن $pH = ن -$ لو أ

$[H_3O^+] = 2\times10^{-3}$ مول/لتر

$pH = -$ لو (2×10^{-3}) لو $2 = 0.3$

$pH = 3 -$ لو $2 = 3 - 0.3 = 2.7$

مثال (5): جد تركيز أيونات H_3O^+ في عينة من عصير التفاح الرقم الهيدروجيني لها (pH = 4.6).

الحل:

$pH = -$ لو $[H_3O^+]$ وهذا يعني أن $[H_3O^+] = 10^{-pH}$

$= 10^{-4.6} = 10^{0.4+} \times 10^{-5}$ مول/لتر

$= 2.5\times10^{-5}$ مول/لتر (العدد الذي يقابل اللوغاريتم 0.4 هو 2.5)

تمرين (9):

1. إذا كان تركيز أيونات الهيدروكسيد (OH^-) في القهوة يساوي 1×10^{-9} مول/لتر، جد قيمة pH لمحلول القهوة، وهل القهوة حمضية أم قاعدية؟
2. محلول ناتج عن إذابة 5×10^{-3} مول من حمض البيركلوريك $HClO_4$ في لتر من الماء، جد قيمة pH في المحلول المائي الناتج. علماً أن (لو 5 = 0.7)
3. وجد أن الرقم الهيدروجيني لعينة من دم إنسان يساوي 7.4، احسب تركيز أيونات $[OH^-]$ ، $[H_3O^+]$ في الدم.
4. عينة من مضاد الحموضة تستخدم لعلاج قرحة المعدة لها pH = 10 ، احسب قيمة $[H_3O^+]$ فيها.

مشروع (ملف الإنجاز):

بالرجوع إلى مصادر التعلم والشبكة العنكبوتية، ادرس أنواع المنظفات المستخدمة في المنزل (منظف الزجاج، ومسلك المجاري، ومبيض الغسيل) وتعرّف على التركيب الكيميائي للمادة الفعالة في كل منها، ومدى مطابقتها لمعايير الجودة العالمية، وقم بزيارة أحد مصانع المنظفات، واكتب تقريراً عن المنظفات الكيميائية.

4-3 الاتزان في محاليل الحموض والقواعد الضعيفة

أولاً: الاتزان في محاليل الحموض الضعيفة:

عرفت سابقاً أن الحموض القوية تتأين في الماء كلياً، وعليه يكون تركيز أيونات $[H_3O^+]$ مساوياً تقريباً لتركيز الحمض الأصلي أحادي البروتون، مثل حمض HNO_3، وحمض $HClO_4$ ، أما الحموض الضعيفة مثل HF، HCN فإن تركيز أيونات $[H_3O^+]$ يقل كثيراً عن تركيز الحمض الأصلي قبل التأين. حيث يتأين الحمض الضعيف HA حسب المعادلة: $HA_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + A^-_{(aq)}$

وفيه يكون $[HA] >> [A^-] = [H_3O^+]$ ، وثابت التأين للحمض $K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$

وتعدّ قيم K_a للحموض الضعيفة مقياساً لقوتها في المحلول المائي، حيث تزداد قوة الحمض بازدياد قيمة K_a وازدياد تركيز أيونات H_3O^+ في المحلول المائي. ويبين الجدول (3-2) قيم ثابت التأين لبعض الحموض الضعيفة أحادية البروتون، ومعادلات تأينها في الماء.

اسم الحمض	الصيغة الكيميائية	معادلة التأين	K_a
حمض الهيدروفلوريك	HF	$HF_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + F^-_{(aq)}$	6.8×10^{-4}
حمض النيتروز	HNO_2	$HNO_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + NO_2^-{}_{(aq)}$	5.6×10^{-4}
حمض الميثانويك	HCOOH	$HCOOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + HCOO^-_{(aq)}$	1.8×10^{-4}
حمض البنزويك	C_6H_5COOH	$C_6H_5COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + C_6H_5COO^-_{(aq)}$	6.3×10^{-5}
حمض الإيثانويك	CH_3COOH	$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$	1.8×10^{-5}
حمض الهيبوكلوروز	HClO	$HClO_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + ClO^-_{(aq)}$	2.9×10^{-8}
حمض الهيدروسيانيك	HCN	$HCN_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CN^-_{(aq)}$	4.2×10^{-10}

جدول (3-2): قيم ثابت التأين لبعض الحموض الضعيفة عند درجة حرارة 25 °س (قيم K_a ليست للحفظ)

نشاط (3-3): الحموض الضعيفة

ادرس الجدول (3-2)، وأجب عن الأسئلة الآتية:

1. أي الحموض هو الأقوى؟ أي الحموض هو الأضعف؟
2. ما صيغة القاعدة الملازمة للحمض الأقوى؟ ما صيغة القاعدة الملازمة للحمض الأضعف؟
3. أي الحموض فيه $[H_3O^+]$ هو الأعلى عند استخدام محاليل متساوية في التركيز؟
4. أي الحموض فيه الرقم الهيدروجيني pH هو الأعلى عند استخدام محاليل متساوية في التركيز؟ فسّر إجابتك.
5. اكتب الأزواج المتلازمة من الحمض والقاعدة في معادلة تأين حمض الهيبوكلوروز في الماء.

يكون الحمض الملازم لقاعدة قوية، حمضاً ضعيفاً، وتكون القاعدة الملازمة لحمض قوي، قاعدة ضعيفة.

مثال (6): أيهما أقوى كقاعدة الأيون CH_3COO^- أم الأيون ClO^-؟

الحل: بما أن الأيون CH_3COO^- ملازماً للحمض CH_3COOH، والأيون ClO^- ملازماً للحمض $HClO$، ومن قيم ثابت التأين للحموض تلاحظ أن الحمض CH_3COOH أقوى من الحمض $HClO$، فتكون القاعدة الملازمة CH_3COO^- أضعف من القاعدة ClO^-.

وتنحاز حالة الاتزان في التفاعلات الكيميائية بين الحموض والقواعد، نحو الطرف الذي تكون فيه الحموض والقواعد الضعيفة.

مثال (7): حدّد الاتجاه الذي ينحاز إليه الاتزان في التفاعل الآتي:

$$HNO_{2(aq)} + ClO^-_{(aq)} \rightleftharpoons HClO_{(aq)} + NO_2^-{}_{(aq)}$$

الحل: عند مقارنة قوة الحمضين ($HClO$ ، HNO_2) تجد أن الحمض HNO_2 أقوى من الحمض $HClO$، وهذا يشجع انحياز حالة الاتزان نحو المواد الناتجة (أي نحو الحمض الأضعف)، وإذا قارنت قوة القواعد الملازمة للحموض، ستجد أن ClO^- أقوى من NO_2^-، وهذا يشجع انحياز التفاعل نحو المواد الناتجة أيضاً.

تمرين (10):

قرّر أي الاتجاهات ينحاز إليها الاتزان في التفاعلات الآتية اعتماداً على قيم K_a في الجدول (4-2).

$$HCOOH_{(aq)} + ClO^-_{(aq)} \rightleftharpoons HClO_{(aq)} + HCOO^-_{(aq)}$$

$$HCN_{(aq)} + F^-_{(aq)} \rightleftharpoons HF_{(aq)} + CN^-_{(aq)}$$

● الحسابات المتعلقة بثابت التأين للحموض الضعيفة K_a

يوضّح المثالان الآتيان الحسابات المتعلقة بثابت التأين للحموض الضعيفة:

مثال (8):

احسب الرقم الهيدروجيني pH في محلول حمض الهيدروفلوريك HF تركيزه (0.3 مول/لتر) إذا علمت أن K_a للحمض = 6.8×10^{-4}، ثم احسب النسبة المئوية لتأين الحمض.

الحل: يتأين حمض الهيدروفلويك حسب المعادلة الآتية:

$$HF_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + F^-_{(aq)}$$

	$F^-_{(aq)}$	$H_3O^+_{(aq)}$	$HF_{(aq)}$
التركيز الابتدائي	صفر	صفر	0.3 مول/لتر
التغير في التركيز	+س	+س	-س
التركيز عند الاتزان	س	س	0.3 – س

من المعادلة $K_a = \frac{[H_3O^+][F^-]}{[HF]}$

$$6.8 \times 10^{-4} = \frac{\text{س} \times \text{س}}{0.3 - \text{س}}$$

يمكن تجاهل قيمة س في المقام؛ لأنها قيمة صغيرة بسبب ضعف الحمض

أي أن $6.8 \times 10^{-4} = \frac{\text{س}^2}{0.3}$

وعندها $\text{س}^2 = 6.8 \times 10^{-4} \times 0.3 = 2.04 \times 10^{-4}$ ومنها

$\text{س} = 1.43 \times 10^{-2}$ مول/لتر

$[F^-] = [H_3O^+] = 1.43 \times 10^{-2}$ مول/لتر

$pH = -\text{لو}[H_3O^+] = -\text{لو}\ 1.43 \times 10^{-2}$

$pH = 2 - \text{لو}\ 1.43 = 2 - 0.15 = 1.85$ (لو 1.43 = 0.15)

النسبة المئوية للتأين = $\frac{\text{الكمّية المتأينة (س)}}{\text{الكمّية الأصلية}} \times 100\ \%$

$$= \frac{1.43 \times 10^{-2}}{0.3} \times 100\ \% = 4.76\ \%$$

يتم تجاهل قيمة س في المقام عندما يكون:

$$\frac{\text{التركيز الابتدائي للحمض}}{K_a} > 400$$

مثال (9): احسب قيمة K_a لمحلول الحمض الضعيف الإفتراضي HX، تركيزه يساوي 0.01 مول/ لتر، والرقم الهيدروجيني pH = 4.

الحل: pH = 4 أي أن $[H_3O^+] = 1\times10^{-4}$ مول/ لتر.

$$HX_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + X^-_{(aq)}$$

التركيز الابتدائي	صفر	صفر	0.01 مول/لتر
التغير في التركيز	+س	+س	-س
التركيز عند الاتزان	س	س	0.01 - س (س قيمة صغيرة يمكن تجاهلها)
	1×10^{-4} مول/لتر	1×10^{-4} مول/لتر	0.01 مول/لتر

$$K_a = \frac{[H_3O^+][X^-]}{[HX]} = \frac{(1\times10^{-4})^2}{0.01} = 1\times10^{-6}$$

تمرين (11):

محلول مائي لحمض إفتراضي HB تركيزه (0.2 مول/ لتر)، ودرجة تأينه في الماء تساوي 4 %، احسب قيمة الرقم الهيدروجيني pH له، ثم احسب قيمة K_a لهذا الحمض.

ثانياً: الاتزان في محاليل القواعد الضعيفة:

تتأين القواعد الضعيفة في الماء جزئياً، ويمكن تمثيل التفاعل العام لتأينها بالمعادلة الآتية:

$$B_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons BH^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

قاعدة (1) حمض (2) حمض (1) قاعدة (2)

ويكون ثابت التأين للقاعدة K_b على النحو الآتي:

$$\frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} = K_b$$

ويضم جدول (3-3) عدداً من القواعد الضعيفة، وثابت التأين لكل منها.

القاعدة	الصيغة	معادلة التأين	K_b
ميثيل أمين	CH_3NH_2	$CH_3NH_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3NH_3^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$	5×10^{-4}
الأمونيا	NH_3	$NH_{3(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$	1.8×10^{-5}
هيدرازين	N_2H_4	$N_2H_{4(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons N_2H_5^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$	1.3×10^{-6}
هيدروكسيل أمين	NH_2OH	$NH_2OH_{(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_3OH^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$	8.7×10^{-9}
بيريدين	C_5H_5N	$C_5H_5N_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons C_5H_5NH^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$	1.4×10^{-9}
أنيلين	$C_6H_5NH_2$	$C_6H_5NH_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons C_6H_5NH_3^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$	3.8×10^{-10}

جدول (3-3): قيم ثابت التأين لبعض القواعد الضعيفة K_b عند درجة حرارة 25 °س (قيم K_b ليست للحفظ)

● الحسابات المتعلقة بثابت الاتزان للقواعد الضعيفة K_b

لتتعرف الحسابات المتعلقة بثابت الاتزان للقواعد الضعيفة، ادرس المثال الآتي:

مثال (10) احسب قيمة pH في محلول البيريدين C_5H_5N، تركيزه يساوي 0.01 مول/ لتر علماً أن ثابت التأين للبيريدين يساوي 1.4×10^{-9}.

الحل:

$$C_5H_5N_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons C_5H_5NH^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

	C_5H_5N	H_2O	$C_5H_5NH^+$	OH^-
التركيز الابتدائي	0.01 مول/لتر		صفر	صفر
التغير في التركيز	-س		+س	+س
التركيز عند الاتزان	0.01 - س س قيمة صغيرة يمكن تجاهلها		س	س

$$\frac{[C_5H_5NH^+][OH^-]}{[C_5H_5N]} = K_b$$

$$1.4 \times 10^{-9} = \frac{\text{س} \times \text{س}}{0.01 - \text{س}} = \frac{\text{س}^2}{0.01}$$

$$\text{س}^2 = 1.4 \times 10^{-9} \times 0.01 = 14 \times 10^{-12}$$

$$\text{س} = \sqrt{14 \times 10^{-12}} = 3.74 \times 10^{-6} \text{ مول/لتر.}$$

$[OH^-] = [C_5H_5NH^+] = 3.74 \times 10^{-6}$ مول/لتر.

$[H_3O^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{3.74 \times 10^{-6}} = 2.67 \times 10^{-9}$ مول/لتر

$pH = -$ لو $2.67 \times 10^{-9} = 9 -$ لو $2.67 = 9 - 0.43 = 8.57$ (لو $2.67 = 0.43$)

تمرين (12): احسب قيمة ثابت التأين للقاعدة الضعيفة B عندما يكون تركيزها يساوي 0.04 مول/ لتر، وقيمة الرقم الهيدروجيني pH = 10.

5-3 الخواص الحمضية والقاعدية لمحاليل الأملاح

● تميّه الأملاح (hydrolysis)

تنتج الأملاح من تفاعلات تتم بين الحموض والقواعد، كما في التفاعلات الآتية:

$$KOH_{(aq)} + HCl_{(aq)} \longrightarrow KCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

$$NaOH_{(aq)} + HCN_{(aq)} \longrightarrow NaCN_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

$$NH_{3(g)} + HCl_{(g)} \longrightarrow NH_4Cl_{(s)}$$

ولتتعرف سلوك الأملاح الحمضي والقاعدي قم بتنفيذ نشاط (3-4).

نشاط (3-4) السلوك الحمضي والقاعدي للأملاح

المواد والأدوات: نترات الصوديوم $NaNO_3$، وإيثانوات الصوديوم CH_3COONa، وكلوريد الأمونيوم NH_4Cl، ومقياس الرقم الهيدروجيني pH، وكؤوس سعة 50 مل، وماء مقطر.

خطوات العمل:

1. أذب 2 غم من كل من الأملاح السابقة في 20 مل من الماء المقطر.
2. استخدم مقياس الرقم الهيدروجيني pH لتحديد الرقم الهيدروجيني لكل محلول.
3. أكمل الجدول الآتي:

الملح	المصدر الحمضي	المصدر القاعدي	pH	طبيعة المحلول
$NaNO_3$	HNO_3			
CH_3COONa		NaOH	أكبر من 7	
NH_4Cl				حمضي

وعليه تصنف الأملاح حسب سلوكها الحمضي والقاعدي إلى أملاح متعادلة، أو حمضية، أو قاعدية. فملح سيانيد الصوديوم NaCN يُعدّ ملحاً قاعدياً؛ لأنه يتأين في الماء، وينتج أيونات $Na^+_{(aq)}$، وأيونات $CN^-_{(aq)}$، فأيون $Na^+_{(aq)}$ (لا يتميّه)؛ لأنه ملازم للقاعدة القوية NaOH، وبذلك يكون حمضاً ضعيفاً. أما أيون $CN^-_{(aq)}$، فيتفاعل مع الماء (يتميّه)؛ لأنه ملازم للحمض الضعيف HCN.

$$NaCN_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + CN^-_{(aq)}$$

$$Na^+_{(aq)} + H_2O \longrightarrow \text{لا تفاعل}$$

$$CN^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HCN_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

تبيّن لك من المعادلات السابقة تكوّن أيونات OH^- فيزداد تركيزها في المحلول، ويكون تأثير الملح في الماء قاعدياً ($pH > 7$). وتستنتج أن: الملح NaCN المشتق من قاعدة قوية ومن حمض ضعيف له تأثير قاعدي في المحاليل المائية.

تميّه الأملاح: قدرة بعض أيونات الأملاح على التفاعل مع الماء وإنتاج أيونات H_3O^+ أو OH^- أو كليهما.

تمرين (13):

1. فسّر السلوك الحمضي لمحلول ملح NH_4NO_3، وضّح ذلك بالمعادلات.
2. رتّب المحاليل المائية للمواد الآتية المتساوية في التركيز حسب تزايد رقمها الهيدروجيني pH

$$KCN \text{ ، } NaCl \text{ ، } HNO_3 \text{ ، } NH_4Cl \text{ ، } NaOH$$

6-3 الأيون المشترك والمحلول المنظّم

● الأيون المشترك (Common Ion)

تعلّمت سابقاً أن الحمض الضعيف يتأين جزئياً في الماء، وتحدث حالة اتزان كما في المعادلة الآتية:

$$HNO_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + NO_2^-{}_{(aq)}$$

فإذا أذيب في محلول الحمض السابق أحد أملاحه مثل $NaNO_2$، ماذا يحدث لحالة الاتزان؟ هل تتغير قيمة pH في المحلول؟

عند إذابة ملح $NaNO_2$ في محلول الحمض السابق، فإنه يتأين تأيناً تاماً إلى أيونات Na^+ وأيونات NO_2^- .

$$NaNO_{2(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + NO_2^-{}_{(aq)}$$

إذا تمعنت معادلة تأين كل من الحمض والملح، ستجد أن أيون NO_2^- قد نتج من مصدرين أحدهما الملح والآخر هو الحمض، فهو مشترك بينهما وسمّي الأيون المشترك.

وحسب قاعدة لوتشاتيلييه، فإن إذابة الملح $NaNO_2$ في محلول الحمض الضعيف HNO_2 تزيد من تركيز الأيون المشترك NO_2^- ؛ ما يؤدي إلى انحياز التفاعل نحو المواد المتفاعلة، وبذلك يقل تركيز أيونات الهيدرونيوم H_3O^+، فتزداد قيمة pH في المحلول الناتج.

قاعدة لوتشاتيلييه: إذا تعرض نظام متزن إلى مؤثر خارجي أحدث فيه اضطراباً، فإن النظام يعدّل من حالته إلى أن يصل إلى حالة اتزان جديدة للتخفيف من أثر ذلك المؤثر.

تمرين (14): ما أثر إذابة ملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl في محلول القاعدة الضعيفة NH_3 على قيمة الرقم الهيدروجيني pH للمحلول؟ فسّر إجابتك.

الآن كيف يمكنك حساب قيمة pH رياضياً لمحلول حمضي أو قاعدي بعد إضافة الملح؟

بما أن الحمض HNO_2 يتأين جزئياً والملح $NaNO_2$ يتأين كلياً، فإن تركيز أيون NO_2^- القادم من الحمض يكون ضئيلاً يمكن تجاهله ويمكن اعتبار الملح المصدر الرئيس لأيونات NO_2^-.

وعليه فإن $K_a = \frac{[NO_2^-][H_3O^+]}{[HNO_2]}$ ، ومنه :

$$[H_3O^+] = \frac{[HNO_2]K_a}{[NO_2^-]} \quad \text{أي أن} \quad [H_3O^+] = \frac{[\text{الحمض}]K_a}{[\text{الأيون المشترك}]}$$

تأمل المثالين الآتيين:

مثال (11): لديك محلول حمض HF تركيزه (0.4 مول/لتر)، إذا علمت أن K_a له تساوي 6.8×10^{-4}، جد:

1- الرقم الهيدروجيني pH للمحلول.

2- التغير الحاصل في قيمة pH إذا أذيب في 1 لتر من محلول الحمض السابق 0.2 مول من ملح KF.

الحل:

$$HF_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + F^-_{(aq)}$$

التركيز الابتدائي	صفر	صفر	0.4 مول/لتر
التغير في التركيز	+س	+س	-س
التركيز عند الاتزان	س	س	0.4 – س

س قيمة صغيرة يمكن تجاهلها

$$\frac{[H_3O^+][F^-]}{[HF]} = K_a$$

$$\frac{\text{س} \times \text{س}}{0.4 - \text{س}} = 6.8\times10^{-4}$$

$$\text{س}^2 = 2.72\times10^{-4}$$

$$[H_3O^+] = \text{س} = 1.65\times10^{-2}$$

$$PH = 2 - \text{لو } 1.65 = 2 - 0.22 = 1.78 \quad (\text{لو } 1.65 = 0.22)$$

تركيز الملح المضاف = $\frac{\text{عدد مولات الملح}}{\text{الحجم (اللتر)}}$ = $\frac{0.2}{1}$ = 0.2 مول/ لتر.

بعد إضافة الملح إلى المحلول الحمضي نستخدم المعادلة العامة التي اشتقت سابقاً:

$$[H_3O^+] = \frac{[HF]\,K_a}{[F^-]} = \frac{(0.4)\times 6.8\times 10^{-4}}{(0.2)} = 1.36\times 10^{-3}$$ مول/ لتر

pH = 3 – لو 1.36

= 3 – 0.13 = 2.87 (لو 1.36 = 0.13)

التغير في قيمة pH = pH بعد إضافة الملح – pH قبل إضافة الملح

= 2.87 – 1.78 = 1.09

تستنتج أن قيمة الرقم الهيدروجيني قد ازدادت بسبب إضافة الملح (الأيون المشترك) إلى محلول الحمض.

مثال (12): احسب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول مكون من الحمض الضعيف HA (0.2 مول/لتر) والملح NaA (0.1 مول/ لتر) علماً أن (Ka للحمض= 4×10^{-4})

الحل:

$$HA_{(aq)} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + A^-_{(aq)}$$
(0.2 مول/ لتر)

$$NaA_{(S)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + A^-_{(aq)}$$
(0.1 مول/ لتر)

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$$ ومنه:

$$[H_3O^+] = \frac{[HA]\,K_a}{[A^-]}$$

$$[H_3O^+] = \frac{(0.2)\times 4\times 10^{-4}}{(0.1)} = 8\times 10^{-4}$$ مول/ لتر

pH = - لو 8×10^{-4} = 4 - لو 8 (لو 8 = 0.9)

pH = 4 - 0.9 = 3.1

تمرين (15): محلول مكون من القاعدة الضعيفة CH_3NH_2 ($K_b = 5\times 10^{-4}$) بتركيز 0.4 مول/لتر، أضيف إلى 1 لتر من المحلول 0.4 مول من الملح CH_3NH_3Br، أجب عن الأسئلة الآتية:

1. ما الأيون المشترك؟
2. احسب قيمة pH قبل إضافة الملح.
3. احسب قيمة pH بعد إضافة الملح.
4. فسر اختلاف القيمتين.

● المحلول المنظّم Buffer solution

تتراوح قيمة الرقم الهيدروجيني في الدم بين (7.35 – 7.45)، ويقوم عدد من الأنظمة بضبط pH في الدم، أهمها حمض الكربونيك مع أيون الكربونات الهيدروجينية التي تسلك كقاعدة (H_2CO_3 / HCO_3^-)، وبقاء الرقم الهيدروجيني في الدم في الحدود السليمة يسمح للخلايا والأعضاء بالقيام بوظائفها على أكمل وجه، ويؤدي نقصانه عن 7 أو زيادته عن 7.8 إلى حدوث اضطرابات قد تؤدي إلى الوفاة.

كما يؤدي ثبات قيمة pH في التربة إلى توفير الأملاح المناسبة لنمو النباتات، كذلك يتطلب إتمام عملية الطلاء الكهربائي بقاء الرقم الهيدروجيني ثابتاً خلال العملية.

وتسمى المحاليل التي تقاوم التغير الكبير في الرقم الهيدروجيني عند إضافة كميات قليلة من الحمض القوي أو القاعدة القوية إليها بالمحاليل المنظّمة.

يتكون المحلول المنظّم من حمض ضعيف وأحد أملاحه، مثل (HF، NaF) أو من قاعدة ضعيفة وأحد أملاحها، مثل (NH_3، NH_4Cl)، ويفضل أن تكون بتراكيز متقاربة أو متساوية.

تمرين (16): أي الأزواج الآتية من المحاليل تصلح كمحلول منظم؟

N_2H_5Cl / N_2H_4 ، $NaHCO_3 / H_2CO_3$ ، $NaCl / HCl$ ، KCN / HCN

ولفهم الدور الذي يلعبه المحلول المنظم في إبقاء الرقم الهيدروجيني ثابتاً تقريباً، تأمل المثال الآتي:

مثال (13): محلول منظم يتكون من 0.1 مول/لتر من حمض الميثانويك HCOOH ($K_a = 1.8\times10^{-4}$) و 0.1 مول /لتر من ملح ميثانوات الصوديوم HCOONa ، جد pH للمحلول المنظّم .

الحل:

$$HCOOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + HCOO^-_{(aq)}$$

$$HCOONa_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + HCOO^-_{(aq)}$$

$$[H_3O^+] = \frac{[HCOOH]\ K_a}{[HCOO^-]}$$

$$[H_3O^+] = \frac{(0.1)\times 1.8\times10^{-4}}{(0.1)} = 1.8\times10^{-4}$$ مول/لتر

ومنها pH = 4 – لو 1.8 = 3.74.

والآن ماذا يحصل لقيمة الرقم الهيدروجيني للمحلول المنظّم في الحالات الآتية؟

1. إضافة 0.01 مول من حمض قوي (HCl) إلى 1 لتر من المحلول المنظّم السابق (أهمل الزيادة في الحجم).
2. إضافة 0.01 مول من قاعدة قوية (KOH) إلى 1 لتر من المحلول المنظّم السابق (أهمل الزيادة في الحجم).
1. عند إضافة الحمض القوي HCl إلى المحلول المنظّم السابق، يزداد تركيز أيونات H_3O^+ في المحلول، وحسب قاعدة لوتشاتيلييه ينحاز التفاعل نحو المواد المتفاعلة، بتنشيط التفاعل العكسي في النظام المتزن، وعليه:

$$HCOOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + HCOO^-_{(aq)}$$

$$HCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

فإن تركيز [HCOOH] يزداد بمقدار 0.01 ليصبح 0.1 + 0.01 = 0.11 مول/ لتر.

أما تركيز [$HCOO^-$] فيقل بمقدار 0.01 ليصبح 0.1 - 0.01 = 0.09 مول/ لتر.

ويحسب [H_3O^+] كالآتي:

$$[H_3O^+] = \frac{[HCOOH]\ K_a}{[HCOO^-]}$$

$$= \frac{0.11 \times 10^{-4} \times 1.8}{0.09} = 2.2 \times 10^{-4}$$ مول/لتر.

pH = 4 - لو 2.2 = 3.65

التغير في pH بعد إضافة حمض HCl القوي = 3.65 - 3.74 = - 0.09

أي أن المحلول المنظّم قاوم التغير في الرقم الهيدروجيني بعد إضافة الحمض القوي، وقيمة الرقم الهيدروجيني قلت بمقدار 0.09 فقط (مقدار طفيف).

2. عند إضافة القاعدة القوية KOH إلى المحلول المنظّم السابق فإن تركيز أيونات OH^- في المحلول يزداد؛ ما يؤدي إلى استهلاك أيونات H_3O^+ ، و حسب قاعدة لوتشاتلييه ينحاز التفاعل نحو المواد الناتجة لتعويض النقص الحاصل في أيونات الهيدرونيوم، وعليه يقل تركيز HCOOH بمقدار 0.01 ، فيصبح 0.09 مول/ لتر، أما تركيز $HCOO^-$ فيزداد بمقدار 0.01 ، ويصبح 0.11 مول/ لتر.

ويحسب [H_3O^+] كالآتي:

$$[H_3O^+] = \frac{[HCOOH]\ K_a}{[HCOO^-]} = \frac{0.09 \times 10^{-4} \times 1.8}{0.11} = 1.47 \times 10^{-4}$$ مول/لتر.

ويكون pH = 4 - لو 1.47 = 3.83

التغير في pH بعد إضافة القاعدة القوية = 3.83 - 3.74 = 0.09

يلاحظ أن قيمة الرقم الهيدروجيني قد ازدادت بمقدار 0.09 وهذا مقدار طفيف أيضاً.

تمرين (17): محلول منظم حجمه 1 لتر يتكون من الأمونيا NH_3 بتركيز 0.2 مول/ لتر وملح NH_4Cl بتركيز 0.3 مول/ لتر، إذا علمت أن $K_b(NH_3) = 1.8 \times 10^{-5}$ أجب عما يأتي:

1. ما الأيون المشترك؟
2. احسب الرقم الهيدروجيني للمحلول المنظّم.
3. احسب الرقم الهيدروجيني للمحلول المنظّم عند إضافة 2 غم من هيدروكسيد الصوديوم NaOH للمحلول المنظّم مع إهمال التغير في الحجم.

فكّر: كيف يكون التغير في الرقم الهيدروجيني عند إضافة حمض قوي أو قاعدة قوية للماء المقطر؟

7-3 المعايرة بين الحموض والقواعد (Titration)

تعدّ المعايرة من أهم الطرق المستخدمة في التحليل الكيميائي، ويقصد بمعيارة الحموض والقواعد **الإضافة التدريجية لمحلول قاعدة إلى محلول حمضي أو العكس، بهدف تحديد تركيز أحدهما بمعلومية حجم المحلول الآخر وتركيزه.**

وللتعرف إلى عملية المعايرة وكيفية إجرائها بين حمض قوي وقاعدة قوية، قم بتنفيذ نشاط (3-5).

نشاط (3-5): معايرة حمض قوي مع قاعدة قوية

المواد والأدوات: حمض الهيدروكلوريك HCl (تركيزه 0.1 مول/لتر)، ومحلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH، وسحاحة، ودورق مخروطي حجمه 50مل، وكاشف فينولفثالين، ومخبار مدرج، وحامل سحاحة.

خطوات العمل:

1. املأ السحاحة بمحلول القاعدة NaOH (0.1 مول/لتر).
2. استخدم الماصة لسحب 25 مل من محلول HCl وانقلها إلى الدورق المخروطي.
3. أضف قطرات من كاشف فينولفثالين إلى الدورق.
4. ابدأ بإضافة القاعدة من السحاحة إلى الدورق بفتح صمام التحكم تدريجياً مع التحريك المستمر، حتى يظهر اللون بأقل حجم من محلول القاعدة المضافة.

شكل (3-5): معايرة حمض قوي بقاعدة قوية

5. سجّل حجم القاعدة المستخدمة في عملية المعايرة لتستخدمه في حساب تركيز الحمض.
6. كرّر العملية السابقة مرتين للتثبت من الحجم المطلوب.

والآن أجب عن الأسئلة الآتية:

1. ما اسم النقطة التي يتغير عندها لون الكاشف في الدورق؟
2. ما الرقم الهيدروجيني عند تلك النقطة؟
3. اكتب معادلة كيميائية تمثل التفاعل.

عند إجراء عملية المعايرة بين حمض قوي مثل HCl وقاعدة قوية مثل NaOH فإن أيونات H_3O^+ تتعادل مع أيونات OH^-، ويتكون الماء، ويصبح المحلول متعادلاً عند نقطة التكافؤ، كما في المعادلة الآتية:

$$NaOH_{(aq)} + HCl_{(aq)} \longrightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

نقطة التكافؤ (Equivalent point): النقطة التي يتساوى فيها عدد مولات H_3O^+ من الحمض مع عدد مولات OH^- من القاعدة، ويصحبها قفزة ملحوظة في قيمة الرقم الهيدروجيني، ليصبح pH = 7

نقطة النهاية (End point): النقطة التي يتغير عندها لون الكاشف بشكل دائم، ويقاس عندها حجم المحلول المضاف في عملية المعايرة، وهي تختلف قليلاً عن نقطة التكافؤ.

مثال (14) احسب تركيز حمض HCl إذا لزم منه 40 مل ليتعادل تماماً مع 60 مل من محلول NaOH تركيزه (0.1 مول / لتر).

الحل:

$$HCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

$$[HCl] = [H_3O^+]$$

$$NaOH_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

$$[NaOH] = [OH^-] = 0.1 \text{ مول /لتر}$$

عند نقطة التكافؤ:

عدد مولات H_3O^+ = عدد مولات OH^-

حجم محلول الحمض باللتر× $[H_3O^+]$ = حجم محلول القاعدة باللتر × $[OH^-]$

$$(0.1) \times (10^{-3} \times 60) = [H_3O^+] \times (10^{-3} \times 40)$$

$$[H_3O^+] = \frac{(0.1) \times (60)}{(40)} = 0.15 \text{ مول/لتر}$$

$$[HCl] = [H_3O^+] = 0.15 \text{ مول/لتر}$$

تمرين (18): احسب تركيز هيدروكسيد السترونشيوم $Sr(OH)_2$، إذا لزم منه 250 مل لمعايرة 400 مل من محلول حمض HNO_3 تركيزه (0.18 مول/لتر).

ولكن كيف تتغير قيمة pH لمحلول حمض HCl إذا أضيف له محلول قاعدي من NaOH تدريجياً؟

للإجابة عن السؤال انظر الشكل (3-5) السابق الذي يمثل دورقاً مخروطياً يحتوي على 25 مل من حمض HCl (تركيزه 0.1 مول/ لتر)، والمطلوب متابعة التغير في قيمة pH في الحالات الآتية:

قبل إضافة القاعدة، بعد إضافة 5 مل، 10 مل، 15 مل، 24مل، 24.95 مل، 25 مل،25.05مل، 30 مل من القاعدة NaOH بتركيز (0.1) مول/لتر.

- قبل إضافة القاعدة يكون المحلول داخل الدورق حمضياً وفيه:

$[H_3O^+] = [HCl] = 0.1$ مول / لتر

ومنها pH = - لو $[H_3O^+]$ = - لو 0.1 = 1

- بعد إضافة 5 مل من القاعدة:

عدد مولات $H_3O^+ = (0.1)(10^{-3}\times 25) = 10^{-3}\times 2.5$ مول

عدد مولات OH^- المضافة = $(0.1)(10^{-3}\times 5) = 10^{-3}\times 0.5$ مول

عدد مولات H_3O^+ المتبقي دون تفاعل = $10^{-3}\times 2.5 - 10^{-3}\times 0.5 = 10^{-3}\times 2$ مول

الحجم الكلي بعد الإضافة = 25+5 = 30 مل = $10^{-3}\times 30$ لتر.

تركيز $H_3O^+ = \frac{10^{-3}\times 2 \text{ مول}}{10^{-3}\times 30 \text{ لتر}} = 0.066$ مول/لتر، ومنها تكون pH = 1.18

وبنفس الطريقة نحسب التغير في قيمة pH، أكمل الجدول (3-4) بالقيم المناسبة:

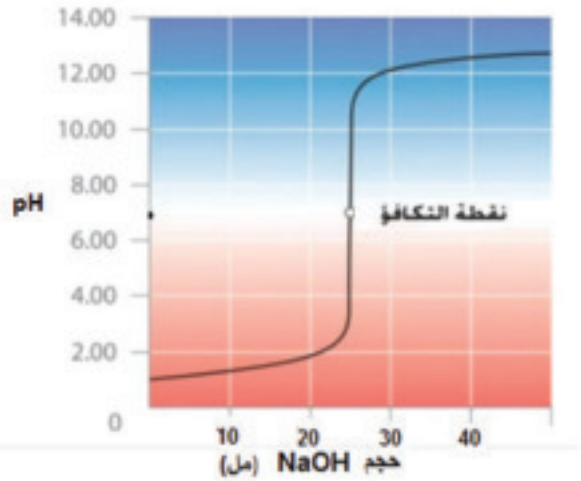
حجم محلول القاعدة المضاف	0	5	10	15	24	24.95	25	25.05	30
pH	1	1.18	1.37	؟؟؟	؟؟؟	4	7	؟؟؟	12

جدول(3-4): تغير قيم pH مع التغير في حجم القاعدة المضافة

والآن لنحاول وضع القيم التي حصلنا عليها من الجدول في رسم بياني يربط الرقم الهيدروجيني pH مع حجم محلول القاعدة المضافة.

لعلك لاحظت من الشكل (3-6) ومن الحسابات أن هناك قفزة مفاجئة في الرقم الهيدروجيني عند نقطة التكافؤ أي ما بين 3-11 تقريباً.

وفي هذا المدى تتغير ألوان كثير من الكواشف المستخدمة في المعايرة.



شكل (3-6): منحنى المعايرة، حمض قوي مع قاعدة قوية

ولمعرفة الرقم الهيدروجيني في المحاليل الناتجة من إضافة الحموض للقواعد ادرس المثال الآتي:

مثال (15) احسب الرقم الهيدروجيني في المحلول الناتج من إضافة 300 مل من حمض HCl (0.1 مول/ لتر) إلى 200 مل من محلول $Ba(OH)_2$ (0.1 مول / لتر)

الحل:

يتأين حمض HCl كلياً؛ ولأنه أحادي البروتون فإن $[H_3O^+]$ = 0.1 مول/لتر

عند تأين هيدروكسيد الباريوم يتكوّن 2 مول من OH^- لكل مول واحد من $Ba(OH)_2$

$$Ba(OH)_{2(s)} \xrightarrow{H_2O} Ba^{2+}_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)}$$

وعليه فإن $[OH^-]$ = 0.1× 2 = 0.2 مول/لتر.

عدد مولات H_3O^+ = التركيز × الحجم

= 0.1×(300×10^{-3}) = 30×10^{-3} مول.

عدد مولات OH^- = 0.2 × (200×10^{-3}) = 40×10^{-3} مول.

نلاحظ أن عدد مولات الهيدروكسيد أكبر منها لأيون الهيدرونيوم؛ وهذا يؤدي إلى تعادل الحمض مع جزء من القاعدة، ويتبقى فائض من أيونات الهيدروكسيد.

عدد مولات (OH^-) الفائض = 40×10^{-3} - 30×10^{-3} = 10 × 10^{-3} = 1 ×10^{-2} مول.

الحجم الكلي = 200 مل + 300 مل = 500 مل = 500 × 10^{-3} = 5×10^{-1} لتر.

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-2}}{5 \times 10^{-1}} = 0.02 \text{ مول/لتر}$$

$$[H_3O^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{0.02} = 5 \times 10^{-13} \text{ مول/لتر. ومنها pH} = 13 - \text{لو}5 = 13 - 0.7 = 12.3$$

● الكواشف Indicators

الكواشف: هي حموض أو قواعد عضوية ضعيفة يختلف لونها في الحالة الجزيئية عنه في الحالة المتأينة.

يشار إلى الكاشف الحمضي بالرمز HIn، الذي يتأين في المحاليل المائية كما في التفاعل الآتي:

$$\underset{\text{الحالة الجزيئية}}{HIn_{(aq)}} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + \underset{\text{الحالة المتأينة}}{In^-_{(aq)}}$$

لون (1) لون (2)

ومن الأمثلة على الكواشف فينولفثالين، ويكون لون كاشف فينولفثالين في الحالة غير المتأينة، عديم اللون (لون 1)، ولكنه يظهر باللون الوردي (الزهري)، في الحالة المتأينة (لون 2) كما في شكل (3-7).

شكل (3-7): كاشف فينولفثالين في الحمض والقاعدة

ما مبدأ عمل الكواشف في التمييز بين الحموض والقواعد؟

عند إضافة الكاشف إلى المحلول الحمضي فإن تركيز أيونات H_3O^+ يزداد، وحسب قاعدة لوتشاتلييه ينحاز التفاعل نحو اليسار، وبذلك يظهر اللون (1).

أما عند إضافة الكاشف إلى محلول قاعدي، فيزداد تركيز أيونات الهيدروكسيد OH^- التي تستهلك أيونات H_3O^+ وينحاز التفاعل نحو اليمين، وبذلك يظهر اللون (2).

يوضح الجدول (3-5) أهم الكواشف المستخدمة، ولون كل منها في الوسطين الحمضي والقاعدي.

اسم الكاشف	اللون في الحمض	اللون في القاعدة
فينولفثالين	عديم اللون	زهري
دوار الشمس	أحمر	أزرق
بروموثايمول الأزرق	أصفر	أزرق
الميثيل البرتقالي	أحمر	أصفر

جدول (3-5): أهم الكواشف العضوية وألوانها (للإطلاع)

الكيمياء والتكنولوجيا والمجتمع (للاطلاع)

مضادات الحموضة

ينتج الشخص البالغ يوميا ما يقرب من 2-3 لترات من العصارة المعوية، وهي عصارة حمضية هاضمة، يتم إفرازها من الغشاء المخاطي المبطن للمعدة. تحوي العصارة على تركيز عال من حمض HCl، يصل الرقم الهيدروجيني فيه إلى 1.5، أو بتركيز يقرب من 0.03 مول/ لتر. وهذا التركيز كاف لإذابة قطعة صغيرة من الخارصين Zn.

عند زيادة تركيز أيونات الهيدروجين H^+ في المعدة فإن عضلة المعدة تنكمش، ويحدث ألم أو تورم، يتبعه التهاب ونزف في جدار المعدة.

وأفضل الطرق المستخدمة في تخفيف تركيز أيونات H^+ في المعدة هو إضافة مضادات الحموضة، وهي عبارة عن قواعد ضعيفة لها قابلية للتفاعل مع حمض HCl وتكوين ملح وماء؛ ما يقلل من الإحساس بالحموضة الزائدة، ومن أشهر مضادات الحموضة المستخدمة: هيدروكسيد الألمنيوم، وهيدروكسيد وكربونات الكالسيوم، وهيدروكسيد المغنيسيوم، وكربونات المغنيسيوم، وكربونات الصوديوم الهيدروجينية، التي تفيد في تخفيف حموضة المعدة، والمحافظة على قيمة مناسبة من pH.

وأهم التفاعلات التي تحدث في المعدة بعد إضافة كربونات الصوديوم الهيدروجينية التفاعل الآتي.

$$NaHCO_{3(s)} + HCl_{(aq)} \longrightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)}$$

أسئلة الوحدة

السؤال الأول

ضع دائرة حول رمز الإجابة الصحيحة في كل مما يأتي:

1. أي المحاليل المائية للمواد الآتية لا يعد من حموض أو قواعد أرهينيوس؟

أ. HNO_3 ب. HF ج. NH_3 د. LiOH

2. أي المواد الآتية يسلك كحمض وكقاعدة حسب مفهوم برونستد - لوري؟

أ. H_2SO_4 ب. HCO_3^- ج. CO_3^{2-} د. H_2S

3. أي المواد الآتية يسلك كحمض فقط؟

أ. NH_4^+ ب. NH_3 ج. HSO_4^- د. H_2O

4. محلول مكون من القاعدة الضعيفة B (0.4 مول/ لتر) والملح BHCl (0.2 مول/ لتر)، إذا كان الرقم الهيدروجيني للمحلول pH = 9، ما قيمة K_b للقاعدة؟

أ. 5×10^{-6} ب. 1×10^{-5} ج. 4×10^{-9} د. 2×10^{-5}

5. أي المحاليل الآتية المتساوية في التركيز له أقل قيمةpH ؟

أ. NH_4Cl ب. NH_3 ج. HCl د. NaCN

6. ما القاعدة الملازمة للحمض $HC_2O_4^-$؟

أ. $HC_2O_4^{2-}$ ب. $H_2C_2O_4$ ج. $C_2O_4^{2-}$ د. $H_2C_2O_4^-$

7. أي الأملاح الآتية يكوّن محلولاً تأثيره حمضي عند إذابته في الماء؟

أ. KNO_3 ب. NaCN ج. CH_3COOK د. NH_4NO_3

8. ما تركيز أيونات الهيدرونيوم في محلول 0.05 مول/ لتر من $Ba(OH)_2$، علماً بأنه يتفكك كلياً؟

أ. 0.05 ب. 0.01 ج. 1×10^{-1} د. 1×10^{-13}

9. إذا علمت أن $[OH^-] = 1\times10^{-4}$ مول/لتر، ما قيمة pH للمحلول المائي؟

أ. 10 ب. 4 ج. 10^{-4} د. 10^{-10}

السؤال الثاني ما المقصود بكل من المصطلحات الآتية:

حمض أرهينيوس، قاعدة لويس، المحلول المنظّم، تميه الأملاح، المعايرة، نقطة التكافؤ، الكاشف.

السؤال الثالث علّل ما يأتي:

1. ترتفع قيمة الرقم الهيدروجيني عند إذابة ملح KNO_2 في محلول حمض HNO_2.
2. تستخدم الكواشف في التمييز بين الحموض والقواعد.

السؤال الرابع أضيف 100 سم^3 من محلول حمض الكبريتيك H_2SO_4 تركيزه 0.25 مول / لتر، إلى 200 سم^3 من محلول القاعدة القوية هيدروكسيد البوتاسيوم KOH تركيزها 0.25 مول/ لتر، احسب الرقم الهيدروجيني للمحلول الناتج.

السؤال الخامس ما عدد مولات KOH اللازم إذابتها للحصول على محلول حجمه 250 مل، والرقم الهيدروجيني له يساوي 11.5؟

السؤال السادس ما عدد مولات HCOONa اللّازم إضافتها إلى 250 مل من محلول 1 مول/ لتر من حمض HCOOH، ثابت التأين للحمض = 1.8×10^{-4} للحصول على محلول الرقم الهيدروجيني له يساوي 4.

السؤال السابع محلول من حمض HNO_2 تركيزه 0.8 مول/ لتر .ثابت التأين للحمض = 5.6×10^{-4}

1. احسب pH لهذا المحلول.
2. إذا أضيف 0.25 مول من ملح $Ca(NO_2)_2$ إلى 1 لتر من المحلول السابق مع اهمال الزيادة في الحجم، جد pH للمحلول المنظّم الناتج.

السؤال الثامن محلول منظم حجمه 1 لتر يتكون من القاعدة الضعيفة NH_3 بتركيز 0.4 مول/لتر، وملح NH_4Cl مجهول التركيز، فإذا كان pH للمحلول = 9 ، أجب عما يأتي:(K_b لـ NH_3 1.8×10^{-5}).

1. ما صيغة الأيون المشترك؟
2. جد تركيز الملح.
3. ما التغير الحاصل في الرقم الهيدروجيني للمحلول المنظّم لدى إضافة 0.2 مول من حمض HCl؟

السؤال التاسع اعتماداً على الجدول المجاور الذي يبين قيم ثابت التأين لمجموعة من الحموض الافتراضية الضعيفة المتساوية في التركيز.

الحمض	ثابت التأين K_a
HA	8.6×10^{-4}
HB	6×10^{-4}
HC	4×10^{-6}
HD	6×10^{-5}

1. أي من محاليل هذه الحموض له أقل قيمة (pH)؟
2. حدّد الزوجين المتلازمين من الحمض والقاعدة عند تفاعل حمض HD مع الماء.
3. قرّر الجهة التي ينحاز لها الاتزان في التفاعل الآتي:

$$HA_{(aq)} + D^-_{(aq)} \rightleftharpoons HD_{(aq)} + A^-_{(aq)}$$

4. أي من محاليل الحموض السابقة له قاعدة ملازمة أقوى؟

السؤال العاشر أقيّم ذاتي:

أقرأ كل عبارة من العبارات الآتية، ثم أضع إشارة (✓) في المكان المناسب:

الرقم	العبارة	دائماً	أحياناً	نادراً
1.	أستطيع أن أقارن بين قوة الحموض والقواعد.			
2.	أستطيع أن أحسب الرقم الهيدروجيني لمحاليل مائية مختلفة.			
3.	أستطيع أن أجري حسابات متعلقة بالمحلول المنظم.			
4.	أستطيع أن أقوم بعملية المعايرة بين حمض قوي وقاعدة قوية في المختبر			