

ملخص تعريفات وتعليقات الكيمياء

الثاني عشر العلمي

2020/2019

* الحقائق التي توصل إليها نموذج رذرفورد :

1. معظم حجم الذرة فراغ .
2. نحو نواة صغيرة الحجم ، موجبة الشحنة ، تتركز فيها كتلة الذرة .
3. يتواجد حول النواة الكثرونات سالبة الشحنة .

* الحقائق التي عجز نموذج رذرفورد في تفسيرها : (لجنة 2011)

1. ثباتية الذرة : حيث لم يستطع وصف طبيعة دوران الالكترونات والشكل الالكتروني للذرة .
2. الطيف الخطي للذرة .

* **الضوء :** هو شكل من أشكال الطاقة ، ونوع من الأمواج الكهرومغناطيسية تتألف من مركبتين متعامدتين :
الأولى مركبة المجال الكهربائي والثانية مركبة المجال المغناطيسي .

- * **الطول الموجي :** هو المسافة بين قمتين متتاليتين أو قاعين متتاليين ، ومن وحدات قياسه المتر أو النانومتر .
- * **التردد :** عدد الموجات التي تمر في نقطة ما خلال زمن مقداره ثانية واحدة .

* **الطيف المتصل :** هو طيف يتكون من مناطق مضيئة متتابعة مرتبة حسب أطوال أمواجها وتردداتها ، بدءاً باللون البنفسجي وانتهاءً باللون الأحمر .

- أمثلة : سلك التنجستون (المصباح الكهربائي) ، أشعة الشمس .

* **الطيف المنفصل (الخطي أو الذري) :** هو الطيف الناتج عن ذرات العناصر المهيجة وهي في الحالة الغازية ويظهر على شكل خطوط ملونة متباعدة تفصلها مناطق معتمة .

- أمثلة : مصباح الهيدروجين ، الهيليوم والصوديوم .

* **الذرة المهيجة :** هي الذرة التي امتصت كمية كافية من الطاقة لنقل إلكترون أو أكثر من مستوى طاقة رئيسي معين إلى مستوى طاقة رئيسي أعلى منه .

* طرق تهيج الذرة : (لجنة 2013 + 2016)

1. التسخين المباشر باللهب
 2. التفريغ الكهربائي للغاز تحت ضغط منخفض
- * **السينكروجراف :** جهاز يستخدمه العلماء للتعرف إلى مكونات النجوم من خلال التحليل الطيفي للإشعاعات .

*الطيف الذري للهبير للعناصر:

النحاس	الكالسيوم	البوتاسيوم	الصوديوم	الليثيوم	ملح العنصر
أزرق مخضر	برتقالي محمر	بنفسجي	أصفر فاتح أو ذهبي	أحمر قرميدي	لون اللهب

* قارن بين الطيف المتصل والطيف المنفصل من حيث : تتابع المناطق المضيئة ، واعط مثلاً لكل منها . (لجنة 2016)

الطيف المنفصل	الطيف المتصل
يتكون من عدد من الخطوط " المناطق " الملونة المنفصلة لا يحتوي على جميع ألوان الطيف المرئي مصباح الهيدروجين	يتكون من مناطق مضيئة متتابعة يحتوي على جميع ألوان الطيف المرئي المصباح الكهربائي

📖 **معلك : يصدر عن ذرات العناصر المهيجة (مثل الهيدروجين) طيفاً خطياً .**

وذلك لأن الإلكترونات عندما تنتقل من مدار لآخر ، تفقد طاقة تساوي الفرق بين طاقة المدارين ، مما يؤدي لظهور ضوء ذو طول موجة وتردد معين ، أما المناطق المعتمة فتظهر بسبب عدم توافق الطاقة بين المدارات التي انتقل بينها الإلكترون .

📖 **معلك : فشل نموذج رذرفورد في تفسير ثباتية الذرة .**

" واجهت المحاولات لتفسير الأطياف الخطية على أساس حركة الإلكترونات في الذرة كما وصفها رذرفورد فشلاً كبيراً " لجنة 2019
وذلك لأن الإلكترون يتحرك بسرعة حول النواة ، وبذلك فإنه يفقد طاقة باستمرار ، وسوف يتحرك في مسار لولبي نحو النواة ، حتى يسقط في النواة وبذلك يتدمر البناء الذري .

*** المبادئ التي اعتمد عليها بور في نظريته :**

1. مبدأ بلانك في تكمية الطاقة : طاقة الشعاع الكهرومغناطيسي المنبعث أو الممتص من المادة يتكون من كميات محددة من الطاقة (كمائة) .

2. مبدأ اينشتاين في تكمية طاقة الفوتون : الضوء عبارة عن جسيمات تسمى فوتونات ، وهي كميات محددة من الطاقة .

*** فرضيات نظرية بور :**

1. الإلكترون في الذرة يمتلك كميات محددة من الطاقة ، وبالتالي يكون محصوراً بمستويات طاقة محددة في الذرة .
2. الكترون الذرة يتحرك حول النواة في مدارات ذات طاقة ونصف قطر ثابتين ، وتحدد طاقة الإلكترون المدار الذي يتواجد فيه ، ولا يتواجد الإلكترون أبداً بين المدارات .
3. المدارات المختلفة في الذرة الواحدة تكون مختلفة عن بعضها في طاقتها وفي قربها من النواة وسعتها من الإلكترونات .

* **المدار :** هي قشرة كروية ذات سُمك متناهي الدقة وقطر محدد يدور فيها الإلكترون على بعد ثابت من النواة .

📖 **ملك / 2013 :** استطاع بور أن يفسر ثباتية الذرة التي عجز عنها رذرفورد .

لأن الإلكترون لا يمكن أن يحمل طاقة أقل من طاقة المدار الأول ($n = 1$) وبالتالي لا يسمح للإلكترون أن يهبط إلى مستوى دون المستوى الأول وبذلك لا يقع الإلكترون في النواة .

* **مجالات نجاح وفشل نظرية بور :**

- **مجالات النجاح :**

1. نجحت في تفسير ثباتية الذرة .
2. نجحت في تفسير الطيف الخطي لذرة الهيدروجين ومثيلاتها من الأيونات وحيدة الإلكترون .
3. نجحت في حساب طاقة المستويات لذرة الهيدروجين .

- **مجالات الفشل :**

1. فشلت في تفسير الأطياف للذرات عديدة الإلكترونات .
 2. فشلت في حساب مستويات الطاقة للذرات عديدة الإلكترونات .
- * **الأيونات المماثلة لذرة الهيدروجين :** هي التي تحتوي على إلكترون واحد فقط مثل الهيدروجين .



📖 **ملك / 2012 :** فشل بور في تفسير طيف أيون ${}^2_4\text{Be}$.

لأن هذا الأيون يمتلك إلكترونين وليس إلكترون واحد ، وبور استطاع فقط تفسير ذرة الهيدروجين والأيونات الموجبة التي تمتلك إلكترون واحد فقط مثل : ${}^3_4\text{Be}$.

📖 **ملك / 2014 :** فشلت نظرية بور في تفسير طيف ذرة الهيليوم He بالرغم من نجاحها في تفسير طيف أيون الهيليوم He^+ .

لان ذرة الهيليوم He من الذرات عديدة الإلكترونات لذلك لم يستطع بور تفسير طيفها ، في حين تمكن من تفسير طيف أيون الهيليوم He^+ لأنه يتكون من إلكترون واحد يشبه في تركيبه الإلكتروني لذرة الهيدروجين .

📖 **ملك :** طيف ذرة الهيدروجين يختلف عن طيف الأيونات المماثلة لها ، ويختلف من أيون لآخر .

بسبب اختلاف مقدار الشحنة الموجبة (البروتونات) في أنوية هذه الأيونات من أيون لآخر مما يؤدي إلى اختلاف مستويات الطاقة مقارنة بذرة الهيدروجين .

📖 **ملك / 2017 :** لكل عنصر طيف ذري خاص به .

لأن مستويات الطاقة في ذرة عنصر معين تختلف عنها في ذرة عنصر آخر بسبب اختلاف العدد الذري أو عدد البروتونات أو شحنة النواة .

* المبادئ التي قامت عليها نظرية ميكانيكا الكم :

1. الطبيعة الموجية للمادة " دي برولي " : أكد دي برولي أن الإلكترون جسيم مادي ، وبسبب حركته يمتلك خواص موجية ، ويستطيع إشعاع أمواج ذات أطوال موجية ، وترددات و طاقة محددة .
2. معادلة الموجة " معادلة شرودنجر " : اشتق شرودنجر معادلة رياضية تصف بنية الذرة نتج عن حل هذه المعادلة ثلاثة أعداد كمية (n , l , ml) أدت إلى فهم بنية الذرة أكثر .

- أهمية عدد الكم الرئيسي " الخصائص الفيزيائية المرتبطة به " :

1. يُحدد البعد عن النواة
2. حجم الحيز الذي يشغله الإلكترون
3. تحديد طاقة المستوى الرئيس
4. عدد الالكترونات في المستوى

- أهمية عدد الكم الثانوي " الخصائص الفيزيائية المرتبطة به " :

1. يحدد طاقة المستوى الفرعي
2. يحدد شكل المستوى الفرعي

- أهمية عدد الكم المغناطيسي " الخصائص الفيزيائية المرتبطة به " :

تحديد الاتجاه الفراغي للفلك

- أهمية عدد الكم المغزلي " الخصائص الفيزيائية المرتبطة به " :

يحدد اتجاه غزل الإلكترون . (مع أو ضد عقارب الساعة) ، (حركة الإلكترون حول نفسه)

📖 ملاحظة : لا تتنافر الكتلونات الفلك الواحد بالرغم من التشابه في الشحنة الكهربائية السالبة .

لأن الفلك يتسع لإلكترونين كل منهما يدور بعكس اتجاه الآخر ، لذلك ينشأ عن حركتهما الدورانية المتعاكسة مجالين مغناطيسيين متعاكسين وهذا يجعلهما يتجاذبان مغناطيسياً مما يضعف من التنافر الناشئ عن التشابه بالشحنة .

* الفلك : حيز في الفضاء حول النواة الذي يُحتمل تواجد الإلكترون فيه أو تتمركز كثافة الموجة الالكترونية فيه .

* قاعدة باولي " مبدأ الاستبعاد " :

" لا يمكن لإلكترونين أو أكثر في نفس الذرة امتلاك نفس قيم الأعداد الكمية الأربعة n , l , ml , ms "

كراهية القاعدة: الفلك الواحد لا يتسع لأكثر من إلكترونين .

📖 تمرين (14) ص 19 : كيف يتعارض وجود ثلاثة الكتلونات في الفلك $2P_x$ مع قاعدة باولي ؟ (لجنة 2008)

وجود إلكترون ثالث في الفلك $2P_x$ يؤدي الى تشابه هذا الإلكترون مع أحد الإلكترونين الآخرين في أعداد الكم الأربعة ، وهذا يتعارض مع قاعدة باولي لذلك لا يستوعب الفلك الواحد أكثر من إلكترونين .

* قاعدة اوفباو " مبدأ البناء التصاعدي " :

" الكتلونات الذرة في حالتها المستقرة ، يتم توزيعها على المستويات الفرعية بدءاً بالمستوى الفرعي الأدنى طاقة ثم الذي يليه "

* قاعدة ثبات الفلك : يكون الفلك أكثر ثباتاً واستقراراً اذا كان ممتلئاً أو نصف ممتلئ .

* قاعدة هوند " التمثيل الفلكي " :

" تكون حالة الذرة أكثر ثباتاً عندما يتم توزيع الكتلونات المستوى الفرعي الواحد على أكبر عدد ممكن من أفلاك ذلك المستوى

بنفس اتجاه الغزل قبل البدء بعملية الازدواج "

* أهمية قاعدة هوند :

1. تحديد التمثيل الفلكي للذرة .
2. تحديد عدد الالكترونات المنفردة في الذرة .
3. تحديد الخواص المغناطيسية للذرة (بارا أو دايا مغناطيسية) .

* الخواص (الصفات) المغناطيسية :

1. البارامغناطيسية : الذرة التي تحتوي إلكترونات منفرداً أو أكثر فإنها تمتلك صفة مغناطيسية ، بحيث تنجذب نحو المجال المغناطيسي الخارجي .
2. الدايا مغناطيسية : الذرة التي تحتوي على الكترونات مزدوجة فقط ، فإنها لا تمتلك صفة مغناطيسية ، بحيث تتنافر قليلاً مع المجال المغناطيسي .

* **العدد الذري** : هو عدد البروتونات في النواة ويساوي عدد الالكترونات في الذرة المتعادلة .

* **الكترونات التكافؤ** : هي الالكترونات الموجودة في مجموعة الأفلاك الخارجية .

📖 **معل** : التركيب الالكتروني لذرة النحاس ${}_{29}\text{Cu}$ هو $[\text{Ar}]4s^13d^{10}$ بدلاً من $[\text{Ar}]4s^23d^9$.

لأن ذرة النحاس تكون أكثر ثباتاً واستقراراً عندما يكون $3d^{10}$ (ممتلئ) .

* نص القانون الدوري " دورية العناصر " :

" عند ترتيب العناصر حسب تزايد أعدادها الذرية فإن صفاتها تتكرر بشكل دوري " .

📖 **معل** : تتشابه عناصر المجموعة الواحدة في صفاتها الكيميائية والفيزيائية بينما تختلف عناصر الدورة الواحدة في

صفاتها .

لأن عناصر المجموعة الواحدة تتساوى في عدد الكترونات التكافؤ ، بينما عناصر الدورة الواحدة تختلف في عدد الكترونات التكافؤ من عنصر لآخر .

* **العناصر الممثلة**: العناصر التي ينتهي توزيعها الالكتروني بأحد أفلاك s أو P ، تسمى العائلة A .

* **العناصر الانتقالية** : العناصر التي ينتهي توزيعها الالكتروني بأحد أفلاك d ، تسمى العائلة B .

* **العنصر الانتقالي الداخلي** : العنصر الذي ينتهي توزيعه الالكتروني بالأفلاك $n-2f$.

📖 **معل** : لا يمكن قياس نصف قطر الذرة بشكل دقيق .

لان الالكترونات في الذرة تتحرك حول النواة على شكل ضبابية ، لذا يصعب اعتبار وجود حدود واضحة للذرة .

* **نصف قطر التشارك** : هو نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين مرتبطتين برابطة تشاركية (تساهمية) في جزيء العنصر .

* **نصف قطر الغلز الصلب** : نصف المسافة بين نوى الذرات المتجاورة في بلورة نقية صلبة من العنصر الفلز الصلب .

📖 **معل** : يزداد الحجم الذري عند الانتقال من أعلى إلى أسفل في المجموعة الواحدة .

بسبب زيادة عدد المستويات الرئيسية الذي يؤدي إلى زيادة في بعد إلكترونات المستوى الأخير عن النواة .

📖 **علك : يقل الحجم الذري عند الانتقال من اليسار إلى اليمين في الدورة الواحدة .** علك

لأنه عند الانتقال من اليسار إلى اليمين في الدورة الواحدة يزداد عدد البروتونات في النواة تدريجياً مما يؤدي إلى زيادة تدريجية في مقدار شحنة النواة الفعالة فيزداد جذب النواة للإلكترونات المستوى الأخير فيقل الحجم الذري .

* **شحنة النواة الفعالة :** هي الجزء من شحنة النواة الذي يتأثر به الإلكترون المعني بسبب وجود الكثرونات تحجبه جزئياً عن النواة .

📖 **علك / 2010 : تزداد شحنة النواة الفعالة بالانتقال من اليسار لليمين خلال الدورة الواحدة في الجدول الدوري .** بسبب الزيادة التدريجية في عدد البروتونات في النواة .

* **طاقة التأين الأول :** هي الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الأضعف ارتباطاً بالنواة من ذرة العنصر في حالتها الغازية والمستقرة ، يُعبر عنها بوحدة (كيلوجول / مول) .

📖 **علك : تقل طاقة التأين الأول عند الانتقال من أعلى إلى أسفل في المجموعة الواحدة .**

لأن ذلك يصاحبه زيادة بالحجم الذري وزيادة بعد الكثرونات المستوى الأخير عن النواة مما يضعف قوة جذب النواة للإلكترون الأخير فتقل الطاقة اللازمة لنزعه .

📖 **علك : تزداد طاقة التأين الأول عند الانتقال من اليسار إلى اليمين في الدورة الواحدة .**

بسبب زيادة شحنة النواة الفعالة ونقصان الحجم مما يؤدي إلى زيادة قوة جذب النواة للإلكترون الأخير فتزداد الطاقة اللازمة لنزعه .

* **طاقة التأين الثاني :** هي الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الأضعف ارتباطاً بنواة الأيون الأحادي الموجب وهو في حالتها الغازية المعزولة .

* **طاقة التأين الثالث :** هي الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الأضعف ارتباطاً بنواة الأيون الثنائي الموجب وهو في حالتها الغازية المعزولة .

📖 **علك : معدل التناقص في الحجم الذري و معدل الزيادة في طاقة التأين للعناصر الانتقالية كلما انتقلنا من اليسار لليمين أقل منها للعناصر الممثلة .**

بسبب الزيادة الطفيفة في قيمة شحنة النواة الفعالة للعناصر الانتقالية ، لأن الإلكترون المضاف للمستوى 3d الداخلي يزيد من عملية حجب النواة .

📖 **علك : يمتلك العنصر الانتقالي أكثر من رقم تأكسد واحد .**

لأن هذه العناصر تفقد الكثرونات 4s أولاً ولديها القدرة على فقد بعض أو جميع الكثرونات 3d المملوء جزئياً ، وذلك لأن المستويات الفرعية 4s و 3d متقاربة في طاقتها .

📖 **علك : رقم التأكسد الأكثر شيوعاً للعناصر الانتقالية هو (2⁺) .**

لأن معظم العناصر الانتقالية تمتلك عادة الكثرنين في المستوى الفرعي 4s تفقدتهما في حالة التأكسد الأولى .

* **نظرية تنافر أزواج الإلكترونات :**

أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة تترتب بالفراغ حول الذرة المركزية بحيث يكون التنافر بينها أقل ما يمكن .

* تداخل الأفلak الذرية البسيطة :

تنشأ الرابطة التساهمية نتيجة التداخل بين فلكين نصف ممثليين (يحتوي كل منهما على الكترون واحد) ، مكونة منطقة مشتركة تسمى منطقة التداخل ، تزداد فيها الكثافة الإلكترونية .

📖 **علك :** رابطة سيجما (σ) أقوى من رابطة باي (π) .

لأنه في رابطة سيجما تتمركز الكثافة الإلكترونية على المحور الواصل بين نواتي الذرتين ، أما في رابطة باي تتوزع الكثافة الإلكترونية على جانبي الخط الوهمي الواصل بين النواتين .

* **النباح و العجز في نظرية رابطة التكافؤ (تداخل الأفلak) :**
- **النباح :**

نجحت في تفسير تكون الجزيئات ثنائية الذرة ، مثل : H_2 , O_2 , HCl ,

- **العجز :**

1. لم تفسر قيمة الزوايا الحقيقية في بعض الجزيئات مثل : H_2O , NH_3 .
2. لم تفسر عدد الروابط وأشكال الكثير من المركبات مثل : CH_4 , BH_3 , BeH_2 .

📖 **علك / 2014 :** استخدام الأفلak المهجنة لتفسير تكوين NH_3 .

لأن الزاوية المتوقعة في تكوين الروابط باستخدام الأفلak البسيطة غير المهجنة تساوي 90° ، حيث أفلak P متعامدة في حين الزاوية الحقيقية تساوي 107.5° .

📖 **علك :** يعجز مفهوم تداخل الأفلak الذرية في تفسير تكوين الجزيء CH_4 .

لأن ذرة الكربون تمتلك إلكترونين منفردين فقط وبالتالي حسب نظرية تداخل الأفلak البسيطة فإنها تستطيع تكوين رابطتين فقط ، فتكون صيغة الجزيء المتوقعة هي CH_2 وهو غير موجود بالطبيعة وغير مستقر .

📖 **لجنة / 2012 :** قارن بين رابطة سيجما (σ) ورابطة باي (π) من حيث : أ. طريقة التكوين ب. قوة الرابطة

وجه المقارنة	رابطة سيجما	رابطة باي
طريقة التداخل	رأسياً بين فلكين	جانبياً بين أفلak p
الكثافة الإلكترونية	تتوزع بالتماثل حول المحور الواصل بين النواتين	تتوزع على جانبي المحور الواصل بين النواتين
قوة الرابطة	أقوى	أضعف

* **الأفلak المهجنة :** هي الأفلak الناتجة عن اندماج أفلak التكافؤ المختلفة في الشكل والطاقة والاتجاه للذرة المركزية لإنتاج أفلak ذرية مهجنة متماثلة في الشكل والطاقة والحجم ومختلفة في الاتجاه .

📖 مثال (11) ص 49 : ملك : الزاوية في مركب NH_3 (107.5°) وليس (109.5°) بالرغم من استخدام الأفلاك المهجنة sp^3

• لأن الحيز الذي يشغله فلك sp^3 الذي يحتو على زوج الإلكترونات غير الرابطة أكبر من حيز أفلاك sp^3 التي تحتو على أزواج الإلكترونات الرابطة ، فيزداد التنافر بين زوج الإلكترونات غير الرابطة مع أزواج الإلكترونات الرابطة ، فتقل الزاوية بين الأزواج الرابطة .

📖 ملك / 2016 : مقدار الزاوية F-P-F في جزيء PF_3 (104°) بدلاً من (109°) .

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

📖 ملك / 2009 : قيمة الزاوية في مركب H_2O (104.5°) بينما المتوقع (109.5°) .

بسبب وجود فلكين من sp^3 غير مرتبطين يشغلان حيزاً أكبر ، فإن التنافر بينهما وبين الأزواج الرابطة يزداد ، فتقل الزاوية إلى 104.5° .

📖 كيف تفسر النشاط الكيميائي للجزيء BF_3 وميله لكسب الإلكترونات بالمشاركة مع مادة غنية بها ؟

لأن ذرة البورون تحتو على فلك P فارغ ، حيث يكون قادراً على استقبال زوج من الإلكترونات غير الرابطة من مادة غنية بها مكوناً رابطة تناسقية .

📖 ملك : المحاليل المائية للأحماض والقواعد موصلة جيدة للتيار الكهربائي .

لأن ذوبان الأحماض والقواعد في الماء يجعلها تتأين إلى أيونات موجبة وسالبة ، ونتيجة حركة هذه الأيونات نحو الأقطاب المخالفة لها في الشحنة فإنها تعمل على إحداث التوصيل الكهربائي .

* حمض أرهينبوس : هو المادة الكيميائية التي تتفكك في الماء فتزيد من تركيز أيونات الهيدروجين (H^+) فيه .

* قاعدة أرهينبوس : مادة كيميائية تتفكك في الماء فتزيد من تركيز أيون الهيدروكسيد (OH^-) فيه .

📖 ملك : لا يمكن أن يتواجد H^+ (البروتون) حراً ومنفرداً في الماء .

لأن أيون H^+ يتكون من بروتون واحد صغير الحجم وكثافة الشحنة الموجبة عليه عالية جداً لذلك يرتبط بعدد من جزيئات الماء أقلها واحد ليكون أيون الهيدرونيوم (H_3O^+) .



* صدرات (القصور) نظرية أرهينبوس : (لجنه 2011)

1. وجود بعض المركبات والأيونات التي لها خواص قاعدية في المحاليل المائية ، رغم أنها لا تحتو على مجموعة الهيدروكسيد مثل الأمونيا NH_3 ، وأيون السيانيد CN^- .

2. عدم القدرة على تفسير الصفات الحمضية أو القاعدية لمحاليل بعض الأملاح مثل : NaF ، NH_4Cl .

3. اقتصار النظرية على المحاليل المائية .

* حمض برونستد - لوري : المادة القادرة على منح بروتون (H^+) لمادة آخر عند تفاعلها .

* قاعدة برونستد - لوري : المادة القادرة على استقبال بروتون (H^+) من مادة آخر عند تفاعلها .

📖 **علك : كيف استطاع مفهوم برونستد – لوري تفسير الصفات القاعدية للأمونيا NH₃ ؟**

يُقدم جزيء الماء H₂O أيون H⁺ إلى جزيء الأمونيا لذا يُعد الماء حمضاً ، بينما تقوم الأمونيا (التي تمتلك زوج من الإلكترونات غير الرابطة) باستقبال البروتون H⁺ فيعد قاعدة ، كما أن التفاعل يُنتج أيون الهيدروكسيد (OH⁻) .

* **حمض لويس:** المادة التي تستقبل زوجاً (أو أكثر) من الإلكترونات غير الرابطة من مادة أخرى عند تفاعلها .

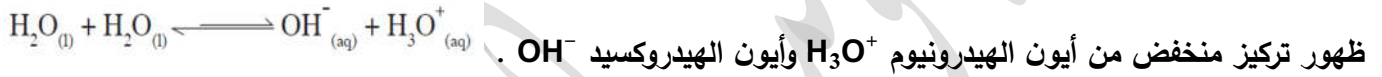
* **قاعدة لويس :** المادة التي تمنح زوجاً (أو أكثر) من الإلكترونات غير الرابطة إلى مادة أخرى عند تفاعلها .

* **أهمية مفهوم لويس :**

1. استطاع تفسير سلوك المواد الحمضية التي لا تحتوي على بروتونات H⁺ (لا يشترط انتقال البروتون من الحمض للقاعدة)
2. لا يشترط وجود المحلول المائي .
3. يشمل تفاعلات تحدث دون وجود الماء ، والتفاعلات الغازية .
4. استطاع تفسير السلوك الحمضي لأيونات العناصر الفلزية الانتقالية .

* **التأين الذاتي للماء :**

وهي ظاهرة تسلك فيها بعض جزيئات الماء كحمض تمنح البروتونات وبعض الجزيئات كقاعدة تستقبل البروتونات مما يؤدي إلى



* **الحموض القوية :** هي الحموض التي تتفكك كلياً إلى أيونات عند ذوبانها في الماء .

* **القواعد القوية :** هي القواعد التي تتفكك كلياً عند ذوبانها في الماء .

* **الرقم الهيدروجيني pH :** هو سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدرونيوم [H₃O⁺] في المحاليل المائية .

- قائمة الأحماض والقواعد القوية :

بعض الحموض والقواعد القوية الشائعة	
القاعدة القوية	الحمض القوي
LiOH	HClO ₄
NaOH	H ₂ SO ₄
KOH	HI
Sr(OH) ₂	HCl
Ba(OH) ₂	HNO ₃

* **الحموض الضعيفة :** هي الحموض التي لا تتفكك كلياً عند ذوبانها بالماء .

* **القواعد الضعيفة :** هي القواعد التي تتفكك جزئياً في الماء .

* **الملح :** مادة أيونية تنتج من تفاعل حمض مع قاعدة .

* **نميه الأملاح :** تفاعل أيونات الملح مع الماء لإنتاج أيونات [H₃O⁺] أو [OH⁻] أو كليهما .

- تحديد السلوك الحمضي أو القاعدي أو المتعادل للأحماض :

1. الأملاح الناتجة من تفاعل حمض قوي وقاعدة قوية تسمى أملاحاً متعادلة ، و PH لها = 7 ، مثل : NaCl ، KNO₃ .
2. الأملاح الناتجة من تفاعل قاعدة قوية وحمض ضعيف تسمى أملاحاً قاعدية ، و PH لها < 7 ، مثل : NaF ، KCN .
3. الأملاح الناتجة من تفاعل حمض قوي وقاعدة ضعيفة تسمى أملاحاً حمضية ، و PH لها > 7 ، مثل : NH₄Cl .

* **الأيون المشترك** : هو الأيون القادم من مركبين مختلفين أو أكثر ضمن نفس المحلول ويظهر أثره إذا كان أحد المركبات يتفكك جزئياً في المحلول .

* **مبدأ لوتشاتيليه** : إذا تعرض نظام متزن إلى مؤثر خارجي أحدث فيه اضطراباً ، فإن النظام يُعدل من نفسه من أجل الوصول إلى حالة اتزان جديدة للتخفيف من أثر ذلك المؤثر .

📖 **حلك** : عند إضافة ملح قاعدي إلى محلول الحمض الضعيف تزداد قيمة pH للمحلول .

عند إضافة ملح إلى محلول الحمض الضعيف يزيد من تركيز الأيون المشترك السالب ، فينحاز التفاعل نحو اليسار حسب مبدأ لوتشاتيليه ، حيث يقل تركيز الأيون السالب بتفاعله مع H₃O⁺ فيصل المحلول إلى حالة اتزان جديدة ، فيقل [H₃O⁺] وبذلك تزداد قيمة PH .
(رياضياً : $\Delta pH = pH \text{ بعد} - pH \text{ قبل}$)

📖 **حلك** : عند إضافة ملح حمضي إلى محلول القاعدة الضعيفة تقل قيمة pH للمحلول .

عند إضافة ملح إلى محلول القاعدة الضعيفة يزيد من تركيز الأيون المشترك الموجب ، فينحاز التفاعل نحو اليسار حسب مبدأ لوتشاتيليه ، حيث يقل تركيز الأيون القاعدة الضعيفة بتفاعله مع OH⁻ فيصل المحلول إلى حالة اتزان جديدة ، فيقل [OH⁻] وبذلك تقل قيمة PH .
(رياضياً : $\Delta pH = pH \text{ قبل} - pH \text{ بعد}$)

* المحلول المنظم :

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

- مكونات المحلول المنظم :

1. حمض ضعيف والقاعدة الملائمة له (أو ملح) ، مثل : NaF / HF أو F⁻ / HF .
2. قاعدة ضعيفة والحمض الملائم لها (أو ملح) ، مثل : NH₄Cl / NH₃ أو NH₄⁺ / NH₃ .

📖 **حلك** : يعمل المحلول المنظم على إبقاء قيمة PH ثابتة تقريباً .

لأنه عند إضافة كميات قليلة من الحمض القوي أو القاعدة القوية إلى المحلول المنظم ، فإن الزيادة في [H₃O⁺] القادم من الحمض المضاف أو الزيادة في [OH⁻] القادمة من القاعدة القوية المضافة ، ستحدث خللاً في اتزان المحلول المنظم وحسب مبدأ لوتشاتيليه فإن النظام يعدل من نفسه لاستهلاك الزيادة في التركيز المضاف ، بحيث يبقى [H₃O⁺] في المحلول المنظم ثابتة تقريباً ولا يحدث تغير بشكل كبير على قيمة pH .

📖 سؤال : هل يمكن اعتبار الماء المقطر محلولاً منظماً ؟

لا يمكن اعتبار الماء المقطر محلولاً منظماً لأن الماء شديد التأثر بالحموض والقواعد القوية التي تضاف إليه وتتغير قيمة PH تغيراً كبيراً .

كملاحظة مهمة: لا تتأثر قيمة pH عند إضافة الماء المقطر للمحلول المنظم لأن [الحمض] و [القاعدة] و [الملح] يقل بنفس المقدار ، وبالتالي حاصل القسمة يبقى ثابتاً وقيمة pH تبقى ثابتة .

* أهمية المحلول المنظم :

1. ضبط قيمة pH في الدم بين (7.35-7.45) مما يسمح للخلايا والأعضاء بالقيام بوظائفها .
- حمض الكربونيك مع أيون الكربونات الهيدروجينية ($\text{HCO}_3^-/\text{H}_2\text{CO}_3$) تعمل كمحلول منظم بالدم .
2. يؤدي ثبات قيمة pH في التربة إلى توفير الأملاح المناسبة لنمو النباتات.
3. بقاء قيمة pH مهم لإتمام عملية الطلاء الكهربائي .

* المعايرة :

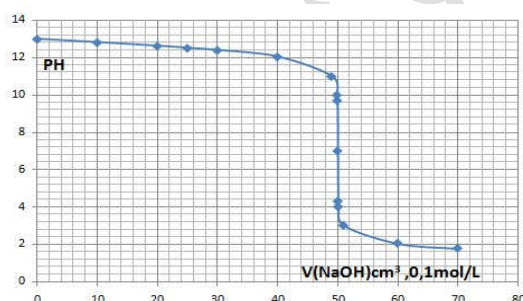
هي إضافة محلول حمض إلى محلول قاعدة أو العكس تدريجياً بهدف تحديد تركيز أحدهما من معرفة حجم و تركيز المحلول الآخر اللازم للتفاعل تفاعلاً كاملاً .

*** نقطة التكافؤ :** وهي النقطة خلال عملية المعايرة التي يتساوى عندها عدد مولات H^+ من الحمض مع عدد مولات OH^- من القاعدة في محلول المعايرة وتكون مصحوبة بفقرة عالية في قيمة PH للمحلول .

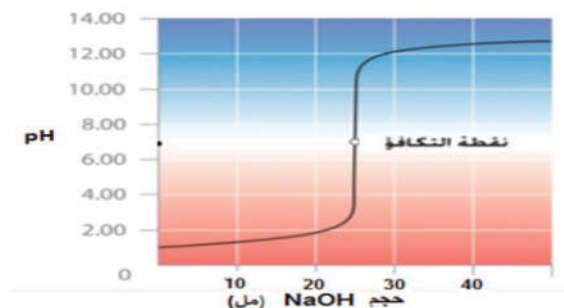
*** نقطة النهاية :** النقطة التي يتغير عندها لون الكاشف بشكل دائم ، ويقاس عندها حجم المحلول المضاف في عملية المعايرة ، وهي تختلف قليلاً عن نقطة التكافؤ .

- منحنيات المعايرة :

* إضافة حمض قوي إلى قاعدة قوية:



* إضافة قاعدة قوية إلى حمض قوي :



* الكواشف :

هو حمض عضوي ضعيف أو قاعدة عضوية ضعيفة يختلف لونها في الحالة الجزيئية عنه في الحالة المتفككة.

* الصبغة العامة للكاشف الحمضي هي : HIn

معادلة تأين الكاشف :



- من الأمثلة على الكواشف :

كاشف فينوفثالين (ph.ph) بحيث يكون لونه في الحالة الجزيئية عديم اللون (اللون 1) ، وفي الحالة المتأينة يكون لونه وردي (زهري) (اللون 2) .

آلية عمل الكاشف :

عند إضافة الكاشف إلى محلول حمضي يزداد $[H_3O^+]$ وحسب مبدأ لوتشاتيليه ينحاز الاتزان نحو اليسار فيظهر اللون (1) ، أما عند إضافة محلول قاعدي يزداد $[OH^-]$ فينحاز التفاعل نحو اليمين فيظهر اللون (2) .

📖 ملك : تستخدم الكواشف في التمييز بين الحموض والقواعد .



عند إضافة الكاشف إلى محلول حمضي يزداد $[H_3O^+]$ وحسب مبدأ لوتشاتيليه ينحاز الاتزان نحو اليسار فيظهر اللون (1) ، أما عند إضافة محلول قاعدي يزداد $[OH^-]$ فينحاز التفاعل نحو اليمين فيظهر اللون (2) .

* **الديناميكا الحرارية** : هي إحدى فروع علم الكيمياء الفيزيائية ، وتعنى بدراسة التغيرات في الطاقة الحرارية المرافقة للتغيرات الكيميائية والفيزيائية المتنوعة .

* **العمليات التلقائية** : هي التغيرات الفيزيائية والكيميائية التي تتم دون مؤثر خارجي .

* **العمليات غير التلقائية** : هي التغيرات الفيزيائية والكيميائية التي لا تتم إلا بمؤثر خارجي .

* **العشوائية** : الدالة التي تقيس حالة عدم الترتيب والانتظام للجزيئات داخل أي نظام .

* **العشوائية القياسية المولية (S°)** :

هي عشوائية مول واحد من المواد النقية المقاسة عند درجة حرارة 298 كلفن وضغط 1 جوي .
- وحدة قياس S° : جول/مول.كلفن .

* **العشوائية المطلقة** : العشوائية المقاسة في ظروف غير القياسية .

* **القانون الأول للديناميكا الحرارية (قانون حفظ الطاقة)** :

" الطاقة لا يمكن أن تفنى أو تستحدث من العدم ، وإنما تتحول من شكل إلى آخر "

* **القانون الثاني للديناميكا الحرارية** :

" أن العمليات في الكون تحدث تلقائياً وفي اتجاه واحد أي أن العشوائية (S) تميل في الكون إلى الزيادة المستمرة " .

* **طاقة جيبس الحرة** :

هي خاصة ثيرموديناميكية تجمع بين المحتوى الحراري والعشوائية لعملية ما عند درجة حرارة وضغط ثابتين .

* **سرعة التفاعل الكيميائي** :

هو مقدار الزيادة في التركيز المولاري لنواتج التفاعل أو نقص التركيز المولاري للمتفاعل في وحدة الزمن .

* **نظرية التصادم** :

هي نظرية تفترض أن التفاعل الكيميائي ينتج عن تصادم بين دقائق المواد المتفاعلة ، وتتناسب سرعة التفاعل تناسباً طردياً مع

عدد التصادمات الكلية التي تحدث في وحدة الحجم في الثانية الواحدة .

* شروط التصادم الفعال : (لجنة 2009)

1. أن يمتلك التصادم الناتج حداً أدنى من الطاقة تُسمى طاقة التنشيط (E_a) .
2. أن تكون الجزيئات المتصادمة ذات اتجاه مناسب .

* **طاقة التنشيط** : الحد الأدنى من الطاقة الذي يجب أن تمتلكه الجزيئات المتصادمة لكي تتفاعل .

* **قانون سرعة التفاعل** : هو علاقة رياضية بين سرعة التفاعل وتركيز المواد المتفاعلة والحفز إن وجد مرفوعاً لقوة تساوي رتبة المواد المتفاعلة .

* **رتبة التفاعل** : هي مقدار مساهمة المادة المتفاعلة في التفاعل .

* **الرتبة الكلية للتفاعل** : هي المجموع الجبري لرتب المواد المتفاعلة .

* **التفاعلات الأولية** : هي تلك التفاعلات التي تحدث في خطوة واحدة فقط .

📖 **معل** : تتناقص سرعة التفاعل الكيميائي مع مرور الزمن .

لأن تراكيز المواد المتفاعلة تتناقص باستهلاكها مع الزمن ، مما يؤدي لتناقص سرعة التفاعل مع مرور الزمن .

📖 **معل** / تربية : لا يعتبر امتلاك الجزيئين المتصادمين الطاقة اللازمة للتصادم كافياً لإتمام التفاعل .

حتى يكون التفاعل ممكناً يجب أن تكون اتجاهات الجزيئات المتصادمة مناسبة لإعطاء النواتج .

📖 **معل** : عدم حدوث تفاعل بالرغم من وجود توجه مناسب بين المواد المتفاعلة .

لأن المواد المتفاعلة لا تمتلك لحظة تصادمها طاقة التنشيط الكافية لحدوث التفاعل .

* **الرتبة الصفرية** : إذا كان التفاعل من الرتبة الصفرية بالنسبة لمفاعل ما ، فإن سرعة التفاعل لا تعتمد على تركيز ذلك المفاعل .

* **عمر النصف ($t_{1/2}$)** : الزمن اللازم لتفاعل نصف كمية المادة المتفاعلة الأصلية .

📖 **معل** : على ضوء نظرية التصادم ، فسر أثر زيادة درجة الحرارة في تسريع التفاعل الكيميائي . (لجنة 2014)

من الواضح أن زيادة درجة الحرارة يزيد من الطاقة الحركية للجزيئات (مع بقاء طاقة التنشيط ثابتة) ، وهذا يؤدي إلى زيادة عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة تنشيط ، وبذلك يزداد عدد التصادمات الفعالة وتزداد سرعة التفاعل .

* **نظرية الحالة الانتقالية** : وتفترض هذه النظرية أنه عند اقتراب دقائق المواد المتفاعلة بعضها من بعض ، يتكون بناء جديد

كحالة انتقالية بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة يدعى بالمعقد المنشط .

* **المعقد المنشط** : بناء غير مستقر (حالة انتقالية بين المواد المتفاعلة والناتجة) وذو طاقة وضع عالية ، ويمكنه أن يتحول إلى

المواد الناتجة أو المواد المتفاعلة .

* **طاقة التنشيط حسب نظرية الحالة الانتقالية:** هي الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لتكوين المعقد المنشط من المواد المتفاعلة.

* **آلية التفاعل:** مجموعة من الخطوات التي تصف كيفية حدوث التفاعل الكيميائي ، وتسمى كل خطوة فيها بالخطوة الأولية .

* **المادة الوسيطة:** مادة غير مستقرة لا تظهر بالمواد المتفاعلة أو الناتجة ، بل تظهر في الخطوة الأولى ويتم استهلاكها في الخطوة الثانية .

* **الخطوة المحددة لسرعة التفاعل:** هي الخطوة الأبطأ في آلية التفاعل وهي التي تحدد سرعة التفاعل.

📖 **معل:** لا يتحلل الماء إلى مكوناته بالطروف العادية .

لأنه عند تحلل الماء إلى عناصره الأولية ينتج غازي الأكسجين والهيدروجين ، فتزداد العشوائية (ΔS) ، كما أنه تفاعل ماص للحرارة أي أن (ΔH) موجبة ، وبالتالي تكون العملية تلقائية أي أن (ΔG) سالبة عند درجات الحرارة المرتفعة.

📖 **معل:** تؤدي عملية الانصهار إلى زيادة العشوائية .

لأنه في الحالة الصلبة تكون جزيئات المادة مرتبة بشكل بلوري ، تتحرك حركة اهتزازية بسيطة ، وعندما تنصهر المادة تصبح الجزيئات غير مرتبة وتتحرك بحرية أكبر ، فتزداد العشوائية .

📖 **معل:** تعد طاقة جيبس الحرة مؤشراً حقيقياً لتلقائية التفاعلات من عدمها .

لأن طاقة جيبس تجمع بين المحتوى الحراري والعشوائية لعملية ما معاً عند درجة حرارة وضغط ثابتين .

📖 **معل:** إذا علمت أن تفاعل الأكسجين مع الجازولين يعد تلقائياً ، لماذا لا نرى الوقود مشتعل دائماً ؟

ما دور الشعلة الأولى في الاحتراق ؟

تفاعل الجازولين مع الأكسجين تلقائي (ΔG سالبة) لكنه بطيء جداً، ولكي يبدأ لا بد من أن يصل كل منهما إلى درجة حرارة معينة تعمل على تبخير جزء من الوقود للبدء بالتفاعل مع غاز الأكسجين وتسمى تلك الدرجة (درجة الاشتعال)، ويتم ذلك عن طريق الشعلة الأولى (الشرارة).

* **المجموعات الوظيفية:** ذرة أو مجموعة ذرات مرتبطة بطريقة معينة بذرة كربون في المركب العضوي تؤثر في الخواص الفيزيائية والكيميائية لذلك المركب.

* **هاليدات الألكيل:** مركبات عضوية تحوي على ذرة هالوجين أو أكثر ، مرتبطة بذرة (ذرات) كربون .

* **الكحول:** مركبات عضوية تحتوي على مجموعة الهيدروكسيل (OH) ، وصيغتها العامة R-OH .

* **الألدهيدات:** مركبات عضوية تحتوي على مجموعة الكربونيل >C=O وتأخذ الصيغة العامة : R-C(=O)-H

* **الكيتونات:** مركبات عضوية تحتوي على مجموعة الكربونيل >C=O وتأخذ الصيغة العامة : R-C(=O)-R

* **الحموض الكربوكسيلية** : مركبات عضوية تحتوي على مجموعة الكربوكسيل ($-COOH$) والتي تتكون من مجموعتي الهيدروكسيل ($-OH$) و الكربونيل ($C=O$) والصيغة العامة لها : $RCOOH$.

📖 **معل** : تعتبر **هلجنة الألكانات** طريقة غير ملائمة لتحضير **هاليدات الألكيل** .

لأنها تعطي مزيجاً من هاليدات الألكيل .

* **قاعدة ماركوفنيكوف** : عند إضافة هاليدات الهيدروجين إلى ألكين غير متماثل ، فإن ذرة الهيدروجين ترتبط بذرة الكربون المشاركة في الرابطة الثنائية ، والمرتبطة بأكبر عدد من ذرات الهيدروجين .

* **استخدامات هاليدات الألكيل** :

1. صناعة المبيدات الحشرية .
2. عمليات التخدير في مجال الطب .
3. كغازات في أنابيب التبريد .
4. صناعة المواد البلاستيكية .
5. صناعة بعض أواني الطبخ التي لا يلتصق بها الطعام (مادة التفلون) .

📖 **معل** : تمتلك **الكحول صفات أمفوتيرية** .

نظراً لوجود مجموعة الهيدروكسيل (OH) حيث تتصرف الكحول كحمض في الوسط القاعدي بسبب وجود ذرة الهيدروجين الحمضية المتصلة بالأكسجين ، وتتصرف كقاعدة في الوسط الحمضي بسبب وجود ذرة الأكسجين التي تحتوي زوجين من الإلكترونات غير الرابطة قادرة على استقبال بروتون من الحمض .

* **قاعدة زايتسيف** : ينتج الألكين بكمية كبيرة (الناتج الرئيسي) من حذف الماء من الكحول بخروج هيدروجين الماء من ذرة الكربون المجاورة لذرة الكربون التي ترتبط بالهيدروكسيل ، وتحتوي عدداً أقل من ذرات الهيدروجين .

📖 **معل** : لا تتأكسد **الكحول الثالثية في الظروف العادية** .

لعدم وجود ذرة هيدروجين متصلة بذرة الكربون التي تحمل مجموعة الهيدروكسيل ($-OH$) .

📖 **معل** : تعتبر **مجموعة الكربونيل قطبية** .

بسبب اختلاف قيم الكهروسلبية بين ذرتي الأكسجين و الكربون في مجموعة الكربونيل .

📖 **معل** : تتفاعل **الألدهايدات والكيونات** تفاعل الإضافة .

بسبب وجود مجموعة الكربونيل غير المشبعة التي تحتوي على رابطة تساهمية ثنائية (π, σ) ، حيث يتم كسر رابطة (π) الضعيفة ، وذلك بارتباط الجزء السالب من المادة المتفاعلة بذرة كربون مجموعة الكربونيل ، كما يرتبط الجزء الموجب من المادة المتفاعلة بذرة أكسجين مجموعة الكربونيل .

* **كاشف غرينارد** : مركب ناتج من تفاعل هاليد الألكيل (RX) مع معدن المغنيسيوم (Mg) في الإيثر الجاف ليعطي

هاليد ألكيل المغنيسيوم ($RMgX$) .

📖 حلك : تتأكسد الأدهايدات بسهولة أما الكيتونات لا تتأكسد بسهولة .

حيث تتأكسد الأدهايدات بسهولة وتكون الحمض الكربوكسيلي المقابل لها وذلك بسبب وجود ذرة الهيدروجين المرتبطة بمجموعة الكربونيل في الأدهايد ، أما الكيتونات لا تتأكسد بسهولة بسبب عدم وجود ذرة هيدروجين مرتبطة بمجموعة الكربونيل فيها .

أدهايد / كيتون	الميثانال	البروبانون
الاسم الشائع	الفورمالين	الاسيتون
الاستخدامات	1. حفظ الأنسجة الحية من التحلل 2. صناعة الميلامين الذي يكون مبلماً مع الفينول . 3. مادة أولية في صناعة بعض المواد البلاستيكية مثل : الباكليت والفورميكا .	1. إزالة طلاء الأظافر بسبب قدرته على إذابة الأصباغ المستخدمة في الطلاء . 2. مادة أولية في صناعة المبلمرات البلاستيكية وصناعة الورنيش . 3. سائل عديم اللون يمتاز بطعم لاذع ورائحة مميزة

أوليد الزعتري