

الجمهورية العربية السورية
وزارة التربية

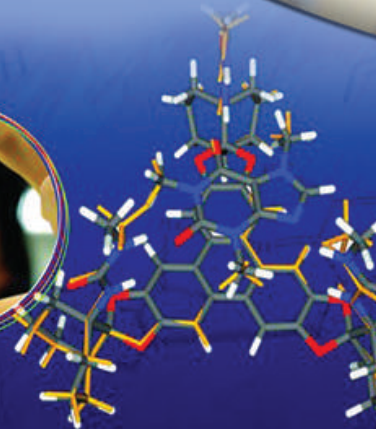
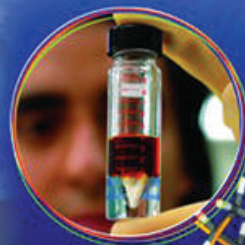
الكيمياء

كتاب الطالب
والأنشطة والتدريبات

الصف الثالث الثانوي العلمي

٢٠١٧ - ٢٠١٨ م

١٤٣٨ هـ



الجمهورية العربية السورية
وزارة التربية

الكيمياء

كتابُ الطالب والأنشطة والتدريبات

مرحلة التعليم الثانوي

الثالث الثانوي العلمي

2017 - 2018 م

1438 - 1439 هـ

المؤسسة العامة للطباعة



حقوق الطبع والنشر محفوظة
للمؤسسة العامة للطباعة



حقوق التأليف والنشر محفوظة
لوزارة التربية في الجمهورية العربية السورية

طُبِعَ أَوَّلَ مَرَّةٍ لِلْعَامِ الدَّرَاسِيِّ 2012 - 2013 م

المؤلفون

بشار مهنا د. حسن جريكوس

د. فاروق قنديل عبد الستار النداف

ملك الشوا عماد إبراهيم

محمد نوفل أبو علي

المقدمة

طلابنا الأعزاء: نقدّم إليكم كتاب الكيمياء للصف الثالث الثانوي العلمي المعدّ وفق خطة وزارة التربية حسب المعايير الوطنية لعام ٢٠٠٧م في الجمهورية العربية السورية. والذي يتألف من:

الوحدة الأولى: الكيمياء النووية

الوحدة الثانية: الكيمياء الحرارية

الوحدة الثالثة: الحركية الكيميائية (سرعة التفاعل)

الوحدة الرابعة: التوازن الكيميائي

الوحدة الخامسة: الكيمياء التحليلية

الوحدة السادسة: الكيمياء العضوية

إنّ هذا الكتاب خطوة على طريق التكامل والتطور، وقد روعي فيه تحقيق أهداف تدريس الكيمياء، وتوجيه الطلاب إلى أهمية الملاحظة والتجربة في كشف الحقائق العلمية بإجراء بعض التجارب البسيطة وكشف نتائجها.

وقد جاء الكتاب محققاً لاحتياجات الطلاب المعرفية بتزويدهم بالمعلومات الأساسية التي تساعدهم في فهم الظواهر الطبيعية وفهم مبادئ المنجزات التكنولوجية المعاصرة في مجال الكيمياء، وذلك بمنهجية علمية منظمة تهدف إلى إحداث تغييرات إيجابية في سلوك الطلاب وذلك من خلال نشاطاتهم التعلّمية وتحفيزهم لاكتساب مهارات التنبؤ والتقصي والاكتشاف والتحليل والاستنتاج. وقد تضمّن الكتاب أفكاراً ومبادئ وأنشطة وتطبيقات محلولة مدعومة بالصور والأشكال والخطوط البيانية، بالإضافة إلى الكثير من الإثراءات والسير الذاتية للعلماء وصورهم، وذلك لتعميق الثقافة العلمية للطلاب.

ويُطلب من القائمين على العملية التربوية في جميع أرجاء الوطن بذل كلّ الجهود لتربية الطالب المبدع القادر على التفكير السليم البناء ليتمكّن من تحقيق التلاؤم مع طبيعة عصره وخصائصه والبيئة من حوله وما يطرأ عليها من تغييرات وتطورات.

ويسرّنا أن نتلقّى شاكرين الملاحظات الميدانية والمقترحات المفيدة للزملاء المدرّسين، ليبقى التطور مستمراً نحو الأفضل في مناهجنا الدراسية لندعم الأجيال ونجعلها تتبوأ مكاناً لائقاً يرقى بطموحاتها ويحقّق أهدافها.. والله وليّ التوفيق.

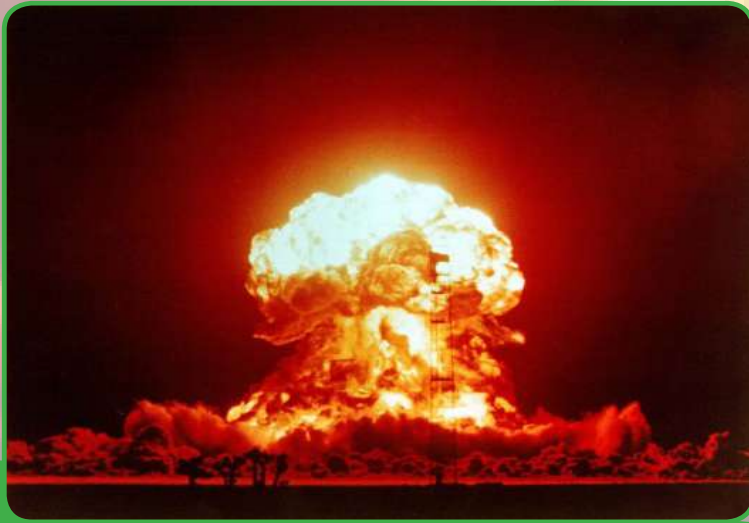
المؤلفون

الوحدة الأولى

الكيمياء النووية Nuclear Chemistry

الأهداف العامة:

- يفهم التفاعلات النووية وتأثيراتها.
- يتعرّف العناصر المشعّة.
- يقيّم الاستخدام السلمي للطاقة النووية والاستخدامات الطبية للنظائر المشعة.
- يناقش قضايا تتعلق بتخزين النفايات النووية وكيفية التخلص منها.



الكيمياء النووية

الأهداف التعليمية:

- أن يكون الطالب في نهاية الدرس قادراً على أن:
- يكتب رمز النواة بمعرفة الجسيمات الأولية التي تحويها.
- يشرح نموذجي النواة (قطرة السائل، الطبقات).
- يفسّر الاستقرار النووي.
- يحسب طاقة الارتباط في النواة من علاقتها.
- يعرّف النشاط الإشعاعي الطبيعي.
- يقارن بين خاصيّات كلّ من (α ، β ، γ).
- يعرّف عمر النصف للمادة المشعة.
- يصوغ التفاعلات النووية بمعادلات رمزية.
- يصنّف التفاعلات النووية (الالتقاط – التطاير – الانشطار- الاندماج).
- يذكر الاحتياطات اللازمة للحماية من المواد المشعة.

مراكز الاهتمام:

1. نماذج النواة.
2. طاقة الارتباط في النواة.
3. جسيمات α ، جسيمات β ، أشعة γ .
4. سلاسل النشاط الإشعاعي.
5. التحوّل من النمط α .
6. التحوّل من النمط β .
7. عمر النصف للمادة المشعة.
8. تفاعلات الالتقاط.
9. تفاعلات التطاير.
10. تفاعلات الانشطار.
11. تفاعلات الاندماج.

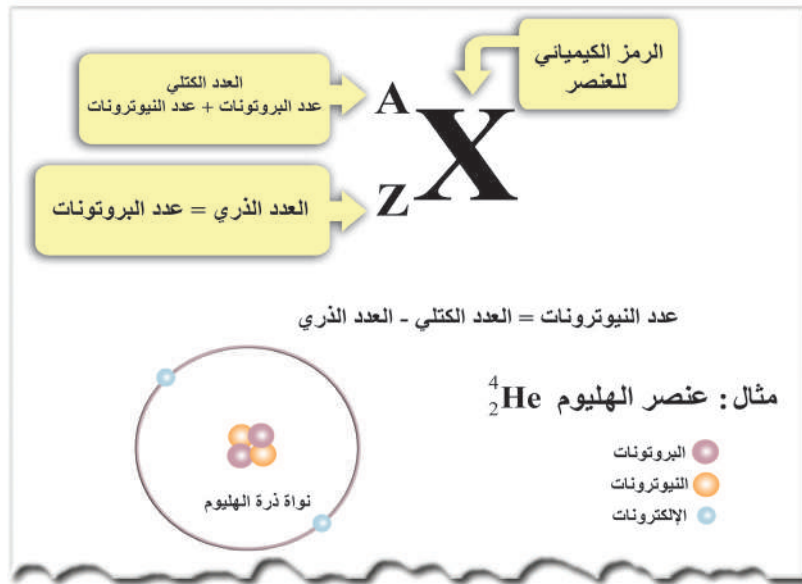
* نشأت الكيمياء النووية من حاجتنا لفهم آلية التأثيرات المتبادلة التي تنشأ بين الإشعاعات المؤيَّنة والمادة، خاصة عند تعرّض الكائنات الحية للإشعاع، وكذلك لفهم تكنولوجيا المفاعلات الذرية والنوية، حيث تدرس الكيمياء النووية تلك التغيّرات التي تُحدثها الإشعاعات المؤيَّنة في المادة وآثارها.

* يتزايد اهتمام العالم بالطاقة وتتنافس الدول في تأمين الطاقات البديلة عن تلك التقليدية (الفحم، الغاز، النفط) القابلة للنفاد والتي لن تستمر طويلاً. ومن هذه البدائل **الطاقة النووية** نظراً لضخامة كمية الطاقة الناتجة عنها. من جهة ثانية تسمح تطبيقات الكيمياء النووية بإنتاج النظائر المشعة التي تُستخدَم في مجالات (الطب، الزراعة، الصناعة، آلية التفاعلات الكيميائية، التأريخ...).

ولكن نظراً لمخاطرها الجمة لا بدّ من اتخاذ الاحتياطات اللازمة .

1 - رمز النواة والجسيمات الأولية:

أ- رمز النواة:



ب- الجسيمات الأولية:

1 جسيم بيتا (β) أو إلكترون ${}^0_{-1}e$ ، ${}^0_{-1}\beta$

2 جسيم ألفا (α) ${}^4_2\text{He}$

3 النيوترون 1_0n

4 البروتون 1_1p ، 1_1H

5 البوزيترون ${}^0_{+1}\beta$ ، ${}^0_{+1}e$

2 - نماذج النواة:

1. نموذج قطرة السائل

(بور): يتصور هذا النموذج النواة كقطرة من سائل تتحرك داخلها البروتونات والنيوترونات بشكل عشوائي كما تتحرك الجزيئات ضمن السائل .



Neils Bohr
(1885 - 1962)

فيزيائي دانمركي فاز بجائزة نوبل في الفيزياء 1922، أسهم بشكل بارز في صياغة نماذج البنية الذرية 1913 إضافة إلى ميكانيك الكم، حصل على الدكتوراه في الفيزياء عام 1911، أكمل دراسته في جامعة كمبريدج تحت إشراف العالم طومسون (مكتشف الإلكترون)، وبعدها انتقل إلى جامعة مانشستر ليدرس على يد العالم إرنست رذرفورد مكتشف نواة الذرة.

2. نموذج الطبقات (ماير):

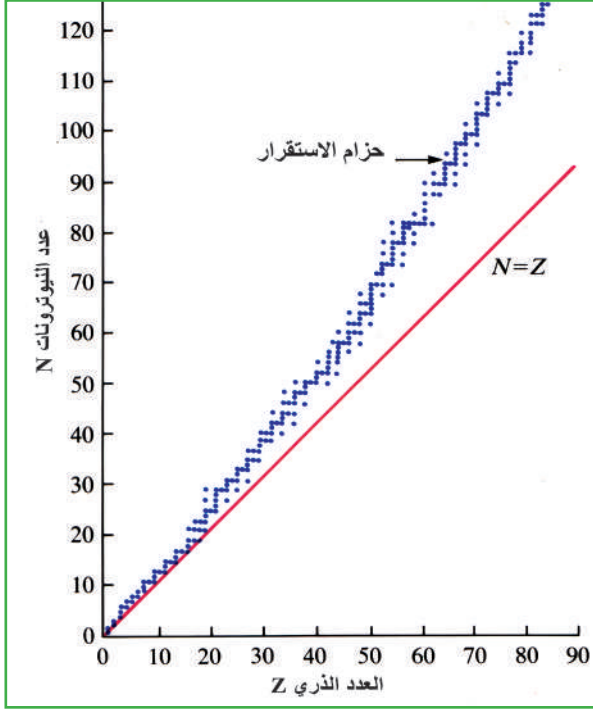
يعتبر هذا النموذج مكوّنات النواة (البروتونات والنيوترونات) مُرتّبة وفق سويات طاقة كما في حالة الإلكترونات خارج النواة. والداعم الأكبر لهذا النموذج هو الاستقرار الكبير لبعض النوى.



Julius Robert von Mayer
(1814 - 1878)

طبيب وفيزيائي ألماني وأحد مؤسسي علم الديناميكا الحرارية، اكتشف قانون حفظ الطاقة الكلية والذي يسمى القانون الأول للديناميكا الحرارية.

3- الاستقرار النووي:



العامل الرئيسي الذي يحدّد فيما إذا كانت النواة مستقرة أم لا هو النسبة (نيوترون إلى بروتون $\frac{n}{p}$). في حالة الذرات المستقرة للعناصر التي لها عدد ذري منخفض تكون النسبة $\frac{n}{p}$ قريبة من الواحد. ومع ازدياد العدد الذري تصبح النسبة $\frac{n}{p}$ للنوى المستقرة أكبر من الواحد. وهذا الانحراف والابتعاد عن الواحد عند الأعداد الذرية الكبيرة يعود إلى تزايد الحاجة إلى النيوترونات للتعويض عن التدافعات القوية الناشئة بين البروتونات الموجبة ومن ثم تحقيق الاستقرار للنواة (انظر الشكل الجانبي).

بالعودة إلى الشكل فإنّ النوى المستقرة تقع ضمن المنطقة التي تحمل اسم **حزام الاستقرار**، ومعظم النوى غير المستقرة تقع خارجه.

- عندما تكون النوى فوق هذا الحزام، فهذا يعني أنها تضم نسبة $\frac{n}{p}$ أكبر من تلك التي للنوى الواقعة ضمن الحزام والتي لها العدد الذري ذاته. ولتخفيض هذه النسبة وللعودة إلى داخل الحزام فإن هذه النوى تخضع إلى العملية الآتية التي تسمح بإطلاق جسيم ${}^0_{-1}\beta$:



إذاً إطلاق جسيم ${}^0_{-1}\beta$ يسمح بزيادة عدد البروتونات في النواة وانخفاض في عدد النيوترونات **مثال:**



- عندما تكون النوى تحت هذا الحزام، فإن النوى تتمتع بنسبة $\frac{n}{p}$ أقل من تلك الموافقة للنوى الواقعة داخل الحزام والمساوية لها بالعدد الذري، ولزيادة هذه النسبة ومن ثم العودة إلى حزام الاستقرار تسعى النوى إلى إصدار بوزيترونات ${}^0_{+1}\beta$:

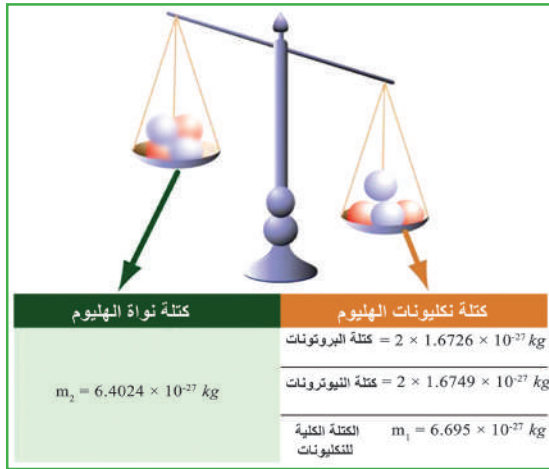


مثال:

4 - طاقة الارتباط في النواة:

كيف تفسر وجود البروتونات داخل النواة الصغيرة الأبعاد جداً رغم قوى التنافر الكهربائية بينها* ؟
دلّت التجارب: أن كتلة النواة أصغر من مجموع كتل مكوناتها فيما لو كانت حرة! . هذا النقصان في الكتلة يتحول إلى طاقة تربط مكونات النواة بعضها ببعض، وتُحسب هذه الطاقة من علاقة أينشتاين:

$$\Delta E = \Delta m c^2$$



ΔE : الطاقة المتحررة عن تشكّل النواة (J).

Δm : النقصان في الكتلة (kg).

$$\Delta m = m_2 - m_1 < 0$$

حيث: m_2 كتلة النواة

m_1 مجموع كتل النكليونات** المكوّنة للنواة.

c سرعة انتشار الضوء في الخلاء $3 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$

• أكثر نوى العناصر استقراراً هي التي

أعدادها الكتلية بين (40 و 120)، لماذا؟

لأنها تمتلك طاقة ارتباط نووية كبيرة نسبياً،

مثال: الحديد ($^{56}_{26}\text{Fe}$).

• نوى العناصر التي تزيد أعدادها الكتلية

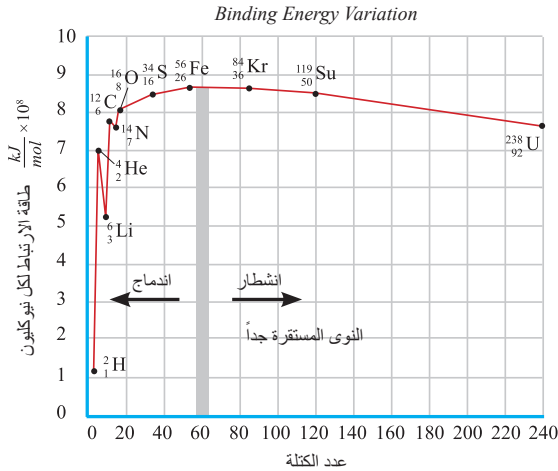
عن (120) هي العناصر الثقيلة وهي

أقل استقراراً من غيرها ويكون لها نشاط

إشعاعي، لماذا؟

لأنها تمتلك طاقة ارتباط نووية صغيرة،

مثال: اليورانيوم ($^{238}_{92}\text{U}$).



* القوى النووية (Nuclear Forces) قوى هائلة، وهي أكبر بكثير من القوى الكهربائية، ومردّها إلى قوى التجاذب القصيرة المدى: بروتون - بروتون، بروتون - نيوترون، نيوترون - نيوترون. ويأتي استقرار النواة من الفرق الكبير بين قوى التجاذب القصيرة المدى وقوى التنافر الكهربائي الساكن.
 ** النكليونات : هي البروتونات والنيوترونات الموجودة داخل النواة.

طاقة الارتباط في النواة:

الطاقة اللازمة لفصل النواة إلى مكوناتها من بروتونات ونيوترونات حرّة (وهي مقدار موجب).

تطبيق (1): احسب طاقة ارتباط نواة الهليوم (${}^4\text{He}$) إذا علمت أن:

$$\text{كتلة نواة الهليوم } 6.4024 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

$$\text{كتلة البروتون } 1.6726 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

$$\text{كتلة النيوترون } 1.6749 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

الحل:

كتلة المكونات الحرّة = عدد البروتونات \times كتلة البروتون + عدد النيوترونات \times كتلة النيوترون

$$m_1 = 2 \times 1.6726 \times 10^{-27} + 2 \times 1.6749 \times 10^{-27}$$

$$= 6.695 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

$$m_2 = 6.4024 \times 10^{-27} \text{ kg} \quad \text{كتلة نواة الهليوم}$$

$$\Delta m = m_2 - m_1 \quad \text{النقصان في الكتلة}$$

$$\Delta m = 6.4024 \times 10^{-27} - 6.695 \times 10^{-27}$$

$$\Delta m = -0.2926 \times 10^{-27} < 0$$

حساب الطاقة :

$$\Delta E = \Delta m c^2$$

$$\Delta E = -0.2926 \times 10^{-27} (3 \times 10^8)^2$$

$$= -2.6334 \times 10^{-11} \text{ J}$$

ومن ثمّ فإنّ طاقة الارتباط = $2.6334 \times 10^{-11} \text{ J}$ (لأنها مقدار موجب)

تطبيق (2): احسب مقدار النقصان في كتلة الشمس خلال يوم واحد إذا علمت أن الشمس تشع طاقة مقدارها $38 \times 10^{27} \text{ J}$ في كلّ ثانية.

الحل:

حساب الطاقة المشعّة خلال يوم : $\Delta E = -38 \times 10^{27} \times 24 \times 3600 \text{ J}$

$$\Delta E = \Delta m c^2$$

$$-38 \times 10^{27} \times 24 \times 3600 = \Delta m (3 \times 10^8)^2$$

$$\Delta m = -3648 \times 10^{13} \text{ kg}$$

5 - النشاط الإشعاعي الطبيعي:



Marie Curie
(1867-1934)

اهتم كل من بيير كوري وزوجته ماري كوري بدراسة خصائص اليورانيوم وخاماته، وقد تبين لهما أن جميع خامات اليورانيوم تُظهر نشاطاً إشعاعياً.



Pierre Curie
(1859-1906)

في عام 1898 اكتشف الزوجان كوري عنصرين مشعين جديدين هما البلوتونيوم والراديوم، وقد نال الزوجان كوري جائزة نوبل في الفيزياء بالمشاركة مع بيكريل عام 1903 لاكتشافهم النشاط الإشعاعي.



- تخضع جميع النوى التي تقع خارج حزام الاستقرار (إضافة إلى النوى ذات عدد البروتونات الذي يفوق 83) إلى إصدار تلقائي لجسيمات ألفا α أو بيتا β أو أشعة كهروطيسية γ قد ترافق كلاً منهما، ويسمى هذا: النشاط الإشعاعي α ، β ، γ .

a - التحول من النمط ألفا:

تحول يطرأ على نواة عنصر مشع بإصداره جسيم ألفا ${}^4_2\text{He}$ ، فينقص العدد الذري بمقدار 2 وينقص العدد الكتلي بمقدار 4 مع انطلاق طاقة وفق المعادلة العامة الآتية:



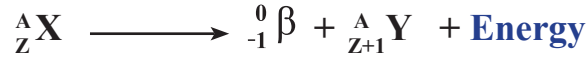
مثال:

(اليورانيوم)

(الثوريوم)

b - التحوّل من النمط بيتا:

تحوّل يطرأ على نواة عنصر مشع بإصداره جسيم بيتا e^0_{-1} أو β^0_{-1} فيزداد العدد الذري بمقدار (1) ولا يتغيّر العدد الكتلي، مع انطلاق طاقة وفق المعادلة العامة الآتية:



مثال:

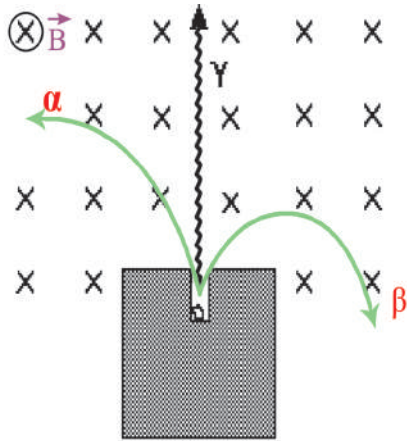
(الثوريوم)

(البروتكتينيوم)

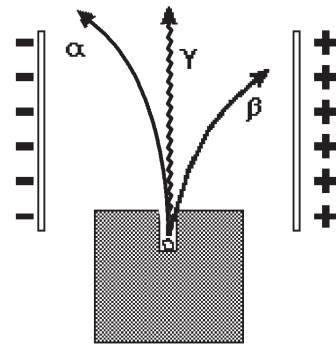
c - خاصيّات جسيمات (β, α) وأشعة (γ) :

* مشاهدات تجريبية:

لدراسة هذه الخاصيات وُضِعَتْ عَيِّنَةٌ صغيرة من $({}^{238}_{92} \text{U})$ المشع في جفنة من الرصاص ومررت النواتج المنطلقة منها في منطقة يسودها حقل كهربائي ثم في منطقة يسودها حقل مغناطيسي، فكانت النتائج كما في الشكلين الآتيين:



تأثير الحقل المغناطيسي \vec{B}



تأثير الحقل الكهربائي \vec{E}

سؤال:

فسّر انحراف جسيمات α إلى اللبوس السالب للكثفة وانحراف جسيمات β إلى اللبوس الموجب للكثفة، وكذلك عدم انحراف أشعة γ ضمن المنطقة التي يسودها الحقل الكهربائي، وذلك على ضوء دراستك لحركة الجسيمات المشحونة ضمن المنطقة التي يسودها حقل كهربائي في الفيزياء.



Ernest Rutherford
(1871 - 1937)

عالم إنكليزي فاز بجائزة نوبل في الفيزياء 1908، أسهم بشكل بارز في صياغة نماذج البنية الذرية 1913 إضافة إلى ميكانيك الكم، اكتشف وحدد خصائص (α, β, γ) ، وضع نموذج لبنية الذرة، وأهم إنجازاته هو اكتشاف نواة الذرة.

* خصائص جسيمات ألفا (α) :

1. جسيمات مادية يتكوّن كل منها من بروتونين ونيوترونين وتطابق نوى الهليوم ${}^4_2\text{He}$.
2. تحمل شحنتين موجبتين وكتلتها تساوي أربعة أضعاف كتلة الهيدروجين العادي.
3. تسبب تأين الغازات التي تمر خلالها (وهنا تكمن خطورتها).
4. نفوذيتها ضعيفة، فيمكن إيقافها باستخدام ورق مقوى.
5. سرعتها $(0.05 c)$ حيث c سرعة الضوء.
6. تنحرف نحو اللبوس السالب لمكتفة مشحونة، وتنحرف بالحقل المغناطيسي.

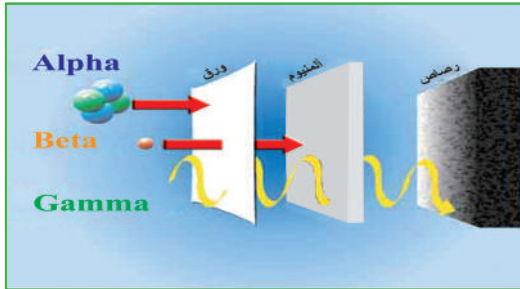
* خصائص جسيمات بيتا (β) :

1. إلكترونات عالية السرعة e^{-} .
2. تحمل شحنة سالبة وكتلتها تساوي كتلة الإلكترون.
3. أقل قدرة على تأيين الغازات من جسيمات ألفا.
4. نفوذيتها أكبر بـ (100) مرة من نفوذية جسيمات ألفا.
5. سرعتها قريبة من سرعة الضوء $(0.9 c)$.
6. تنحرف نحو اللبوس الموجب لمكتفة مشحونة، وتنحرف بالحقل المغناطيسي.

* خصائص إشعاعات غاما (γ) :

1. أمواج كهرومغناطيسية طاقتها عالية جداً.
2. لا تنحرف في الحقل الكهربائي أو الحقل المغناطيسي.
3. أقل قدرة على تأيين الغازات من جسيمات بيتا.
4. نفوذيتها كبيرة جداً، فهي أكبر بـ (10-100) مرة من نفوذية جسيمات بيتا، لذلك تحتاج لإيقافها إلى صفيحة سميكة من الرصاص.
5. سرعتها تساوي سرعة انتشار الضوء في الخلاء

$$c = 3 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$$



النفوذية

d - سلاسل النشاط الإشعاعي:

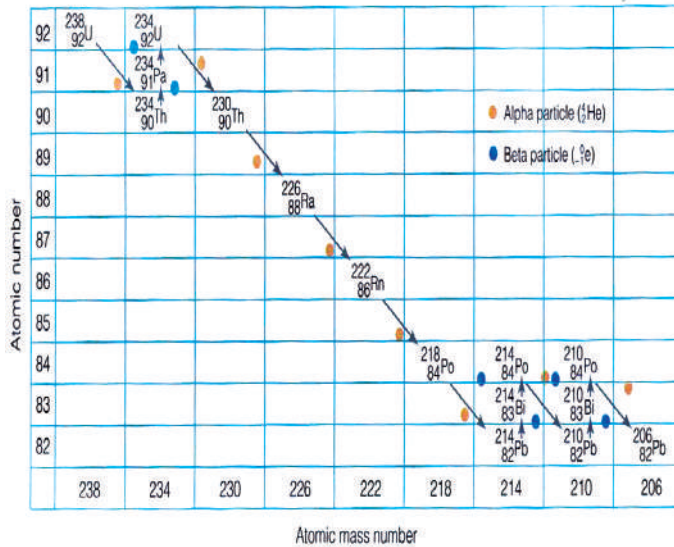
* تتفكك نوى بعض العناصر المشعة مباشرة في خطوة واحدة إلى نواة عنصر غير مشع، مثل: البوتاسيوم المشع الذي يتحول مباشرة إلى الأرجون غير المشع، والكربون المشع الذي يتحول مباشرة إلى النروجين غير المشع، والروبيديوم المشع الذي يتحول مباشرة إلى السترونسيوم غير المشع؛ وفي هذه الحالة تسمى مثل هذه العناصر: (ثنائياً إشعاعياً).

- لكن تحتاج نوى **العناصر الثقيلة** إلى خطوات عدة لتتخلص من الجسيمات النووية الزائدة فيها، حيث تُطلق في كل خطوة منها جسيم **ألفا**، ثم جسيم **بيتا** ويرافق ذلك **أشعة غاما**، ويستمر هذا التحول من عنصر مشع إلى عنصر مشع آخر حتى تصل النواة إلى عنصر نهائي غير مشع، أي **عنصر مستقر** (أحد نظائر الرصاص)، تسمى مجموعة النظائر من النظير المشع الأول إلى العنصر النهائي المستقر: **سلسلة النشاط الإشعاعي**.

وهي مجموعة من العناصر المشعة التي يتفكك أحدها ليعطي عنصراً آخر، ويستمر التفكك، وتنتهي بعنصر مستقر.

* توجد في الطبيعة ثلاث سلاسل إشعاعية:

- الأولى تبدأ باليورانيوم 238 وتنتهي بالرصاص 206.
- الثانية تبدأ بالثوريوم 232 وتنتهي بالرصاص 208.
- الثالثة تبدأ باليورانيوم 235 وتنتهي بالرصاص 207.



(السلسلة الأولى تبدأ باليورانيوم 238 وتنتهي بالرصاص 206)

e - عمر النصف للمادة المشعة $t_{\frac{1}{2}}$:

هو الزمن اللازم لتحويل (تفكك) نصف عدد نوى النظير المشع في عيّنة ما وفق نشاط إشعاعي آخر بدءاً من أي لحظة زمنية.

- يتعلق عمر النصف بنوع العنصر المشع فقط.
- لا يتعلق عمر النصف بالحالة الفيزيائية للعنصر المشع (صلبة، سائلة، غازية)، ولا يتعلق بالروابط الكيميائية للعنصر، ولا يتأثر بتغيّر الضغط ودرجة الحرارة.

عمر النصف <i>Half-Life</i>	النظير المشع <i>Radioactive isotope</i>
4.5×10^9 years	اليورانيوم 238
5.7×10^3 years	الكربون 14
24 days	الثوريوم 234
11.3 minutes	الرادون 222
1.5×10^{-4} seconds	البولونيوم 214

تطبيق (1): إذا علمت أن عمر النصف لعنصر مشع 24 days ، احسب الزمن اللازم كي يصبح النشاط الإشعاعي لعيّنة منه ربع ما كان عليه.

الحل:

$$\frac{1}{4} \xleftarrow{t_{\frac{1}{2}}} \frac{1}{2} \xleftarrow{t_{\frac{1}{2}}} 1$$

عدد مرات تكرار عمر النصف = 2

الزمن الكلي لعملية التفكك الإشعاعي = عمر النصف × عدد مرات تكرار عمر النصف

$$t = 24 \times 2 = 48 \text{ days}$$

تطبيق (2): يبلغ عدد النوى المشعة لعنصر مشع في عينة ما 8×10^5 نواة، وبعد زمن 120 s يصبح ذلك العدد 100000 نواة، احسب عمر النصف لهذا العنصر المشع.

الحل:

$$10^5 \xleftarrow{t_{\frac{1}{2}}} 2 \times 10^5 \xleftarrow{t_{\frac{1}{2}}} 4 \times 10^5 \xleftarrow{t_{\frac{1}{2}}} 8 \times 10^5$$

عدد مرات تكرار عمر النصف = 3

$$\text{عمر النصف} = \frac{\text{الزمن الكلي}}{\text{عدد مرات تكرار عمر النصف}}$$

$$t_{\frac{1}{2}} = \frac{120}{3} = 40 \text{ s}$$

6 - النشاط الإشعاعي الصناعي (التفاعلات النووية):

يختلف النشاط الإشعاعي الصناعي عن النشاط الإشعاعي الطبيعي في أنه يحتاج إلى تصادم بين جسيمين.

عند موازنة معادلة نووية يجب مراعاة:

- انحفاظ العدد الكتلي A: العدد الكلي للبروتونات والنيوترونات للمواد المتفاعلة يساوي العدد الكلي للبروتونات والنيوترونات للمواد الناتجة.
- انحفاظ العدد الذري Z: العدد الكلي للبروتونات للمواد المتفاعلة يساوي العدد الكلي للبروتونات للمواد الناتجة.

a- تفاعلات الالتقاط:

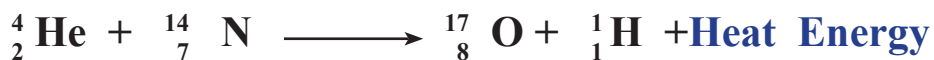
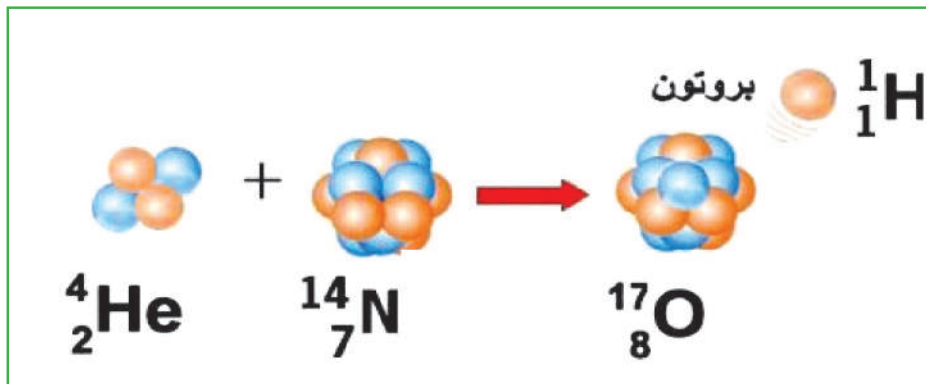
في هذه التفاعلات تلتقط النواة القذيفة التي قُذفت بها دون أن تنقسم ويرافق ذلك انطلاق طاقة:



في هذا التفاعل يتحول الذهب النظير غير المشع إلى الذهب النظير المشع.

b - تفاعلات التطاير:

في هذه التفاعلات تلتقط النواة القذيفة التي قُذفت بها ولا تستقر إلا بعد أن تُطلق جسيماً آخر متحوّلة إلى نواة عنصر جديد ويرافق ذلك انتشار طاقة حرارية، مثال:



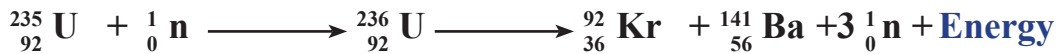
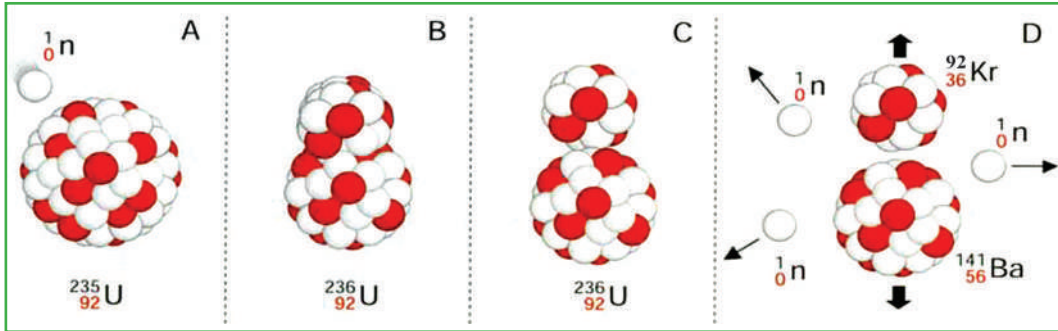
في هذا التفاعل يتحول النتروجين عند قذفه بجسيم ألفا إلى الأكسجين النظير المشع وبروتون مع انتشار طاقة حرارية.

أما عند قذف نواة النروجين بنيوترون فينتج نظير الكربون وبروتون، ويرافق ذلك انتشار طاقة حرارية:

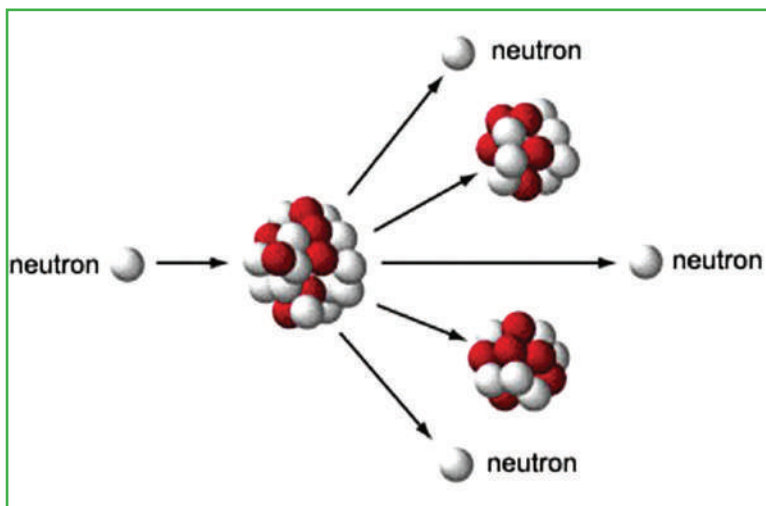


لاحظ أن ناتج هذا النوع من التفاعلات النووية (تفاعلات التطافر) يتوقف على نوع القذيفة.
c - تفاعلات الانشطار:

تتحول نواة اليورانيوم (${}^{235}_{92}\text{U}$) عند قذفها بنيوترون بطيء (سرعته تقارن بسرعة جزيئات الهواء عند درجة حرارة الغرفة) إلى نواة نظير جديد غير مستقر - اليورانيوم (${}^{236}_{92}\text{U}$) - التي تنشط آنياً إلى نواتين متوسطتي الكتلة مع إطلاق ثلاثة نيوترونات سريعة جداً وطاقة هائلة (يستفاد منها في مجالات حياتية إذا تم التحكم بها).



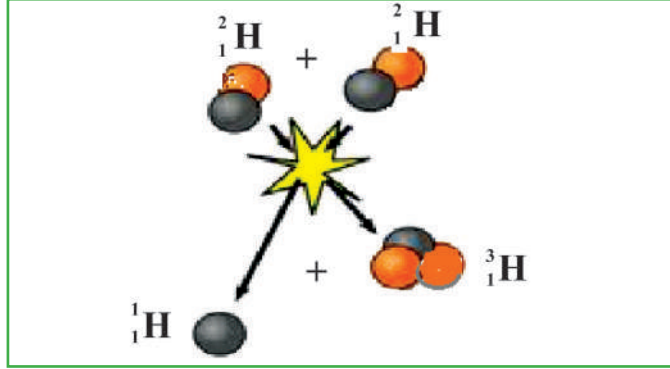
وإذا أمكن إبطاء تلك النيوترونات فإن كل واحد منها يستطيع أن يشطر نواة جديدة من اليورانيوم ${}^{235}_{92}\text{U}$ بعد التقاطه وهكذا فينتج تفاعل نووي متسلسل (انظر الشكل).



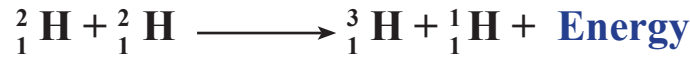
d - تفاعلات الاندماج (الالتحام) النووي:

في هذه التفاعلات يحدث دمج (التحام) نواتين خفيفتين معاً أو أكثر لتكوين نواة أثقل ويرافق ذلك انطلاق طاقة (هائلة) نتيجة نقصان في الكتلة ، أي:

(كتلة النواة الناتجة عن الاندماج أصغر من مجموع كتل النوى المندمجة)



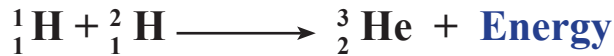
- عندما تنفجر القنبلة الهيدروجينية يحدث تفاعل الاندماج الآتي بسرعة كبيرة جداً حيث يندمج فيه زوج من الديتريوم (نواتا هيدروجين ثقيل) لتوليد التريتيوم (نظير الهيدروجين الأثقل) وبروتون:



أو يعطي نظير الهليوم (3) ونيوترون:



- في النجوم (الشمس مثلاً) تحدث تفاعلات الاندماج الآتية:



تنتج الطاقة الشمسية الهائلة عن تفاعل الاندماج الذي يحدث في الشمس حيث تشع $38 \times 10^{27} \text{ J}$ في كل ثانية، أي تُحوّل الشمس أربعمئة مليون طن من كتلتها إلى طاقة في كل ثانية تقريباً.

كي يبدأ الاندماج النووي لا بد من توافر الشروط الآتية:

- حصر النوى الخفيفة في حيزٍ صغير جداً، لزيادة إمكانية تصادمها والتحامها.
- تطبيق ضغط كبير جداً على النوى الخفيفة.

- رفع درجة حرارتها إلى 10^7 °C لإكسابها طاقة حركية هائلة.
- يلزم لتفجير القنبلة الهيدروجينية حدوث انشطار نووي يوفر الضغط الشديد والحرارة الكافية لاندماج النوى الخفيفة، وهكذا تكون القنبلة الانشطارية (الذرية) كفتيلٍ صاعقٍ للقنبلة الاندماجية (الهيدروجينية).

مميزات تفاعلات الاندماج على تفاعلات الانشطار:

- توافر الوقود اللازم لعملية الاندماج.
- الطاقة الناتجة نظيفة نسبياً، والتلوث الناتج عنها محدود.
- سهولة التخلص من وحدات الإنتاج بعد انتهاء صلاحيتها.

7 - تطبيقات التفاعلات النووية في حياتنا (للمطالعة):

تزايدت أهمية التفاعلات النووية لما لها من تطبيقات حياتية كثيرة، منها:



أحد المفاعلات النووية في اليابان

a. إنتاج الطاقة الكهربائية والحرارية:

يتم استغلال الطاقة النووية لإنتاج الطاقة الكهربائية في محطات خاصة تحوي مفاعلات نووية يتم فيها التحكم في التفاعل المتسلسل للمواد القابلة للانشطار، إضافة إلى استخدام الطاقة الحرارية الهائلة في تطبيقات حياتية كثيرة منها: تحلية مياه البحر.

b. إنتاج النظائر المشعة:

وهي تستخدم في مجالات عديدة كالأبحاث العلمية، وفي تطبيقات طبية لمعالجة بعض الأمراض المستعصية أو الكشف عنها:

- يستخدم العلماء النظائر المشعة لتبيين كيفية تصرف المواد الكيميائية في أجسام النبات والحيوان. وكلُّ نظائر العنصر متكافئة كيميائياً، لذا فإنه يمكن استخدام النظير المشع بالطريقة نفسها التي نستخدم بها النظير العادي. فمثلاً، لكي يقتفي عالم النبات مسار الفوسفور في النبات فإنه يقوم بخلط الفوسفور المشع بالفوسفور العادي، ولمعرفة متى وصل الفوسفور إلى ورقة النبات، فإنه يمكن وضع كاشف الإشعاع - عدّاد غايغر - قرب الورقة. ولمعرفة مكان الفوسفور في الورقة فإنه يمكن وضعها على لوح ضوئي. وعلى اللوح المُظهِر الذي يسمى الوسمة الإشعاعية الذاتية يُحدد موضع النظير المشع على الورقة.

إثراء:

يُنتج 1 kg من الهيدروجين المستهلك في تفاعل الاندماج السابق كمية من الطاقة الحرارية تعادل ما يُنتجه احتراق 22×10^6 kg من الفحم الحجري.

- تم تحديد مصدر الأكسجين الناتج عن عملية التركيب الضوئي باستخدام نظير الأكسجين ($^{18}_8\text{O}$) وتبين أنه من الماء وليس من ثنائي أكسيد الكربون.
- تم تحديد مصدر الأكسجين في الماء الناتج عن تفاعل الأسترة وتبين أنه من الحمض العضوي وليس من الغول (كما سنرى في الكيمياء العضوية).

8 - خطورة النشاط الإشعاعي على الكائنات الحية (للمطالعة):

تحدث جسيمات ألفا وجسيمات بيتا (الضعيفة النفوذية) تغييراً في وظيفة وشكل الخلية الحية، ولها تأثير شديد الفعالية في كل جزء بمفرده، أما أشعة غاما ذات النفوذية العالية فإن تأثيرها يشمل كامل مسارها.

من الأعراض التي تظهر على الإنسان من تأثير الإشعاع :

1. أعراض الجهاز العصبي وعلاماته: تبدأ تلك الأعراض بكسل عام وفتور همة ودوخة ثم رجفان اليدين وتشنج عام في الجسم وترنح في المشي ... وقد يصل الأمر إلى الموت.
2. أعراض الجهاز الهضمي وعلاماته: تبدأ تلك الأعراض بالغثيان والقيء المستمر والإسهال الحاد مما يسبب تجفافاً شديداً، أما التأثير المباشر للإشعاع في الخلايا المبطنّة للجهاز الهضمي فهو يسبب منعها من الانقسام وموتها.
3. أعراض الجهاز الدموي وعلاماته: قصور في نقيّ العظام يسبب نقصاناً كبيراً في عدد خلايا الدم والخلايا الليفية (التي لها وظيفة دفاعية في الجسم).

a. مخاطر بعض العناصر المشعة على الكائنات الحية:

1. الراديوم $^{228}_{88}\text{Ra}$: يطلق جسيمات ألفا في أثناء تفككه التلقائي ، يتوضع في النسيج العظمي مسبباً أوراماً سرطانية.
2. السترونسيوم $^{90}_{38}\text{Sr}$: يطلق جسيمات بيتا في أثناء تفككه التلقائي، يتوضع في النسيج العظمي مسبباً سرطان الكريات البيض نتيجة تأثير جسيمات بيتا في خلايا نقي العظام، كما يسبب الإصابة بفقر الدم الحاد، من خاصياته الأشد خطورة سلوكه الكيميائي (إنه يسلك كيميائياً سلوك الكالسيوم)، فهو أخطر العناصر المشعة على الإنسان.

3. السيزيوم $^{137}_{55}\text{Cs}$: يصل إلى جسم الإنسان عن طريق الغبار الذري الجوي، يتركز في الأعضاء والأنسجة الدقيقة (الكبد، الغدد الجنسية، ...) مسبباً ولادات مشوّهة.
4. اليود المشع $^{131}_{53}\text{I}$: يتجمع في الغدة الدرقية مسبباً سرطان الغدة وتشوهاً للأجنة.

b. قياس كمية الإشعاع الممتص وآثاره:

- تقاس كمية الإشعاع الذي يمتصه جسم ما بوحدتي الراد Rad والغراي Gray

$$1 \text{ Gray} = 100 \text{ Rad}^*$$

إنّ الأثر الضار الذي يسببه امتصاص الجسم للإشعاع لا يتوقف فقط على الطاقة التي يحملها هذا الإشعاع بل يتعلق بنوع الإشعاع الذي يحمل تلك الطاقة أيضاً، **فأشعة ألفا مثلاً أشدّ ضرراً من أشعة بيتا الحاملة للمقدار نفسه من الطاقة !**

يتم الكشف عن الإشعاع باستخدام أجهزة أشهرها: عداد غايغر، سنأتي على ذكر مبدأ عملها فيما بعد.



Geiger Hans
(1882 - 1945)

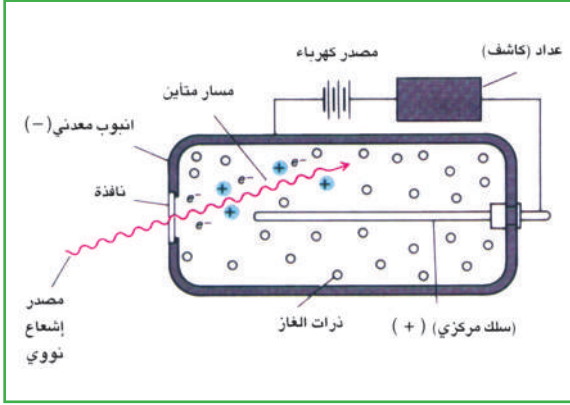
فيزيائي ألماني، اشتهر بأبحاثه في خاصيات الإشعاع والنظرية الذرية والإشعاعات الكونية، اخترع جهازاً لقياس الإشعاع يعرف باسمه (عداد غايغر).



عداد غايغر

* والراد Rad : هو كمية الإشعاع التي تؤدي إلى امتصاص $1 \times 10^{-2} \text{ J}$ لكل كيلو غرام من العنصر المشع.

c. آلية كشف التلوث الإشعاعي:



يحدث أحياناً تسرب أو تلوث إشعاعي بسبب خلل في مفاعل نووي (مفاعل تشرنوبل بأوكرانيا 1986 م) أو كارثة بيئية (تسونامي اليابان 2011 م)، وللإشعاعات النووية أثر بالغ الخطورة على الإنسان والكائنات الحية، وللتحقق من حدوث التلوث الإشعاعي ومداه تُستخدم أجهزة الكشف عن جسيمات (α ، β ، وأشعة γ)

ومن أكثرها شيوعاً عداد غايغر (الشكل المرافق)، حيث توضع العينة المراد اختبار مدى تلوثها بالإشعاع أمام نافذة الجهاز، فإذا كانت العينة ملوثة فإنها تُصدر إشعاعاً يسبب تأيين ذرات غاز الأرجون الذي يملأ الجهاز فتولد تياراً كهربائياً يمرّ في العداد ويمكن قراءته، أو حدوث نبضات صوتية أو إشارات ضوئية.

9- أهم الاحتياطات اللازمة للحماية من المواد المشعة (المطالعة):

1. إبعاد الكائنات الحية عن مكان مصدر الإشعاع: (التجارب والتفجيرات النووية، المفاعلات النووية، محطات توليد الطاقة الكهربائية من الطاقة النووية، المواد المشعة ...).
2. وضع المواد المشعة - عند نقلها من مكان إلى آخر - ضمن أوعية من الرصاص (استخدام مغلفات مزدوجة) لمنع تسرب الإشعاع، وحفظها في أماكن خاصة.
3. فحص العاملين في مجال الإشعاع ومحطات الطاقة النووية بشكل دوري بأجهزة كشف الإشعاع.
4. تزويد أماكن العمل بحواجز وقائية ذات سمك كافٍ تمنع تسرب الإشعاع إلى العاملين.
5. فحص الأماكن المحيطة بـ (التجارب والتفجيرات النووية، المفاعلات النووية، محطات توليد الطاقة الكهربائية من الطاقة النووية، ...) وقياس نسبة الإشعاع فيها.
6. فحص المواد الغذائية المستوردة من الدول التي يُحتمل تلوثها بالمواد المشعة، ومنع إدخال الملوّث منها.

10- مقارنة بين التفاعلات الكيميائية والنوية:

التفاعلات النووية	التفاعلات الكيميائية
1- تخضع العناصر أو النظائر إلى تحوّل فيما بينها.	1- يُعاد ترتيب الذرات في الجزيئات المتفاعلة من خلال كسر روابط وتشكيل أخرى.
2- يمكن أن تساهم البروتونات أو النيوترونات وغيرها من الجسيمات الأولية في التفاعلات النووية.	2- لا تساهم إلا إلكترونات المدارات الذرية أو الجزيئية السطحية في كسر الروابط أو تشكيلها.
3- تترافق التفاعلات بامتصاص أو بإطلاق كميات كبيرة نسبياً من الطاقة.	3- تترافق التفاعلات بإطلاق أو امتصاص كميات صغيرة نسبياً من الطاقة.
4- لا تتعلق سرعة التفاعل بدرجة الحرارة أو الضغط أو التركيز أو وجود المواد المساعدة (الوسيط).	4- تتعلق سرعة التفاعل بدرجة الحرارة والضغط والتركيز ووجود المواد المساعدة (الوسيط).



ملاحظة

جميع العناصر التي تتمتع بعدد ذري أكبر من 83 ذات نشاط إشعاعي طبيعي.



مثال:



ما يجب تذكره:

- يوجد نموذجان للنواة: نموذج قطرة السائل، نموذج الطبقات.
- العامل الرئيسي الذي يحدّد فيما إذا كانت النواة مستقرة أم لا هي النسبة (نيوترون إلى بروتون $\frac{n}{p}$).
- طاقة الارتباط في النواة: الطاقة اللازمة لفصل النواة إلى مكوناتها من بروتونات ونيوترونات (وهي مقدار موجب).
- تنطلق من نوى العناصر المشعة عند التفكك التلقائي جسيمات عالية السرعة هي جسيمات ألفا α وجسيمات بيتا β ويرافق هذا التفكك انطلاق أشعة غاما γ .
- التحوّل من نموذج ألفا: تحول يطرأ على نواة عنصر مشع بإصداره جسيم ألفا فينقص العدد الذري بمقدار 2 وينقص العدد الكتلي بمقدار 4 مع انطلاق طاقة.
- التحوّل من نموذج بيتا: تحول يطرأ على نواة عنصر مشع بإصداره جسيم بيتا فيزداد العدد الذري بمقدار 1 ولا يتغيّر العدد الكتلي.
- **سلسلة النشاط الإشعاعي:**
- مجموعة من العناصر المشعة التي يتفكك أحدها ليعطي عنصراً آخر، ويستمر التفكك، وتنتهي بعنصر مستقر.
- تقاس كمية الإشعاع بوحدتي الراد والغراي، ويتم الكشف عن الإشعاع باستخدام عداد غايغر.
- **في تفاعلات الالتقاط:** تلتقط النواة القذيفة التي قُذفت بها دون أن تنقسم، ويرافق ذلك انطلاق طاقة.
- **في تفاعلات التطاير:** تلتقط النواة القذيفة التي قُذفت بها ولا تستقر إلا بعد أن تُطلق جسيماً آخر متحوّلة إلى نواة عنصر جديد، ويرافق ذلك انتشار طاقة حرارية.
- **في تفاعلات الانشطار النووي:** تنشطر نواة العنصر الثقيل إلى نواتين متوسطتي الكتلة مع انطلاق طاقة هائلة.
- **في تفاعلات الاندماج النووي:** يحدث دمج (التحام) نواتين خفيفتين معاً أو أكثر لتكوين نواة أثقل، ويرافق ذلك انطلاق طاقة (هائلة).
- **عمر النصف للمادة المشعة $t_{1/2}$:** الزمن اللازم لتحول نصف عدد نوى النظير المشع في عينة منه وفق نشاط إشعاعي آخر بدءاً من أي لحظة زمنية.

الحوادث الإشعاعية في العالم



الطاقة النووية من الطاقات غير المتجددة تنتج عن المواد المشعة (كمعدن اليورانيوم)، ورغم أهميتها لكنها ملوثة للبيئة بالإشعاعات التي تصدرها هذه المواد والنفايات الناتجة عن المفاعلات النووية. اعتمد الخطوات الآتية في تحديد الأضرار الناجمة عن التلوث النووي.

المشاركون	الخطوات	المراحل
المدرّس ومجموعة من الطلاب.	<ul style="list-style-type: none"> • تحديد المشكلة الأساسية وعناصرها. • تحديد الأهداف. • اسم المشروع. • وضع الفرضيات. • اختيار الطرائق. • تحديد مستلزمات التنفيذ. • توزيع المهام ضمن المجموعة. • وضع المخطط التنفيذي للمشروع. 	الإعداد والتخطيط
المدرّس ومجموعة من الطلاب والجهات المتعاونة إن وجدت.	<ul style="list-style-type: none"> • جمع البيانات والمعلومات وتنظيمها. • إنجاز التجارب والصور. • مناقشة الأعمال المرحلية المنجزة. • اقتراح الحلول الأولية. • التقويم المرحلي والمتابعة. • إعداد التقرير الأولي. • إعداد بطاقات التقويم الذاتي. 	التنفيذ
المدرّس والطلاب.	<ul style="list-style-type: none"> • مناقشة التقرير الأولي. • مناقشة بطاقات التقويم الذاتي. • التطوير. • كتابة التقرير النهائي. • تقديم المشروع. 	إعداد التقرير النهائي

اقرأ النص الآتي :

بدأ الإنسان بالبحث عن مصادر الطاقة منذ القدم، وما زال حتى يومنا هذا يبحث عن مصادر جديدة توفر له استخدام التكنولوجيا بشكل مناسب. ومن هذه الطاقات الطاقة النووية الناتجة عن التفاعلات النووية للمواد المشعة (كمعدن اليورانيوم) في المفاعلات النووية.

هناك صعوبات وتحديات كبيرة تواجهنا عند استخدام الطاقة النووية ، منها:

صعوبة الحصول على المواد المشعة، صعوبة التحكم بهذه الطاقة ، تلوينها للبيئة، حدوث انفجارات نووية في المفاعلات تسبب دماراً لما حولها وتسرباً للجسيمات والإشعاعات النووية والغبار الذري (بقايا المواد المشعة الناتجة عن الانفجار) يؤدي إلى تلوث البيئة.

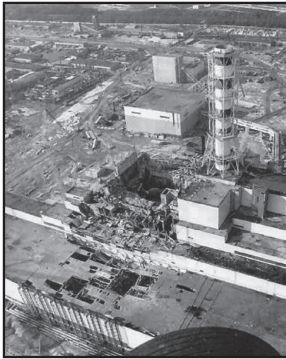
آثار التلوث النووي:

مفاعل تشيرنوبيل أحد المحطات النووية لتوليد الطاقة الكهربائية، وتقع مدينة تشيرنوبيل في روسيا. انفجر مفاعل تشيرنوبيل في نيسان من عام 1986، مما أدى إلى اندلاع حريق هائل نجم عنه انصهار أكثر من 100 طن من الوقود المشع واحتاج إخماد الحريق أكثر من 15 يوماً، رغم اشتراك أكثر من 1000 طيار في عملية الإخماد شديدة الخطورة.

نقل السكان إلى مناطق تبعد نحو 50 km من تشيرنوبيل، وكانت ملوثة بدورها بالإشعاعات لكن بنسبة أقل، ومعظمهم عانى الغثيان والإسهال، وتُقدر ضحايا الكارثة بنحو 4000 شخص، وقد أدى إلى ارتفاع معدل التشوهات لدى المولودين والأجنة، كما ظهرت أيضاً حالات إصابة بالسرطان ، وموت أكثر من 70/ ألف حيوان. وتلوث التربة بالإشعاع، كما ماتت النباتات في مدى عشرة كيلومترات حول المفاعل، نتيجة للغبار الذري المشع الذي انتشر في المنطقة. ومازالت آثار هذا التلوث غير المباشرة تظهر على الكائنات الحية حتى يومنا هذا.

الإجراءات الواجب اتباعها للحد من آثار التلوث النووي:

1. بناء المفاعلات في المناطق غير المأهولة بالسكان وتحقيق شروط الأمان فيها.
2. إجراء مراقبة دورية للمفاعلات النووية.
3. إجراء اختبارات دورية للتأكد من عدم تسرب الإشعاع النووي خارج المفاعل.
4. وضع استراتيجية مناسبة للتخلص من النفايات النووية بطرائق علمية.



5. إجراء فحوص دورية للعاملين في المحطات النووية.
6. تقليل الكوادر البشرية العاملة في المحطات النووية (استخدام الإنسان الآلي) .

أهداف المشروع :

1. يبيّن أهمية الطاقة للإنسان.
2. يصنّف الجسيمات والإشعاعات التي تصدر عن الكوارث النووية.
3. يستنتج الأضرار الناجمة عن الكوارث النووية في مجال الصحة والتربة.
4. يذكر الإجراءات اللازمة للحدّ من الآثار المدمرة للكوارث النووية. (ابحث عن ذلك في مصادرك).

تنفيذ المهام داخل الغرفة الصّفيّة :

- تحديد المشكلة.
- العمل ضمن مجموعات.
- توزيع المهام بين المجموعات.
- التخطيط الجيد في تنفيذ المهام.
- استخدام الإنترنت للحصول على المعلومات.

توزيع المهام بين مجموعات المشروع:

يُوزع طلاب الصف إلى أربع مجموعات بشكل عشوائي، ويختار كل طالب ورقته التي تمثل مجموعته:

المجموعة الأولى: تبحث في نوع الجسيمات والإشعاعات التي تصدرها الكوارث النووية ، وتصنيفها حسب نفوذيتها، ويتم ذلك من خلال : كتاب الطالب ، العودة إلى مكتبة المدرسة وبعض المواقع الإلكترونية، وجمع صور وبيانات متعلقة بذلك.

المجموعة الثانية: تجمع معلومات عن الأضرار الناجمة عن الكوارث النووية بالنسبة للإنسان وتأثيرها على صحته وخصوصاً الأطفال ومستقبلهم، وذلك من خلال العودة إلى بعض المراجع والمواقع الإلكترونية.

المجموعة الثالثة: تجمع معلومات عن الأضرار الناجمة عن الكوارث النووية بالنسبة للتربة الزراعية وتأثيرها على الإنسان ، وذلك من خلال العودة إلى بعض المراجع والمواقع الإلكترونية .

المجموعة الرابعة: تجمع معلومات واقتراحات عن الإجراءات اللازمة للحدّ من الآثار المدمّرة للكوارث النووية .

(يتم اختيار ممثل لكل مجموعة، ونائب له بشكل دوري، ويقوم كلّ من الممثلين بمتابعة عمل

مجموعته بإشراف وتوجيه المدرّس).

الاستنتاج والتحليل:

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

الكتابة لعلم الفيزياء:

قال عالمٌ عاصِرَ كارثةٍ ”مفاعل تشيرنوبيل“ :
” إن جيلنا رأى كيف بدأت الكارثة ، لكنه لن يرى النهاية “
أبد رأيك في هذه المقولة.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

أنشطة وتدريبات

أولاً: اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يأتي:

(1) نظائر عنصر ما هي ذرات لها العدد نفسه من:

(a) النيوترونات (b) البروتونات (c) النكليونات (d) البوزيترونات

(2) كي يتحوّل العنصر ${}^A_Z X$ إلى العنصر ${}^A_{Z+1} Y$ تلقائياً:

(a) يكسب بروتوناً (b) يخسر نيوتروناً (c) يطلق جسيم ألفا (d) يطلق جسيم بيتا

(3) كي يتحوّل العنصر ${}^A_Z X$ إلى العنصر ${}^{A-4}_{Z-2} Y$ تلقائياً:

(a) يكسب بروتوناً (b) يخسر نيوتروناً (c) يطلق جسيم ألفا (d) يطلق جسيم بيتا

(4) يتحوّل النحاس ${}^{63}\text{Cu}$ وهو نظير غير مشع عند قذفه بنيوترون إلى نظير مشع ${}^{64}\text{Cu}$ في تفاعل

نووي، من نوع:

(a) التقاط (b) تطاير (c) انشطار (d) اندماج

(5) يطرأ تحوّل من نموذج ألفا على عنصر اليورانيوم ${}^{238}_{92}\text{U}$ فيتكوّن عنصر:

(a) الراديوم ${}^{222}_{88}\text{Ra}$ (b) البروتكتينيوم ${}^{234}_{91}\text{Pa}$

(c) الأكتينيوم ${}^{228}_{89}\text{Ac}$ (d) الثوريوم ${}^{234}_{90}\text{Th}$

(6) يطرأ تحوّل من نموذج بيتا على عنصر الثوريوم ${}^{234}_{90}\text{Th}$ فيتكوّن عنصر:

(a) الراديوم ${}^{222}_{88}\text{Ra}$ (b) البروتكتينيوم ${}^{234}_{91}\text{Pa}$

(c) الأكتينيوم ${}^{228}_{89}\text{Ac}$ (d) اليورانيوم ${}^{238}_{92}\text{U}$

(7) إذا كان عمر النصف لعنصر مشع 3 min ، فإن نسبة ما يتبقى منه (مما كان عليه) في عينة منه

بعد 15 min تساوي:

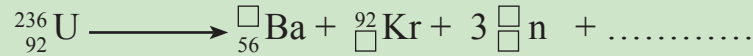
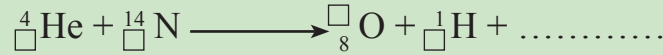
(a) $\frac{1}{2}$ (b) $\frac{1}{8}$ (c) $\frac{1}{16}$ (d) $\frac{1}{32}$

ثانياً: أعط تفسيراً علمياً لكل مما يأتي:

1. تبقى بروتونات النواة مترابطة رغم وجود قوى التنافر الكهربائية بينها.
2. مجموع كتل مكونات النواة وهي حرة، أكبر من كتلة النواة.
3. إصدار النواة للإلكترونات المؤلفة لأشعة بيتا.
4. لا تتأثر أشعة غاما بالحقل الكهربائي.
5. النيوترون أفضل قذيفة نووية.
6. تُحفظ المواد المشعة في أوعية من الرصاص.
7. يلزم لتفجير القنبلة الهيدروجينية حدوث انشطار نووي.

ثالثاً: أجب عن الأسئلة الآتية:

1- أكمل التفاعلات النووية الآتية وحدد نوع كل تفاعل:



2- احسب مقدار النقص في كتلة الشمس خلال ساعة واحدة إذا كانت تشع طاقة مقدارها

$$38 \times 10^{27} \text{ J} \text{ في كل ثانية، إذا علمت أن سرعة انتشار الضوء في الخلاء } c = 3 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$$

$$\Delta m = -152 \times 10^{13} \text{ kg}$$

3- احسب عمر النصف لعنصر مشع في عينة منه إذا علمت أن الزمن اللازم ليصبح عدد النوى المشعة

$$\text{في تلك العينة } \frac{1}{8} \text{ مما كان عليه يساوي } 240 \text{ years}$$

$$t_{\frac{1}{2}} = 80 \text{ years}$$

4- يطلق النظير المشع لعنصر الثوريوم ${}^{232}_{90}\text{Th}$ جسيم ألفا أولاً ثم جسيم بيتا، فما العدد الذري وما العدد

الكتلي للنواة الناتجة؟ اكتب اسم العنصر الناتج بالاعتماد على الجدول الدوري.

5- قارن بين جسيمات ألفا وجسيمات بيتا من حيث:

a - النفوذية. b - التأيين.

c - الشحنة الكهربائية. d - جهة الانحراف بالنسبة للبوسني مكثفة مشحونة.

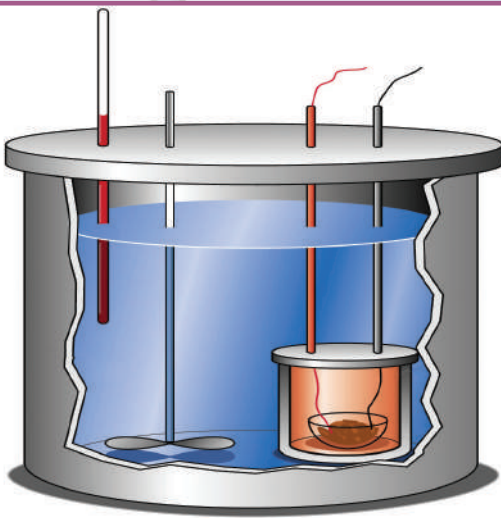


الوحدة الثانية

الكيمياء الحرارية Thermochemistry

الأهداف العامة:

- يتعرّف الكيمياء الحرارية.
- يفهم تبادلات الطاقة خلال التغيرات الفيزيائية والكيميائية للمادة.
- يبيّن تأثير تغيّر الطاقة الحرارية على الأجسام.
- يثمن أهمية الكيمياء الحرارية في حياتنا.



الكيمياء الحرارية

الأهداف التعليمية:

- أن يكون الطالب في نهاية الدرس قادراً على أن:
- ◀ يعرف الكيمياء الحرارية.
 - ◀ يفسر التغيرات الحرارية المصاحبة للعمليات الكيميائية:
 - حرارة التكوّن (التشكل).
 - حرارة التعديل.
 - حرارة التفاعل الكيميائي.
 - حرارة الاحتراق.
 - ◀ يعرف الحالة القياسية (المعيارية) للمادة.
 - ◀ يذكر خاصيّات تابع الحالة.
 - ◀ يعبر عن المعلومات الكيميائية الحرارية للتفاعلات بمعادلات كيميائية حرارية موزونة.
 - ◀ يقيس تجريبياً:
 - حرارة احتراق مادة ما.
 - حرارة تعديل حمض قوي مع أساس قوي.
 - ◀ يحسب حرارة تفاعل ما بطرائق غير مباشرة:
 - حرارة التكوّن (التشكل).
 - قانون هس.
 - طاقة الرابطة.

مراكز الاهتمام:

1. الكيمياء الحرارية.
2. حرارة التعديل.
3. حرارة التكوّن (التشكل).
4. حرارة التفكك.
5. حرارة الاحتراق.
6. الحالة القياسية (المعيارية).
7. قانون هس.
8. طاقة الرابطة.

تترافق معظم التفاعلات الكيميائية بامتصاص حرارة أو تحريرها. وتسمى التفاعلات التي يرافقها تغير في الطاقة الحرارية: التفاعلات الكيميائية الحرارية، وهي إما ناشرة للحرارة أو ماصة للحرارة.

الكيمياء الحرارية: فرع الكيمياء الذي يُعنى بدراسة التغيرات الحرارية التي ترافق التفاعلات الكيميائية.

1- تغير طاقة التفاعلات الكيميائية وحرارة التفاعل:

إنّ تغيرات الطاقة الحرارية خلال التفاعل الكيميائي (الحاصل تحت ضغط ثابت) ترتبط بالخاصية الترموديناميكية (الأنتالبية) والتي يُرمز لها بالرمز H ولكلّ مادة أنتالبية خاصة بها. إذا كان مجموع تغيرات أنتالبيات المواد المتفاعلة $\sum \Delta H_1$ ومجموع تغيرات أنتالبيات المواد الناتجة $\sum \Delta H_2$ ، فإنّ التغير الحراري ΔH الذي يحصل خلال التفاعل هو الفرق بين أنتالبية المواد الناتجة وأنتالبية المواد المتفاعلة أي:

$$\Delta H = \sum \Delta H_2 - \sum \Delta H_1$$

تغير الأنتالبية = مجموع تغيرات أنتالبيات المواد الناتجة - مجموع تغيرات أنتالبيات المواد المتفاعلة



ملاحظة

بما أنّ التفاعلات الكيميائية تجري تحت ضغط ثابت فإنّ تغيرات الطاقة الحرارية المرافقة لها تساوي تغيرات تابع حالة نسميه الأنتالبية (المحتوى الحراري) ويرمز لها بالرمز H ، وتُعد الأنتالبية **تابع حالة** لا يتوقف تغيره ΔH على الطريق المسلك بل يعتمد على الحالة الابتدائية والحالة النهائية للجملة. فمثلاً عند تشكّل 1 mol من الماء السائل من تفاعل غازي الهيدروجين والأكسجين يكون تغير الأنتالبية $\Delta H^\circ = -286 \text{ kJ}$ تحت ضغط جوي واحد ودرجة حرارة (25°C) . وتغير الأنتالبية هذا سنحصل عليه مهما كانت الطرائق المستعملة لتحضير الماء من عناصره الأولية ومهما تعددت مصادر الحصول على الهيدروجين والأكسجين.

مثال:



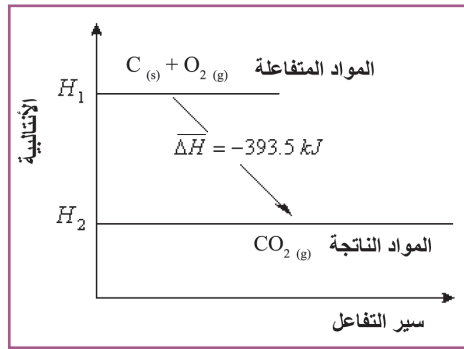
$$\Delta H = (p\Delta H_C + q\Delta H_D) - (m\Delta H_A + n\Delta H_B)$$

حيث:

ΔH_A و ΔH_B و ΔH_C و ΔH_D تمثل تغيرات أنثالبيات المواد A و B و C و D على التوالي، و m و n و p و q تمثل عدد مولات كل مادة من هذه المواد التي تجعل المعادلة موزونة.

مثال:

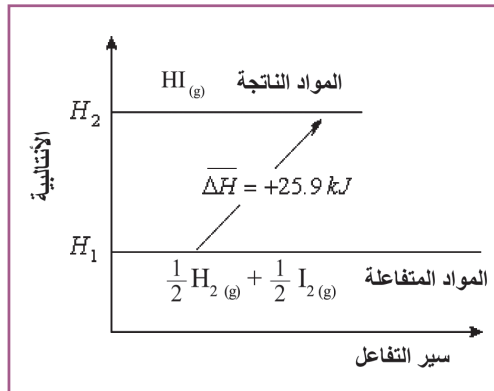
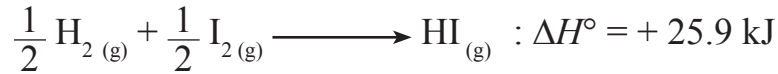
تغير الأنثالبية المرافق لتكوين مول واحد من ثنائي أكسيد الكربون:



تغير الأنثالبية لتفاعل ناشر للحرارة

مثال:

تغير الأنثالبية المرافق لتكوين مول واحد من يود الهيدروجين.



تغير الأنثالبية لتفاعل ماص للحرارة

ويتم تعيين تغير الأنثالبية للتفاعل بقياس حرارة التفاعل في مسعر خاص، وتحت ضغط

ثابت $\Delta H = Q_p$.

أي: **كمية الحرارة تحت ضغط ثابت = تغير الأنثالبية.**

2- طريقة كتابة المعادلات الكيميائية الحرارية:

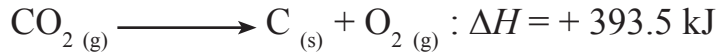
1- يُعبّر عن المعلومات الكيميائية الحرارية عادة بكتابة المعادلة الموزونة للتفاعل الكيميائي، ثم كتابة قيمة حرارة التفاعل ΔH إلى جانب التفاعل.

2- تكون قيمة ΔH سالبة إذا كان التفاعل ناشراً للحرارة، وتكون موجبة إذا كان التفاعل ماصاً للحرارة.

3- يُكتب رمز الحالة الفيزيائية الطبيعية للمواد المتفاعلة تحتها أو بجانبها، فإذا كانت المادة صلبة نكتب (s) وإذا كانت سائلة يرمز لها بـ (l) وإذا كانت غازاً يرمز لها بـ (g)، و (aq) إذا كانت منحلّة بالماء.



4- إذا عكس التفاعل فإن إشارة ΔH تتعكس أيضاً.



3- الحالة القياسية Standard State:

يعتمد تغير الأنتالبية في التفاعلات الكيميائية على درجة الحرارة والضغط المطبق.

يتم تعيين تغير الأنتالبية للتفاعلات الكيميائية في الحالة القياسية والتي تمّ تحديدها بضغط جوي واحد (1 atm). وفي هذه الحالة يُرمز إلى تغير الأنتالبية ΔH° حيث تعني الإشارة (°) أن القياسات تمت في الحالة القياسية.

الحالة القياسية لأي مادة: الحالة التي توجد فيها المادة بشكلها الثابت المستقر عند الضغط القياسي (1 atm).

يتمّ إعداد الجداول الترموديناميكية للمقادير القياسية عادة عند 25°C (أي 298.15 K).

الحالة القياسية لبعض العناصر والمركبات تحت الضغط القياسي (1 atm) وعند الدرجة

(298.15 K):

- الأكسجين والهيدروجين والنتروجين غازات.
- البوتاسيوم والرصاص والنحاس مواد صلبة، أما الزئبق فإنه سائل.
- الماء مادة سائلة وكربونات الصوديوم مادة صلبة وثنائي أكسيد الكربون مادة غازية.
- أما بالنسبة للمواد الصلبة والتي يمكن أن يكون لها أشكال بلورية مختلفة (تأصلية) في الشروط القياسية فإنه عند إعطاء قيمة لحرارة التفاعل يجب تحديد الشكل البلوري للمواد المشتركة في التفاعل.

4- بعض أنواع التغيرات الحرارية:

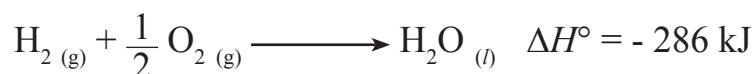
1- أنتالبية التكوّن (التشكل) القياسية *Standard Enthalpy of Formation*:

أنتالبية التكوّن القياسية لمركب ما: هي تغير الأنتالبية عند تكوين مول واحد من المركب انطلاقاً من

عناصره الأولية وهي في حالتها القياسية، ويُرمز لها بـ ΔH_f° .

أمثلة:

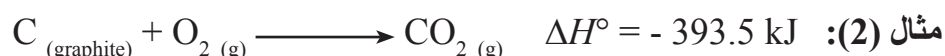
(1) في التفاعل الآتي:



يتكوّن 1 mol من الماء السائل من اتحاد عنصريه (الهيدروجين والأكسجين) في الشروط القياسية

مع انطلاق 286 kJ، أي إن أنتالبية التكوّن القياسية للماء السائل:

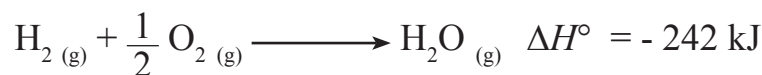
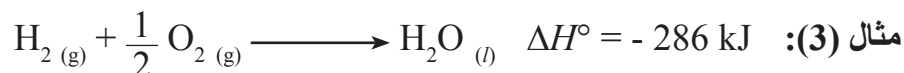
$$\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O})_l = - 286 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$



نلاحظ أن الفرق في الأنتالبية +1.9 kJ ناتج من اختلاف أشكال الكربون بين الألماس والغرافيت، ويعد

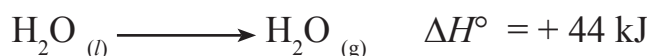
الغرافيت عادةً الشكل التأسلي الأكثر استقراراً للكربون في الحالة القياسية عند 25 °C.

نتيجة: أنتالبية التكوّن القياسية لمادة تتوقف على الشكل التأسلي لها.



نلاحظ أن الحرارة الناتجة عن التفاعل الثاني أقل من الحرارة الناتجة عن التفاعل الأول

بمقدار 44 kJ + وهي كمية الحرارة اللازمة لتحويل 1 mol من الماء السائل إلى بخار:



نتيجة: أنتالبية التكوّن القياسية لمادة تتوقف على حالتها الفيزيائية.

(4) في التفاعل الآتي:



يتكوّن 2 mol من غاز كلور الهيدروجين من اتحاد عنصريه (الهيدروجين والكلور) في الشروط القياسية مع انطلاق 184.6 kJ ، أي إن أنتالبية التكوّن القياسية له:

$$\Delta H_f^\circ (\text{HCl})_{\text{g}} = \frac{-184.6}{2} = - 92.3 \text{ kJ. mol}^{-1}$$



ملاحظة

لقد اتفق العلماء على أن ΔH_f° لجميع العناصر في حالتها القياسية تساوي صفراً، مثال:

$$\Delta H_f^\circ (\text{O}_2)_{\text{(g)}} = 0 \text{ kJ. mol}^{-1} , \Delta H_f^\circ (\text{Hg})_{\text{(l)}} = 0 \text{ kJ. mol}^{-1}$$

يبين الجدول الآتي قيم أنتالبية التكوّن القياسية لبعض المركبات:

المركب	أنتالبية التكوّن القياسية $\Delta H_f^\circ \text{ kJ. mol}^{-1}$	المركب	أنتالبية التكوّن القياسية $\Delta H_f^\circ \text{ kJ. mol}^{-1}$
$\text{H}_2\text{O} (\text{g})$	-241.8	$\text{C}_2\text{H}_4 (\text{g})$	+52.3
$\text{H}_2\text{O} (\text{l})$	-286.0	$\text{C}_2\text{H}_2 (\text{g})$	+226.7
$\text{HCl} (\text{g})$	-92.3	$\text{C}_6\text{H}_6 (\text{l})$	+49.04
$\text{HBr} (\text{g})$	-36.2	$\text{CH}_3\text{OH} (\text{g})$	-201.2
$\text{HI} (\text{g})$	+25.9	$\text{CH}_3\text{OH} (\text{l})$	-238.6
$\text{H}_2\text{S} (\text{g})$	-20.2	$\text{SO}_2 (\text{g})$	-296.1
$\text{NH}_3 (\text{g})$	-46.2	$\text{CO} (\text{g})$	-110.5
$\text{NaCl} (\text{s})$	-411	$\text{CO}_2 (\text{g})$	-393.5
$\text{CH}_4 (\text{g})$	-74.85	$\text{Al}_2\text{O}_3 (\text{s})$	-1669.8
$\text{C}_2\text{H}_6 (\text{g})$	-84.67	$\text{C}_3\text{H}_8 (\text{g})$	- 103.8
$\text{HF} (\text{g})$	-271.1		

أنتالبية التفكك *Dissociation* القياسية لمركب ما يرمز لها بـ ΔH_d° وتساوي بالقيمة المطلقة أنتالبية تكوّنه وتخالفها بالإشارة، أي:

$$\Delta H_d^\circ = - \Delta H_f^\circ$$

2- حرارة الاحتراق القياسية *Heat of combustion* :

تُعرّف حرارة الاحتراق القياسية لمادة ما بأنها كمية الحرارة المنطلقة عند احتراق مول واحد من المادة احتراقاً تاماً بوجود كمية وافرة من الأكسجين في الشروط القياسية.

أمثلة:

(1) في التفاعل الآتي:

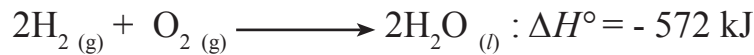


يحترق 1 mol من الكربون (الغرافيت) احتراقاً تاماً بأكسجين الهواء ويتكوّن 1 mol من غاز CO_2 مع انطلاق 393.5 kJ أي إن:

- حرارة احتراق الكربون تساوي -393.5 kJ
- أنتالبية التكون القياسية لغاز CO_2 :

$$\Delta H_f^\circ (CO_2)_g = - 393.5 \text{ kJ. mol}^{-1}$$

(2) في التفاعل الآتي:



يحترق 2 mol من الهيدروجين احتراقاً تاماً بأكسجين الهواء ويتكوّن 2 mol من الماء السائل مع انطلاق 572 kJ أي إن:

$$\frac{-572}{2} = - 286 \text{ kJ . mol}^{-1}$$

- حرارة احتراق الهيدروجين تساوي: $- 286 \text{ kJ . mol}^{-1}$
- أنتالبية التكوّن القياسية للماء السائل:

$$\Delta H_f^\circ (H_2O)_l = - 286 \text{ kJ. mol}^{-1}$$

لحرارة الاحتراق أهمية كبيرة في تقدير القيمة الحرارية لأنواع الوقود والأغذية المختلفة. كما تُفيد في حساب حرارة التكوّن للمركبات.

كيف يتم قياس حرارة الاحتراق تجريبياً؟

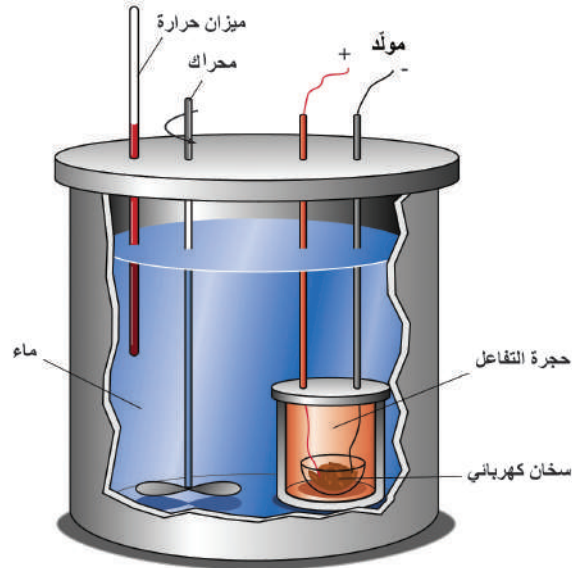
يتم قياس حرارة الاحتراق باستعمال مسعر القنبلة الحرارية (*Bomb calorimeter*) وفق الطريقة الآتية:

توضع في المسعر كتلة معينة من مادة **حرارة احتراقها معلومة** وتُحرق في جوٍّ من الأكسجين حرقاً تاماً، ويسجل الارتفاع في درجة حرارة Δt_1 الماء المحيط بحجرة التفاعل، ويُحسب ثابت المسعر أو السعة الحرارية للمسعر بالعلاقة:

$$\text{ثابت المسعر} = \frac{\text{حرارة احتراق المادة}}{\text{الارتفاع في درجة الحرارة } \Delta t_1}$$

وبعد ذلك توضع في هذا المسعر كتلة معينة من المادة المراد قياس حرارة احتراقها، وتُعاد التجربة مرة أخرى ويسجل الارتفاع في درجة الحرارة Δt_2 .

$$\text{حرارة الاحتراق } \Delta H = \text{ثابت المسعر} \times \text{الارتفاع في درجة الحرارة } \Delta t_2$$

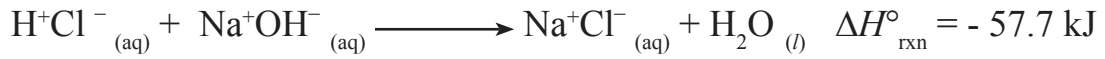


المسعر الحراري

3- حرارة التعديل *Heat of Neutralization* :

تُعرّف حرارة التعديل بأنها: كمية الحرارة المنطلقة نتيجة تكوّن مول واحد من الماء عند تعديل حمض مع أساس في المحاليل الممددة. والتعديل الذي يحدث في هذه التفاعلات هو اتحاد أيون الهيدروجين H^+ مع أيون الهيدروكسيد OH^- لتكوّن الماء.

- حرارة تعديل حمض قوي وأساس قوي مقدار ثابت وتساوي ($-57.7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) إذا تكوّن مول واحد من الماء.



- تدل التجارب على أن: حرارة تعديل الحموض الضعيفة مع الأسس القوية، والأسس الضعيفة مع الحموض القوية، وحرارة تعديل الحموض الضعيفة والأسس الضعيفة أقل من القيمة السابقة (بالقيمة المطلقة) لأن لها درجة تأين صغيرة وعملية التأين هذه تحتاج إلى طاقة حرارية.



حرارة التعديل المقاسة = حرارة التعديل للحموض والأسس القوية + حرارة التأين للحمض (أو الأساس) الضعيف.

مثال:

إذا كانت حرارة تأين حمض الخل في محلوله المائي 1.7 kJ احسب حرارة تعديل حمض الخل مع هيدروكسيد الصوديوم.

حرارة التعديل المقاسة = حرارة التعديل للحموض والأسس القوية + حرارة التأين لحمض الخل

$$\Delta H^\circ_{\text{rxn}} = (1.7) + (-57.7)$$

$$\Delta H^\circ_{\text{rxn}} = -56 \text{ kJ}$$

5- الحسابات الكيميائية الحرارية:

لا نستطيع دوماً قياس حرارة تفاعل ما بصورة مباشرة نظراً لصعوبة حدوث التفاعل في الشروط القياسية. لذلك تُستخدم طرائق غير مباشرة للحصول على حرارة التفاعل $\Delta H^\circ_{\text{rxn}}$. وفيما يلي سنبدأ أولاً بعرض الطريقة المباشرة لحساب حرارة التفاعل ثم سنعرض الطريقة غير المباشرة التي تستعمل ما نسميه قانون هس.

* نقصد بـ rxn اختصار كلمة (reaction) أي تفاعل. ونقصد بـ $\Delta H^\circ_{\text{rxn}}$ تغير الأنتالبية القياسية لتفاعل أو حرارة التفاعل القياسية.

سنعرض طريقة تسمح لنا بحساب تقديري لحرارة التفاعل عبر الاستعانة بطاقة الرابطة.

(1) الطريقة المباشرة لحساب (ΔH°_{rxn}):

إنّ تغيّر الأنتالبية القياسية المرافق لتفاعل كيميائي (ΔH°_{rxn}) يساوي الفرق بين مجموع أنتالبية التكوّن القياسية لجميع المواد الناتجة وأنتالبية التكوّن القياسية لجميع المواد المتفاعلة، أي إن:

$$\Delta H^\circ_{rxn} = \sum n_p (\Delta H^\circ_f)_p - \sum n_r (\Delta H^\circ_f)_r$$

حيث:

(n_p): عدد المولات لأيّة مادة ناتجة.

(ΔH°_f)_p: حرارة التكوّن لمول واحد منها.

(n_r): عدد المولات من أيّة مادة متفاعلة.

(ΔH°_f)_r: حرارة التكوّن لمول واحد منها.

تطبيق (1)

احسب الأنتالبية القياسية للتفاعل الآتي:



باستعمال جدول قيم أنتالبية التكوّن القياسية. هل التفاعل ماص أم ناشر للحرارة؟

$$\Delta H^\circ_{rxn} = [2 \Delta H^\circ_f (CO_2) (g) + 3 \Delta H^\circ_f (H_2O) (l)] - [1 \Delta H^\circ_f (C_2H_6) (g) + \frac{7}{2} \Delta H^\circ_f (O_2) (g)]$$

$$= [2 \times (-393.5) + 3 \times (-286)] - [1 \times (-84.67) + \frac{7}{2} \times (0)]$$

$$\Delta H^\circ_{rxn} = -1560.13 \text{ kJ}$$

التفاعل ناشر للحرارة لأن قيمة ΔH°_{rxn} سالبة.

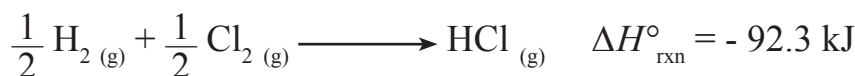
• ما علاقة حرارة التكوّن بثبات المركب حرارياً؟

لحرارة التكوّن القياسية للمركبات علاقة بثباتها الحراري عند درجة حرارة الغرفة.

(أ) إذا كانت قيمة حرارة التكوّن القياسية لمركب ما سالبة، فإن المركب لا يمتلك القدرة على التفكك

إلى عناصره الأولية عند درجة حرارة الغرفة.

في المثال الآتي:



نلاحظ أن الحرارة المنطلقة عند تكوّن مول واحد من غاز HCl (حرارة تكوّنه القياسية):

$$\Delta H_f^\circ (\text{HCl})_{(g)} = - 92.3 \text{ kJ}$$

أي عند تفكك 1 mol من غاز HCl إلى عناصره الأولية يلزم امتصاص طاقة مقدارها 92.3 kJ أي إن HCl ثابت حرارياً في درجة حرارة الغرفة.

نتيجة



يزداد ثبات المركب كلما زادت قيمة الحرارة المنطلقة عند تكوّنه.

تطبيق (2) : حرارة التكوّن القياسية لكل من الحموض الآتية:

$$\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{SO}_4) = - 814 \text{ kJ. mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ (\text{HNO}_3) = - 173 \text{ kJ. mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ (\text{HCl}) = - 92.3 \text{ kJ. mol}^{-1}$$

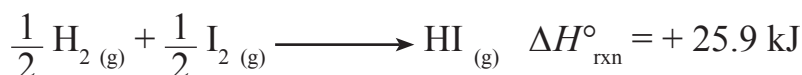
$$\Delta H_f^\circ (\text{CH}_3\text{COOH}) = - 487 \text{ kJ. mol}^{-1}$$

رتّب هذه الحموض تنازلياً حسب ثباتها حرارياً.



(ب) إذا كانت قيمة حرارة التكوّن القياسية لمركب ما موجبة، فإن المركب غير ثابت حرارياً، فيتفكك إلى عناصره الأولية في درجة حرارة الغرفة.

في المثال الآتي:



نلاحظ أن الحرارة الممتصة عند تكوّن مول واحد من HI (حرارة تكوّن HI القياسية):

$$\Delta H_f^\circ (\text{HI})_{(g)} = + 25.9 \text{ kJ. mol}^{-1}$$

أي عند تفكك مول من غاز HI إلى عناصره الأولية في الشروط القياسية تنطلق طاقة مقدارها: 25.9 kJ. أي إن HI غير ثابت حرارياً في درجة حرارة الغرفة. وهذا يعود إلى ضعف الرابطة بين ذرتي الجزيء.



يقلّ ثبات المركب حرارياً كلما زادت قيمة الطاقة الحرارية الممتصة عند تكوّنه.

تطبيق (3)

حرارة التكوّن القياسية لكل من الأكاسيد الآتية:

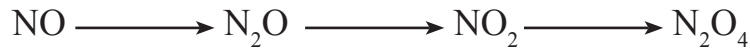
$$\Delta H_f^\circ(\text{N}_2\text{O}) = 81.5 \text{ kJ. mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{NO}) = 90.4 \text{ kJ. mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{NO}_2) = 34 \text{ kJ. mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{N}_2\text{O}_4) = 9.6 \text{ kJ. mol}^{-1}$$

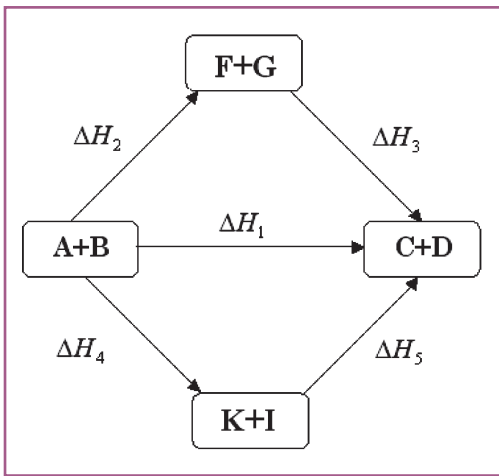
رتب هذه الأكاسيد تصاعدياً حسب ثباتها الحراري.



(2) الطريقة غير المباشرة لحساب ($\Delta H_{\text{rxn}}^\circ$) قانون هس:

في بعض الأحيان يصعب الحصول على أنتالبية التكوّن أو أنتالبية التفاعل بصورة مباشرة، في مثل هذه الحالة يمكن تطبيق قانون هس (حرارة التفاعل مقدار ثابت يعتمد على الحالة الابتدائية والحالة النهائية للتفاعل، ولا يتأثر بالطريق الذي يسلكه التفاعل).

أي إن تغير الأنتالبية المرافق لتفاعل كيميائي يحافظ دوماً على قيمة ثابتة سواء جرى التفاعل في خطوة واحدة أو في خطوات عدة في الشروط نفسها.



مثال:

وفقاً لقانون هس يجب أن يكون:

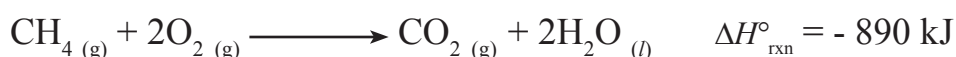
$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$$

$$\Delta H_1 = \Delta H_4 + \Delta H_5$$

تطبيق (4)

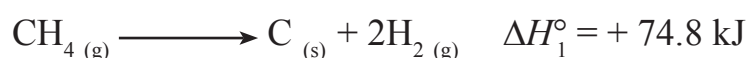
حساب حرارة احتراق غاز الميثان.

1- التفاعل يتم في خطوة واحدة:



2- التفاعل يتم في خطوات عدة:

(1) تفكك غاز الميثان إلى عناصره الأولية.



(2) تأكسد الكربون إلى ثنائي أكسيد الكربون.



(3) تفاعل الهيدروجين مع الأكسجين.



بجمع المعادلات الثلاث وكذلك قيم ΔH° نحصل على:



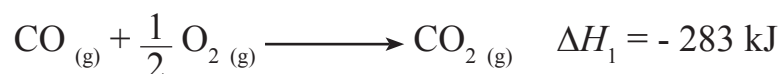
$$\Delta H_{\text{rxn}}^\circ = \Delta H_1^\circ + \Delta H_2^\circ + \Delta H_3^\circ = + 74.8 - 393.5 - 571.3 = - 890 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_{\text{rxn}}^\circ (\text{CH}_4) (\text{g}) = - 890 \text{ kJ.mol}^{-1} \quad \text{إذاً حرارة الاحتراق الميثان:}$$

نلاحظ أن حرارة التفاعل مقدار ثابت سواء تمّ التفاعل في خطوة واحدة أو في خطوات عدة في الشروط نفسها.

تطبيق (5)

احسب أنتالبية تكوّن $\text{CO} (\text{g})$ اعتماداً على تفاعلي الاحتراق الآتيين:



الحل:



طريقة أولى:

من التفاعل الأول نجد أن:

$$\Delta H_1 = \Delta H_f(\text{CO}_2) - \Delta H_f(\text{CO})$$

ومن التفاعل الثاني نجد أن:

$$\Delta H_2 = \Delta H(\text{CO}_2) = - 393.5 \text{ kJ}$$

بالتبديل:

$$- 283 = - 393.5 - \Delta H_f(\text{CO})$$

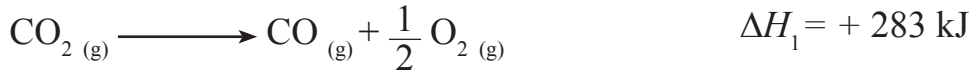
$$\Delta H_f(\text{CO}) = - 393.5 + 283$$

أي أن:

$$\Delta H_f^\circ(\text{CO}) = - 110.5 \text{ kJ. mol}^{-1}$$

طريقة ثانية:

بجمع المعادلتين بعد عكس الأولى:



أي أن:

$$\Delta H_f^\circ(\text{CO}) = - 110.5 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

(3) تقدير ($\Delta H_{\text{rxn}}^\circ$) بالاستعانة بطاقة الرابطة (ΔH_b):

تفيد قيم طاقات الروابط في إيجاد تغير أنثالبية تفاعل في الحالات التي يصعب تعيينها تجريبياً. تُعرف طاقة الرابطة (A-B) المشتركة بأنها الطاقة اللازمة لتفكيك مول واحد من المادة (AB) في حالتها الغازية إلى ذرات A وB في الحالة الغازية أيضاً وتقدر بـ kJ.mol^{-1} .

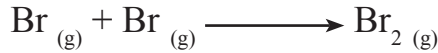


- عند تفكك رابطة بين ذرتين يجب تقديم طاقة إلى الجزيء وبذلك تكون قيمتها موجبة، وعند تكوين رابطة تنطلق طاقة لذلك تكون قيمتها سالبة، وتكون قيمة طاقة تكوّن الرابطة مساوية لقيمة طاقة تفكك الرابطة نفسها وتخالفها بالإشارة.

مثال:



$$\Delta H_b = + 193 \text{ kJ} \text{ تفكك الرابطة}$$



$$\Delta H = - \Delta H_b = - 193 \text{ kJ} \text{ تكون الرابطة}$$

يبين الجدول الآتي قيم طاقات الروابط:

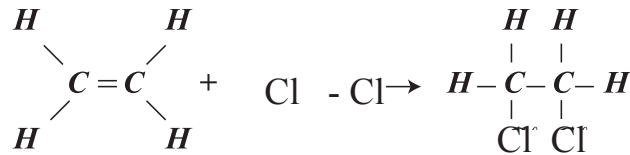
نوع الرابطة	طاقة الرابطة $\Delta H_b \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	نوع الرابطة	طاقة الرابطة $\Delta H_b \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
H-H	436	O=O	495
H-F	563	N-H	391
H-Cl	432	C-H	415
H-Br	366	C-C	344
H-I	299	C=C	615
F-F	158	C≡C	812
Cl-Cl	243	C-Cl	328
Br-Br	193	C=O	724
I-I	151	C-Br	226
O-H	463	N≡N	946
N = N	397	C - O	351

تطبيق (6):

احسب تغير أنتالبية التفاعل الآتي مستخدماً جدول قيم طاقات الروابط.



الحل:



طاقة الروابط المتكوّنة

$$4 \text{ C - H} \quad - 1660 \text{ kJ}$$

$$\text{C - C} \quad - 344 \text{ kJ}$$

$$2(\text{C - Cl}) \quad - 656 \text{ kJ}$$

$$\underline{\hspace{10em}} \\ - 2660 \text{ kJ}$$

طاقة الروابط المتفكّكة

$$4 \text{ C - H} \quad 1660 \text{ kJ}$$

$$\text{C = C} \quad 615 \text{ kJ}$$

$$\text{Cl - Cl} \quad 243 \text{ kJ}$$

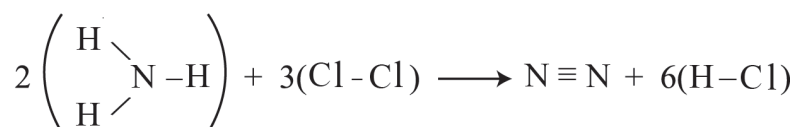
$$\underline{\hspace{10em}} \\ + 2518 \text{ kJ}$$

$\Delta H^\circ_{\text{rxn}}$ = مجموع قيم طاقات الروابط المتكوّنة + مجموع قيم طاقات الروابط المتفكّكة

$$\Delta H^\circ_{\text{rxn}} = 2518 + (- 2660) = -142 \text{ kJ}$$

تطبيق (7):

احسب تغير أنتالبية التفاعل الآتي مستخدماً جدول قيم طاقات الروابط.



$$\text{مجموع طاقات الروابط المتفكّكة} = 6 \Delta H_b(\text{N} - \text{H}) + 3 \Delta H_b(\text{Cl} - \text{Cl}) \quad \bullet$$

$$= 6(391) + 3(243)$$

$$= 2346 + 729$$

$$\text{مجموع طاقات الروابط المتكوّنة} = 3075 \text{ kJ}$$

$$\text{مجموع طاقات الروابط المتكوّنة} = 1 \Delta H_b(\text{N} \equiv \text{N}) + 6 \Delta H_b(\text{H} - \text{Cl}) \quad \bullet$$

$$= 1(-946) + 6(-432)$$

$$= -946 - 2592$$

$$\text{مجموع طاقة الروابط المتكوّنة} = 3538 \text{ kJ}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{rxn}} = 3075 + (- 3538) = -463 \text{ kJ}$$

نتيجة لقانون هس:

لحساب حرارة التفاعل أو التغير في أنتالبية التفاعل يمكن أن نكتب:

تغير الأنتالبية المرافق للتفاعل = مجموع طاقات الروابط للطرف الأول - مجموع طاقات الروابط للطرف الثاني

• طَبِّقْ هذه النتيجة على التطبيقين السابقين (6-7).

في التطبيق السادس:

$$\Delta H_{\text{rxn}}^{\circ} = [\Delta H_b(\text{C}=\text{C}) + \Delta H_b(\text{Cl}-\text{Cl}) + 4\Delta H_b(\text{C}-\text{H})] - [\Delta H_b(\text{C}-\text{C}) + 2\Delta H_b(\text{C}-\text{Cl}) + 4\Delta H_b(\text{C}-\text{H})]$$

$$\Delta H_{\text{rxn}}^{\circ} = - 142 \text{ kJ}$$

في التطبيق السابع:

$$\Delta H_{\text{rxn}}^{\circ} = [6 \Delta H_b(\text{N}-\text{H}) + 3 \Delta H_b(\text{Cl}-\text{Cl})] - [\Delta H_b(\text{N}\equiv\text{N}) + 6 \Delta H_b(\text{H}-\text{Cl})]$$

$$\Delta H_{\text{rxn}}^{\circ} = - 463 \text{ kJ}$$



ملاحظة

إنّ الحسابات السابقة لتغيّر الأنتالبية تقريبية نظراً لعدم إدخال عامل البنية الهندسية والإلكترونية للجزيئات.

ما يجب تذكره:

- تغير الأنتالبية = مجموع تغيرات أنتالبيات المواد الناتجة - مجموع تغيرات أنتالبيات المواد المتفاعلة.
- الحالة القياسية لأي مادة: الحالة التي توجد عندها المادة بشكل تكون أكثر استقراراً عند الضغط القياسي 1 atm ودرجة الحرارة 298.15 K أو 25 °C.
- تُعرّف حرارة التكوّن القياسية لمركب ما بأنها حرارة التفاعل أو تغير الأنتالبية عند تكوين مول واحد من المركب انطلاقاً من عناصره الأولية وهي في حالتها القياسية ويرمز لها بـ ΔH_f° .
- حرارة التكوّن القياسية لمركب تتوقف على حالته الفيزيائية.
- حرارة التفكك القياسية لمركب ما تساوي بالقيمة المطلقة حرارة تكوّنه وتخالفها بالإشارة. أي:

$$\Delta H_d^\circ = - \Delta H_f^\circ$$

- تُعرّف حرارة الاحتراق القياسية لمادة ما بأنها كمية الحرارة المنطلقة عند احتراق مول واحد من المادة احتراقاً تاماً بوجود كمية وافرة من الأكسجين في الشروط القياسية.
- تُعرّف حرارة التعديل بأنها كمية الحرارة المنطلقة نتيجة تكوّن مول واحد من الماء عند تعديل حمض مع أساس في المحاليل الممدّدة. والتعديل الذي يحدث في هذه التفاعلات هو اتحاد أيون الهيدروجين H^+ مع أيون الهيدروكسيد OH^- لتكوّن الماء.
- تغير الأنتالبية المرافق لتفاعل كيميائي يحافظ دوماً على قيمة ثابتة سواء جرى التفاعل في خطوة واحدة أو في خطوات عدة في الشروط نفسها.
- تُعرّف طاقة الرابطة (A-B) المشتركة بأنها الطاقة اللازمة لتفكيك مول واحد من المادة (AB) في حالتها الغازية إلى ذرات A وB في الحالة الغازية أيضاً.



حرارة التفاعل

هدف التجربة:

إيجاد حرارة احتراق الإيثانول $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ بطريقة تقريبية.

أسئلة تمهيدية:

لماذا تكون التغيرات الكيميائية مصحوبة دائماً بتغيرات في الطاقة؟ وهل هذه التغيرات متشابهة؟

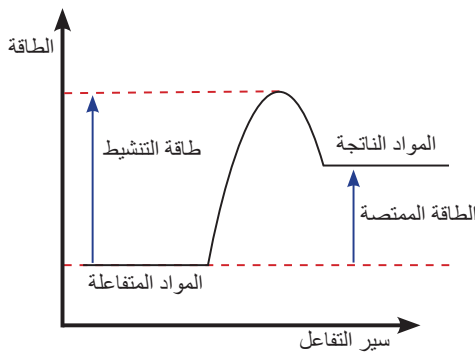
المفاهيم العلمية:

حرارة التفاعل: كمية الحرارة الممتصة أو المنطلقة من تفاعل عدد معين من مولات المواد المتفاعلة تفاعلاً تاماً عند درجة حرارة 25°C وتحت ضغط جوي واحد.

خلفية علمية:

ترتبط التغيرات في الطاقة المصاحبة للتفاعل الكيميائي بتغيرات الأنتالبية للمواد الداخلة في التفاعل والنتيجة عنه، ويرمز للأنتالبية لمركب ما بالرمز H ، وتُعرّف الأنتالبية للمادة بأنه مجموع الطاقات المخزنة في مول واحد من المادة، ولكل مركب أنتالبية معينة يميزه عن باقي المركبات، وحيث إن جزيئات المواد المختلفة تختلف في نوع الذرات أو عددها أو نوع الروابط فيها فمن الطبيعي أن تختلف الأنتالبية للمركبات المختلفة. من غير الممكن قياس أنتالبية أو الطاقة المخزنة في مادة معينة. ولكن ما يمكننا قياسه هو التغير الحادث في أنتالبية (ΔH) في أثناء التغيرات المختلفة التي تطرأ على المادة، والتغير في المحتوى الحراري يساوي الفرق بين المجموع الجبري لتغيرات الأنتالبية للمواد الناتجة والمجموع الجبري لأنتالبيات المواد المتفاعلة.

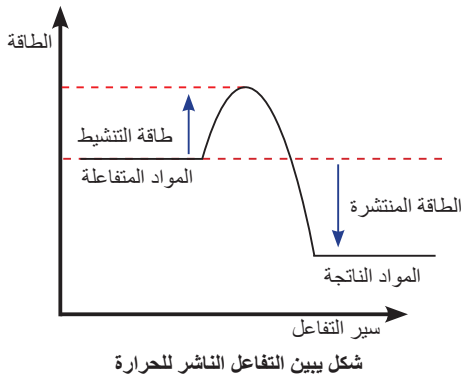
$\Delta H =$ مجموع تغيّرات الأنتالبية للمواد الناتجة - مجموع تغيّرات الأنتالبية للمواد المتفاعلة.



شكل يبين التفاعل الماص للحرارة

فإذا كان مجموع قيم أنتالبيات المواد المتفاعلة أقل من مجموع قيم أنتالبيات المواد الناتجة يكون التفاعل ماصاً للحرارة، ويصبح التغير في الأنتالبيات تغيراً موجباً (ΔH لها قيمة موجبة). كما في الشكل.

فمثلاً، بعض المركبات مثل كلوريد الأمونيوم وغيرها، عندما تتحلّم في الماء تنخفض درجة حرارة المحلول إذ تمتص الحرارة من المادة، فهذا التغير ماص للحرارة.



ولكن إذا كان مجموع قيم أنثاليات المواد الناتجة أقل من مجموع قيم أنثاليات المواد المتفاعلة يكون التفاعل ناشراً للحرارة، ويصبح التغير في الأنثالية تغيراً سالباً (ΔH لها قيمة سالبة). كما في الشكل. فمثلاً بعض المركبات مثل كبريتات المغنسيوم، وهيدروكسيد الصوديوم، وغيرها عندما تذوب في الماء تنطلق كميات كبيرة من الحرارة فترتفع درجة حرارة المحلول، فهذا التغير ناشئ للحرارة.

تعرف كمية الحرارة الممتصة أو المنطلقة من تفاعل عدد معين من المولات من المواد المتفاعلة تفاعلاً تاماً عند درجة 25°C وتحت ضغط جوي واحد بـ (حرارة التفاعل). عملياً يتم حساب حرارة التفاعل كما يلي:

كمية الحرارة الناتجة من التفاعل = السعة الحرارية للمسعر \times فرق درجة الحرارة

$$\text{ومن ثم: حرارة التفاعل } \Delta H = \frac{\text{كمية الحرارة الناتجة (كيلو جول)}}{\text{عدد مولات المادة المتفاعلة}}$$

المواد والأدوات والأجهزة:

- إيتانول $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$.
- ماء مقطر.
- ميزان حرارة.
- مسعر.
- موقد كحولي صغير.
- حامل.
- ساتر مناسب.
- ميزان رقمي.

أسلامتك:

- تأكد من تثبيت المسعر على الحامل الحديدي بشكل جيد.
- تأكد من وضع الموقد أسفل المسعر محاطاً بساتر مناسب لمنع التيارات الهوائية.

خطوات تنفيذ التجربة:

1. ضع 250 mg من الماء المقطر في مسعر سعته الحرارية معلومة.
2. ضع قليلاً من الإيتانول في الموقد الكحولي وعين كتلتيهما معاً.
3. ثبت المسعر على حامل واغمس ميزان الحرارة المثوي في الماء وعين درجة حرارته.

4. ضع الموقد أسفل المسعر محاطاً بساتر مناسب لمنع التيارات الهوائية.
5. حرك الماء أثناء التسخين بالمحرك الموجود في المسعر وعلى فترات حتى ترتفع درجة حرارته إلى حوالي 30°C .
6. أطفئ الموقد وعَيِّن درجة حرارة الماء بعد التحريك التام.
7. قس كتلة الموقد الكحولي، ثم أوجد كتلة الإيتانول المحترق.
8. اكتب معادلة احتراق الإيتانول.
9. احسب حرارة احتراق الإيتانول.

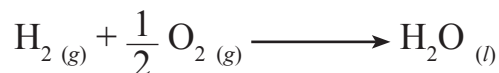
النتائج ومناقشتها:

جدول النتائج:

البيانات	القيمة / الوحدة
السعة الحرارية للمسعر	
كتلة الإيتانول والموقد الكحولي معاً	
درجة حرارة الماء في المسعر الحراري قبل التفاعل	
درجة حرارة الماء في المسعر الحراري بعد التفاعل	
كتلة الموقد الكحولي	
كتلة الإيتانول المحترق	
التغيير في درجة الحرارة (Δt)	
كمية الحرارة الناتجة من الاحتراق = السعة الحرارية $\times \Delta t$	
عدد مولات الإيتانول	
معادلة احتراق الإيتانول	
حرارة احتراق الإيتانول (ΔH)	

أسئلة للمناقشة:

1. هل مقدار حرارة احتراق الإيثانول يساوي مقدار حرارة احتراق الميثانول؟ ولماذا؟
2. احسب الحرارة الناتجة عن حرق 3 mol من الهيدروجين في كمية كافية من الأكسجين حسب المعادلة الآتية:



إذا علمت أن: $\Delta H_{\text{rxn}}^{\circ} = -285.5 \text{ kJ}$

الأخطاء التجريبية:

- خطأ في تعيين كتلة الموقد الحراري قبل وبعد احتراق الإيثانول وبالتالي أخطاء في العمليات الحسابية.
- عدم إحاطة الموقد أسفل المسعر بساتر من الورق المقوى بشكل جيد وبالتالي وصول التيارات الهوائية.

ماذا أفعل لو لم أنجح في تنفيذ التجربة؟

في حال وجود خطأ في تعيين كتلة الموقد الكحولي وكتلة الإيثانول المحترق، فإن هذا يعني أخطاء في العمليات الحسابية وبالتالي خطأ في تعيين حرارة احتراق الإيثانول. لذلك عليك إعادة التجربة مرة أخرى.

أنشطة وتدريبات

أولاً: اكتب المصطلح العلمي الذي تدل عليه كل من العبارات الآتية:

1. فرع الكيمياء الذي يهتم بدراسة العلاقة بين الطاقة الكيميائية والطاقة الحرارية (.....).
2. مقدار الطاقة الكيميائية التي اختزنت في المادة في أثناء تكوينها (.....).
3. كمية الحرارة المنطلقة أو الممتصة عند تكوّن مول واحد من المركب ابتداءً من عناصره الأولية في حالتها القياسية (.....).
4. كمية الحرارة المنطلقة عند حرق مول واحد من المادة النقية احتراقاً تاماً بوجود كمية كافية من الأكسجين في الشروط القياسية (.....).
5. كمية الحرارة المنطلقة عند تكوّن مول واحد من الماء النقي عند تعديل حمض مع أساس في المحاليل الممددة (.....).

ثانياً: اكتب المعادلات الكيميائية الحرارية لكل من التفاعلات الآتية:

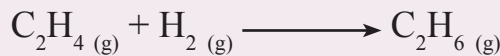
1. احتراق ثنائي كبريت الكربون CS_2 معطياً ثنائي أكسيد الكربون وثنائي أكسيد الكبريت مع انطلاق كمية من الحرارة مقدارها 1075.2 kJ - .
2. احتراق 1 mol من الميتانول يعطي كمية من الحرارة مقدارها 727 kJ - .
3. تفاعل غاز النتروجين مع غاز الأكسجين لتكوّن 1 mol من غاز أحادي أكسيد النتروجين NO في شروط مناسبة يحتاج إلى 90.37 kJ .
4. تفكك 1 mol من غاز ثنائي أكسيد الكربون إلى مكوناته الأساسية يحتاج إلى 393.5 kJ .

ثالثاً: اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يأتي:

1- إذا علمت أنّ:

$$\Delta H_f^\circ(C_2H_6)_{(g)} = - 84.7 \text{ kJ.mol}^{-1} \quad \text{و} \quad \Delta H_f^\circ(C_2H_4)_{(g)} = + 52.3 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

يكون التغيّر في الأنتالبية القياسية للتفاعل الآتي:



$$\Delta H^\circ = + 137 \text{ kJ (b)}$$

$$\Delta H^\circ = - 137 \text{ kJ (a)}$$

$$\Delta H^\circ = + 32.4 \text{ kJ (d)}$$

$$\Delta H^\circ = - 32.4 \text{ kJ (c)}$$

2- إذا علمت أن:

$$\Delta H_f^\circ(\text{HF})_{(g)} = -270 \text{ kJ.mol}^{-1} \quad \text{و} \quad \Delta H_f^\circ(\text{HCl})_{(g)} = -92 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

فإن مقدار التغير في الأنتالبية القياسية للتفاعل الآتي:



$$\Delta H_{\text{rxn}}^\circ = +356 \text{ kJ} \quad (\text{b})$$

$$\Delta H_{\text{rxn}}^\circ = -356 \text{ kJ} \quad (\text{a})$$

$$\Delta H_{\text{rxn}}^\circ = -178 \text{ kJ} \quad (\text{d})$$

$$\Delta H_{\text{rxn}}^\circ = -362 \text{ kJ} \quad (\text{c})$$

3- إذا كانت حرارة تكوّن هاليدات الهيدروجين:

$$\Delta H_f^\circ(\text{HBr}) = -35.2 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{HF}) = -269 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{HI}) = +25.9 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{HCl}) = -92.3 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

فإن أقل هذه المركبات ثباتاً حرارياً هو:

HI (b)

HF (a)

HCl (d)

HBr (c)

4- إذا كانت حرارة تكوّن كل من الحموض:

$$\Delta H_f^\circ(\text{HCl}) = -92.5 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{SO}_4) = -814 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{COOH}) = -487 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{HNO}_3) = -173 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

فإن أكثر هذه المركبات ثباتاً حرارياً هو:

HCl (b)

CH₃ - COOH (a)

HNO₃ (d)

H₂SO₄ (c)

5- عند تفاعل حمض قوي مع أساس قوي في المحاليل الممدّدة، فإنه:

(b) تنقص كمية من الحرارة.

(a) لا يصاحبه تغير حراري.

(c) قد يمتص كمية من الحرارة وتنطلق كمية من الحرارة. (d) تنطلق كمية من الحرارة.

6- إذا كانت حرارة تعديل حمض ضعيف وأساس قوي تساوي -10.5 kJ ، فإن حرارة تأين الحمض

الضعيف تكون:

57.7 kJ (b)

10.5 kJ (a)

68.2 kJ (d)

47.2 kJ (c)

رابعاً: حل المسائل الآتية:

المسألة الأولى: احسب تغيّر الأنتالبية لكلّ من التفاعلات الآتية في الدرجة $25\text{ }^\circ\text{C}$:



وذلك اعتماداً على جداول أنتالبيات التكوّن القياسية.

الأجوبة: -311.37 kJ ، -2220.7 kJ ، $+41.2\text{ kJ}$

المسألة الثانية: احسب الأنتالبية القياسية للتفاعل الآتي:

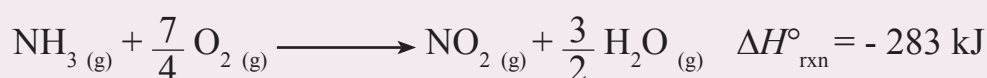


مع العلم أن حرارة احتراق كل من CO و H_2 و $\text{CH}_3\text{-OH}$ هي على الترتيب:

$-284\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ، $-286\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ، $-727\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

الجواب: -129 kJ

المسألة الثالثة: احسب الأنتالبية القياسية لتكوين النشادر NH_3 في التفاعل الآتي:



إذا علمت أن:

$\Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O})_{(\text{g})} = -241.8\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ و $\Delta H^\circ_f(\text{NO}_2)_{(\text{g})} = +34\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

الجواب: $-45.7\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

المسألة الرابعة: يحترق الأستيلين C_2H_2 وفق التفاعل الآتي:



المطلوب:

(1) احسب الأنتالبية القياسية للتفاعل اعتماداً على جداول أنتالبيات التكوّن القياسية.

(2) احسب حرارة احتراق غاز الأستيلين القياسية.

(3) علّل سبب استعمال الأستيلين في أعمال لحام وصهر الحديد.

الأجوبة: -2511 kJ ، $-1255.5 \text{ kJ.mol}^{-1}$ (من أجل مول من C_2H_2)

المسألة الخامسة: احسب حرارة تعديل حمض الخل مع هيدروكسيد البوتاسيوم. إذا علمت أن حرارة تأيّن

حمض الخل في المحاليل المائية الممدّدة 1.64 kJ .

الجواب: -56.06 kJ

المسألة السادسة: احسب الأنتالبية القياسية لكلّ من التفاعلين الآتيين:



وذلك اعتماداً على جدول قيم طاقات الروابط الكيميائية.

الجوابان: -40 kJ ، $+32 \text{ kJ}$



الوحدة الثالثة

الحركية الكيميائية *Chemical Kinetics*

الأهداف العامة:

- يفهم سرعة التفاعل الكيميائي.
- يتعرّف نظرية التصادمات.
- يتعرّف العوامل التي تؤثر على سرعة التفاعل.
- يبيّن أهمية سرعة التفاعل الكيميائي في الصناعة والحياة.



سرعة التفاعل الكيميائي

الأهداف التعليمية:

أن يكون الطالب في نهاية الدرس قادراً على أن:

- ◀ يوضّح مفهوم سرعة التفاعل الكيميائي.
- ◀ يصنّف التفاعلات الكيميائية من حيث سرعتها.
- ◀ يذكر العوامل التي تؤثر على سرعة التفاعل الكيميائي.
- ◀ يميّز بين التفاعلات الكيميائية المتجانسة والتفاعلات الكيميائية غير المتجانسة.
- ◀ يفسّر تأثير بعض العوامل على سرعة التفاعل (اعتماداً على نظرية التصادمات).
- ◀ يعبر عن سرعة التفاعل الأولي بعلاقة رياضية (قانون سرعة التفاعل).
- ◀ يمثل بيانياً تغيّر تراكيز المواد المتفاعلة والناجمة بمرور الزمن.
- ◀ يمثل بيانياً العلاقة بين سرعة التفاعل ودرجة الحرارة.

مراكز الاهتمام:

1. تصنيف التفاعلات الكيميائية من حيث سرعتها.
2. سرعة التفاعل الكيميائي.
3. نظرية التصادمات.
4. العوامل المؤثرة على سرعة التفاعل الكيميائي.
5. قانون سرعة التفاعل الكيميائي.

عند كتابة معادلة موزونة لتفاعل كيميائي لا نحصل منها على أي معلومات تنبئنا أن هذا التفاعل سريع أم بطيء، وهل حدث في مرحلة واحدة أم في مراحل عدة؟

إن معرفة سرعة التفاعل أمر مهم وضروري. ففي الصناعة مثلاً: إذا كان لدينا تفاعل يُنتج المواد نفسها ولكن أحدهما بطيء ومردوده عالٍ، والآخر سريع ومردوده منخفض، فإننا قد نختار التفاعل الثاني من الناحية الاقتصادية، أو قد لا نختار التفاعل السريع أساساً إذا كان ينتج عنه انفجارات وأخطار. من جهة ثانية، هناك تفاعلات كيميائية غير مرغوب فيها كتفاعلات الصدأ وتآكل المعادن وتعتن بعض المواد الغذائية، لذلك نعمل على تبطئة هذه التفاعلات بإضافة المواد المضادة للتآكل أو بخفض درجة حرارة التفاعل وذلك بحفظ بعض المواد الغذائية كالحليب في الثلاجة.

وفي ضوء ذلك نرى أنه من المهم جداً أن يجري التفاعل الكيميائي وفق السرعة المطلوبة، لذا لا بد من التحكم بسرعة التفاعل بمعرفة العوامل التي تؤثر فيها لكي نحصل على أفضل النتائج.

1- تصنيف التفاعلات الكيميائية من حيث سرعتها:

أ- تفاعلات سريعة جداً (آنية):



أضف قليلاً من محلول يحوي أيون الفضة ($Ag^+ + NO_3^-$) إلى محلول يحوي أيون الكلوريد ($Na^+ + Cl^-$) ماذا تلاحظ؟ هل التفاعل بطيء أم سريع؟

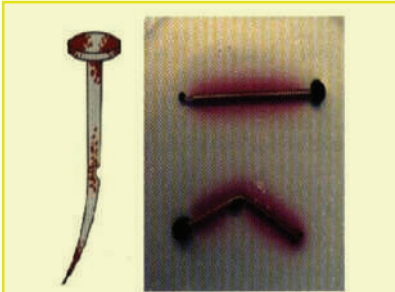
يتشكل راسب أبيض هو كلوريد الفضة $AgCl$ بشكل آني. وكذلك فإن التفاعلات الانفجارية تُعدُّ تفاعلات سريعة جداً.

ب- تفاعلات بطيئة:

اترك مسماراً نظيفاً من الحديد ساعات عدة في تماس مع الماء أو الهواء الرطب، ماذا تلاحظ؟
تتشكل طبقة من صدأ الحديد.

ج- تفاعلات بطيئة جداً: هل فكرت كيف ومتى تكوّن البترول والفحم الحجري في باطن الأرض؟

لقد تكوّننا خلال ملايين السنين نتيجة تحلل بعض البقايا النباتية والحيوانية تحت ضغط شديد ودرجة حرارة مرتفعة.



صدأ الحديد $Fe_2O_3 \cdot 3H_2O$:
طبقة مسامية هشة بنيّة اللون
تتشكل على سطح المعدن
ولا تحميه من استمرار التآكل.

إذاً: لا تتم التفاعلات الكيميائية بسرعة واحدة، فهناك تفاعلات سريعة جداً مثل ترسب كلوريد الفضة، وتفاعلات بطيئة مثل تشكُّل صدأ الحديد، وتفاعلات بطيئة جداً مثل التفاعلات التي تتم في باطن الأرض.

2 - مفهوم سرعة التفاعل الكيميائي:

كيف تُقاس سرعة السيارة؟ وكيف تقاس غزارة نهر؟

بقياس المسافة التي تقطعها السيارة خلال وحدة الزمن.

بقياس كمية الماء المتدفقة خلال وحدة الزمن.

تقاس سرعة أي حدث (فيزيائي، كيميائي، بيولوجي ... إلخ) بمقدار التغيُّر الذي يطرأ عليه خلال وحدة الزمن.

وبالمثل يمكن التعبير عن السرعة الوسطية لتفاعل كيميائي بأنه نسبة التغيُّر الحادث في كمية (تركيز) إحدى المواد المتفاعلة أو الناتجة إلى زمن التفاعل، أي إنه: **معدل التغيُّر في تركيز إحدى المواد المتفاعلة أو الناتجة في وحدة الزمن، أي:**

$$v_{avg} = \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta C}{\Delta t} \dots \dots \dots \text{mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

حيث C_1 تركيز أحد مكونات التفاعل في اللحظة t_1 و C_2 تركيزه في اللحظة t_2 .

ملاحظات:

- كي تكون السرعة الوسطية لتفاعلٍ ما موجبة دوماً يجب عند التعبير عنها بدءاً من تغير تراكيز المواد المتفاعلة أن نسبق الطرف الأيمن في العلاقة السابقة بإشارة سالبة (-) أي:

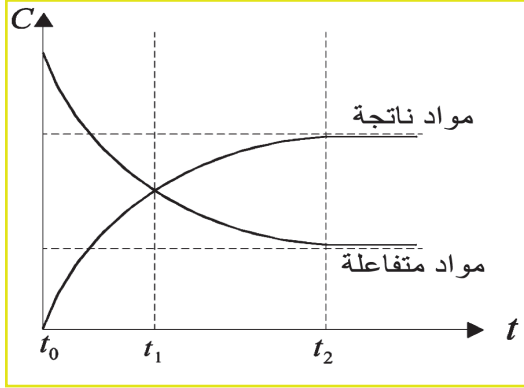
$$v_{avg} = - \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

أما عند التعبير عنها بدلالة تغيرات تراكيز المواد الناتجة فلا داعي للإشارة السالبة.

- تُعرّف السرعة اللحظية للتفاعل الكيميائي بالعلاقة: $v = \frac{dC}{dt}$

سؤال: ناقش تغيّر تراكيز المواد المتفاعلة والمواد الناتجة بمرور الزمن.

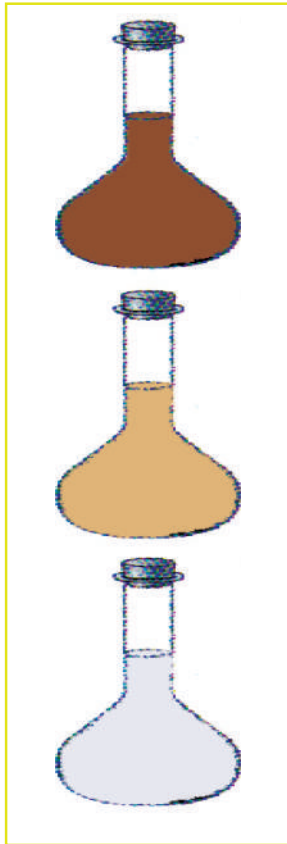
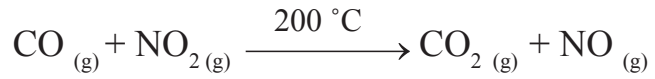
في التفاعل الآتي: مواد ناتجة عن التفاعل → مواد داخلية في التفاعل



- عند بداية التفاعل كانت تراكيز المواد الناتجة معدومة وتراكيز المواد المتفاعلة أعظمية.
- بمرور الزمن تتناقص تراكيز المواد المتفاعلة لأنها تُستهلك في أثناء التفاعل، وتزيد تراكيز المواد الناتجة لأنها تتكوّن بالتدريج (لاحظ الشكل).

مثال:

يتفاعل غاز أحادي أكسيد الكربون مع غاز ثنائي أكسيد النيتروجين لتشكل غاز ثنائي أكسيد الكربون وغاز أحادي أكسيد النيتروجين، وفقاً للمعادلة:



اختفاء اللون النارجي المميّز لغاز ثنائي أكسيد النيتروجين

في أثناء حدوث هذا التفاعل يُلاحَظُ الاختفاء التدريجي للون النارجي المميّز لغاز ثنائي أكسيد النيتروجين، الأمر الذي يشير إلى التغير في تركيزه (لاحظ الشكل).

من معادلة التفاعل نلاحظ:

أ- اختفاء 1 mol من غاز NO₂ يرافقه اختفاء 1 mol من CO.

ب- تشكل 1 mol من غاز CO₂ و 1 mol من NO.

أي:

السرعة الوسطية للتفاعل = السرعة الوسطية لاختفاء CO

= السرعة الوسطية لاختفاء NO₂

= السرعة الوسطية لتكوّن NO

= السرعة الوسطية لتكوّن CO₂

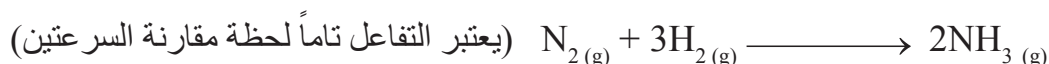


ملاحظة

في كثير من التفاعلات لا تتساوى السرعات الوسطية لاستهلاك المواد المتفاعلة فيما بينها وكذلك قد تختلف عن السرعات الوسطية لتشكل نواتج التفاعل (كما سنرى في المثال الآتي) وذلك نتيجة لاختلاف الأمثال التفاعلية.

مثال:

في التفاعل الآتي:



لاحظ أن تشكل 2 mol من NH_3 يقابله استهلاك 1 mol من N_2 واستهلاك 3 mol من H_2 . أي:

$$\text{السرعة الوسطية لتشكل } \text{NH}_3 = 2 \times \text{السرعة الوسطية لاستهلاك } \text{N}_2$$

$$\text{السرعة الوسطية لتشكل } \text{NH}_3 = \frac{2}{3} \times \text{السرعة الوسطية لاستهلاك } \text{H}_2$$

ولهذا نلجأ إلى تعريف سرعة التفاعل الوسطية بطريقة تسمح بالتخلص من هذه الاختلافات.

تعميم:

في وسط متجانس لدينا التفاعل الكيميائي العام الآتي:



يمكن التعبير عن السرعة الوسطية للتفاعل v_{avg} كما يأتي:

$$v_{avg} = -\frac{1}{m} \frac{\Delta [\text{A}]}{\Delta t} = -\frac{1}{n} \frac{\Delta [\text{B}]}{\Delta t} = +\frac{1}{p} \frac{\Delta [\text{C}]}{\Delta t} = +\frac{1}{q} \frac{\Delta [\text{D}]}{\Delta t}$$

إن سرعة التفاعل الوسطية تساوي تغير تركيز أية مادة من مواد التفاعل خلال وحدة الزمن

مقسومة على الأمثال التفاعلية لهذه المادة في معادلة التفاعل الموزونة.

تطبيق

يحترق غاز الميثان بأكسجين الهواء وفقاً للمعادلة الآتية:



* يدل القوسان المعقوفان [] على التركيز، فمثلاً [A] يعني تركيز المادة A.

المطلوب:

- (1) اكتب عبارة السرعة الوسطية لاستهلاك كل من المادتين المتفاعلتين وعبارة السرعة الوسطية لتكوّن كل من المادتين الناتجتين عن التفاعل.
- (2) اكتب العلاقة التي تربط بين السرعات الوسطية السابقة.
- (3) إذا كانت السرعة الوسطية لاحتراق الميثان $0.16 \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$. احسب السرعة الوسطية لتكوّن كل من CO_2 و H_2O .

الحل:

(1) عبارات السرعة:

$$v_{avg(\text{CH}_4)} = - \frac{\Delta [\text{CH}_4]}{\Delta t} \quad \text{السرعة الوسطية لاستهلاك غاز الميثان:}$$
$$v_{avg(\text{O}_2)} = - \frac{\Delta [\text{O}_2]}{\Delta t} \quad \text{السرعة الوسطية لاستهلاك غاز الأوكسجين:}$$
$$v_{avg(\text{CO}_2)} = + \frac{\Delta [\text{CO}_2]}{\Delta t} \quad \text{السرعة الوسطية لتكوّن غاز ثنائي أكسيد الكربون:}$$
$$v_{avg(\text{H}_2\text{O})} = + \frac{\Delta [\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t} \quad \text{السرعة الوسطية لتكوّن بخار الماء:}$$

(2) السرعة الوسطية للتفاعل:

$$v_{avg} = - \frac{\Delta [\text{CH}_4]}{\Delta t} = - \frac{1}{2} \frac{\Delta [\text{O}_2]}{\Delta t} = + \frac{\Delta [\text{CO}_2]}{\Delta t} = + \frac{1}{2} \frac{\Delta [\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t}$$

(3) السرعة الوسطية لتكوّن CO_2 = السرعة الوسطية لاحتراق الميثان

$$0.16 \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1} =$$

$$\text{السرعة الوسطية لتكوّن } \text{H}_2\text{O} = 2 \times \text{السرعة الوسطية لاحتراق الميثان}$$

$$0.32 \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1} =$$

3 - نظرية التصادم:

وُضعت تفسيرات عدة لشرح كيفية حصول التفاعلات، ولماذا توجد تفاعلات سريعة وأخرى بطيئة! ومن النظريات الأكثر شيوعاً نظرية التصادم.

تعتمد نظرية التصادمات على فرضين رئيسيين هما:

1. لا يحدث التفاعل الكيميائي إلا إذا تصادمت جزيئات أو أيونات أو ذرات المواد المتفاعلة.
2. ليس بالضرورة أن يؤدي كل تصادم بين جزيئين إلى حدوث تفاعل بينهما، فهناك تصادمات فعّالة وأخرى غير فعّالة.

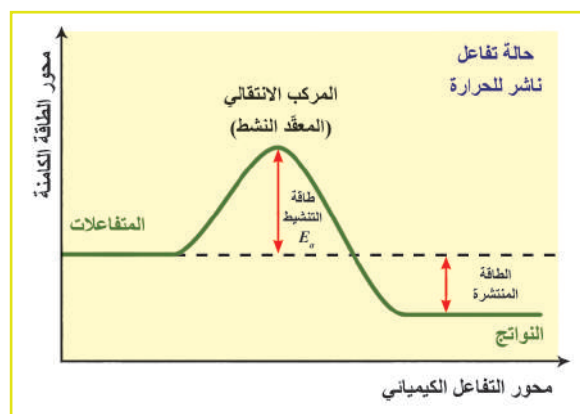
ولكي يكون التصادم فعّالاً (ينتج عنه جزيء جديد) ينبغي توافر الشرطين الآتيين:

الشرط الأول: أن تأخذ الجزيئات المتصادمة وضعاً مناسباً من حيث المسافة والاتجاه.

الشرط الثاني: أن تمتلك الجزيئات المتصادمة حداً أدنى من الطاقة (طاقة التنشيط)، يكفي لتحطيم الروابط الكيميائية بين الذرات المكوّنة لجزيئات المواد المتفاعلة، وإعادة بناء روابط جديدة بين الذرات لتشكيل جزيئات المواد الناتجة.

- طاقة التنشيط E_a : الحد الأدنى من الطاقة اللازم توافرها للجزيئات المتصادمة كي يكون التصادم فعّالاً.
- تتوقف طاقة التنشيط على طبيعة المواد المتفاعلة.
- التفاعلات التي تحتاج إلى طاقة تنشيط عالية تميل إلى أن تكون بطيئة، وذلك لأن عدد الجزيئات التي تملك الحد الأدنى من الطاقة الكافية لحدوث التفاعل يكون قليلاً.
- التفاعلات التي تحتاج إلى طاقة تنشيط صغيرة تميل إلى أن تكون سريعة، وذلك لأن عدد الجزيئات التي تملك الحد الأدنى من الطاقة الكافية لحدوث التفاعل يكون كبيراً.

المعدّ النَشِط:



التفاعلات التي تحتاج إلى طاقة تنشيط تمرّ بالمرحل الثلاث الآتية:

(1) إضعاف الروابط بين ذرات جزيئات المواد المتفاعلة.

(2) انتقال الجزيئات إلى حالة وسطية غير ثابتة، تُعرف بالحالة الانتقالية، ويتشكل فيها ما يُعرف

بالمعدّ النشط. والمعدّ النشط هو عبارة عن مركب مرحلي أو وسطي لا يمكن فصله من المزيج التفاعلي.

(3) تُفكّ المعدّ النشط، وتشكّل نواتج التفاعل النهائية.

تدريب: ارسم الخط البياني عندما يكون التفاعل ماصاً للحرارة.

4 - العوامل المؤثرة على سرعة التفاعل:

تعتمد سرعة التفاعل الكيميائي على عدة عوامل أهمها:

(أ) طبيعة المواد المتفاعلة

(ب) درجة الحرارة

(ج) المواد المساعدة (الوسيط)

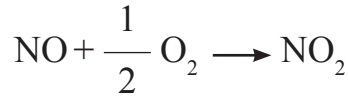
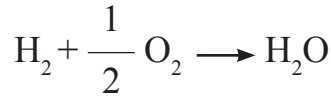
(د) تراكيز المواد المتفاعلة

أ) طبيعة المواد المتفاعلة:

هناك العديد من النقاط التي ينبغي أخذها بعين الاعتبار حول طبيعة المواد المتفاعلة وتأثيرها على السرعة:

أولاً - أثناء التفاعل الكيميائي تتحطم روابط وتتشكل روابط جديدة، وإن سهولة أو صعوبة كسر وتكوين الروابط يلعب دوراً مهماً في التفاعل الكيميائي.

مثال: إن تفاعل الهيدروجين H_2 مع الأكسجين أبطأ من تفاعل أحادي أكسيد النتروجين NO مع الأكسجين في الشروط نفسها:



نعلّل ذلك بأنّ الطاقة اللازمة لفصم الرابطة H-H بين ذرتي الهيدروجين هي أكبر بكثير من الطاقة اللازمة لفصم الرابطة الثنائية (المضاعفة) N=O في جزيء NO.

ملاحظة: إنّ سرعة التفاعل الكيميائي تعتمد أيضاً على نوع وعدد الروابط التي تتفكك، فالتفاعلات التي يرافقها تفكك عدد كبير من الروابط أبطأ من التفاعلات التي يرافقها تفكك عدد قليل من الروابط المماثلة لها.

سرعة التفاعل الكيميائي تعتمد على تركيب وطبيعة المواد المشتركة في التفاعل.

هل تعلم؟



تفاعل الأيونات أسرع من تفاعل الذرات والجزيئات.

تفاعل الذرات أسرع من تفاعل الجزيئات.

تفاعل الأيونات البسيطة أسرع من تفاعل الأيونات التي تحتوي روابط يلزم تفكيكها.

ثانياً - السطح المعرض من المواد المتفاعلة (سطح التماس، أو السطح النوعي).

إذا قربنا عود ثقاب من قطعة خشب لإشعالها سيكون أصعب بكثير من إشعال نشارة الخشب.

ثالثاً - التحريك هو عامل يلعب دوراً في زيادة سرعة التفاعل، لأن التحريك يزيد من تصادم

الجزيئات ويضعها في تماس مع بعضها.

ب) درجة الحرارة:

- عملية طهو الطعام وإنضاجه لا تحدث إلا عند درجة غليان الماء أو في درجات حرارة أعلى، والعمليات الحيوية تكون بطيئة جداً عند درجة الحرارة التي تقل عن درجة حرارة الجسم 37°C .
- تفاعل مكونات قرص فيتامين (C) عند وضعه في ماء ساخن أسرع من تفاعلها عند وضع القرص في ماء بارد.

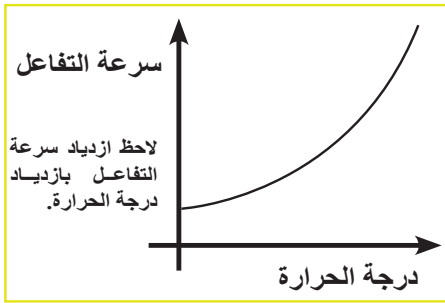


في ماء ساخن



في ماء بارد

- توضع الأطعمة في الثلاجة مدة طويلة من الزمن دون أن تفسد، وذلك لأن درجة الحرارة المنخفضة جداً تبطئ من سرعة تفاعلات التحلل التي تسبب فسادها.
- وُجد تجريبياً أنّ سرعات التفاعلات تزداد غالباً بازدياد درجة الحرارة.



نفسر ذلك بأنه عند رفع درجة الحرارة يزداد عدد التصادمات بين جزيئات المواد المتفاعلة نتيجة زيادة سرعة حركتها، كما يزداد عدد الجزيئات التي لها طاقة حركية أكبر أو تساوي طاقة التنشيط، وبالتالي يزداد عدد التصادمات الفعّالة، وهذا يؤدي إلى زيادة سرعة التفاعل.

تزداد سرعة التفاعل الكيميائي بارتفاع درجة حرارته.

ج) المادة المساعدة (الوسيط، الحفّاز):

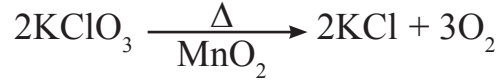
- يتفكك الماء الأكسجيني H_2O_2 تلقائياً ببطء شديد حيث لا تتحرر كمية كافية من الأكسجين تكفي لإشعال عود خشبي متوهج، وعند إضافة كمية من ثنائي أكسيد المنغنيز أو البلاتين الحبيبي إليه فإنه يتفكك بسرعة وتحرر كمية كافية من الأكسجين تكفي لإشعال عود خشبي متوهج.



عدم توهج عود الثقاب
بغيا ب الوسيط
تأثير الوسيط MnO₂ على تفاعل تفكك الماء الأكسجيني

توهج عود الثقاب
بوجود الوسيط MnO₂
تأثير الوسيط MnO₂ على تفاعل تفكك الماء الأكسجيني

- عند تحضير الأوكسجين في المختبر من تفكك كلورات البوتاسيوم يلزم زمن طويل في الشروط العادية، وعند إضافة كمية قليلة من ثنائي أكسيد المنغنيز (حفّاز) فإن العملية تحدث بسرعة.



- لا تقتصر أهمية الوسيط على الصناعة والتجارب المخبرية فقط بل تشمل جميع التفاعلات الحيوية على سطح الأرض، وذلك بفعل حفازات طبيعية تسمى الأنزيمات.

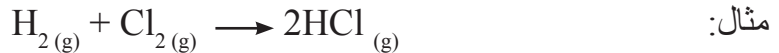
الوسيط: مادة تغيّر من سرعة التفاعل الكيميائي ولكنها لا تتغير عند انتهاء هذا التفاعل.

- الوسيط الذي يدخل في التفاعل قد يتغير تركيبه أو تركيزه في أثناء التفاعل، ولكنه يتعدّل تلقائياً بحيث يبقى كما هو عند نهاية التفاعل.
- ليس بإمكان الوسيط أن يؤدي إلى حدوث تفاعل إذا كان هذا التفاعل غير ممكن بغياب الوسيط.
- يقتصر دور الوسيط على زيادة سرعة التفاعل القابل للحدوث وبالتالي يخفّض من طاقة التنشيط.
- إضافة إلى المواد المساعدة التي تزيد من سرعة التفاعل والتي تسمى الحفّازات، هناك مواد وسيطة أخرى تنقص من سرعة التفاعل تدعى مثبّطات.

(د) تراكيز المواد المتفاعلة:

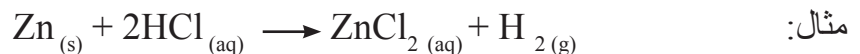
نميّز بين نوعين من التفاعلات:

- (1) التفاعلات المتجانسة: تفاعلات تكون فيها المواد المتفاعلة والمواد الناتجة عن التفاعل من أطوار المادة نفسه



في هذه التفاعلات: سرعة التفاعل تعتمد على تراكيز المواد المتفاعلة، ونفسر زيادة السرعة مع زيادة التركيز بزيادة عدد التصادمات الفعّالة.

- (2) التفاعلات غير المتجانسة: تفاعلات يكون فيها وسط التفاعل غير متجانس، أي يشمل أكثر من طور من أطوار المادة.



في هذه التفاعلات تعتمد سرعة التفاعل على مساحة سطح التماس بين المواد المتفاعلة حيث تزداد سرعة التفاعل بازدياد مساحة السطح المعرض للتفاعل. لذلك تصدأ برادة الحديد في الهواء الرطب بسرعة أكبر ممّا لو كانت قطعة حديد ممتلئة لها بالكتلة، ويحترق مسحوق الفحم في الهواء بسرعة أكبر من احتراق قطعة الفحم الممتلئة له بالكتلة.

5 - قانون سرعة التفاعل الكيميائي:

ندرس العلاقة بين سرعة التفاعل الكيميائي وتركيز المواد المتفاعلة في حالة التفاعلات التي تحدث في مرحلة واحدة، والتي تسمى: **التفاعلات الأولية**. إنّ سرعة التفاعل في هذه الحالة تتناسب طردياً مع جداء تراكيز المواد المتفاعلة كلاً منها مرفوعاً إلى أسّ يساوي المثل التفاعلي. أي:

تعميم: في التفاعل الأولي: نواتج $mA + nB \rightarrow$

$$v = k [A]^m [B]^n$$

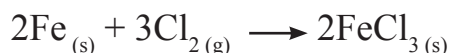
حيث k ثابت السرعة: تختلف وحدته تبعاً للأمثال التفاعلية، وتتعلق قيمته بطبيعة المواد المتفاعلة ودرجة حرارة التفاعل.



ملاحظة

لا يدخل تركيز المادة الصلبة في علاقة سرعة التفاعل، حيث إنّ سرعة التفاعل تتناسب فقط مع تراكيز المواد الغازية والمحاليل.

مثال:



$$v = k [Cl_2]^3$$

6 - آلية التفاعل:

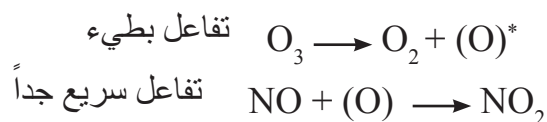
لا تتم جميع التفاعلات في مرحلة واحدة (أي إنها ليست جميعها أولية)، بل يمكن أن يحصل التفاعل عبر مراحل عدة، وتُحدّد سرعته بسرعة المرحلة الأبطأ.

مثال:

التفاعل الآتي:



مراحل التفاعل:



علاقة سرعة التفاعل:

$$v = k [\text{O}_3]$$

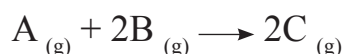


ملاحظة

ليست حالة التفاعلات الأولية قاعدة عامة، فهي لا تنطبق على جميع التفاعلات، أي لا يمكن التكهن عن العلاقة بين سرعة التفاعل وتراكيز المواد المتفاعلة بالتمعن في المعادلة الكيميائية الموزونة، وذلك لأن معرفة تلك العلاقة لا تتم إلا بعد قياس سرعة التفاعل عملياً.

تطبيق محلول:

يجري التفاعل الأولي الممثل بالمعادلة الكيميائية الآتية:



عند درجة حرارة ثابتة، فإذا علمت أنه من أجل التراكيز الابتدائية:

$$[\text{B}] = 0.6 \text{ mol.L}^{-1} \text{ \& } [\text{A}] = 0.4 \text{ mol.L}^{-1}$$

بلغت سرعة التفاعل الابتدائية ما قيمته $1.44 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$. المطلوب:

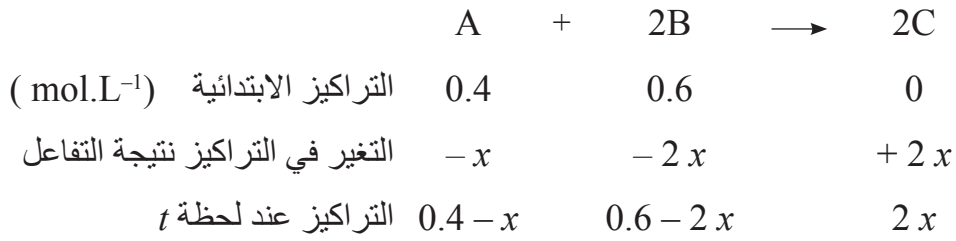
- (1) اكتب قانون سرعة التفاعل.
- (2) احسب قيمة سرعة التفاعل بعد زمن ينقص فيه $[\text{A}]$ بمقدار 0.1 mol.L^{-1} .
- (3) احسب قيمة سرعة التفاعل بعد زمن يصبح فيه $[\text{C}] = 0.4 \text{ mol.L}^{-1}$.
- (4) احسب تركيز كل من A و B و C عند توقف التفاعل.

الحل:

$$(1) \quad v = k [\text{A}][\text{B}]^2 \dots\dots\dots (1) \quad (\text{السرعة الابتدائية})$$

* (O) : أكسجين وليد (ذري، فعال).

(2)



$$v = k (0.4 - x)(0.6 - 2x)^2 \dots\dots\dots (2) \text{ (السرعة في اللحظة } t \text{)}$$

حساب k : نعوض كلاً من التراكيز الابتدائية والسرعة الابتدائية في العلاقة 1 :

$$1.44 \times 10^{-3} = k (0.4) (0.6)^2 \Rightarrow$$

$$k = \frac{144 \times 10^{-5}}{4 \times 10^{-1} \times 36 \times 10^{-2}} \Rightarrow$$

$$k = 10^{-2}$$

نقصان تركيز A بمقدار 0.1 mol.L^{-1} فرضاً $\Leftarrow x = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$ نعوض في 2 :

$$v' = 10^{-2} (0.4 - 0.1)(0.6 - 2 \times 0.1)^2$$

$$v' = 10^{-2} (3 \times 10^{-1})(4 \times 10^{-1})^2$$

$$v' = 4.8 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

3) $x = 0.2 \text{ mol.L}^{-1} \Leftarrow 2x = 0.4 \text{ mol.L}^{-1} \Leftarrow [C] = 0.4 \text{ mol.L}^{-1}$ نهائي [C] نعوض في 2 :

$$v'' = 10^{-2} (0.2)(0.2)^2$$

$$v'' = 0.8 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

4) عند توقف التفاعل يكون: $v = 0$ نعوض في 2 فنجد:

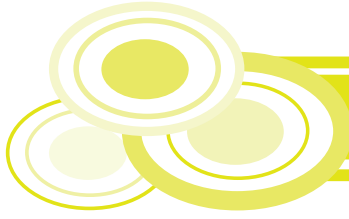
$$10^{-2} (0.4 - x)(0.6 - 2x)^2 = 0$$

$$0.4 - x = 0 \Rightarrow x = 0.4 \text{ mol.L}^{-1} \text{ إما:}$$

ومنه: $[B] = 0.6 - 0.8 = -0.2 \text{ mol.L}^{-1}$ (هذا الاحتمال مرفوض لأن التركيز لا يكون سالباً)

$$0.6 - 2x = 0 \Rightarrow x = 0.3 \text{ mol.L}^{-1} \text{ أو:}$$

ومنه: التراكيز بـ mol.L^{-1} عند توقف التفاعل: $[A] = 0.1$, $[B] = 0$, $[C] = 0.6$



ما يجب تذكره:

- لا تتم التفاعلات الكيميائية بسرعة واحدة، فهناك تفاعلات سريعة، وتفاعلات بطيئة، وأخرى بطيئة جداً.
- الهدف الأساسي من دراسة سرعات التفاعلات الكيميائية هو توجيه التفاعلات بحيث تتم بسرعة كبيرة ومردود أفضل.
- السرعة الوسطية لتفاعل كيميائي هي التغير الحاصل في تركيز إحدى المواد المتفاعلة أو الناتجة في وحدة الزمن، وهو مقدار موجب.
- التفاعلات المتجانسة: تفاعلات تكون فيها المواد المتفاعلة والناتجة عن التفاعل في طور واحد من أطوار المادة.
- التفاعلات غير المتجانسة: تفاعلات يكون فيها وسط التفاعل غير متجانس، أي يشمل أكثر من طور من أطوار المادة.
- لا يحدث التفاعل الكيميائي إلا إذا تصادمت جزيئات أو أيونات أو ذرات المواد المتفاعلة تصادمًا فعالاً.
- طاقة التنشيط: هي الحد الأدنى من الطاقة اللازم توافره للجزيئات المتصادمة كي يكون التصادم فعالاً.
- التفاعلات البطيئة تكون طاقة تنشيطها عالية والتفاعلات السريعة تكون طاقة تنشيطها صغيرة.
- تعتمد سرعة التفاعل الكيميائي على عدة عوامل أهمها: طبيعة المواد المتفاعلة، درجة الحرارة، تراكيز المواد المتفاعلة، المواد المساعدة (الوسيط).
- سرعة التفاعل الكيميائي تعتمد على نوع وعدد الروابط التي تتفكك.
- سرعة التفاعل الكيميائي تزداد بارتفاع درجة الحرارة بشكل عام.
- الوسيط مادة تغيّر من سرعة التفاعل الكيميائي ولكنها لا تتغير عند انتهاء هذا التفاعل.
- سرعة التفاعل تتوقف على تراكيز المواد المتفاعلة، لأنّ عدد التصادمات بين الجسيمات المتفاعلة يزداد بازدياد التراكيز.
- لا تتم جميع التفاعلات في مرحلة واحدة (التفاعلات الأولية) بل يمكن أن يحصل التفاعل عبر مراحل عدة، وتُحدّد سرعته بسرعة المرحلة الأبطأ.

العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل

الهدف:

دراسة بعض العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل باستخدام مواد متوفرة من البيئة.

خلفية علمية:

العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل:

أ- طبيعة المواد المتفاعلة.

ب- درجة الحرارة.

ج- المواد المساعدة (الوسيط).

د- تركيز المواد المتفاعلة.

المواد	ملاحظات
حبوب فوارة - ملح الطعام	متوفرة في الصيدليات
كأس زجاجية	عدد 5
هاون مع مدقة، ساعة ميكانيكية، ماء	يفضل استعمال ماء مقطر

طريقة العمل:

أولاً: السطح النوعي المعرض من المواد المتفاعلة:

1. ضع 5 كؤوس زجاجية مستوية القاعدة على جهاز العرض.
2. املأ الكؤوس إلى منتصفها بماء له درجة حرارة الغرفة.
3. أضف حبة من الحبوب الفوارة (من صنف واحد) لكل كأس كما يأتي:
 - الكأس الأولى: حبة بعد سحقها جيداً بالهاون لتصبح مسحوق ناعم.
 - الكأس الثانية: حبة بعد سحقها لتصبح مسحوق خشن.
 - الكأس الثالثة: حبة بعد تكسيرها لعدة قطع.
 - الكأس الرابعة: حبة سليمة.
4. سجل زمن التفاعل لكل كأس ...، تجد أن أسرع تفاعل هو في الكأس الأولى.

ملاحظات علمية:

- تتوفر الحبوب الفوارة في الصيدليات بسعر زهيد.
- يجب أن تبقى الحبوب في غلافها البلاستيكي لأنها تتفاعل مع رطوبة الجو.
- تحتوي الحبوب الفوارة على بيكربونات الصوديوم، حمض الخل، وعند وضعها في الماء يحدث تفاعل وينطلق غاز ثنائي أكسيد الكربون.

ثانياً: درجة الحرارة:

1. ضع ثلاثة كؤوس على جهاز العرض.
2. املأ الكؤوس الثلاثة إلى منتصفها بالماء.
 - الكأس الأولى: ماء مثلج.
 - الكأس الثانية: ماء له درجة حرارة الغرفة.
 - الكأس الثالثة: ماء حار.
3. أضف حبة لكل كأس (استخدم حبوباً من النوع نفسه).
4. سجّل سرعة التفاعل في الكؤوس الثلاثة تجد أن سرعة التفاعل تزداد بارتفاع درجة الحرارة.

ثالثاً: تراكيز المواد المتفاعلة:

1. ضع (4) كؤوس على جهاز العرض واملأها إلى منتصفها بالماء.
2. أضف ملح الطعام (كلوريد الصوديوم) إلى الكؤوس كما يأتي:
 - الكأس الأولى: 0 mg (لا تضيف شيئاً)
 - الكأس الثانية: 2 mg
 - الكأس الثالثة: 3 mg
 - الكأس الرابعة: 6 mg
3. بعد إذابة الملح أضف حبة واحدة لكل كأس ولاحظ سرعة التفاعل.
4. الكأس الأولى لا تحتوي على أيونات صوديوم وكلور (إذا استعمل ماء مقطر) بينما باقي الكؤوس تحتوي على نسب مختلفة من الأيونات.



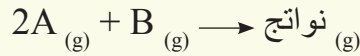
أنشطة وتدريبات

أولاً: ضع إشارة صح (✓) أو غلط (×) أمام كل من العبارات الآتية، وصحّ المغلوطة منها:

1. () طاقة التنشيط E_a تمثل الفرق بين طاقة المعقد النشط وطاقة المواد الناتجة عن التفاعل.
2. () تزداد سرعة التفاعل الكيميائيّ ذي طاقة التنشيط المرتفعة بازدياد درجة الحرارة.
3. () الحفّاز يسرّع التفاعل الكيميائيّ، ويخرج في نهاية التفاعل كما دخل.

ثانياً: اختر الإجابة الصحيحة لكلّ ممّا يأتي:

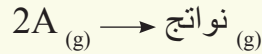
1- من أجل التفاعل الأولي:



إذا ازداد تركيز المادة A مرتين وانخفض تركيز المادة B مرتين فإنّ سرعة هذا التفاعل:

- (a) تزداد مرتين
(b) تزداد أربع مرات
(c) تقل مرتين
(d) لا تتأثر

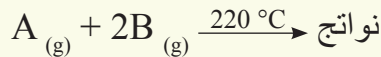
2- إذا تضاعف حجم الوعاء الذي يحدث فيه التفاعل الأولي:



فإنّ سرعة هذا التفاعل:

- (a) تزداد مرتين
(b) تقل مرتين
(c) تقل أربع مرات
(d) تزداد أربع مرات

3- يحدث التفاعل الأولي بين جزيئات الغازين المثاليين A و B في وعاء مغلق:



فإذا تضاعف الضغط على الوعاء فإنّ سرعة هذا التفاعل:

- (a) تزداد أربع مرات
(b) تقل ثماني مرات
(c) تقل أربع مرات
(d) تزداد ثماني مرات

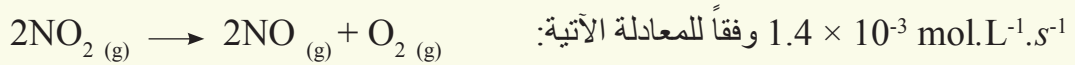
ثالثاً: أعطِ تفسيراً علمياً لكلِّ ممَّا يأتي:

- 1- بعض التصادمات ينتج عنها تفاعل كيميائي وليس جميعها.
- 2- تزداد سرعة التفاعل الكيميائي بازدياد درجة الحرارة.
- 3- مسحوق الفحم يحترق بالهواء بسرعة أكبر من احتراق قطعة فحم لها الكتلة ذاتها بالشروط نفسها.

رابعاً: حل المسائل الآتية:

المسألة الأولى:

عندما يكون $[NO_2] = 0.5 \text{ mol.L}^{-1}$ ، في درجة حرارة معينة بلغت سرعة تفككه

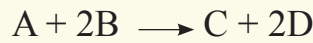


فإذا علمت أن هذا التفاعل أولي، المطلوب:

- (1) اكتب قانون سرعة التفاعل.
- (2) احسب قيمة ثابت سرعة التفاعل.
- (3) احسب قيمة سرعة التفكك عندما يصبح $[NO_2] = 0.25 \text{ mol.L}^{-1}$ ، وكذلك عندما يصبح $[NO_2] = 0.125 \text{ mol.L}^{-1}$ (افترض أن درجة الحرارة بقيت ثابتة خلال التفكك). ماذا تستنتج؟
الأجوبة: $k = 5.6 \times 10^{-3}$ ، $v' = 3.5 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ ، $v'' = \frac{7}{8} \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

المسألة الثانية:

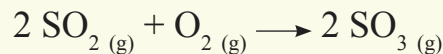
نمزج 500 mL من محلول مادة A تركيزه 0.2 mol.L^{-1} مع 500 mL من محلول مادة B تركيزه 0.2 mol.L^{-1} فيحدث التفاعل وفق مرحلة واحدة في درجة حرارة مناسبة:



- 1 - احسب قيمة السرعة عند بدء التفاعل إذا علمت أن ثابت سرعة التفاعل 5×10^{-2} .
- 2 - احسب تركيز المادة C وسرعة التفاعل بعد زمن يصبح فيه $[D] = 0.04 \text{ mol.L}^{-1}$.
الأجوبة: $v_0 = 5 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ ، $[C] = 0.02 \text{ mol.L}^{-1}$ ، $v = 1.44 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

المسألة الثالثة:

يتفاعل ثنائي أكسيد الكبريت والأكسجين في درجة حرارة وضغط مُعيَّنين وفق التفاعل الأولي الآتي:



كيف تتغيّر سرعة التفاعل إذا ضُغط المزيج بحيث يصبح حجمه ثلث ما كان عليه؟ مع ثبات درجة الحرارة.

الجواب: تزداد السرعة 27 ضعفاً.

المسألة الرابعة:

يحدث التفاعل الأولي بين A و B وفق المعادلة: $A_{(g)} + 2B_{(g)} \rightarrow 2C_{(g)}$

فإذا كانت التراكيز الابتدائية: $[A] = 0.3 \text{ mol.L}^{-1}$ ، $[B] = 0.5 \text{ mol.L}^{-1}$

و ثابت سرعة هذا التفاعل 0.4، المطلوب:

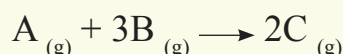
1- احسب سرعة التفاعل الابتدائية.

2- احسب سرعة التفاعل بعد زمن ينقص فيه تركيز A بمقدار 0.1 mol.L^{-1} .

الأجوبة: (1) $0.03 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ (2) $0.0072 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

المسألة الخامسة:

يجري عند درجة حرارة ثابتة التفاعل الأولي الممثل بالمعادلة الكيميائية الآتية:



حيث كانت التراكيز الابتدائية:

$$[A] = 0.2 \text{ mol.L}^{-1} \text{ \& } [B] = 0.6 \text{ mol.L}^{-1} \text{ \& } [C] = 0$$

فإذا علمت أنّ ثابت سرعة التفاعل $k = 0.1$ ، المطلوب:

(1) اكتب قانون سرعة هذا التفاعل.

(2) احسب قيمة السرعة الابتدائية لهذا التفاعل v_0 .

(3) احسب قيمة سرعة التفاعل v' بعد زمن ينقص فيه $[A]$ إلى نصفه.

(4) احسب قيمة سرعة التفاعل v'' بعد زمن يصبح فيه $[C] = 0.3 \text{ mol.L}^{-1}$.

(5) احسب تركيز كل من A و B و C عند توقّف التفاعل.

الأجوبة: $v_0 = 4.32 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ ، $v' = 2.7 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

$$v'' = 1.6875 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

عند توقّف التفاعل: $[A] = 0$ ، $[B] = 0$ ، $[C] = 0.4 \text{ mol.L}^{-1}$



الوحدة الرابعة

التوازن الكيميائي *Chemical Equilibrium*

الأهداف العامة:

- يفهم التوازن الكيميائي.
- يتعرّف حالات التوازن الكيميائي.
- يثمن أهمية التوازن الكيميائي في حياتنا.



التوازن الكيميائي

الأهداف التعليمية:

- أن يكون الطالب في نهاية الدرس قادراً على أن:
 - يذكر أمثلة لحالات توازن كيميائي.
 - يُميّز بين التفاعلات العكوسة والتفاعلات غير العكوسة.
 - يستنتج عبارة ثابت التوازن K_c بدلالة التراكيز.
 - يعبر عن ثابت التوازن في التفاعلات الغازية K_p بدلالة الضغوط الجزئية.
 - يربط بين قيمة ثابت التوازن ومدى تحوّل المواد المتفاعلة إلى نواتج.
 - يحسب قيمة ثابت التوازن وتراكيز المواد المتفاعلة والنواتج عند التوازن.
 - يوضح تأثير كلّ من (الضغط، درجة الحرارة، التركيز، الوسيط) على حالة التوازن (مبدأ لوشاتولييه).

مراكز الاهتمام:

1. حالة التوازن.
2. التفاعلات العكوسة.
3. التوازن الكيميائي.
4. قانون فعل الكتلة.
5. ثابت التوازن.
6. مبدأ لوشاتولييه.

أهم ما يميّز البيئة الطبيعية هو ذلك التوازن الدقيق القائم بين عناصرها المختلفة، وهو نظام متكامل يعيش فيه كل المساهمين في توازن تام.

ونحن نلاحظ مثل هذا التوازن في كثيرٍ مما حولنا، فالماء العذب يوجد جزء كبير منه على هيئة جليد يغطي قمم الجبال العالية ويغطي المناطق القطبية الشمالية والجنوبية، ولو أن هذا الجليد انصهر بأكمله لارتفع مستوى سطح مياه البحار بنحو 50 m عن ارتفاعه الحالي مما يؤدي إلى إغراق شواطئ القارات وكثير من المدن. أي إن وجود جليد القطبين يمثل جزءاً هاماً من التوازن الطبيعي للبيئة، ويُعدّ وجوده لازماً للحفاظ على حياة الإنسان على سطح الأرض.

1- حالة التوازن الفيزيائي:

مثال: توازن اليود مع بخاره:



ضع كمية من اليود الصلب في إناء زجاجي مغلق، وراقب ما يحدث لليود خلال أيام عدة، ستلاحظ تزايداً في بخار اليود وذلك من خلال تزايد شدة اللون البنفسجي، ويستمر ذلك لفترة من الزمن تثبت بعدها شدة لون البخار عند درجة حرارة المخبر، وهذا يدل على ثبات كل من تركيز بخار اليود، وكمية اليود الصلب الموجود في أسفل الإناء بمرور الزمن، يطلق على حالة الجملة هذه: **حالة التوازن**. لكن هل توقّف تبخر اليود عند التوازن؟

أثبتت التجارب أنّ تبخّر اليود يستمر عند التوازن، وفي الوقت نفسه يستمر حدوث تكاثف جزيئات بخار اليود وانتقالها إلى الحالة الصلبة.

وتكون سرعة تبخر اليود مساوية لسرعة تكثفه وهذا ما يفسّر ثبات شدة لون البخار.

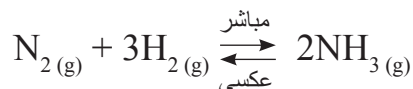
$$\text{سرعة التبخر} = \text{سرعة التكثف}$$

2- حالة التوازن الكيميائي (التفاعلات العكوسة):

مثال: تفاعل غاز النتروجين مع غاز الهيدروجين:

عند وضع كميات مناسبة من غاز النتروجين N_2 وغاز الهيدروجين H_2 في وعاء مغلق وذلك في الدرجة $500^\circ C$ والضغط 300 atm يحدث تفاعل بينهما ويتشكل غاز النشادر NH_3 . وكلما تجمع غاز النشادر الناتج عن التفاعل وازدادت كميته فإنه سيبدأ بالتفكك من جديد إلى نتروجين وهيدروجين.

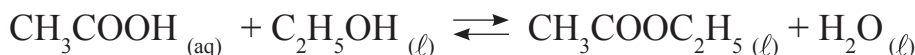
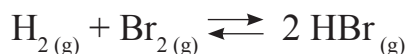
أي يوجد تفاعلان أحدهما مباشر (يتجه من اليسار إلى اليمين) والآخر عكسي (يتجه من اليمين إلى اليسار) لذلك يمكن التعبير عن التفاعل بمعادلة كيميائية واحدة تحوي سهمين يدل كل منهما على تفاعل:



تسمى مثل هذه التفاعلات: **التفاعلات العكوسة**، فهي:

تفاعلات لا تستمر في اتجاه واحد حتى تكتمل، أي إن المواد المتفاعلة لا تُستهلك استهلاكاً كاملاً لتكوين النواتج. بل إنّ المواد الناتجة تتفاعل فيما بينها لتعيد تكوين المواد المتفاعلة في شروط التجربة نفسها.

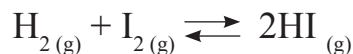
ومن أمثلتها:



3 - المفهوم الحركي للتوازن الكيميائي:

مثال: تفاعل غاز الهيدروجين مع غاز اليود:

لنأخذ مزيجاً غازياً من الهيدروجين H_2 واليود I_2 . يتفاعل هذان الغازان عند الدرجة 445°C ويكوّنان يوديد الهيدروجين HI حسب المعادلة:



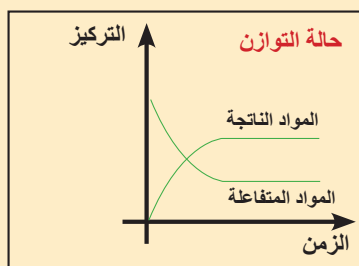
- في بداية التفاعل تكون سرعة التفاعل المباشر كبيرة بينما سرعة التفاعل العكسي معدومة.
- بمرور الزمن تنقص سرعة التفاعل المباشر لنقصان تراكيز H_2 و I_2 وتزداد سرعة التفاعل العكسي لزيادة تركيز HI. ويستمر ذلك حتى تتساوى سرعة التفاعل المباشر مع سرعة التفاعل العكسي، وهنا نصل إلى حالة التوازن.
- يدعى هذا التوازن: **التوازن الحركي**، للإشارة إلى أن التفاعلين المباشر والعكسي لا يتوقفان عند حصول التوازن؛ وبدءاً من هذه اللحظة تبقى تراكيز المواد الثلاث ثابتة عند عدم وجود تأثيرات خارجية.

حالة التوازن الكيميائي: الحالة التي تثبت فيها تراكيز المواد المتفاعلة والنتيجة، وتكون عندها سرعة التفاعل المباشر وسرعة التفاعل العكسي متساويتين.

إضاءة:

سير التفاعل مع الزمن:

- في بداية التفاعل كان تركيز يوديد الهيدروجين (صفرًا) وتركيز كل من اليود والهيدروجين $0.0015 \text{ mol.L}^{-1}$.
- بمرور الزمن يزداد تركيز يوديد الهيدروجين وتقل تراكيز كل من اليود والهيدروجين حتى تصل إلى حالة لا يحدث فيها تغيير في تراكيز المواد الثلاث (حالة التوازن)، وتكون تراكيز المواد كما هو موضح في الجدول (1):



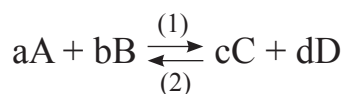
التراكيز عند حالة التوازن (mol.L^{-1})			التراكيز في بداية التفاعل (mol.L^{-1})		
$\text{I}_2(\text{g})$	$\text{H}_2(\text{g})$	$\text{HI}(\text{g})$	$\text{I}_2(\text{g})$	$\text{H}_2(\text{g})$	$\text{HI}(\text{g})$
0.00033	0.00033	0.00234	0.0015	0.0015	0

الجدول (1)

يبين الشكل ثبات تراكيز المواد المتفاعلة والنتيجة عند حالة التوازن.

4 - ثابت التوازن:

عرفت سابقاً أنه عند حدوث التوازن الكيميائي فإن تراكيز المواد المتفاعلة والمواد الناتجة تصل إلى قيم ثابتة، تسمى تراكيز التوازن، وهذا ناتج من تساوي سرعة التفاعل المباشر مع سرعة التفاعل العكسي. وهكذا يمكننا استنتاج ثابت التوازن الكيميائي في التفاعل العكوس الآتي:



لنكتب علاقتي سرعتي التفاعل: المباشر (1) ثم العكسي (2) بفرض أنهما أوليان:

$$v_1 = k_1 [A]^a [B]^b \quad (1): \text{سرعة التفاعل المباشر}$$

$$v_2 = k_2 [C]^c [D]^d \quad (2): \text{سرعة التفاعل العكسي}$$

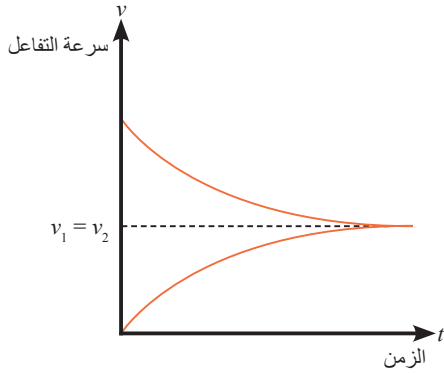
وعند الوصول إلى حالة التوازن:

$$v_1 = v_2$$

$$k_1 [A]^a[B]^b = k_2 [C]^c[D]^d$$

وبترتيب هذه العلاقة نحصل على:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$



حيث إن نسبة مقدارين ثابتين يمكن التعويض عنها بمقدار ثابت K_c هو ثابت التوازن الكيميائي بدلالة التراكيز:

$$K_c = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

قانون فعل الكتلة: ثابت التوازن الكيميائي عند درجة حرارة معينة يساوي نسبة جداء تراكيز المواد الناتجة إلى جداء تراكيز المواد المتفاعلة وكل منها مرفوع إلى الأس الذي يساوي عدد الأمثال التفاعلية المشاركة بها في المعادلة الموزونة.



ملاحظة

في التفاعلات الغازية يمكن التعبير عن تراكيز الغازات بدلالة الضغوط الجزئية مقدره بـ atm.

$$K_p = \frac{P_{(C)}^c \times P_{(D)}^d}{P_{(A)}^a \times P_{(B)}^b}$$

ثابت التوازن الكيميائي بدلالة الضغوط الجزئية

مثال:

اكتب علاقة ثابت التوازن K_p و K_c للتفاعل الآتي:



$$K_p = \frac{P_{(\text{CO})} \times P_{(\text{H}_2\text{O})}}{P_{(\text{H}_2)} \times P_{(\text{CO}_2)}}$$

$$K_c = \frac{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{H}_2][\text{CO}_2]}$$

معلومات عامة:

- الضغط الكلي لمزيج غازي يساوي مجموع الضغوط الجزئية لمكونات المزيج (قانون دالتون) أي:

$$P = P_A + P_B + P_C + P_D + \dots$$

- الضغط الجزئي لغاز في مزيج غازي هو الضغط الذي يؤثر به هذا الغاز فيما لو شغل وحده كل الحجم الذي يشغله المزيج الغازي في درجة الحرارة نفسها، ويُعطى بالعلاقة:

$$\text{الضغط الجزئي للغاز} = \text{الكسر الجزيئي للغاز} \times \text{الضغط الكلي للمزيج}$$

$$P_A = P \times \frac{n_A}{n} \quad P_B = P \times \frac{n_B}{n} \quad P_C = P \times \frac{n_C}{n}$$

حيث: n_A عدد مولات A، n_B عدد مولات B، n_C عدد مولات C
 n العدد الكلي للمولات الغازية في المزيج، P الضغط الكلي للمزيج الغازي.

$$P V = n R T$$

$$P = \frac{n}{V} R T$$

$$T = 237 + t \text{ } ^\circ\text{C}$$

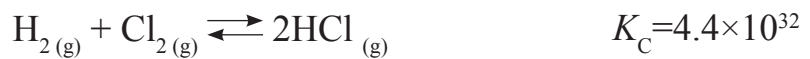
$$P = C R T$$

حيث: P الضغط، n عدد المولات الغازية، T درجة الحرارة المطلقة (كلفن K)
 V الحجم، R ثابت الغازات المثالية، C التركيز المولي

$$R = 8.31 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1} = 0.082 \text{ L.atm.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

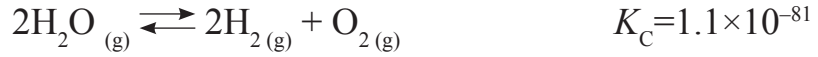
5 - أهمية ثابت التوازن:

- يُعدّ ثابت التوازن صفة مميزة لكل تفاعل عكوس، ولا تتغير قيمته إلا بتغير درجة الحرارة (الأطوار الكثيفة)، وتُبين قيمة ثابت التوازن لتفاعل ما مدى تحول المواد المتفاعلة إلى نواتج عند حدوث التوازن.
- إذا كانت قيمته كبيرة $1 << K_C$ فالتفاعل يحدث إلى مدى كبير في الاتجاه المباشر، أي إن معظم المواد المتفاعلة تحولت إلى مواد ناتجة عند التوازن. ويمكن اعتباره تماماً في الاتجاه المباشر من أجل قيمة كبيرة للثابت $K_C > 10^3$ مثل:



في الدرجة $25 \text{ } ^\circ\text{C}$

- إذا كانت قيمته صغيرة $K_C \ll 1$ فالتفاعل لا يحدث إلى مدى كبير في الاتجاه المباشر، وإذا كانت قيمته صغيرة جداً $K_C < 10^{-3}$ يمكن اعتبار مثل هذا التفاعل لا يحدث في الاتجاه المباشر إلا بنسبة ضئيلة للغاية، مثل:



في الدرجة 25°C

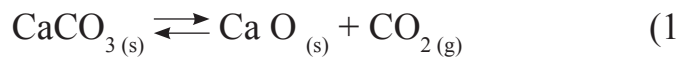


ملاحظات

- مقدار ترموديناميكي ثابت ليس له وحدة وذلك لأننا في عبارة ثابت التوازن نفترض أننا نقسم تركيز كل مادة على تركيز معياري قيمته: 1 mol.L^{-1}
- مقدار ترموديناميكي ثابت ليس له وحدة وذلك لأننا في عبارة ثابت التوازن نفترض أننا نقسم الضغط الجزئي لكل مادة على ضغط معياري قيمته: 1 atm .
- المواد الصلبة s أو السائلة l (كمنذوب فقط) لا تظهر في عبارة ثابت التوازن لأن تراكيزها تبقى ثابتة مهما اختلفت كميتها.
- قيمة K_C ، K_P لا تتغير إلا بتغيير درجة الحرارة كما سنرى فيما بعد.

مثال:

اكتب علاقة ثابت التوازن K_C و K_P لكل من التفاعلين الآتيين:



الحل:

$$K_C = [\text{CO}_2] \quad ، \quad K_P = P_{(\text{CO}_2)_{(g)}} \quad (1)$$

$$K_C = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^4}{[\text{H}_2]^4} \quad ، \quad K_P = \frac{P_{(\text{H}_2\text{O})}^4}{P_{(\text{H}_2)}^4} \quad (2)$$

6 - العلاقة بين K_C و K_P :

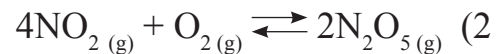
يرتبط ثابت التوازن K_C الذي يُعبّر به عن حالة التوازن بدلالة التراكيز التوازنية للغازات مع الثابت K_P الذي يُعبّر به عن حالة التوازن بدلالة الضغوط الجزئية لمكونات المزيج الغازي بالعلاقة:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

حيث T درجة الحرارة المطلقة (الكلفنية) للمزيج الغازي.
 Δn الفرق بين عدد المولات الغازية الناتجة وعدد المولات الغازية المتفاعلة.
 R ثابت الغازات المثالية.

مثال:

اكتب عبارة ثابت التوازن K_c و K_p للتفاعلين الآتيين، ثم اكتب العلاقة بينهما.



الحل:

$$K_p = \frac{P_{(\text{CO}_2)} \times P_{(\text{NO})}}{P_{(\text{CO})} \times P_{(\text{NO}_2)}} \quad , \quad K_c = \frac{[\text{CO}_2][\text{NO}]}{[\text{CO}][\text{NO}_2]} \quad (1)$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = K_c (RT)^0 \Rightarrow K_p = K_c$$

لاحظ أنه عند تساوي عدد مولات الغاز في الطرفين فإن $K_p = K_c$

$$K_p = \frac{P_{(\text{N}_2\text{O}_5)}^2}{P_{(\text{NO}_2)}^4 \times P_{(\text{O}_2)}} \quad , \quad K_c = \frac{[\text{N}_2\text{O}_5]^2}{[\text{NO}_2]^4 [\text{O}_2]} \quad (2)$$

$$K_p = K_c (RT)^{-3}$$

7 - العوامل المؤثرة في حالة التوازن:

تحافظ التفاعلات الكيميائية العكوسة على حالة توازنها ولا تتغير إلا إذا حصلت بعض التغيرات بتأثير عوامل خارجية. ومن هذه التغيرات المحتملة تغير التراكيز أو الضغوط الجزئية أو تغير درجة حرارة التفاعل.

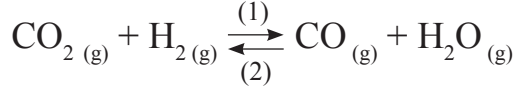
إن تأثير هذه التغيرات المختلفة تمَّ شَمْلُه بقاعدة عامة يمكن تطبيقها على أي توازن كيميائي أو فيزيائي تسمى مبدأ لوشاتولييه (*Le Chatelier*) وتنص هذه القاعدة على أنه:

إذا حدث تغير في أحد العوامل المؤثرة في جملة كيميائية متوازنة مثل: درجة الحرارة أو التركيز أو الضغط ... انزاح التوازن في الاتجاه الذي يعاكس فيه هذا التغير.

ويتم تطبيق هذه القاعدة على العوامل المذكورة كالاتي:

أ) تأثير تغير التراكيز:

في التفاعل المتوازن الآتي:



عند زيادة تركيز CO_2 ينزاح التوازن في الاتجاه المباشر (1) أي في الاتجاه الذي يستهلك فيه ثنائي أكسيد الكربون لينقص تركيزه، ونحصل على توازن جديد بتراكيز جديدة.
عند إنقاص تركيز H_2 ينزاح التوازن في الاتجاه العكسي (2) أي في الاتجاه الذي يتشكل فيه H_2 ، ونحصل على حالة توازن جديدة بتراكيز جديدة.

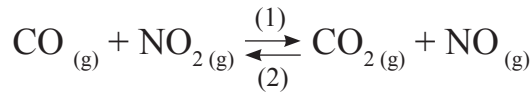
نتيجة



عند زيادة تركيز إحدى مواد الجملة المتوازنة ينزاح التوازن في اتجاه التفاعل الذي يُنقص من تركيز هذه المادة. وعند نقصان تركيز إحدى المواد ينزاح التوازن في اتجاه التفاعل الذي يزيد فيه تركيز هذه المادة.

مثال:

في التفاعل المتوازن الآتي:



بيّن أثر التغيرات الآتية:

ج. زيادة كمية CO_2

أ. زيادة كمية NO_2

د. نقصان كمية CO_2

ب. نقصان كمية NO_2

على:

1. حالة التوازن.
2. كميات المواد المتفاعلة والمواد الناتجة.
3. قيمة ثابت التوازن.

الحل:

1. حالة التوازن:

أ. زيادة كمية NO_2 : تؤدي إلى انزياح التوازن في الاتجاه المباشر (1).

ب. نقصان كمية NO_2 : يؤدي إلى انزياح التوازن في الاتجاه العكسي (2).

ج. زيادة كمية CO_2 : تؤدي إلى انزياح التوازن في الاتجاه العكسي (2).

د. نقصان كمية CO_2 : يؤدي إلى انزياح التوازن في الاتجاه المباشر (1).

2. كميات المواد المتفاعلة والمواد الناتجة:

أ. زيادة كمية NO_2 : تنقص كمية CO وتزداد كمية كل من CO_2 و NO .

ب. نقصان كمية NO_2 : تزداد كمية CO وتنقص كمية كل من CO_2 و NO .

ج. زيادة كمية CO_2 : تنقص كمية NO وتزداد كمية كل من NO_2 و CO .

د. نقصان كمية CO_2 : تزداد كمية NO وتنقص كمية كل من NO_2 و CO .

3. قيمة ثابت التوازن: لا تتغير قيمة ثابت التوازن (بسبب ثبات درجة الحرارة).

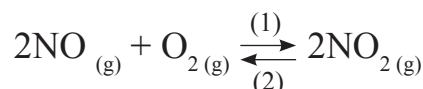
(تغير تركيز إحدى المواد المتفاعلة أو الناتجة لا يغير من قيمة ثابت التوازن).

(ب) تأثير تغير الضغط:

يلاحظ تأثير تغير الضغط على التوازن الكيميائي بصورة واضحة في التفاعلات الغازية، وهي نوعان:

1. تفاعلات يرافقها تغير في عدد المولات الغازية:

مثال: لدينا التفاعل المتوازن الآتي:

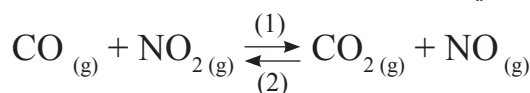


• عند زيادة الضغط ينزاح التوازن في الاتجاه المباشر (1) حيث يتشكل عدد أقل من المولات الغازية، للتخفيف من أثر زيادة الضغط.

• عند نقصان الضغط ينزاح التوازن في الاتجاه العكسي (2) حيث يتشكل عدد أكبر من المولات الغازية، للتخفيف من أثر نقصان الضغط.

2. تفاعلات لا يرافقها تغير في عدد المولات الغازية:

مثال: لدينا التفاعل المتوازن الآتي:



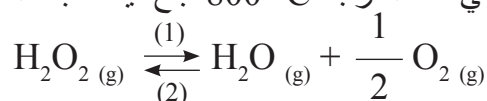
إن أي تغير في الضغط - زيادة أو نقصاناً - سيكون تأثيره متساوياً على جانبي التفاعل المباشر والعكسي، وبذلك فإن التوازن لا يتأثر في هذه الحالة.

نتيجة



إن زيادة الضغط تزيح التوازن في الاتجاه الذي يتكون فيه عدد أقل من مولات الغاز، وإن نقصان الضغط يزيح التوازن في الاتجاه الذي يتكون فيه عدد أكبر من مولات الغاز، وإذا كان عدد جزيئات الغاز متساوياً في طرفي المعادلة فلا يؤثر تغيير الضغط على التوازن.

مثال: في التفاعل المتوازن الآتي عند الدرجة $800\text{ }^{\circ}\text{C}$ تبلغ قيمة ثابت التوازن $K_c = 6 \times 10^{-6}$:



بيّن أثر: 1. زيادة الضغط الكلي*. 2. نقصان الضغط الكلي.

على:

أ. حالة التوازن. ب. كميات المواد المتفاعلة والناجمة. ج. قيمة ثابت التوازن.

الحل:

1. زيادة الضغط الكلي:

أ. حالة التوازن: ينزاح التوازن في الاتجاه العكسي (2).

ب. كميات المواد المتفاعلة والناجمة: تنقص كمية H_2O و O_2 وتزداد كمية H_2O_2 .

ج. قيمة ثابت التوازن: تغيير الضغط الكلي لا يؤدي إلى تغيير في قيمة ثابت التوازن.

2. نقصان الضغط الكلي:

أ. حالة التوازن: ينزاح التوازن في الاتجاه المباشر (1).

ب. كميات المواد المتفاعلة والناجمة: تنقص كمية H_2O_2 وتزداد كمية H_2O و O_2 .

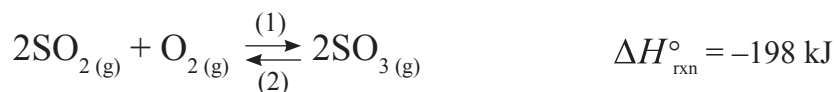
ج. قيمة ثابت التوازن: تغيير الضغط الكلي لا يغيّر من قيمة ثابت التوازن.

ج) تأثير تغيير درجة الحرارة:

لمعرفة أثر تغيير درجة الحرارة سوف نقسم التفاعلات إلى نوعين:

1. تفاعلات ناشرة للحرارة ($\Delta H_{\text{rxn}}^{\circ} < 0$):

مثال: في التفاعل المتوازن الآتي:

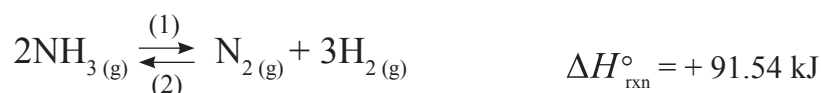


* أي الضغط على وعاء التفاعل الذي يحوي الغازات الثلاثة.

- إن خفض درجة الحرارة (أي التبريد) يُحْدِث اضطراباً مما يؤدي إلى انزياح التوازن بالاتجاه المباشر (1) (الناشر للحرارة) وذلك لإنتاج كمية من الحرارة تخفّف من تأثير العامل الجديد، أما عند ارتفاع درجة الحرارة فإن التوازن ينزاح في الاتجاه العكسي (2) (الماص للحرارة) وذلك لامتناس كمية من الحرارة تخفف من تأثير العامل الجديد.

2. تفاعلات ماصة للحرارة ($\Delta H^\circ_{\text{rxn}} > 0$):

مثال:



- إن رفع درجة الحرارة (التسخين) يُحْدِث اضطراباً مما يؤدي إلى انزياح التوازن بالاتجاه المباشر (1) (الماص للحرارة) وذلك لامتناس كمية من الحرارة والتخفيف من تأثير العامل الجديد.
- وعند خفض درجة الحرارة (التبريد) فإن التوازن ينزاح في الاتجاه العكسي (2) (الناشر للحرارة).

نتيجة



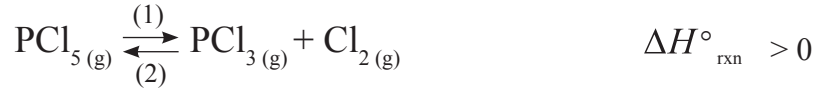
إنّ رفع درجة الحرارة يزيح التوازن في اتجاه التفاعل الماص للحرارة، وخفض درجة الحرارة يزيح التوازن في اتجاه التفاعل الناشر للحرارة.



ملاحظات

- في التفاعلات الناشرة للحرارة تنقص قيمة ثابت التوازن بارتفاع درجة الحرارة.
- في التفاعلات الماصة للحرارة تزداد قيمة ثابت التوازن بارتفاع درجة الحرارة.
- أما التفاعلات التي لا يرافقها انتشار حرارة ولا امتصاص حرارة فإن تغيير درجة الحرارة لا يؤثر في حالة التوازن ولا يؤثر في كميات المواد المتفاعلة أو الناتجة، ولا يؤثر في قيمة ثابت التوازن.

مثال: في التفاعل الآتي الماص للحرارة:



بيّن أثر:

1. زيادة درجة الحرارة. 2. خفض درجة الحرارة.

على:

أ. حالة التوازن. ب. كميات المواد المتفاعلة والناجمة. ج. قيمة ثابت التوازن.

الحل:

1. زيادة درجة الحرارة:

أ. حالة التوازن: ينزاح التوازن في الاتجاه المباشر (1).

ب. كميات المواد المتفاعلة والناجمة: تزداد كمية Cl_2 و PCl_3 وتنقص كمية PCl_5 .

ج. قيمة ثابت التوازن: تزداد قيمة ثابت التوازن لزيادة قيمة البسط ونقصان قيمة المقام.

2. خفض درجة الحرارة:

أ. حالة التوازن: ينزاح التوازن في الاتجاه العكسي (2).

ب. كميات المواد المتفاعلة والناجمة: تنقص كمية Cl_2 و PCl_3 وتزداد كمية PCl_5 .

ج. قيمة ثابت التوازن: تنقص قيمة ثابت التوازن لنقص قيمة البسط وزيادة قيمة المقام.

تأثير العامل المساعد (الحفّاز) في التوازن:

إن إضافة العامل المساعد إلى التفاعل في حالة التوازن لا يؤثر على قيمة ثابت التوازن ولكن يؤثر

على سرعة التفاعل فقط، ففي الوقت الذي يؤثر فيه العامل المساعد في سرعة التفاعل المباشر يؤثر

وبالمقدار نفسه في سرعة التفاعل العكسي. وفي النهاية لا يحصل تغير في قيمة ثابت التوازن، ولكن

الزمن اللازم للوصول إلى حالة التوازن سوف يتغير، ويكون أقلّ مما كان عليه في حالة عدم وجود

الحفّاز.

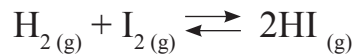
يمكن توضيح العوامل المؤثرة على حالة التوازن فيما يأتي:

العوامل المؤثرة	حالة التوازن	ثابت التوازن
إضافة عوامل مساعدة (حفازات).	لا تتأثر.	
زيادة تراكيز المواد المتفاعلة.	ينزاح في الاتجاه المباشر.	
زيادة تراكيز المواد الناتجة.	ينزاح في الاتجاه العكسي.	
نقصان تراكيز المواد المتفاعلة.	ينزاح في الاتجاه العكسي.	
نقصان تراكيز المواد الناتجة.	ينزاح في الاتجاه المباشر.	
زيادة الضغط.	ينزاح في الاتجاه ذي عدد المولات الغازية الأقل.	في حالة تساوي عدد مولات الغاز لا يتأثر.
انخفاض الضغط.	ينزاح في الاتجاه ذي عدد المولات الغازية الأكبر.	
زيادة درجة الحرارة.	التفاعل ناشر للحرارة ينزاح في الاتجاه العكسي.	تقل قيمته.
	التفاعل ماص للحرارة ينزاح في الاتجاه المباشر.	تزداد قيمته.
انخفاض درجة الحرارة.	التفاعل ناشر للحرارة ينزاح في الاتجاه المباشر.	تزداد قيمته.
	التفاعل ماص للحرارة ينزاح في الاتجاه العكسي.	تقل قيمته.

مسائل محلولة:

المسألة الأولى:

مُزج 2 mol من الهيدروجين H_2 مع 3 mol من اليود I_2 في وعاء مغلق سعته 10 L، وكانت كمية يود الهيدروجين HI عند التوازن 3.6 mol. احسب قيمة ثابت التوازن K_c للتفاعل المتوازن الآتي:



الحل:

$$[H_2]_{\text{الابتدائي}} = \frac{2}{10} = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[I_2]_{\text{الابتدائي}} = \frac{3}{10} = 0.3 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[HI]_{\text{توازن}} = \frac{3.6}{10} = 0.36 \text{ mol.L}^{-1}$$

mol.L ⁻¹	H ₂	+	I ₂	↔	2HI
التراكيز الابتدائية	0.2		0.3		0
التغير في التراكيز نتيجة التفاعل	-x		-x		+ 2x
التراكيز عند التوازن	0.2 - x		0.3 - x		2x

$$\text{عند التوازن } [HI] = 2x = 0.36 \Rightarrow x = 0.18 \text{ mol.L}^{-1}$$

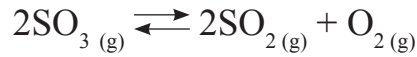
$$\text{عند التوازن } [H_2] = 0.2 - 0.18 = 0.02 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{عند التوازن } [I_2] = 0.3 - 0.18 = 0.12 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{(0.36)^2}{(0.02)(0.12)} = 54$$

المسألة الثانية:

وضع 2 mol من SO₃ في وعاء سعته 10 L وسخن الوعاء إلى درجة حرارة معينة. وُجِدَ عندها أن 10 % من SO₃ قد تفكك حسب المعادلة:



احسب ثابت التوازن K_c لهذا التفاعل.

الحل:

$$\text{الابتدائي } [SO_3] = \frac{2}{10} = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$$

mol.L ⁻¹	2SO ₃	↔	2SO ₂	+	O ₂
التراكيز الابتدائية	0.2		0		0
التغير في التراكيز نتيجة التفاعل	- 2x		+ 2x		+ x
التراكيز عند التوازن	0.2 - 2x		2x		x

$$2x = \frac{0.2 \times 10}{100} = 0.02 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$x = 0.01 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{توازن } [\text{SO}_3] = 0.2 - 0.02 = 0.18 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{توازن } [\text{SO}_2] = 2x = 0.02 \text{ mol.L}^{-1}$$

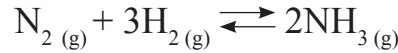
$$\text{توازن } [\text{O}_2] = x = 0.01 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$K_c = \frac{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]}{[\text{SO}_3]^2} = \frac{(0.02)^2(0.01)}{(0.18)^2}$$

$$K_c = 1.23 \times 10^{-4}$$

المسألة الثالثة:

في الدرجة 700 K وعند بلوغ التوازن في التفاعل الآتي:



كان عدد مولات كلٍ من النتروجين والهيدروجين والنشادر يساوي 27 mol، 2.5 mol، 0.5 mol على الترتيب، فإذا كان حجم وعاء التفاعل المغلق 10 L، احسب قيمة كل من K_p و K_c .

ثابت الغازات العام: $R = 0.082 \text{ L.atm.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$

الحل:

$$\text{توازن } [\text{NH}_3] = \frac{0.5}{10} = 0.05 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{توازن } [\text{N}_2] = \frac{27}{10} = 2.7 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{توازن } [\text{H}_2] = \frac{2.5}{10} = 0.25 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} = \frac{(0.05)^2}{(2.7)(0.25)^3} = 0.059$$

$$PV = nRT \Rightarrow P = \frac{nRT}{V}$$

$$P_{\text{N}_2} = \frac{27 \times 0.082 \times 700}{10} = 154.98 \text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2} = \frac{2.5 \times 0.082 \times 700}{10} = 14.35 \text{ atm}$$

$$P_{\text{NH}_3} = \frac{0.5 \times 0.082 \times 700}{10} = 2.87 \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{P_{(\text{NH}_3)}^2}{P_{(\text{N}_2)} P_{(\text{H}_2)}^3} = \frac{(2.87)^2}{(154.98)(14.35)^3} \approx 1.8 \times 10^{-5}$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

$$= 0.059 (0.082 \times 700)^{-2} = \frac{0.059}{(57.4)^2}$$

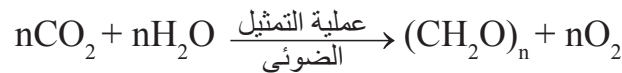
$$\approx 1.8 \times 10^{-5}$$

8 - أهمية التوازن في حياتنا (المطالعة):

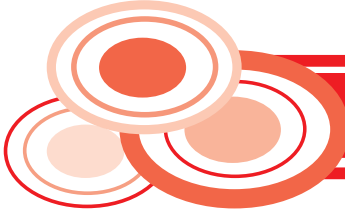
يلعب التوازن دوراً هاماً في حياتنا على سطح الأرض، حيث يتم الكثير من العمليات العكوسة في الطبيعة للمحافظة على حياة الكائنات الحية.

نعلم أن نسب الغازات المكوّنة للمواد ثابتة، وثباتها أمر حيوي وضروري للحياة على سطح الأرض، فإذا اختلّ توازنها فإنّ اضطراباً عظيماً يمكن أن يحدث في التوازن البيئي.

لنأخذ مثلاً على ذلك نسبة غاز الأوكسجين % 20.7 حجماً، وهذا الأوكسجين الموجود في الهواء يُستهلك في كل لحظة في عمليات تنفّس الأحياء وعمليات الاحتراق، حيث ينتج عنها كميات كبيرة من غاز ثنائي أكسيد الكربون CO_2 ، فإذا لم تعوّض الكمية المستهلكة من هذا الغاز الحيوي فإن الحياة سوف تنتهي على سطح الأرض، لكن هناك عمليات معاكسة (التمثيل الضوئي) حيث تقوم أوراق النباتات الخضراء بوجود ضوء الشمس بمفاعلة غاز ثنائي أكسيد الكربون مع الماء الذي يستمدّه النبات من جذوره ليُشكّل المواد السكرية والنشوية وينطلق غاز الأوكسجين وفق المعادلة الآتية:



يجدر بنا أن ننتبه إلى أنّ الإنسان حالياً بدأ يحرق كميات هائلة من الوقود، وكذلك بدأت الرقعة الخضراء تتناقص مما يؤدي إلى خلل في التوازن الموجود في الهواء، وإذا لم يتدارك الإنسان هذا الخلل فإنّ تغيرات خطيرة قد تحدث على سطح الأرض.



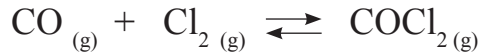
ما يجب تذكره:

- التوازن: حالة تكون عندها جميع خاصيات الجملة المتوازنة ثابتة مع الزمن.
- التفاعلات الكيميائية العكوسة: هي تفاعلات لا تستمر في اتجاه واحد حتى تكتمل، والمواد الناتجة تتحد مع بعضها لتعطي المواد المتفاعلة بظروف التجربة نفسها، وقد تكون متجانسة أو غير متجانسة.
- التوازن الكيميائي ذو طبيعة ديناميكية (نشطة) إذ إنه بالرغم من أن تراكيز المواد المتفاعلة والناتجة لا تتغير مع الزمن عند حالة التوازن، إلا أنّ التفاعل لا يتوقف بل يستمر في اتجاهين متعاكسين وتكون سرعة التفاعل المباشر مساوية لسرعة التفاعل العكسي.
- ثابت التوازن: هو النسبة بين حاصل جداء تراكيز المواد الناتجة إلى حاصل جداء تراكيز المواد المتفاعلة عند التوازن كل منها مرفوع إلى أس يساوي عدد المولات المشاركة في المعادلة الكيميائية المتوازنة.
- ثابت التوازن لتفاعل هو صفة مميزة لذلك التفاعل وهو عدد ثابت لا تتغير قيمته إلا بتغير درجة الحرارة.
- يُعبّر عن ثابت التوازن بـ K_C باستخدام وحدات التركيز بـ mol.L^{-1} ويُعبّر عنه بـ K_p باستخدام وحدات الضغط atm .
- مبدأ لوشاتولييه: إذا حدث تغيير في أحد العوامل المؤثرة على جملة متوازنة انزاح التوازن في الاتجاه الذي يعاكس فيه هذا التغيير.
- في التفاعلات الناشئة للحرارة تنقص قيمة ثابت التوازن بارتفاع درجة الحرارة.
- في التفاعلات الماصة للحرارة تزداد قيمة ثابت التوازن بارتفاع درجة الحرارة.

ثابت التوازن الكيميائي

قيمة ثابت التوازن الكيميائي خاصية مميزة للتفاعل عند درجة حرارة معينة والتطبيق الآتي يوضح ذلك:

في تفاعل غاز أول أكسيد الكربون مع غاز الكلور لتكوين غاز الفوسجين عند درجة حرارة ثابتة.



أُجريت أربع تجارب. وفي كل تجربة استُخدم تركيز ابتدائي مختلف من كل من CO ، Cl وأمكن الحصول على تركيز كل من المواد المتفاعلة والنتيجة عند التوازن مقدرة mol.L^{-1} كما في الجدول الآتي:

رقم التجربة	COCl ₂	Cl ₂	CO	$\frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}] [\text{Cl}_2]}$
1	0.79	0.21	1.21	=
2	3.11	1.00	1.00	=
3	0.575	0.43	0.43	=
4	3.34	1.66	0.647	=

احسب قيمة الكسر في العمود الأخير. على ماذا تدل قيمة هذا الكسر؟

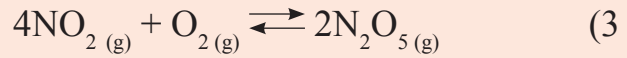
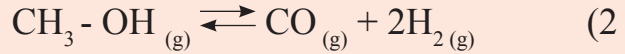
ماذا تلاحظ؟

القيمة $\frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}] [\text{Cl}_2]}$ تبقى عند درجة حرارة معينة مهما تغيّرت عند التوازن.

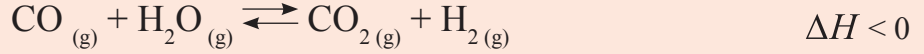


أنشطة وتدريبات

أولاً: استنتج عبارة ثابت التوازن (K_C) للتفاعل العام الآتي: $aA + bB \xrightleftharpoons[(2)]{(1)} cC + dD$
 ثانياً: اكتب العلاقة المعبرة عن كل من K_C و K_P لكل من التفاعلات الآتية:



ثالثاً: عندما يُمزج بخار الماء مع أول أكسيد الكربون في الدرجة $120^\circ C$ يحصل التفاعل المتوازن:



المطلوب: (a) اكتب علاقة ثابت التوازن للتفاعل الحاصل.

(b) أجب بكلمة (صح) أو (غلط) لكل من العبارات الآتية:

1. عند زيادة درجة الحرارة فإن التوازن ينزاح في الاتجاه العكسي.
2. عند زيادة كمية CO فإن التوازن ينزاح في الاتجاه المباشر.
3. إذا ازداد الضغط فإن التوازن ينزاح في الاتجاه المباشر.
4. إذا أُضيف الهيدروجين فإن التوازن ينزاح في الاتجاه العكسي.
5. إذا أمُتص CO_2 بواسطة محلول قلوي فإن التوازن ينزاح في الاتجاه العكسي.
6. إذا أُضيف (حفّاز) إلى الجملة فإن التوازن ينزاح في الاتجاه العكسي.

رابعاً: في التفاعل المتوازن الآتي:



بيّن أثر كل من:

1. زيادة درجة الحرارة فقط.
2. إضافة كمية من Cl_2 فقط.
3. زيادة الضغط فقط.
4. سحب PCl_3 باستمرار.
5. إضافة مادة مساعدة (حفّاز).

على: حالة التوازن - قيمة ثابت التوازن.

خامساً: حل المسائل الآتية:

المسألة الأولى:

وضع 4 mol من PCl_5 في وعاء سعته 2 L وسُخِّن إلى درجة حرارة معينة، وعند التوازن بقي في الوعاء 3.6 mol من PCl_5 ، المطلوب:

احسب قيمة ثابت التوازن K_C للتفاعل المتوازن الآتي:



ثم احسب K_p إذا علمت أن درجة الحرارة: 500 K، $R = 0.082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

الجوابان: $K_C = 0.022$ ، $K_p = 0.902$

المسألة الثانية:

يحدث التفاعل المتوازن الآتي في درجة حرارة معينة:



إذا علمت أن نسبة التركيزين الابتدائيين $\frac{[\text{A}]_0}{[\text{B}]_0} = \frac{1}{3}$ وعند التوازن كان: $[\text{C}]_{(\text{eq})} = \frac{1}{6} [\text{B}]_0$

(1) احسب قيمة ثابت التوازن K_C .

(2) احسب النسبة المئوية المتفاعلة من المادة A .

الجوابان: $K_C = 0.2$ ، 50%

المسألة الثالثة:

عند بلوغ التوازن في التفاعل الآتي: $\text{N}_{2(g)} + 3\text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(g)}$ كانت التراكيز:

$$[\text{NH}_3] = 4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} , [\text{H}_2] = 9 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} , [\text{N}_2] = 3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

المطلوب:

(1) احسب قيمة ثابت توازن هذا التفاعل K_C .

(2) احسب التراكيز الابتدائية لكل من النيتروجين والهيدروجين.

(3) اقترح أربع طرائق تؤدي إلى زيادة كمية النشادر الناتجة.

الأجوبة: $K_C = 7.3 \times 10^{-3}$ ، $[\text{N}_2] = 5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ، $[\text{H}_2] = 15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

المسألة الرابعة:



لدينا التفاعل المتوازن الآتي:

باعتبار التراكيز الابتدائية للمواد:

$$[A] = 1.5 \text{ mol.L}^{-1} \quad [B] = 2 \text{ mol.L}^{-1} \quad [C] = [D] = 0$$

وقد بلغ تركيز [C] عند التوازن 0.6 mol.L^{-1} . احسب قيمة ثابت التوازن K_C .

الجواب: $K_C = 0.078$

المسألة الخامسة:

مزج 2 mol من SO_2 مع 2 mol من NO_2 في وعاء حجمه 4 L وسخن إلى درجة الحرارة 227°C . فحدث التفاعل المتوازن الممثل بالمعادلة الآتية:



المطلوب:

1. احسب تراكيز الغازات عند التوازن، علماً أن: $K_C = 0.25$.

2. ما قيمة K_p ؟ ولماذا؟

الأجوبة:

$$K_p = K_C = 0.25, \quad [\text{NO}_2] = [\text{SO}_2] = \frac{1}{3} \text{ mol.L}^{-1}, \quad [\text{NO}] = [\text{SO}_3] = \frac{1}{6} \text{ mol.L}^{-1}$$

المسألة السادسة:

عند بلوغ التوازن في درجة الحرارة 700 K للتفاعل الآتي:



كان عدد المولات: الهيدروجين 7.2 mol ، اليود 2.4 mol ، يود الهيدروجين 0.4 mol ، والمطلوب:

1. حساب قيمة ثابت التوازن بدلالة الضغوط الجزئية K_p للتفاعل السابق.

2. حساب قيمة التوازن بدلالة التراكيز K_C إذا علمت أن التفاعل السابق يتم في وعاء حجمه 10 L ،

ماذا تستنتج؟

الأجوبة: $K_p = 9.3 \times 10^{-3}$ ، $K_C = 9.3 \times 10^{-3}$



الوحدة الخامسة

الكيمياء التحليلية Analytical Chemistry

- الأهداف العامة:
- يتعرّف تفاعل حمض - أساس.
- يتعرّف pH المحاليل.
- يتعرّف خاصيات المحاليل المائية للأملاح.
- يتعرّف المعايرة.
- يثمن أهمية الـ pH والمعايرة في حياتنا.



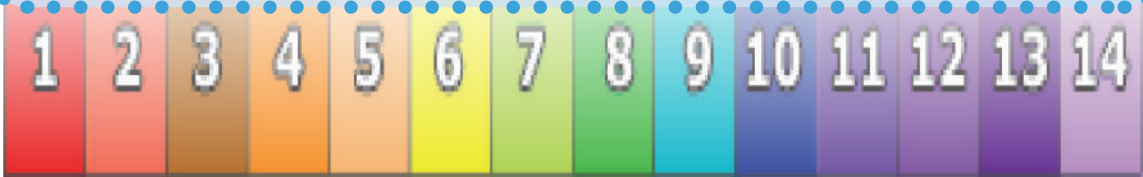
الحموض والأسس

الأهداف التعليمية:

- أن يكون الطالب في نهاية الدرس قادراً على أن:
- يعرّف الحمض والأساس بحسب النظريات الحديثة.
- يعرّف التفاعل حمض - أساس.
- يحدّد الأزواج المترافقة (حمض - أساس) في تفاعل ما.
- يحسب pH المحاليل.

مراكز الاهتمام:

1. نظريات في الحموض والأسس.
2. التأيّن الذاتي للماء.
3. الأس الهيدروجيني pH .
4. قوة الحمض والأساس.
5. ثابت تأيّن الحموض الضعيفة والأسس الضعيفة.



- تُعدّ الحموض والأسس من أهمّ المواد التي تُستخدم على نطاق واسع في حياتنا اليومية:
 - فتمّة أنواع كثيرة من الخضار والفواكه تحتوي في تركيبها على الحموض، ونظراً لهذه الميزة بات بعضها يُعرف باسم الحمضيّات (البرتقال، الليمون... إلخ).
 - كما تدخل الأسس (القلويات) في كثير من المواد المهمة في حياتنا اليومية، فمثلاً يستخدم هيدروكسيد الصوديوم في صناعة الصابون والمنظفات والنسيج.
 - وهي من أهمّ المواد التي لا يمكننا الاستغناء عنها في دراساتنا الكيميائية العمليّة؛ فكثير من التفاعلات التي نجرّيها في المختبر يكون الحمض أو الأساس أحد مكوناتها، سواءً كان مادة متفاعلة أم مجرد وسط يتم فيه التفاعل الكيميائي.
- ومن المعلوم أن محاليل الحموض والأسس (محاليل إلكتروليتيّة) تنقل التيار الكهربائي.

1- نظريات في الحموض والأسس:

أولاً: نظرية أرينوس *Arrhenius Theory*:

إنّ المفهوم الذي اقترحه العالم السويديّ سفانت أرينوس *Svante Arrhenius* عام 1884 م للحموض والأسس يعتمد أساساً على تأيّن هذه المواد في محاليلها المائيّة.

الحمض: كلّ مادة كيميائيّة تحرّر أيونات الهيدروجين H^+ عند انحلالها في الماء:



الأساس: كلّ مادة كيميائيّة تحرّر أيونات الهيدروكسيد OH^- عند انحلالها في الماء:



لقد سمح مفهوم أرينوس بتفسير الخاصيّات الحمضيّة والأساسيّة لكثير من الحموض والأسس، لكنّه في الوقت ذاته لم يكن كافياً للأسباب الآتية:

- اقتصر مفهوم أرينوس للحموض والأسس على محاليلها المائيّة، وعجزه عن تفسير تفاعلات الحموض والأسس التي تتم في وسط غير مائيّ.
- وجود مركبات لها خاصيّات الأسس في المحاليل المائيّة؛ مع أنّها لا تحوي في تركيبها على أيونات OH^- مثال: محلول النشادر.
- لم يأخذ مفهوم أرينوس بعين التقدير تأثير الماء على الأيون H^+ ، مع أنّ هذا الأيون له ميل واضح للارتباط بجزيء الماء وتكوين أيون الهيدرونيوم أو الأوكسونيوم (H_3O^+).
- عجز مفهوم أرينوس عن تفسير الخاصيّات الحمضيّة والأساسيّة لمحاليل بعض الأملاح.

ثانياً: نظرية برونشتد - لوري Bronsted- Lowry Theory

ظهرت هذه النظرية عام 1923م، حين اقترح الكيميائيّ السويديّ يوهانس برونشتد *Johannes Bronsted* والكيميائيّ الإنكليزيّ توماس لوري *Thomas Lowry* مفهوماً مطوّراً للحموض والأسس، مفاده:

الحمض: هو كلّ مادة كيميائيّة قادرة على منح بروتون H^+ أو أكثر إلى مادة أخرى تتفاعل معها.
والأساس: هو كلّ مادة كيميائيّة قادرة على استقبال بروتون أو أكثر من مادة أخرى تتفاعل معها.
وبناءً عليه فإنّ تفاعل حمض - أساس (تفاعل التعادل) هو انتقال بروتون من الحمض إلى الأساس، كما في المثال الآتي:

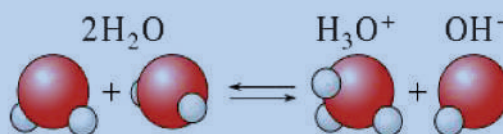


حيث يتبيّن أنّ جزيء HCl هو الذي منح البروتون فهو **حمض** حسب نظرية برونشتد - لوري، والجزيء NH_3 استقبل هذا البروتون فهو **أساس**.

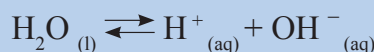
سؤال وجواب:

السؤال: هل يسلك الماء سلوك الحمض أم الأساس؟

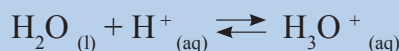
الجواب: الماء ذو طبيعة مذبذبة (Amphoteric nature)، يمكن توضيحها من خلال تفاعل جزيئين من الماء مع بعضهما تفاعل حمض-أساس على النحو الآتي:



فأحد جزيئي الماء يمنح بروتوناً للجزيء الآخر؛ ووفق نظرية برونشتد- لوري يُعدّ جزيء الماء المانح للبروتون حمضاً:



و يُعدّ الجزيء المستقبل للبروتون أساساً:



سلوك حموض وأسس برونشتد - لوري في الماء:

عند إضافة جزيء من الحمض إلى الماء يمنح الحمض بروتوناً إلى جزيء الماء الذي يؤدي دور الأساس، فيتشكل أيون الهيدرونيوم ذو الرابطة التساندية (*co-ordinate bond*) فضلاً عن الأيون السالب المرافق:



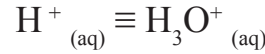
ومثال ذلك تأين حمض الخل جزئياً في الماء، حيث يعطي أيون الخلات وأيون الهيدرونيوم:



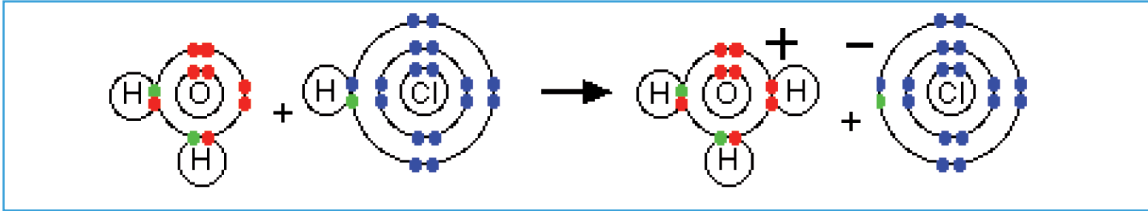
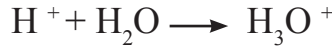
وكذلك تأين حمض كلور الماء في الماء على نحو تام، كما في المعادلة:



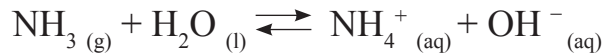
نعبر عن أيون الهيدرونيوم بأيون الهيدروجين المنحل في الماء أي:



حيث:

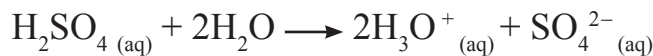
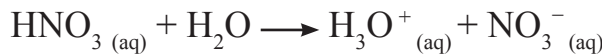


وعند إضافة جزيء من الأساس إلى الماء يمنح الماء الذي يؤدي دور الحمض بروتوناً إلى جزيء الأساس. ومثال ذلك تأين غاز النشادر في الماء وتشكيل محلول هيدروكسيد الأمونيوم، كما في المعادلة الآتية:



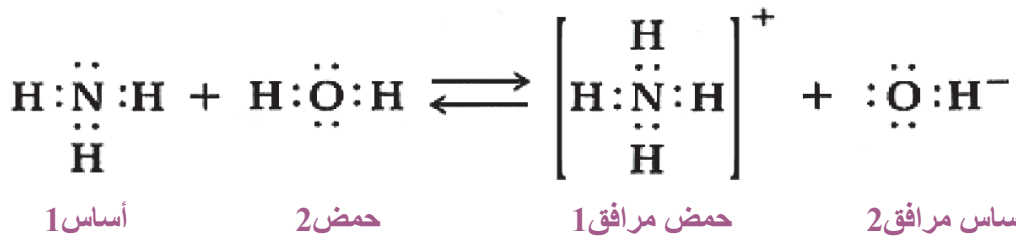
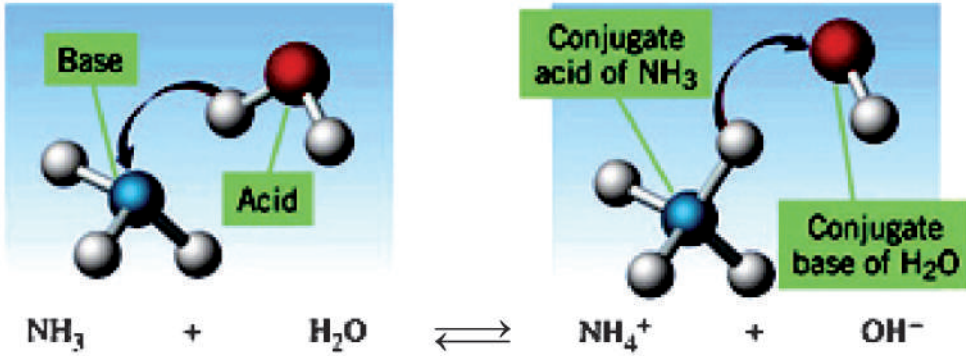
تعميمات وأمثلة:

- عند وضع حموض برونشتد - لوري في الماء تتأين هذه الحموض؛ حيث تتحطم الرابطة المشتركة بين ذرة الهيدروجين والذرة الأخرى الأكثر كهربية على نحو غير متجانس، ليتشكل أيون سالب وبروتون H^+ (ولكنه يستند حالاً إلى جزيء ماء معطياً H_3O^+). ومثال ذلك تأين حمض الآزوت أو حمض الكبريت في الماء:



- إن فقدان الحمض للبروتون يحوّل هذا الحمض إلى الأساس المرافق (*Conjugate base*)، واكتساب الأساس للبروتون يحوّل هذا الأساس إلى الحمض المرافق (*Conjugate acid*)؛ وعليه فكلّ حمض يوافقه أساس مرافق، وكلّ أساس يوافقه حمض مرافق. وهنا يجري الحديث عمّا يُعرف بالزوج المترافق (*Conjugate pairs*) أساس/حمض.

- فمثلاً عند تأيّن النشادر في الماء يفقد جزيء الماء (الحمض) بروتوناً ويتحوّل إلى أيون الهيدروكسيد OH^- (الأساس المرافق)، ويكتسب جزيء النشادر (الأساس) البروتون متحولاً إلى أيون الأمونيوم NH_4^+ (الحمض المرافق)، فيكون لدينا الأزواج المترافقة الآتية:

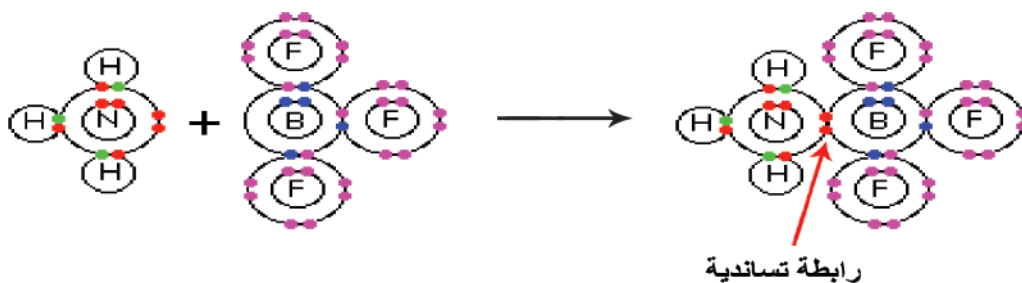


ثالثاً: نظرية لويس *Lewis Theory*:

لم تستطع نظرية برونشتد - لوري تفسير السلوك الحمضي أو الأساسي في بعض التفاعلات الكيميائية، كتفاعل مركّب ثلاثي فلور البور BF_3 مع النشادر NH_3 الذي يتم دون انتقال بروتونات من أحد المركبين إلى الآخر. وهذا ما دفع عالم الكيمياء الأمريكي غلبرت نيوتن لويس *G. N. Lewis* عام 1938 إلى وضع نظرية جديدة في الحموض والأسس، تمكّن بموجبها من تفسير السلوك الحمضي أو

الأساسي للمركبات في التفاعلات الكيميائية بناءً على تركيبها الإلكتروني.
ووفقاً لنظرية لويس يمكن تعريف الحمض والأساس على النحو الآتي:
الحمض: هو كل مادة كيميائية قادرة على استقبال زوج إلكترونات (أو أكثر من زوج) من مادة أخرى تتفاعل معها.

الأساس: هو كل مادة كيميائية قادرة على منح زوج إلكترونات (أو أكثر) لمادة أخرى تتفاعل معها.
وبناءً عليه فإن تفاعل حمض - أساس (تفاعل التعادل) حسب مفهوم لويس هو تقبل الحمض لزوج إلكترونات من الأساس، وتشكل رابطة تساندية (→)، كما في المثال الآتي:



حيث يتبين أن جزيء النشادر هو الذي منح الزوج الإلكتروني للمركب BF_3 ، وعليه فالمركب BF_3 يُعدّ حمضاً - حسب نظرية لويس - وجزيء النشادر يعدّ أساساً.

2- التأيّن الذاتي للماء وتعريف الأس الهيدروجيني pH :

يتأين الماء ذاتياً وفق المعادلة الآتية:



ويعرّف ثابت تأيّن الماء K_w (ثابت التوازن) بالعلاقة الرياضية:

$$\text{عند الدرجة } 25^\circ\text{C} \quad K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

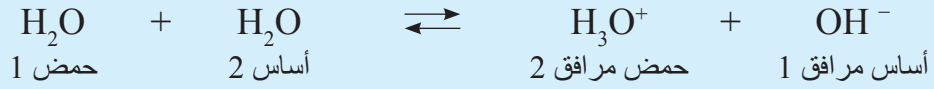


ملاحظة

بما أن الماء هو المُحلّ في كل التفاعلات الكيميائية الحاصلة فتركيزه ثابت.

أضف إلى معلوماتك:

للتعبير عن الخواص الحمضية والأساسية للماء وفق نظرية برونشستد - لوري نكتب معادلة تأينه الذاتي:



تتغير قيمة ثابت تأين الماء K_w تبعاً لدرجة الحرارة، كما هو مبين أدناه:

$t (^{\circ}\text{C})$	0	10	25	100
K_w	10^{-15}	3×10^{-15}	10^{-14}	10^{-13}

يتساوى تركيز أيون الهيدرونيوم مع تركيز أيون الهيدروكسيد السالب في المحلول المعتدل؛ أي إن:

$$[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 = [\text{OH}^-]^2$$

و عليه فإنه عند درجة الحرارة 25°C يكون:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

وتسهيلاً للتعبير عن هذه الأرقام الصغيرة اقترح عالم الكيمياء الدانمركي سورن سورنسن

Soren P. L. Sorensen عام 1909 استخدام مفهوم الأس الهيدروجيني pH لتحديد درجة الحموضة

في المحلول المائي، معرفاً الأس الهيدروجيني على أنه يساوي (1-) مضروباً باللوغاريتم العشري

للتتركيز المولاري mol.L^{-1} لأيونات الهيدرونيوم $[\text{H}_3\text{O}^+]$ الموجودة في المحلول:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

وعلى نحو مماثل يمكن تعريف درجة الأساسية (القلوية) باستخدام العلاقة الآتية:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

وعند درجة الحرارة 25°C يكون:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

مناقشة واستنتاجات:

- إن قيمة الأس الهيدروجيني pH تعبر عن درجة حموضة المحلول المائي، وهذه القيمة تتراوح ما بين (0-14).
- يكون المحلول حمضياً عند $pH < 7$ وأساسياً (قلوياً) عند $pH > 7$.
- تزداد الصفة الحمضية للمحلول كلما صغرت قيمة pH، ضمن المجال [0-7]، وتزداد الصفة الأساسية للمحلول كلما ازدادت قيمة pH، ضمن المجال [7-14].
- يكون الوسط معتدلاً عندما يكون $pH = 7$.



3- قوّة الحموض والأسس:

تعتمد قوّة الحمض أو الأسس على درجة تأينه في المحلول المائي، فإذا كان تأين الحمض أو الأسس تاماً (أو شبه تام) يُقال عن الحمض أو الأسس بأنه قوي، وإذا كان التأين جزئياً (محدوداً) يُقال عن الحمض أو الأسس بأنه ضعيف.

يرمز لدرجة التأين بالرمز α ، وتعرّف بأنها نسبة عدد المولات التي تأينت من المادة المنحلة إلى العدد الكلي للمولات المنحلة في المحلول المائي. وعلى اعتبار أنّ حجم المحلول يُقدّر باللتر فإنّ درجة تأين الحمض تُعرّف بالعلاقة:

$$\alpha = [H_3O^+] / C_a$$

ودرجة تأين الأسس تُعرف بالعلاقة:

$$\alpha = [OH^-] / C_b$$

حيث:

C_a : التركيز المولاري الابتدائي للحمض أحادي الوظيفة.

C_b : التركيز المولاري الابتدائي للأسس أحادي الوظيفة.



ملاحظة

غالباً ما يتم التعامل مع درجة التأين كنسبة مئوية: $\alpha \times 100\%$.

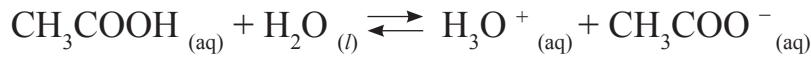
والثابت عملياً أنّ حمض كلور الماء يتأين على نحو تام وفق المعادلة:



وعليه فإنّ درجة تأينه تساوي الواحد:

$$\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCl}]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C_a} = 1 \quad ; \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = C_a$$

أمّا حمض الخل فيتأين جزئياً وفق المعادلة:



ودرجة تأينه أصغر بكثير من الواحد:

$$\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C_a} \ll 1 \quad ; \quad [\text{H}_3\text{O}^+] \ll C_a$$

وبناءً عليه، يُعدّ حمض كلور الماء حمضاً قوياً في حين يُعدّ حمض الخل حمضاً ضعيفاً.

استنتاجات:

- تُقاس قوّة الحمض حسب نظرية برونشترند - لوري بقابليته لمنح بروتون أو أكثر، وتُقاس قوّة الأساس بقابليته لاستقبال بروتون أو أكثر.
 - الحمض (أو الأساس) القويّ يكون تأينه تاماً، والضعيف يكون تأينه جزئياً.
 - من أجل الحمض القوي يكون: $\text{pH} = -\log C_a$ ، ومن أجل الأساس القويّ يكون: $\text{pOH} = -\log C_b$ لكن لدينا: $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ ومنه: $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$ فيكون: $\text{pH} = 14 + \log C_b$
- عند مقارنة قوّة حمضين ضعيفين منحلّين في الماء فإن الأساس المرافق للحمض الأقوى هو الأساس الأضعف، والأساس المرافق للحمض الأضعف هو الأساس الأقوى - الجدول (1).

حمض		أساس مرافق
HCl		Cl ⁻
H ₂ SO ₄	حموض قويّة تتأين في المحاليل المائية تأيناً تاماً.	HSO ₄ ⁻
HNO ₃		NO ₃ ⁻
H ₃ O ⁺		H ₂ O
HSO ₄ ⁻	حموض ضعيفة تتأين في المحاليل المائية تأيناً جزئياً.	SO ₄ ²⁻
CH ₃ COOH		CH ₃ COO ⁻
H ₂ S		HS ⁻
NH ₄ ⁺		NH ₃
HCN		CN ⁻
H ₂ O		OH ⁻
C ₂ H ₅ OH	حموض لا تتأين في المحاليل المائية	C ₂ H ₅ O ⁻

ازدياد قوة الحمض

ازدياد قوة الأساس

الجدول (1): الأزواج المترافقة أساس/حمض، وقوة الحمض والأساس المرافق

تطبيق (1):

تمّ تحضير محلول مائي لحمض كلور الماء بتركيز $2 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ ، عند درجة الحرارة 25°C ، والمطلوب حساب:

1- الأس الهيدروجيني للمحلول pH. ($\log 2 = 0.3$)

2- تركيز أيونات الهيدروكسيد في المحلول.

الحل:

1- حساب pH المحلول:

بما أنّ حمض كلور الماء حمض قويّ، يتأين على نحو تامّ وفق المعادلة:



وبما أنه حمض أحاديّ الوظيفة الحمضيّة فإنّ:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = C_a = 2 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\Rightarrow \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (2 \times 10^{-3}) = -\log (2) + 3$$

$$\Rightarrow \text{pH} = -0.3 + 3 = 2.7$$

2- حساب $[\text{OH}^-]$ في المحلول:

بالاستفادة من علاقة الجداء الأيونيّ للماء يكون:

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] &= 10^{-14} \\ \Rightarrow [\text{OH}^-] &= \frac{10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{2 \times 10^{-3}} = 5 \times 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1} \end{aligned}$$



ملاحظة

نعمد درجة الحرارة في جميع المسائل 25°C ، إلا إذا أُشير إلى خلاف ذلك.

4- ثابت تأين الحموض والأسس الضعيفة:

ستقتصر معالجتنا في هذه الفقرة فقط على ثابت تأين الحموض الضعيفة أحاديّة الوظيفة، والأسس الضعيفة أحاديّة الوظيفة.

يتأين الحمض الضعيف أحاديّ الوظيفة كما في المعادلة:



ويعرّف ثابت تأين هذا الحمض K_a بالعلاقة:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

لا يظهر تركيز الماء في علاقة ثابت تأين الحمض لأن الماء هو المُحل.

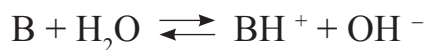
حيث:

$[\text{H}_3\text{O}^+]$: تركيز أيونات الهيدرونيوم عند التوازن.

$[\text{A}^-]$: تركيز الأساس المرافق عند التوازن.

$[\text{HA}]$: تركيز الحمض عند التوازن (التركيز الابتدائيّ مطروح منه مقدار ما تأين من الحمض).

ومن أجل الأساس الضعيف أحادي الوظيفة الذي يتأين وفق المعادلة:



يُعرّف ثابت تأين الأساس (K_b) بالعلاقة:

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

أخذين بالاعتبار أنّ جميع التراكيز في هذه العلاقة هي التراكيز التوازنية (التراكيز عند التوازن). وتجدر الإشارة إلى أنه كلما كانت قيمة K_a (أو K_b) أكبر كلما كان الحمض الضعيف (أو الأساس الضعيف) أكثر قوّة، بالمقارنة مع حمض ضعيف آخر (أو أساس ضعيف آخر) - الجدول (2).

الحمض الضعيف ، الأساس الضعيف	الصيغة الكيميائية	K_a ، K_b
حمض الخلّ <i>acetic acid</i>	CH_3COOH	1.8×10^{-5}
حمض البنزويك <i>benzoic acid</i>	C_6H_5COOH	6.4×10^{-5}
حمض النمل <i>formic acid</i>	$HCOOH$	1.8×10^{-4}
حمض سيانيد الهيدروجين <i>hydrocyanic acid</i>	HCN	6.2×10^{-10}
حمض فلوريد الهيدروجين <i>hydrofluoric acid</i>	HF	7.2×10^{-4}
حمض اللبن <i>lactic acid</i>	$CH_3CH(OH)COOH$	1.38×10^{-4}
حمض الآزوتي <i>nitrous acid</i>	HNO_2	4.0×10^{-4}
حمض البروبانويك <i>propionic acid</i>	CH_3CH_2COOH	1.3×10^{-5}
متيل أمين <i>Methylamine</i>	CH_3NH_2	4.4×10^{-4}
أمونيا (نشادر) <i>Ammonia</i>	NH_3	1.8×10^{-5}
هيدروكسيل أمين <i>Hydroxylamine</i>	NH_2OH	9.1×10^{-9}
فوسفين <i>Phosphine</i>	PH_3	1.0×10^{-14}

الجدول (2): قيم K_a و K_b لبعض الحموض والأسس الضعيفة الأحادية الوظيفة

5- حساب الـ pH انطلاقاً من ثابت تأين حمض ضعيف أو أساس ضعيف:

أولاً: من أجل حمض ضعيف أحادي الوظيفة:



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

حيث: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-]$ عند التوازن (أي أننا نهمل تركيز أيون H_3O^+ المتولد من التأين الذاتي للماء)، وعليه فإن:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{HA}]}$$

وبما أن الحمض ضعيف فإن تركيز جزيئات الحمض غير المتأينة $[\text{HA}]$ عند التوازن يساوي

تقريباً التركيز الابتدائي للحمض C_a ؛ أي إن: $C_a \approx [\text{HA}]$ ، وعليه:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{C_a}$$

وهكذا فإن:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = K_a C_a \Rightarrow \boxed{[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a C_a}}$$

وبأخذ لوغاريتم الطرفين ثم ضربهما بـ (-1) يتم التوصل إلى حساب pH المحلول.

ثانياً: من أجل أساس ضعيف أحادي الوظيفة:

مثال: محلول النشادر في الماء.



يعطى ثابت تأينه بالعلاقة:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

حيث: $[\text{OH}^-] = [\text{NH}_4^+]$ عند التوازن (وبإهمال تركيز OH^- المتولد من التأين الذاتي للماء)،

وعليه فإن:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{[\text{NH}_3]}$$

وبما أن الأساس ضعيف فإن تركيز جزيئات الأساس غير المتأينة $[\text{NH}_3]$ عند التوازن يساوي

تقريباً التركيز الابتدائي للأساس C_b ؛ أي إنَّ: $C_b \approx [\text{NH}_3]$ ، وعليه:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{C_b}$$

وهكذا فإنَّ:

$$[\text{OH}^-]^2 = K_b C_b \Rightarrow \boxed{[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b C_b}}$$

وبالاستفادة من علاقة الجداء الأيوني للماء يمكن حساب pH المحلول.

تطبيق (2):

لديك محلول مائي لحمض سيانيد الهيدروجين HCN تركيزه الابتدائي $C_a = 0.06 \text{ mol.L}^{-1}$ ، بفرض أن ثابت تأين هذا الحمض يساوي 6×10^{-10} ، المطلوب:

1- كتابة معادلة التآين لحمض سيانيد الهيدروجين.

2- حساب درجة تآين هذا الحمض.

3- حساب pH المحلول (مع العلم أن: $\log 6 = 0.78$).

الحل:

1- يتآين حمض سيانيد الهيدروجين الضعيف وفق المعادلة الآتية:



2- حساب درجة التآين α :

تُعرّف درجة التآين بالعلاقة: $\alpha = [\text{H}_3\text{O}^+]/C_a$ ، ولمعرفة قيمتها لا بدّ من حساب تركيز أيونات الهيدرونيوم $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ، حيث إنَّ:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a C_a} = \sqrt{6 \times 10^{-10} \times 0.06} = 6 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\alpha = [\text{H}_3\text{O}^+]/C_a = 6 \times 10^{-6} / 0.06 = 10^{-4}$$

وتكتب كنسبة مئوية 0.01 %

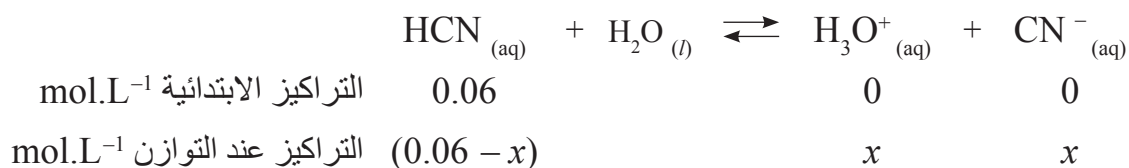
3- حساب pH المحلول:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (6 \times 10^{-6}) = -\log (6) + 6$$

$$\text{pH} = -0.78 + 6 = 5.22$$

وهو المطلوب.

طريقة ثانية: يمكن حساب $[H_3O^+]$ انطلاقاً من معادلة التأيّن ومعرفة الثابت K_a :



حيث:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][CN^-]}{[HCN]} = \frac{x \cdot x}{(0.06 - x)}$$

تُهمل x في المقام أمام 0.06 ($x \ll C_a$)، أي إن: $x \ll 0.06$ لأنّ الحمض ضعيف، فيكون:

$$K_a = \frac{x^2}{0.06} \Leftrightarrow x^2 = 0.06 \times K_a \Rightarrow x = \sqrt{0.06 \times K_a}$$

$$\Leftrightarrow x = \sqrt{0.06 \times 6 \times 10^{-10}} = \sqrt{36 \times 10^{-12}} = 6 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\therefore x = [H_3O^+] = 6 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

تطبيق (3):

لديك محلول مائيّ للنشادر تركيزه $C_b = 0.05 \text{ mol.L}^{-1}$ ، فإذا علمت أنّ ثابت تأيّن النشادر

$$K_b = 2.0 \times 10^{-5}$$

1- كتابة معادلة تأيّن النشادر.

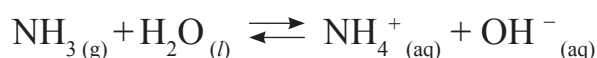
2- حساب pH المحلول.

3- ما التغيّر الذي يجب أن يطرأ على تركيز أيونات H_3O^+ في المحلول كي تنقص قيمة الـ pH

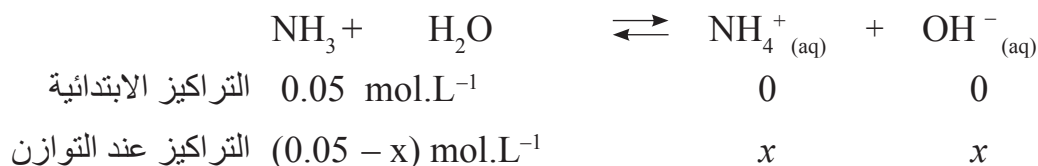
بمقدار (1)؟

الحل:

1- هيدروكسيد الأمونيوم هو أساس ضعيف أحاديّ الوظيفة يتأين جزئياً، وفق المعادلة:



2- بالاستفادة من معادلة تأيّن الأساس:



نجد أنّ:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x \cdot x}{(0.05 - x)}$$

وبإهمال x في المقام أمام 0.05 ($x \ll C_b$)، أي إنّ: $x \ll 0.05$ وذلك لأنّ الأساس ضعيف،
يكون:

$$K_b = \frac{x^2}{0.05} \Rightarrow x^2 = 0.05 \times 2.0 \times 10^{-5} = 10^{-6}$$
$$\Rightarrow x = [\text{OH}^-] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

وبما أنّ:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

يكون:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-11} = 11$$

3- لو نقصت قيمة pH بمقدار (1) لأصبحت $\text{pH} = 11 - 1 = 10$.

وبالاستفادة من العلاقة $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$ بعد ضرب طرفيها ب (-1) وإزالة اللوغاريتم

العشري يكون:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$$

أي إنّ لتخفيض قيمة pH المحلول بمقدار (1) ينبغي أن يزداد تركيز أيونات H_3O^+ في هذا المحلول
عشر مرّات عن تركيزها السابق.

6- أهمية الأس الهيدروجينيّ pH في حياتنا (للمطالعة):

إنّ أهمية الأس الهيدروجينيّ لا تقتصر فقط على التفاعلات الكيميائية، وإنما تمتد لتشمل مجالات

متعدّدة، من بينها:

☆ علم الأحياء (البيولوجيا):

يُعدّ قياس الأس الهيدروجينيّ أمراً لا يبدّ منه في تحاليل الكيمياء الحيويّة؛ لما لقيمة الـ pH من أهميّة
بالغة في الأوساط البيولوجيّة، كالدم واللحاح والبول. فمن المعلوم أنّ قيمة pH دم الإنسان تساوي تقريباً
7.4، وإذا قلّت قيمة pH عن 7.0 أو زادت عن 7.8 يمكن أن تحدث اضطرابات قد تؤدي إلى تخنّر الدم
والإصابة بالجلطة، ومن ثمّ الوفاة.

☆ دراسة التربة الزراعية:

تتجلى أهمية الأس الهيدروجيني من خلال حاجة بعض المزروعات إلى تربة تقع قيمة الـ pH لها ضمن مجال محدد، فمثلاً تتطلب زراعة القمح تربة حمضية قيمة الـ pH لها ما بين 5.5 و 6.0.

☆ الصناعات الكيماوية:

هناك صناعات متعددة تعتمد أساساً على الـ pH الوسط، منها صناعة عجينة الورق والأصبغة ...

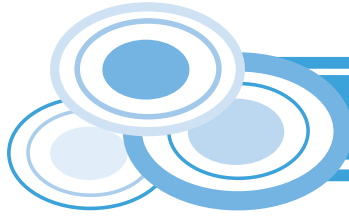
☆ المختبرات:

تكتسب قيمة الـ pH أهمية خاصة في بعض العمليات المخبرية، كاستعمال المشعرات المناسبة في عمليات المعايرة، وترسيب بعض المواد، وغير ذلك.

ويمكن الاطلاع على قيم الـ pH لبعض المواد الشائعة، من خلال الجدول الآتي:

المادة	عصير ليمون	خلّ	عنب	برتقال	نبيذ
pH	2.0	2.9	3.1	3.5	4.0
المادة	بندورة	قهوة سوداء	حليب	ماء مقطر	دم الإنسان
pH	4.2	5.0	6.0	7.0	7.4
المادة	ماء البحر	خميرة الخبز	منظفات	أمونيا	كلوركس
pH	8.0	8.5	10.0	11.4	12.5

الجدول (3): قيم الأس الهيدروجيني الـ pH لبعض المواد الشائعة



ما يجب تذكره:

- وفقاً لنظرية أرينيوس الحمض: هو كل مادة كيميائية تحرر أيونات H^+ عند انحلالها في الماء.
- الأساس: هو مادة كيميائية تحرر أيونات الهيدروكسيد OH^- عند انحلالها في الماء.
- وفقاً لنظرية برونشترند - لوري الحمض: هو كل مادة كيميائية قادرة على منح بروتون أو أكثر إلى مادة أخرى تتفاعل معها.
- الأساس: هو كل مادة كيميائية قادرة على استقبال بروتون أو أكثر من مادة أخرى تتفاعل معها.
- فقدان الحمض للبروتون يحوّل الحمض إلى ما يُعرف باسم الأساس المرافق، واكتساب الأساس للبروتون يحوّل الأساس إلى ما يعرف باسم الحمض المرافق.
- وفقاً لنظرية لويس الحمض: هو كل مادة كيميائية قادرة على استقبال زوج إلكترونات (أو أكثر من زوج) من مادة أخرى تتفاعل معها.
- الأساس: هو كل مادة كيميائية قادرة على منح زوج إلكترونات (أو أكثر) لمادة أخرى تتفاعل معها.
- ثابت تأين الماء، ويُرمز له بـ K_w :

$$K_w = [H_3O^+].[OH^-] = 10^{-14}$$

- الأس الهيدروجيني pH يساوي (-1) مضروباً باللوغاريتم العشري للتركيز المولاري لأيونات الهيدرونيوم $[H_3O^+]$ الموجودة في المحلول:

$$pH = - \log [H_3O^+]$$

- يكون المحلول حمضياً عندما $pH < 7$ وأساسياً (قلوياً) عندما $pH > 7$.
- درجة تأين الحمض: $\alpha = [H_3O^+] / C_a$
- درجة تأين الأساس: $\alpha = [OH^-] / C_b$



أنشطة وتدريبات

أولاً: ضع إشارة صح (✓) أو غلط (×) أمام كل من العبارات الآتية، وصحح المغلوطة منها:

1. () تُقاس قوّة الأساس حسب نظرية برونشتد- لوري بسهولة منح بروتون أو أكثر.
2. () الأساس المرافق لحمض قوي هو أساس قوي.
3. () حمض النمل HCOOH ثابت تأينه $K_a = 1.8 \times 10^{-4}$ أقوى نسبياً من حمض سيانيد الهيدروجين HCN الذي ثابت تأينه $K_a = 6.2 \times 10^{-10}$.

ثانياً: اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يأتي:

1- المركب المذبذب الذي يمكن أن يؤدي دور حمض أو أساس هو:

- BCl₃ (d) HCN (c) H₂O (b) NH₃ (a)

2- المحلول المائي الذي له أكبر قيمة pH من بين المحاليل الآتية المتساوية التركيز هو محلول:

- NH₄OH (b) NaOH (a)
CH₃COOH (d) HCl (c)

3- كل ما يأتي ينطبق على المحلول الأساسي (القلوي) ما عدا:

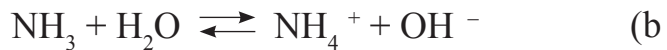
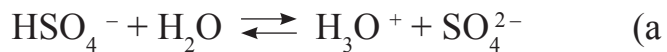
- pH > 7 (b) [H₃O⁺] < [OH⁻] (a)
[H₃O⁺] < 10⁻⁷ mol.L⁻¹ (d) [OH⁻] < 10⁻⁷ mol.L⁻¹ (c)

4- عند تمديد محلول حمض الأزوت ذي التركيز 0.1 mol.L⁻¹ مرّة تصبح قيمة pH المحلول:

- 4 (d) 3 (c) 2 (b) 1 (a)

ثالثاً: أجب عن السؤالين الآتيين:

(1) حدّد الأزواج المترافقة (أساس/حمض) في التفاعلين الآتيين حسب نظرية برونشتد- لوري:



(2) حدّد كلاً من حمض لويس وأساس لويس في التفاعلين الآتيين:



رابعاً: حلّ المسائل الآتية:

المسألة الأولى:

احسب قيمة ثابت تآين حمض الخل K_a إذا علمت أن تركيزه الابتدائي $C_a = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$ وأن درجة تآينه تساوي 1.34%.

$$\text{الجواب: } K_a = 1.8 \times 10^{-5}$$

المسألة الثانية:

أذيب 4.0 g من هيدروكسيد الصوديوم الصلب النقي بقليل من الماء المقطر ثم أكمل حجم المحلول إلى لتر واحد تماماً. وبفرض أن هيدروكسيد الصوديوم يتأين بنسبة 100%، المطلوب: حساب pH المحلول. (Na:23 , O: 16 , H:1)

$$\text{الجواب: } \text{pH} = 13$$

المسألة الثالثة:

بفرض أن ثابت تآين حمض النمل HCOOH يساوي $K_a = 2.0 \times 10^{-4}$ ، وأن التركيز الابتدائي لهذا الحمض يساوي $C_a = 0.5 \text{ mol.L}^{-1}$ ، المطلوب:

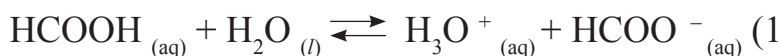
(1) كتابة معادلة تآين هذا الحمض.

(2) حساب pH المحلول.

(3) حساب قيمة درجة التآين α .

(4) ما التغيّر الذي يجب أن يطرأ على تركيز أيونات H_3O^+ في المحلول كي تزداد قيمة الـ pH بمقدار 1، وضح ذلك بالحساب؟

الأجوبة:



$$\text{pH} = 2.0 \quad (2)$$

$$\alpha = 0.02 = 2\% \quad (3)$$

(4) تزداد قيمة pH المحلول بمقدار (1) عندما يتناقص تركيز أيونات H_3O^+ في هذا المحلول عشر مرّات عن تركيزها السابق.

المحاليل المائية للأملاح

الأهداف التعليمية للدرس:

أن يكون الطالب في نهاية الدرس قادراً على أن:

- ◀ يصنّف الأملاح بحسب قابليتها للذوبان.
- ◀ يستخلص علاقة جداء الذوبان.
- ◀ يشرح تطبيقات جداء الذوبان (ذوبان ملح أوترسييه) تجريبياً.
- ◀ يعرّف الحلمهة.
- ◀ يتوقع نوع الوسط بعد الحلمهة (حمضي، أساسي، معتدل).
- ◀ يستخلص علاقة ثابت الحلمهة.
- ◀ يعرّف المحاليل المنظمة للحموضة.
- ◀ يفسّر كيفية عمل المحاليل المنظمة.

مراكز الاهتمام:

1. إماهة الأملاح.
2. الحلمهة.
3. جداء الذوبان.
4. المحاليل المنظمة.

يتفاوت ذوبان المواد الصلبة في السوائل، فبعضها يذوب في سائل لا يذوب فيه بعضها الآخر، وبعضها يذوب بكميات كبيرة في سائل وقليلة في سائل آخر. والجدير ذكره أنّ نوع كلّ من المُذيب والمادة المذابة وطبيعتهما هي عوامل مؤثرة في تكوين محاليل (صلب - سائل)؛ فمثلاً المواد الصلبة القطبية (كمح الطعام) تذوب في المُذيبات القطبية (كالماء أو الغول) بكل سهولة، ولا تذوب في المُذيبات غير القطبية (كالبنزن وغيره).

وبما أنّ الماء هو أكثر السوائل استعمالاً كمذيب، والأملاح هي أكثر المواد الذائبة فيه؛ كان لا بدّ من إعطاء المحاليل المائية للأملاح اهتماماً خاصاً؛ بهدف دراستها والتعرّف على خاصيّاتها عن كثب. وقد تعرّفت في كتاب الكيمياء للصف الأوّل الثانوي على آلية ذوبان بلورات الملح الصلب في الماء وعلى مفهوم الذوبانيّة، فضلاً عن العوامل المؤثرة في الذوبانيّة.

ويمكن تصنيف المحاليل المائية للأملاح تبعاً لكميات الملح المذاب فيها إلى ثلاثة أنواع: غير مشبعة ومشبعة وفوق مشبعة، وهذه المحاليل (محاليل إلكتروليتيّة) تنقل التيار الكهربائي؛ نظراً لاحتوائها على الأيونات الموجبة والأيونات السالبة، الناتجة من تأين المادة الإلكتروليتيّة (الملح).

تذكّر:

- تُعرّف الذوبانيّة الكتلية لمُح ما بأنّها: كتلة هذا الملح التي تذوب في كمية محدّدة من الماء لتكوّن محلولاً مشبعاً عند درجة حرارة معيّنة (وتقدّر عندها بالـ $g.L^{-1}$).
- تُعرّف الذوبانيّة المولية لمُح ما بأنّها: عدد مولات الملح التي تذوب في لتر من الماء لتكوّن محلولاً مشبعاً عند درجة حرارة معيّنة (وتقدّر عندها بالـ $mol.L^{-1}$).
- يتمّتع جزيء الماء بخاصيّة قطبيّة، نظراً لفرق الكهرسلبية بين الأكسجين والهيدروجين، من جهة، والبنية الهندسية لجزيء الماء، من جهة ثانية.
- يتمّتع الملح بخاصيّة قطبيّة؛ كونه مركباً أيونياً يتألّف من شقّين:
شقّ أساسيّ موجب: أيون معدنيّ أو أكثر، أو جذر أمونيوم أو أكثر.
شقّ حمضيّ سالب: أيون لا معدنيّ أو أكثر، أو جذر حمضيّ أو أكثر.

1- تصنيف الأملاح:

تُصنّف الأملاح تبعاً لقابلية ذوبانها في الماء إلى نوعين:

- **أملاح شديدة الذوبان:** وتُعرف أيضاً باسم الأملاح الذوّابة، وهي الأملاح التي يذوب منها أكثر من 10 g في ليتر من الماء المقطّر عند درجة الحرارة $25^{\circ}C$. ومن أمثلتها أملاح الصوديوم

وأملح البوتاسيوم وأملاح النترات... إلخ. وتمتاز هذه الأملاح بتأيئها التام في الوسط المائي، مما يؤدي إلى تشكّل محاليل ملحيّة متجانسة خالية من أيّ راسب.

- **أملاح ضعيفة (شحيحة) الذوبان:** وتُسمّى تجاوزاً: الأملاح عديمة الذوبان، وهي الأملاح التي يذوب منها أقلّ من 1.0 g في لتر من الماء المقطّر عند درجة الحرارة 25°C. ومن أمثلتها كلوريد الفضة AgCl وكبريتات الباريوم BaSO₄ وكربونات الكالسيوم CaCO₃... إلخ. وتتأين هذه الأملاح في الماء تأيئاً جزئياً، مشكّلةً محاليل ملحيّة غير متجانسة، يتوازن فيها الطور الصلب (الملح المترسّب) مع الطور السائل (الأيونات المميّهة).

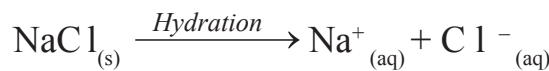
وتجدر الإشارة إلى أنّ الذوبان الشحيح لبعض الأملاح في الماء يُعزى إلى أنّ قوى التجاذب بين الأيونات في بلورات هذه الأملاح أكبر من قوى التجاذب التي تنشأ بين هذه الأيونات وجزيئات الماء في أثناء عملية الذوبان.

2- إمامة الأملاح:

يُقصد بالإمامة عمليّة ذوبان الأملاح الصلبة في الماء وتشكّل الأيونات المميّهة (المحاطة بجزيئات الماء).

فمثلاً، عندما يذوب ملح الطعام (كلوريد الصوديوم NaCl) في الماء تنفصل أيونات الكلور السالبة عن أيونات الصوديوم الموجبة بفعل التأثير المتبادل بين هذه الأيونات وجزيئات الماء، فتتجذب جزيئات الماء إلى تلك الأيونات (فسر ذلك!)، حيث يتوجّه الجزء السالب من جزيء الماء نحو أيون الصوديوم الموجب ويتوجّه جزؤه الموجب نحو أيون الكلور السالب، إلى أن تحيط جزيئات الماء بكلا الأيونين، فيقال بأنّ أيونات الصوديوم والكلور قد تمّيت، وتعرف هذه الظاهرة بالإمامة.

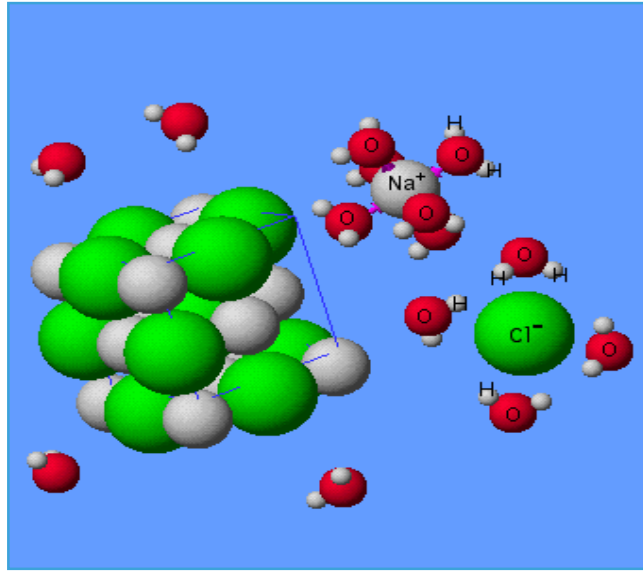
ويمكن التعبير عن تمّيه ملح كلوريد الصوديوم بالمعادلة الآتية:



بناءً على ما تقدّم فإنّ آلية الإمامة تمرّ بمرحتين:

الأولى: مرحلة تحطيم الشبكة البلوريّة، وهي عمليّة ماصّة للحرارة.

والثانية: مرحلة تشكّل الأيونات المميّهة، وهي عمليّة ناشرة للحرارة.



إمالة ملح كلوريد الصوديوم (Na^+Cl^-) في الماء

تأثير درجة الحرارة على الذوبانية:

نتيجة

تزداد ذوبانية معظم الأملاح بازدياد درجة الحرارة، لكن توجد بعض الاستثناءات (مثل كبريتات الصوديوم).



3- حلمة الأملاح:

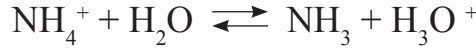
يقصد بحلمة الأملاح: التفاعلات الكيميائية المتبادلة بين أيونات الأملاح المذابة والماء، وهي تفاعلات عكوسة ينتج عنها حمض وأساس أحدهما ضعيف أو كلاهما ضعيفان. وتترافق الحلمة بتغيير في قيمة الأس الهيدروجيني للماء؛ أي إنه بعد الحلمة سيكون $\text{pH} \neq 7$ (إلا في حالة نادرة كما سيمر).

أولاً: حلمة الأملاح الناتجة عن حمض قوي وأساس ضعيف:

يعدّ ملح كلوريد الأمونيوم أحد الأمثلة على هذا النوع من الأملاح، وعند وضع هذا الملح في الماء يتمّيه أولاً على النحو الآتي:



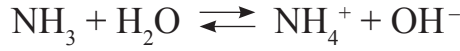
يبقى أيون الكلوريد حيادياً، بينما يتفاعل أيون الأمونيوم مع الماء وفق المعادلة المعبرة عن الحمهة:



ويلاحظ أنّ الحمهة قد حدثت للشقّ الضعيف من الملح (الشقّ الأساسيّ (NH_4^+))، ونتج عنها أيونات الهدرونيوم H_3O^+ ؛ ممّا يدلّ على أنّ الوسط قد أصبح حمضياً. يُعرّف ثابت التوازن لتفاعل أيون الأمونيوم مع الماء - وهو ثابت الحمهة - بالعلاقة:

$$K_h = \frac{[\text{NH}_3] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

ومن معادلة تأيّن النشادر:



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

نكتب: فيكون:

$$K_h K_b = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = K_w = 10^{-14}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

يُستفاد من العلاقة الأخيرة في حساب قيمة pH للمحلول الملحيّ الناتج، حيث يكون $\text{pH} < 7$ لأنّ المحلول الناتج عن الحمهة حمضيّ.

تطبيق (1):

لديك محلول مائيّ لملاح نترات الأمونيوم NH_4NO_3 تركيزه $1.8 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ ، فإذا علمت أنّ ثابت تأيّن المحلول المائيّ للنشادر عند درجة الحرارة 25°C هو $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ ، المطلوب حساب:

- (1) ثابت الحمهة K_h لمحلول الملح.
- (2) $[\text{H}_3\text{O}^+]$ و $[\text{OH}^-]$.
- (3) pH المحلول. ماذا تستنتج؟
- (4) النسبة المئوية المتحلّمة.

الحلّ:

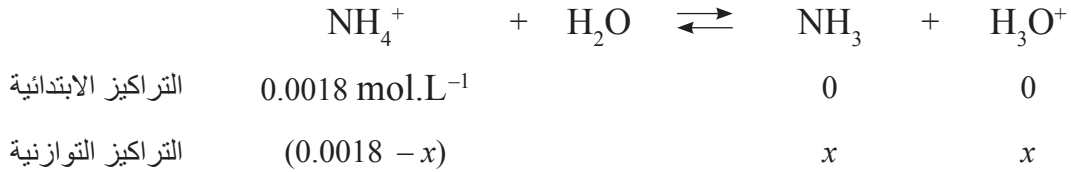
(1) حساب قيمة ثابت الحمهة:

يُحسب K_h للمحلول الملحيّ من العلاقة:

$$K_h = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} \approx 5.6 \times 10^{-10}$$

(2) حساب $[OH^-]$ و $[H_3O^+]$:

يتحلّمه ملح نترات الأمونيوم NH_4NO_3 يتفاعل الشقّ الضعيف من الملح (الشقّ الأساسي NH_4^+) مع الماء وفق المعادلة:



نجد أنّ ثابت الحمّية يُعرّف بالعلاقة:

$$K_h = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]} = \frac{x \cdot x}{(0.0018 - x)}$$

تُهمل x في المقام أمام 0.0018 (لأنّ ثابت حمّية الملح صغير جدًّا)، فيكون:

$$K_h = \frac{x^2}{0.0018} \Leftrightarrow x^2 = 0.0018 \times 5.6 \times 10^{-10} = 10^{-12}$$
$$\Leftrightarrow x = [H_3O^+] = 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H_3O^+].[OH^-] = 10^{-14}$$

يكون:

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-6}} = 10^{-8} \text{ mol.L}^{-1}$$

(3) حساب pH المحلول:

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 10^{-6} = 6$$

وبما أنّ $pH=6$ ($pH < 7$) فهذا يعني أنّ الوسط حمضيّ.

(4) حساب النسبة المئوية المتحلّمة:

$$\text{كلّ } 0.0018 \text{ mol.L}^{-1} \text{ يتحلّمه منها } 0.000001 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{كلّ } 100 \text{ mol.L}^{-1} \text{ يتحلّمه منها } Y \text{ mol.L}^{-1}$$

وعليه، فإنّ النسبة المئوية المتحلّمة:

$$Y = \frac{0.000001}{0.0018} \times 100 \% = 0.056 \%$$

ثانياً: حلمهة الأملاح الناتجة عن حمض ضعيف وأساس قوي:

يُعدّ ملح خلات الصوديوم أحد الأمثلة على هذا النوع من الأملاح، وعند وضع هذا الملح في الماء يتميه أولاً على النحو الآتي:



يبقى أيون الصوديوم حيادياً، بينما يتفاعل أيون الخلات مع الماء وفق المعادلة المعبرة عن الحلمهة:



وهكذا يُلاحظ أنّ الحلمهة قد حدثت للشقّ الضعيف من الملح (الشقّ الحمضيّ $\text{CH}_3\text{COO}^{-}$)، ونتج عنها أيونات الهيدروكسيد OH^{-} ؛ وهذا دليل على أنّ الوسط قد أصبح أساسياً.

يعطى ثابت الحلمهة K_h بالعلاقة:

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^{-}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^{-}]}$$

وبالاستفادة من الجداء الأيونيّ للماء:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^{+}][\text{OH}^{-}] \Rightarrow [\text{OH}^{-}] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^{+}]}$$

يصبح تعريف ثابت الحلمهة على النحو الآتي:

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot K_w}{[\text{CH}_3\text{COO}^{-}][\text{H}_3\text{O}^{+}]}$$

وبما أنّ ثابت تأين حمض الخل يُعرّف بالعلاقة:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^{-}][\text{H}_3\text{O}^{+}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

وبإدخال العلاقة الأخيرة في العلاقة السابقة لها نستنتج أنّ:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

$$K_h \cdot K_a = K_w = [\text{H}_3\text{O}^{+}][\text{OH}^{-}] = 10^{-14}$$

وبالاستفادة من هذه العلاقة يمكن حساب قيمة pH للمحلول الملحي الناتج، حيث يُتوقع أن يكون $pH > 7$ ؛ لأنّ المحلول الناتج عن الحلمهة أساسي (قلوي).

ثالثاً: حلمهة الأملاح الناتجة عن حمض ضعيف وأساس ضعيف:

يتحلّمه ملح خلات الأمونيوم، وهو أحد الأمثلة على هذا النوع من الأملاح، بتفاعل شقيه الحمضي والأساسي مع الماء، بعد أن يتمّيه في الماء وفق المعادلة:



فالشقّ الحمضي يتفاعل مع الماء وفق المعادلة المعبّرة عن حلمهته:



والشقّ الأساسي يتفاعل مع الماء وفق المعادلة المعبّرة عن حلمهته:



وبجمع المعادلتين السابقتين نحصل على معادلة حلمهة ملح خلات الصوديوم:



أمّا ثابت الحلمهة فيُعطى بالعلاقة:

$$K_h = \frac{[\text{NH}_3][\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{NH}_4^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

نضرب الطرف الأيمن (البسط والمقام) بالجداء الأيوني للماء ($K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$)، ونقسّم عليه فيكون:

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]} \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]} [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

$$K_h = \frac{1}{K_a} \frac{1}{K_b} K_w$$

وهكذا فإنّ ثابت الحلمهة لمّح ناتج عن حمض ضعيف وأساس ضعيف يُعرّف بالعلاقة:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a K_b}$$



$$K_h K_a K_b = K_w = 10^{-14}$$

تتوقف قيمة pH المحلول على قوّة كلٍّ من الحمض والأساس الناتجين:

❖ إذا كان $K_b < K_a$ فإنّ $[OH^-] < [H_3O^+]$ ؛ والوسط حمضيّ ($pH < 7$) بقليل).

❖ إذا كان $K_b > K_a$ فإنّ $[OH^-] > [H_3O^+]$ ؛ والوسط قلويّ ($pH > 7$) بقليل).

❖ إذا كان $K_b = K_a$ فإنّ $[OH^-] = [H_3O^+]$ $pH = 7 \iff$ والوسط معتدل (حالة نادرة).

تطبيق (2):

لديك محلول مائيّ لملح نملات الأمونيوم $HCOONH_4$ ، فإذا علمت أنّ ثابت تأيّن حمض النمل $HCOOH$ هو $K_a = 1.8 \times 10^{-4}$ ، و ثابت تأيّن هيدروكسيد الأمونيوم هو $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ ، المطلوب:

(1) اكتب معادلة حلمهة هذا الملح.

(2) احسب المقدار $(K_a \frac{K_w}{K_b})$ واستنتج منه قيمة pH المحلول.

(3) احسب ثابت الحلمهة K_h لهذا الملح.

الحلّ:

(1) معادلة الحلمهة:

يتميّه الملح الصلب في الماء وفق المعادلة:



ثمّ يتفاعل الشقّ الحمضيّ مع الماء وفق المعادلة:



ويتفاعل الشقّ الأساسيّ مع الماء وفق المعادلة:

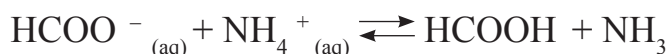


وبجمع المعادلتين السابقتين يتمّ الحصول على معادلة الحلمهة لهذا الملح:



(2) طبيعة المحلول:

لنكتب معادلة حلمهة الملح:



حسب الأمثال التفاعلية، عند وضع التوازن يكون:



لنحسب المقدار:

$$K_a \times \frac{1}{K_b} \times K_w = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]} \times \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]} \times [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

$$K_a \frac{K_w}{K_b} = [\text{H}_3\text{O}^+]^2$$

وهذه العلاقة عامة.

وبالتعويض العددي:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \times \frac{K_w}{K_b}}$$

$$\Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{1.8 \times 10^{-4} \times \frac{10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}}} = \sqrt{10^{-13}} = 10^{-6.5}$$

$$\text{pH} = 6.5$$

وعليه فإنّ المحلول الناتج عن الحلمهة حمضيّ (pH < 7).

(3) حساب ثابت الحلمهة:

$$K_h \cdot K_a \cdot K_b = K_w = 10^{-14} \Leftrightarrow K_h = \frac{10^{-14}}{K_a \cdot K_b}$$

$$K_h = \frac{10^{-14}}{(1.8 \times 10^{-5})(1.8 \times 10^{-4})} = 3 \times 10^{-6}$$

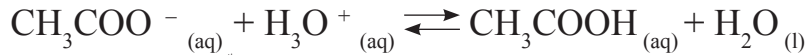
4- المحاليل المنظمة (الموقية):

المحلول المنظم هو المحلول الذي يحدّ من تغيّرات الأس الهيدروجينيّ pH عندما تُضاف إليه كمية قليلة من حمض قويّ أو أساس قويّ (بحيث لا تتغيّر قيمة الـ pH إلا في مجال محدود). وهو محلول مائيّ لمزيج حمض ضعيف مع أحد أملاحه الذوّابة، أو لمزيج أساس ضعيف مع أحد أملاحه الذوّابة. والمحاليل المنظمة في جسم الإنسان ضرورية لحياته، فهي تحافظ على pH دمه.

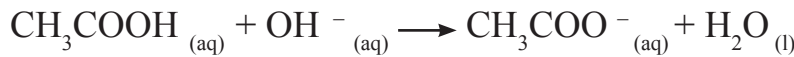
ولكن كيف يمكن تفسير عمل المحلول المنظم؟

أ- حالة محلول منظم ناتج عن حمض ضعيف مع أحد أملاحه:

يُعدّ المحلول المائيّ لحمض الخلّ مع خلات الصوديوم أحد الأمثلة على المحاليل المنظمة الناتجة عن حمض ضعيف مع أحد أملاحه. وعند إضافة كمية قليلة من حمض ما إلى هذا المحلول المنظم تتفاعل أيونات الخلات مع أيونات الهيدرونيوم المتأينة من الحمض المضاف، فتتكوّن كمية إضافية من حمض الخلّ ضعيف التآين تعادل كمية أيونات الهيدرونيوم؛ ممّا يقلّل من تأثير الحمض المضاف على قيمة pH الوسط.

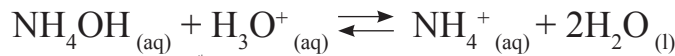


وعند إضافة كمية قليلة من أساس ما إلى هذا المحلول المنظم يتفاعل حمض الخلّ مع أيونات الهيدروكسيد المتأينة من الأساس المضاف، فيتكوّن الماء فضلاً عن كمية من أيونات الخلات تعادل كمية أيونات الهيدروكسيد؛ ممّا يقلّل من تأثير الأساس المضاف على قيمة pH الوسط.

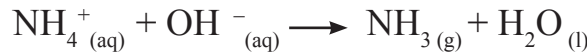


ب- حالة محلول منظم ناتج عن أساس ضعيف مع أحد أملاحه:

يُعدّ المحلول المائيّ لهيدروكسيد الأمونيوم مع كلوريد الأمونيوم أحد الأمثلة على المحاليل المنظمة الناتجة عن أساس ضعيف مع أحد أملاحه. وعند إضافة كمية قليلة من حمض ما إلى هذا المحلول المنظم يتفاعل هيدروكسيد الأمونيوم مع أيونات الهيدرونيوم المتأينة من الحمض المضاف، فيتكوّن الماء فضلاً عن كمية من أيونات الأمونيوم تعادل كمية أيونات الهيدرونيوم؛ ممّا يقلّل من تأثير الحمض المضاف على قيمة pH الوسط.



وعند إضافة كمية قليلة من أساس ما إلى هذا المحلول المنظم تتفاعل أيونات الأمونيوم مع أيونات الهيدروكسيد المتأينة من الأساس المضاف، فتتكوّن كمية إضافية من هيدروكسيد الأمونيوم* ضعيف التآين، تعادل كمية أيونات الهيدروكسيد المتأينة؛ ممّا يقلّل من تأثير الأساس المضاف على قيمة pH الوسط.



نتيجة



عند إضافة كمية قليلة من حمض قويّ أو أساس قويّ إلى محلول منظم فإنّ تغيير قيمة pH المحلول يكون صغيراً.



معلومات إثرائية (للمطالعة):

أهمية المحاليل المنظمة:

- تتجلى أهمية المحاليل المنظمة في الأوساط الحيوية والتفاعلات الكيميائية التي تتطلب قيماً محددة وثابتة لدرجة حموضة الوسط، وفي تحضير التربة الملائمة لنمو المحاصيل الزراعية المختلفة، فضلاً عن أهميتها في مجالات الصحة وتقانات الأغذية والصناعات الكيميائية ... إلخ. إنّ وجود المحاليل المنظمة في جسم الإنسان ضروري لعمل أجهزة هذا الجسم وسير العمليات الحيوية فيه. ودم الإنسان أهمّ مثال على المحاليل المنظمة، وهو يميل إلى الجانب الأساسي (القلوي)؛ حيث إنّ قيمة الأس الهيدروجينيّ للدم $pH = 7.4$ ، وهذه القيمة تكاد تكون ثابتة، وأيّ انحراف ملموس عنها - سواء بالارتفاع أو الانخفاض - يؤدي إلى نتائج فيزيولوجية خطيرة، قد تتسبب في النهاية بموت الإنسان.

5- التوازن غير المتجانس في المحاليل المائية - جداء الذوبان (K_{sp}):

- عند التعامل مع الأملاح شديدة الذوبان يتمّ تحديد الكمية الذائبة من الملح بمعرفة تركيز هذا الملح في المحلول المائيّ. أمّا من أجل الأملاح شحيحة الذوبان فيتمّ اللجوء إلى طريقة أخرى لتحديد كمية الملح المذابة، وهذه الطريقة تقودنا إلى التعرّف على ما يسمّى: **جداء الذوبان Solubility product**.
فمثلاً عند وضع كمية من ملح كلوريد الفضة في الماء، وهو ملح شحيح الذوبان، لا يذوب سوى قسم ضئيل جداً منه ويبقى القسم الأعظم في الطور الصلب، فيحصل توازن غير متجانس بين الطور الصلب والطور المذاب (أيونات الكلوريد وأيونات الفضة)، ويُعبّر عن هذا التوازن بالمعادلة:



- إذا كان المحلول مشبعاً يكون:

$$K_{sp} = [Ag^+_{(eq)}] [Cl^-_{(eq)}]$$

- ملاحظة: لا يظهر تركيز ($AgCl$) في عبارة K_{sp} لأنها مواد صلبة، فالمواد الصلبة (s) أو السائلة* (l) تبقى تراكيزها ثابتة مهما اختلفت كميتها، لذا لا تظهر هذه التراكيز في عبارة جداء الذوبان (K_{sp}).

* المقصود هنا المواد السائلة التي تكون مذيباً وليست مادة متفاعلة.
* eq: تعني عند التوازن.

- وإذا كان المحلول غير مشبع يكون:

$$Q = [Ag^+] [Cl^-]$$

حيث Q الجداء الأيوني* لملاح كلوريد الفضة في حالة التوازن.



ملاحظة

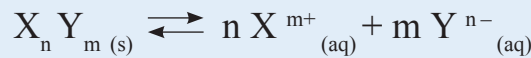
لكل ملح شحيح الذوبان عند درجة حرارة معيّنة جداء ذوبان محدّد، يُعدّ مقياساً لقابلية الملح للذوبان، وكلّما ازدادت قيمة جداء الذوبان K_{sp} كلّما كانت قابلية الملح للذوبان أكبر وكلّما نقصت قيمته كانت قابلية الملح للترسّب أكبر.

تعميم:

عند تعريف جداء الذوبان K_{sp} لأيّ ملح شحيح الذوبان ينبغي:

- 1- كتابة معادلة التوازن غير المتجانس في المحلول المشبع لهذا الملح.
- 2- كتابة الجداء الأيوني لهذا الملح على أنّه جداء تراكيز أيونات الملح بعد رفع هذه التراكيز لأمثال الأيونات في معادلة التوازن.

فمن أجل ملح شحيح الذوبان صيغته العامّة $X_n Y_m$ تُكتب **معادلة التوازن** غير المتجانس في المحلول المشبع لهذا الملح على النحو الآتي:



حيث:

X^{m+} : الشقّ الموجب الذي يحمل الشحنة m^+ .

Y^{n-} : الشقّ السالب الذي يحمل الشحنة n^- .

m و n : أمثال كلّ من X^{m+} و Y^{n-} ، على الترتيب، في **معادلة التوازن**.

ويُعرّف جداء الذوبان للملاح $X_n Y_m$ بالعلاقة:

$$k_{sp} = [X^{m+}]^n [Y^{n-}]^m$$

* يعرف الجداء الأيوني Q لملاح $X_n Y_m$ منحل في الماء على أنه: $Q = [X^{m+}]^n [Y^{n-}]^m$ سواء أكان المحلول مشبعاً أم لا في حين تقتصر K_{sp} على الأيونات المنحلة مأخوذة عند وضع الإشباع.

سؤال:

اكتب العلاقة الرياضية التي تعبر عن K_{sp} لكل من كلوريد الرصاص $PbCl_2$ وفوسفات ثلاثية الكالسيوم $Ca_3(PO_4)_2$ ؛ إذا علمت أنهما ملحان شحيحا الذوبان في الماء.

جواب:

يُعبّر عن التوازن غير المتجانس في المحلول المشبع لكلوريد الرصاص بالمعادلة:



ويُعرّف جداء الذوبان بالعلاقة:

$$K_{sp} = [Pb^{2+}][Cl^{-}]^2$$

وفي المحلول المشبع لفوسفات ثلاثية الكالسيوم يحصل التوازن الآتي:



ويُعرّف جداء الذوبان بالعلاقة:

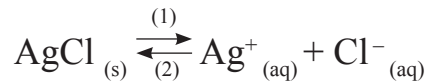
$$K_{sp} = [Ca^{2+}]^3 [PO_4^{3-}]^2$$

6- تطبيقات جداء الذوبان:

أ- ترسيب ملح في محلوله:

عندما يُضاف إلى المحلول المشبع لملح شحيح الذوبان مادة تحوي أحد أيونات هذا الملح فإنّ تركيز هذه الأيونات سيزداد في المحلول، مما يؤدي إلى اختلال التوازن فيه. وحسب مبدأ لوشاتوليه سينزاح التوازن عندئذٍ نحو تشكّل المزيد من جزيئات الملح الصلب، وتستمر هذه العملية إلى أن يصل المحلول إلى حالة توازن جديدة. وهذا ما يسمّى بتأثير الأيون المشترك.

مثال: عند إضافة كمية من محلول كلوريد الصوديوم إلى محلول كلوريد الفضة المشبع:



سيزداد تركيز أيونات الكلوريد في المحلول، ويختلّ التوازن. وعندئذٍ لا بدّ للتوازن أن ينزاح في الاتجاه (2) الذي يقلل من تركيز أيونات الكلوريد (حسب مبدأ لوشاتوليه)، حيث تتحد بعض أيونات الكلوريد المضافة مع أيونات الفضة مشكّلةً جزيئات كلوريد الفضة التي تترسّب في المحلول، وتستمر هذه العملية إلى أن يبلغ المحلول حالة توازن جديدة.

ب- إذابة ملح شحيح الذوبان:

عندما يُضاف إلى المحلول المشبع لمُح شحيح الذوبان مادة قادرة على الاتحاد بأحد أيونات هذا الملح وتكوين مادة ضعيفة التأيّن، فإنّ تركيز أيونات الملح المتّحدة بالمادة المضافة سيتناقص في المحلول، مما يؤدي إلى اختلال التوازن وجعل المحلول غير مشبع. وحسب مبدأ لوشاتوليه ينزاح التوازن في الاتجاه الذي يتمّ فيه تشكّل هذه الأيونات؛ أي إنّ بعض جزيئات الملح الصلب ستذوب، وتستمر هذه العملية إلى أن يصل المحلول إلى حالة توازن جديدة.

مثال: عند إضافة حمض كلور الماء إلى محلول ملح فوسفات الكالسيوم المشبع:



فإنّ أيونات الهيدرونيوم الناتجة عن تأيّن الحمض القويّ المضاف ستتحدّ مع أيونات الفوسفات لتكوين حمض الفوسفور H_3PO_4 ضعيف التأيّن*. وهذا يعني أنّ تركيز أيون الفوسفات PO_4^{3-} سيتناقص في المحلول، ممّا يؤدي إلى اختلال التوازن وجعل المحلول غير مشبع. وحسب مبدأ لوشاتوليه لا بدّ للتوازن أن ينزاح بالاتجاه (1) نحو تشكّل أيونات الفوسفات؛ أي إنّ كمية من الملح الصلب $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ستذوب إلى أن يصل المحلول إلى حالة توازن جديدة.



ملاحظة

عندما يُضاف إلى المحلول المائيّ لمُح شحيح الذوبان مادة ما تؤدي إلى اختلال التوازن فيه، لا بدّ من نشوء حالة توازن جديدة في المحلول يكون عندها تركيز أحد أيونات الملح قد ازداد، وتركيز الأيون الآخر قد تناقص؛ بالمقارنة مع تركيزي هذين الأيونين في المحلول قبل اختلال التوازن فيه.

ففي المثال المذكور في الفقرة (أ) يزداد تركيز أيون الكلور ويقلّ تركيز أيون الفضة، وفي مثال الفقرة (ب) يتناقص تركيز أيون الفوسفات PO_4^{3-} ويزداد تركيز أيون الكالسيوم، عند بلوغ المحلول حالة التوازن الجديدة.

مناقشة: بما أنّ قيمة جداء الذوبان K_{sp} ثابتة من أجل الملح شحيح الذوبان فإنّه:

1. عند زيادة تركيز أحد أيونات الملح في محلوله المشبع يصبح الجداء الأيونيّ أكبر من جداء الذوبان. ويلاحظ في هذه الحالة ترسّب كمية من الملح في محلوله؛ أي إنّ المحلول يصبح فوق مشبع.

* تتكون H_2PO_4^- ، HPO_4^{2-} إضافة إلى حمض الفوسفور H_3PO_4 .

2. عند تناقص تركيز أحد أيونات الملح في محلوله المشبع، فهذا يعني أن المحلول أصبح غير مشبع، والجاء الأيوني أصغر من جداء الذوبان.

وبالتالي فإذا كان:

الجداء الأيوني أصغر من جداء الذوبان ($K_{sp} > Q$) \Leftrightarrow المحلول غير مشبع.

الجداء الأيوني يساوي جداء الذوبان ($K_{sp} = Q$) \Leftrightarrow المحلول مشبع.

الجداء الأيوني أكبر من جداء الذوبان ($K_{sp} < Q$) \Leftrightarrow المحلول فوق مشبع.

تطبيق (3):

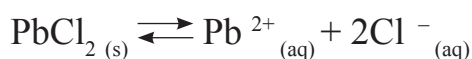
أضيف حجم معين من محلول نترات الرصاص $Pb(NO_3)_2$ ذي التركيز 0.02 mol.L^{-1} إلى حجم مساوٍ له من محلول HCl ذي التركيز 0.06 mol.L^{-1} ، فإذا علمت أن $K_{sp}(PbCl_2) = 1.6 \times 10^{-5}$ ، المطلوب:

1- بين حسابياً إن كان جزء من ملح كلوريد الرصاص يترسب أم لا؟

2- إذا كانت التراكيز الابتدائية مثلي ما هي عليه وضح بالحساب تشكل راسب من $PbCl_2$.

الحل:

لمعرفة ما إذا كان كلوريد الرصاص سيتسبب في المحلول لا بد من حساب الجداء الأيوني لهذا الملح في محلوله، ومقارنة الجداء الأيوني بجداء الذوبان، مع الأخذ بالحسبان أن كلوريد الرصاص يتأين في الماء وفق المعادلة:



والجداء الأيوني لهذا الملح هو: $Q = [Pb^{2+}].[Cl^{-}]^2$.

وبما أن كل من نترات الرصاص وحمض كلور الماء يتأين في الماء تأيئاً تاماً؛ فإن خلط المحلولين سيضاعف الحجم $V = 2V_1$ ليصبح تركيز كل من أيونات الرصاص وأيونات الكلور في المحلول الجديد

$$C = \frac{n}{V} = \frac{C_1 V_1}{2 V_1} = \frac{C_1}{2} \quad \text{نصف ما كان عليه قبل الخلط حسب العلاقة:}$$

في الحالة (1): $[Cl^{-}] = 0.03 \text{ mol.L}^{-1}$ & $[Pb^{2+}] = 0.01 \text{ mol.L}^{-1}$

والجداء الأيوني: $Q = [Pb^{2+}].[Cl^{-}]^2 = 0.01 \times (0.03)^2 = 0.01 \times 0.0009 = 9 \times 10^{-6}$

وهكذا يتبين أن: $K_{sp}(\text{PbCl}_2) > [\text{Pb}^{2+}].[\text{Cl}^-]^2$ ؛ أي إن المحلول غير مشبع، وعليه فإن ترسب كلوريد الرصاص في المحلول غير ممكن في مثل هذه الشروط.

في الحالة (2): $[\text{Cl}^-] = 0.06 \text{ mol.L}^{-1}$ & $[\text{Pb}^{2+}] = 0.02 \text{ mol.L}^{-1}$

والجداء الأيوني: $Q = [\text{Pb}^{2+}].[\text{Cl}^-]^2 = 0.02 \times (0.06)^2 = 0.02 \times 0.0036 = 7.2 \times 10^{-5}$

وهكذا يتبين أن: $K_{sp}(\text{PbCl}_2) < [\text{Pb}^{2+}].[\text{Cl}^-]^2$ ؛ أي إن المحلول فوق مشبع، وعليه فإن كلوريد الرصاص سيترسب في المحلول (إلى أن يبلغ المحلول حالة توازن جديدة).



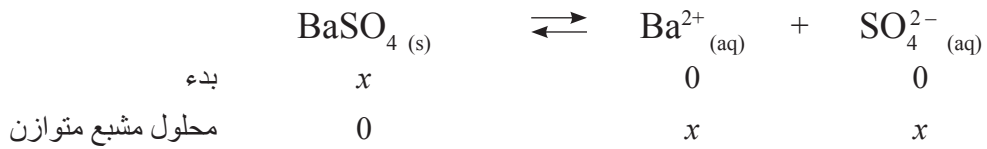
ملاحظة

يُستحسن أن يقوم المدرّس بالتحقق من نتائج هذه المسألة تجريبياً، وذلك على مرأى من طلاب الصف.

تطبيق (4):

احسب جداء ذوبان ملح كبريتات الباريوم $K_{sp}(\text{BaSO}_4)$ ، إذا علمت أن ذوبانية هذا الملح تُقدّر بـ $1.05 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$.

الحل: يذوب x مول من كبريتات الباريوم فيشكل x مول من $\text{Ba}^{2+}_{(aq)}$ و x مول من $\text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$ عند تحضير محلول مشبع من كبريتات الباريوم، حيث يحدث التوازن غير المتجانس الآتي:



$$[\text{Ba}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = x$$

$$x = 1.05 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

جداء الذوبان يساوي الجداء الأيوني في حالة المحلول المشبع فإن:

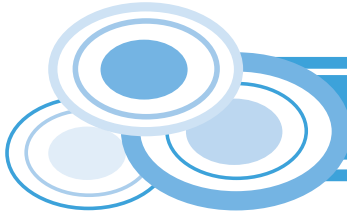
$$K_{sp}(\text{BaSO}_4) = [\text{Ba}^{2+}].[\text{SO}_4^{2-}]$$

$$= x^2$$

أي إن:

$$= (1.05 \times 10^{-5})^2$$

$$K_{sp}(\text{BaSO}_4) = 1.1 \times 10^{-10}$$



ما يجب تذكره:

- يُقصد بالذوبانية الكتلية لمُح ما: كتلة هذا المُح التي تذوب في كمية معيَّنة من الماء لتكوّن محلولاً مشبعاً عند درجة حرارة معيَّنة وتقَدَّر عندها بالـ g.L^{-1} .
- يُقصد بالذوبانية المولية لمُح ما: عدد مولات هذا المُح التي تذوب في لتر من الماء لتكوّن محلولاً مشبعاً عند درجة حرارة معيَّنة وتقَدَّر عندها بالـ mol.L^{-1} .
- آليَّة الإماهة تمرّ بمرحلتين:

الأولى: مرحلة تحطيم الشبكية البلورية، وهي عملية ماصة للحرارة.

والثانية: مرحلة تشكيل الأيونات المميَّهة، وهي عملية ناشرة للحرارة.

- يحسب ثابت الحلمة k_h لمُح ناتج عن حمض قوي وأساس ضعيف من العلاقة:

$$K_h \cdot K_b = K_w$$

- يحسب ثابت الحلمة k_h لمُح ناتج عن حمض ضعيف وأساس قوي من العلاقة:

$$K_h \cdot K_a = K_w$$

- يحسب ثابت الحلمة k_h لمُح ناتج عن حمض ضعيف وأساس ضعيف من العلاقة:

$$K_h \cdot K_a \cdot K_b = K_w$$

- المحاليل المنظمة (الموقية) هي المحاليل التي تُحدُّ من تغيّرات الأس الهيدروجيني.

- المحاليل المنظمة (الموقية) مهمّة في حياة الإنسان فهي تحافظ على pH الدم.

- لكلّ مُح شحيح الذوبان عند درجة حرارة معيَّنة جداء ذوبان محدّد، وهو يُعدّ مقياساً لقابلية المُح للذوبان، وكلّما ازدادت قيمة جداء الذوبان K_{sp} كلّما كانت قابلية المُح للذوبان أكبر.

- الجداء الأيونيّ أصغر من جداء الذوبان ($K_{sp} > Q$) \iff المحلول غير مشبع.

الجداء الأيونيّ يساوي جداء الذوبان ($K_{sp} = Q$) \iff المحلول مشبع.

الجداء الأيونيّ أكبر من جداء الذوبان ($K_{sp} < Q$) \iff المحلول فوق مشبع.

أنشطة وتدريبات

أولاً: ضع إشارة صح (✓) أو غلط (×) أمام كل من العبارات الآتية، وصحّ المغلوطة منها:

1. () المحلول المائيّ لمّح خلات الصوديوم هو محلول حمضيّ.
2. () جميع أملاح النترات ذوّابة في الماء عند درجة الحرارة العادية.
3. () تزداد ذوبانيّة معظم الأملاح بازدياد درجة الحرارة.

ثانياً: اختر الإجابة الصحيحة لكلّ ممّا يأتي:

1. الملح الذوّاب الذي يتحلّمه في الماء من بين الأملاح الآتية هو:

NaNO₃ (b) KCl (a)

Ca₃(PO₄)₂ (d) NH₄NO₃ (c)

2. المحلول المائيّ الذي له أكبر قيمة pH من بين المحاليل الآتية هو محلول:

HCN (b) NaCl (a)

CH₃COONa (d) NH₄NO₃ (c)

3. إذا علمت أنّ $K_{sp}(\text{AgCl}) = 6.25 \times 10^{-10}$ عند درجة حرارة معيّنة، فإنّ تركيز أيونات الفضة في

المحلول المشبع لـ AgCl يساوي عندئذ:

$2.5 \times 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$ (b) $1.25 \times 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$ (a)

$6.25 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$ (d) $2.5 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$ (c)

ثالثاً: أعط تفسيراً علمياً لكلّ ممّا يأتي:

1. بعض الأملاح، مثل: كلوريد الفضة وغيره، يكون ذوبانها شحيحاً في الماء.
2. جميع الأملاح تتمتع بالخاصية القطبية.
3. ذوبان الملح الناتج من حمض قوي وأساس قوي في الماء لا يُعدّ حلمة.

رابعاً: أجب على السؤالين الآتيين:

1. اشرح آلية إذابة ملح فوسفات ثلاثية الكالسيوم $Ca_3(PO_4)_2$ في محلوله المشبع بإضافة مادة ما إلى هذا المحلول.
2. اشرح كيفية عمل محلول حمض الكربون مع ملح بيكربونات الصوديوم $(H_2CO_3 + NaHCO_3)$ كمحلول منظم في الدم.

خامساً: اكتب عبارة K_{sp} لكل من الأملاح الشحيحة الذوبان الآتية:



سادساً: حل المسائل الآتية:

المسألة الأولى:

لديك محلول مائيّ لملح خلاص الصوديوم تركيزه 0.2 mol.L^{-1} ، فإذا علمت أنّ ثابت تأين حمض الخلّ هو $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ ، المطلوب حساب:

(1) ثابت الحمضية K_h للمحلول الملحي.

(2) قيمة $[OH^-]$ و $[H_3O^+]$.

(3) قيمة pH المحلول. ماذا تستنتج؟

(4) النسبة المئوية المتحلّمة.

الأجوبة:

$$K_h = \frac{10^{-9}}{1.8} = 5.6 \times 10^{-10}$$

$$[H_3O^+] = 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1} \text{ \& } [OH^-] = 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

pH = 9؛ وهذا يعني أنّ الوسط أساسيّ (قلويّ).

النسبة المئوية المتحلّمة: 0.005 %.

المسألة الثانية:

لديك محلول مائيّ لمُح خلات البوتاسيوم تركيزه 0.2 mol.L^{-1} ، فإذا علمت أنّ له $\text{pH} = 9$ فالمطلوب:

(1) اكتب معادلة حلمة هذا الملح.

(2) احسب ثابت حلمة هذا الملح.

(3) احسب ثابت تأين حمض الخل.

الجواب:

$$K_a = 2 \times 10^{-5} , K_h = 5 \times 10^{-10}$$

المسألة الثالثة:

لديك محلول مائيّ مشبع لمُح كبريتات الفضة Ag_2SO_4 تركيزه 0.015 mol.L^{-1} ، المطلوب:

(1) حساب جداء الذوبان K_{sp} لهذا الملح.

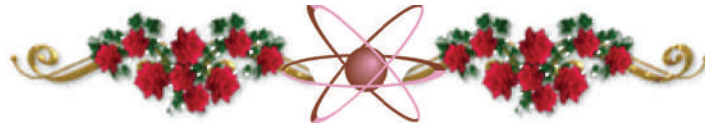
(2) إذا أُضيف إلى المحلول السابق ملح كبريتات الصوديوم Na_2SO_4 ، بحيث يصبح تركيزه في المحلول 0.01 mol.L^{-1} ، بيّن حسابياً إن كان ملح كبريتات الفضة يترسّب أم لا؟

الأجوبة:

$$K_{sp}(\text{Ag}_2\text{SO}_4) = 1.35 \times 10^{-5}$$

بعد إضافة ملح كبريتات الصوديوم يصبح الجداء الأيونيّ أكبر من جداء الذوبان، حيث إنّ:

$$[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = 2.25 \times 10^{-5}$$



التحليل الكيميائي - المعايرة

الأهداف التعليمية:

أن يكون الطالب في نهاية الدرس قادراً على أن:

- ◀ يشرح مبدأ المعايرة.
- ◀ يذكر شروط المعايرة.
- ◀ يقوم بتجارب على معايرة (حمض قوي - أساس قوي).
- ◀ يستنتج قانون المعايرة.
- ◀ يحدّد نقطة نهاية المعايرة على الرسم البياني لمعايرة حمض - أساس تجريبياً.
- ◀ يحلّ تمارين تطبيقية.

مراكز الاهتمام:

1. مبدأ المعايرة الحجمية.
2. شروط المعايرة.
3. حسابات المعايرة.
4. قانون المعايرة.
5. منحنيات المعايرة (حمض - أساس).
6. مشعرات (حمض - أساس).

لعلك سمعت المثل القائل: "درهم وقاية خير من قنطار علاج"، والسؤال: هل تعمل بهذا المثل حقاً؟ هل تذهب من تلقاء نفسك بين حين وآخر لإجراء التحاليل الطبية والاطمئنان عن حالتك الصحية؟ تخيل لو أنّ مختبرات التحاليل الطبية غير موجودة..! هل كان بوسع الطبيب أن يشخص الأمراض الباطنية التي تصيب الإنسان؟ وأن يصف لها العلاج المناسب؟ إن التحاليل الطبية لا تقتصر على التحاليل الجرثومية بل تتعداها لتشمل التحاليل الكيميائية التي لا غنى عنها ليس في مجال الطبّ فحسب، وإنما في مجالات حيوية متنوّعة، كالزراعة والصناعة والبيئة والبحث العلمي.

إنّ عملية التحليل الكيميائي تهدف إلى التعرف على هوية العينة (المادة) المراد تحليلها ومعرفة تركيبها. وهذه العملية تتمّ على مرحلتين:

الأولى تتضمن الاختبارات اللازمة لتمكين المحلّل الكيميائي من الكشف والتعرف على مكونات العينة، وهذا ما يدعى: التحليل الكيفي.

الثانية تشمل الوسائل والطرائق الواجب اتباعها لمعرفة كمية أو تركيز كلّ مكون من مكونات العينة، وهذا يُعرف بالتحليل الكمي.

التحليل الكيفي *Qualitative Analysis*:

إنّ التحليل الكيفي في المحاليل المائية يقوم أساساً على التفاعلات الأيونية؛ بغرض الكشف عن الأيونات الموجبة والأيونات السالبة في المحلول. ولتحقيق ذلك يتم اللجوء إلى استخدام مواد كيميائية معينة، تُعرف باسم الكواشف Reagents، تتسبب بحدوث تفاعلات كيميائية انتقائية *selective* Reactions؛ تؤدي إلى تغيير اللون أو تشكّل راسب أو انطلاق غاز...إلخ.

التحليل الكمي *Quantitative Analysis*:

يعتمد التحليل الكمي على عملية تعرف باسم المعايرة وتقسّم إلى قسمين:

أ- المعايرة الوزنية: تعتمد على فصل المادة المراد تقدير كميتها وذلك عن طريق ترسيبها في المحلول. وبعد فصل الراسب بالترشيح، وتجفيفه، تُحدّد كتلته بدقة، ليتم إجراء الحسابات الكيميائية اللازمة اعتماداً على المعادلة الكيميائية.

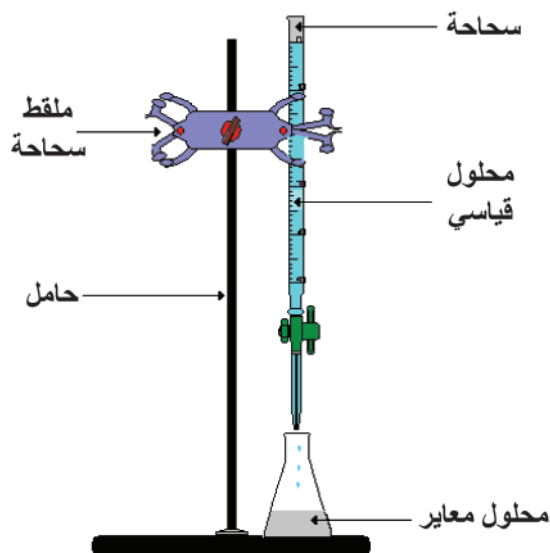
ب- المعايرة الحجمية: تعتمد على تعيين التركيز المولي لمادة A، وذلك بإجراء تفاعل بين حجم معلوم من محلول مجهول التركيز من هذه المادة مع حجم معلوم من محلول آخر معلوم التركيز (المحلول القياسي) من مادة B حتى نصل إلى نقطة نهاية المعايرة (الكميات متكافئة).

وسندرس معايرة (حمض - أساس) فقط.

مبدأ المعايرة الحجمية:

يُعرف المحلول المعلوم التركيز المستخدم في المعايرة الحجمية بالمحلول القياسي، ويُشترط فيه أن يكون تركيزه دقيقاً وثابتاً.

يوضع المحلول القياسي عادةً في سحاحة ليُضاف في أثناء المعايرة إلى المحلول الآخر المراد معايرته - الشكل (1) - حتى تمام التفاعل، وتُعرف النقطة الموافقة لإتمام التفاعل بنقطة نهاية المعايرة.



الشكل (1): نموذج مبسط لأدوات ومواد المعايرة الحجمية

يتطلب إجراء المعايرة الحجمية - من الناحية العملية - إضافة مادة تالئة إلى المحلول المعيار، وهذه المادة تُعرف باسم المُشعر (أو الدليل)، وهي مادة يتغير لونها تبعاً لـ pH الوسط الذي توضع فيه. والهدف من استخدام المشعر هو التمكن من تحديد نهاية تفاعل المعايرة؛ وذلك من خلال تحديد ما يُعرف بنقطة نهاية المعايرة، وهي توافق آخر قطرة من المحلول القياسي تسقط من السحاحة وتؤدي إلى تغيير لون المشعر تغييراً نهائياً. وسنأتي على تفصيل ذلك لاحقاً.

شروط المعايرة: ثمة شروط لا بدّ من توافرها في المعايرة الحجمية، أهمها:

- ◆ أن تتفاعل المادة المراد معايرتها على نحو تامّ مع المادة القياسية.
- ◆ أن يكون تفاعل المعايرة مستمراً وسريعاً.
- ◆ أن يُمثّل تفاعل المعايرة بمعادلة كيميائية موزونة.
- ◆ أن يكون تفاعل المعايرة تفاعلاً بسيطاً لا يترافق بأيّة تفاعلات ثانوية.
- ◆ أن يتوفّر مشعر مناسب يمكن من خلاله تحديد نقطة نهاية المعايرة.

حسابات المعايرة:

أولاً: حساب تركيز محلول ممدّد:

بما أنّ إضافة كمية من الماء المقطّر إلى المحلول لا تغيّر في عدد مولات المادة المذابة فيه، وإنما تغيّر تركيزها فقط (لتغيّر حجم المحلول)، فهذا يعني أنّ عدد مولات المادة المذابة قبل التمديد n_1 يساوي عدد مولاتها بعد التمديد n_2 ؛ أي إنّ:

$$(بعد التمديد) n_2 = n_1 (قبل التمديد)$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

حيث: $C = \frac{n}{V}$ التركيز المولي الحجمي (المولارية)، وحدته: mol.L^{-1}

تطبيق (1):

احسب الحجم اللازم تمديده - بالماء المقطّر - من محلول حمض كلور الماء تركيزه 0.1 mol.L^{-1} للحصول على 200 mL من محلول تركيزه 0.01 mol.L^{-1}

$$(بعد التمديد) n_2 = n_1 (قبل التمديد)$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$V_1 = \frac{C_2 V_2}{C_1} = \frac{0.01 \times 200}{0.1} = 20 \text{ mL}$$

ثانياً: حساب التركيز المولي لمحلول:

نحتاج إلى محلول معلوم التركيز بشكل دقيق لعملية المعايرة، ويتم الحصول عليه بإذابة كتلة معينة من المادة النقية في حجم معين من مذيب مناسب.

تطبيق (2):

نذيب 4 g من حبات الصود الكاوي النقي (هيدروكسيد الصوديوم) في 200 mL من الماء المقطّر. احسب تركيز محلول هيدروكسيد الصوديوم مقدراً بـ mol.L^{-1} .

الحل:

نحسب عدد المولات n بقسمة كتلة المادة m على كتلتها المولية M ($M_{\text{NaOH}} = 40 \text{ g.mol}^{-1}$):

$$n = \frac{m}{M} = \frac{4}{40} = 0.1 \text{ mol}$$

نقسم عدد المولات n على حجم المحلول V بالليتر للحصول على التركيز المولي (المولارية):

$$C = \frac{n}{V} = \frac{0.1}{0.2} = 0.5 \text{ mol.L}^{-1}$$

طريقة ثانية: نحسب التركيز الغرامي الحجمي، ثم نحوله إلى التركيز المولي الحجمي بقسمته على الكتلة المولية.

$$C_{\text{g/L}} = \frac{m}{V} \quad C_{\text{mol/L}} = \frac{C_{\text{g/L}}}{M}$$

معايير التعديل - *Neutralization Titrations* - قانون المعايرة:

تهدف معايرة التعديل التي تقوم على تفاعل حمض مع أساس إلى تحديد تركيز الحمض أو الأساس في المحلول، حيث يكون محلول إحدى المادتين (الحمض أو الأساس) معلوم التركيز بدقة (قياسياً) ومحلول المادة الأخرى مجهول التركيز.

فلو أردنا معايرة محلول مجهول التركيز لحمض ما بمحلول قياسي لأساس ما، فعندئذٍ لا بدّ من أخذ حجم محدّد من محلول الحمض وقياس الحجم اللازم من محلول الأساس لتعديل محلول الحمض تعديلاً تاماً.

في تفاعل التعديل (حمض - أساس) يتكون الماء:



وعند بلوغ نقطة نهاية المعايرة (تمام التعديل) تتحقق العلاقة الآتية:

$$n_{1(\text{H}_3\text{O}^+)} = n_{2(\text{OH}^-)}$$

أي:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

وهذه هي العلاقة الأساسية التي تبني عليها الحسابات الكميّة في المعايرة الحجميّة.

حيث: $C_1 = [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ mol.L}^{-1}$

V_1 : حجم محلول الحمض مقدرة بـ L.

$C_2 = [\text{OH}^-] \text{ mol.L}^{-1}$

V_2 (L): حجم محلول الأساس المضاف حتى بلوغ نقطة نهاية المعايرة.

ملاحظة: عندما يكون:

- الحمض ثنائي الوظيفة فإن: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2C_a$.

- الأساس ثنائي الوظيفة فإن: $[OH^-] = 2C_b$.

حيث: C_a : تركيز الحمض، C_b : تركيز الأساس.

وإذا تمّ استعمال عدد من محاليل الأسس المعلومة التركيز لمعايرة محلول الحمض المجهول التركيز

تصبح العلاقة الأساسية للمعايرة:

$$C_1 V_1 + C_2 V_2 + \dots = C V$$

تطبيق (3):

عيّنة غير نقيّة من البوتاس الكاوي (هيدروكسيد البوتاسيوم) كتلتها 8.4 g أذيت في الماء المقطّر

وأكمل حجم المحلول إلى 400 mL، فإذا علمت أنّه قد لزم 20 mL من هذا المحلول لتعديل 30 mL

من محلول حمض كلور الماء ذي التركيز 0.2 mol.L^{-1} ، المطلوب:

1- كتابة معادلة التفاعل الحاصل.

2- حساب تركيز محلول هيدروكسيد البوتاسيوم المستخدم في المعايرة.

3- حساب كتلة هيدروكسيد البوتاسيوم النقيّ في العيّنة.

4- حساب النسبة المئويّة للشوائب في العيّنة.

الحلّ:

1- كتابة معادلة التفاعل: $HCl + KOH \rightarrow KCl + H_2O$

2- حساب تركيز محلول هيدروكسيد البوتاسيوم المستخدم في المعايرة:

عند إتمام تفاعل التعديل وبلوغ نقطة نهاية المعايرة يكون:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$0.2 \times 30 \times 10^{-3} = C_2 \times 20 \times 10^{-3}$$

$$C_2 = \frac{0.2 \times 30 \times 10^{-3}}{20 \times 10^{-3}} = 0.3 \text{ mol.L}^{-1}$$

3- الكتلة المولية لهيدروكسيد البوتاسيوم $M_2 = M_{KOH} = 56 \text{ g.mol}^{-1}$

حساب m_2 كتلة هيدروكسيد البوتاسيوم النقيّ في العيّنة: $m_2 = C_2 V_2 M_2$

$$= 0.3 \times 400 \times 10^{-3} \times 56$$

$$m_2 = 6.72 \text{ g}$$

4- حساب النسبة المئوية للشوائب في العينة:

$$\text{كتلة الشوائب في العينة} = \text{كتلة العينة غير النقية} - \text{كتلة KOH النقي في العينة}$$

أي إن:

$$\text{كتلة الشوائب في العينة} = 8.4 - 6.72 = 1.68 \text{ g}$$
$$\text{النسبة المئوية للشوائب} = \frac{1.68}{8.4} \times 100 = 20\%$$

مشعرات (حمض- أساس) *Acid - Base Indicators*:

إنّ المشعرات المستخدمة في معايرة (حمض- أساس) هي حموض أو أسس عضوية ضعيفة معقدة التركيب، يتغير لونها بتغير pH الوسط الذي توضع فيه. وما يميز هذه المشعرات هو تغير لون كل منها تدريجياً ضمن مجال محدد لقيمة الـ pH، ومن هنا يبرز مصطلح « مجال الـ pH للمشعر ».

يتم اختيار المشعر المناسب لمعايرة (حمض- أساس) بحيث تكون قيمة pH الموافقة لنقطة نهاية المعايرة واقعة ضمن مجال الـ pH للمشعر، وهذا الاختيار يتوقف على قوة الحمض والأساس المستخدمين في المعايرة. فإذا كان الحمض قوياً والأساس قوياً سيكون محلول الملح الناتج عن تفاعل المعايرة معتدلاً (pH = 7)، وإذا كان أحدهما قوياً والآخر ضعيفاً فإنّ محلول الملح الناتج سيكون حمضياً ضعيفاً أو أساسياً ضعيفاً (pH ≠ 7). والجدول (1) الآتي يتضمّن أهمّ المشعرات المستخدمة في معايرات التعديل ومجال الـ pH لهذه المشعرات.

المشعر Indicator	لون المشعر	مدى الـ pH للمشعر	لون المشعر
الهليانثين <i>Helianthine</i>	أحمر	3.1 - 4.4	أصفر
أحمر المثيل <i>Methyl red</i>	أحمر	4.2 - 6.2	أصفر
أزرق بروم التيمول <i>Bromothymol blue</i>	أصفر	6.0 - 7.6	أزرق
فينول فتالين <i>Phenolphthalein</i>	عديم اللون	8.2 - 10	أحمر بنفسجي <i>Magenta</i>

الجدول (1): أهمّ المشعرات المستخدمة في معايرات (حمض - أساس)

منحنيات المعايرة :Titration Curves

عند معايرة حمض بأساس يحدث تناقص تدريجيّ في تركيز أيونات الهيدرونيوم الموجودة في المحلول الحمضيّ نتيجة لاتحادها مع أيونات الهيدروكسيد الناتجة عن تأين الأساس المضاف من السحاحة، وبذلك تزداد قيمة pH المحلول على نحوٍ تدريجيّ. ونلاحظ تجريبياً أنّه عندما نكاد نصل إلى نقطة نهاية المعايرة فإنّ التغيّر في قيمة الـ pH يكون مفاجئاً وحاداً بمجرد إضافة قطرة واحدة (حوالي 0.2 mL) من محلول الأساس، وهي القطرة الأخيرة التي يتغيّر معها لون المشعر المستخدم في المعايرة، مما يدلّ على بلوغ نقطة نهاية المعايرة.



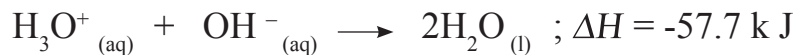
ملاحظة

يُقاس الأس الهيدروجيني للمحلول في أثناء المعايرة بعد كلّ إضافة من محلول الأساس، وذلك بواسطة جهاز خاص يسمى مقياس درجة الحموضة (pH - meter)، يظهر في الشكل الجانبيّ.

إنّ التغيّر المفاجئ في قيمة الـ pH يظهر جلياً كنقطة انعطاف أو كقفزة في منحنى المعايرة *Titration curve*، الذي يتمّ الحصول عليه من خلال الرسم البيانيّ لتغيرات قيمة pH المحلول بدلالة حجم محلول الأساس المضاف (مقدراً بالـ mL) في أثناء المعايرة، وصولاً إلى ما بعد نقطة نهاية المعايرة. والثابت تجريبياً أنّ التغيّر المفاجئ في قيمة الـ pH يختلف عادةً باختلاف قوّة الحموض والأسس المستخدمة في المعايرة؛ لذا ينبغي اختيار المشعر المناسب للمعايرة، بحيث يكون مجال هذا المشعر في حدود التغيّر المفاجئ في قيمة الـ pH.

أولاً: معايرة حمض قويّ بأساس قويّ:

عند معايرة حمض قويّ بأساس قويّ يحدث تفاعل التعديل الممتلّ بالمعادلة:



وهو تفاعل ناشر للحرارة ($\Delta H < 0$). وكما أشرنا سابقاً يصبح المحلول المائيّ بعد المعايرة معتدلاً (pH = 7).

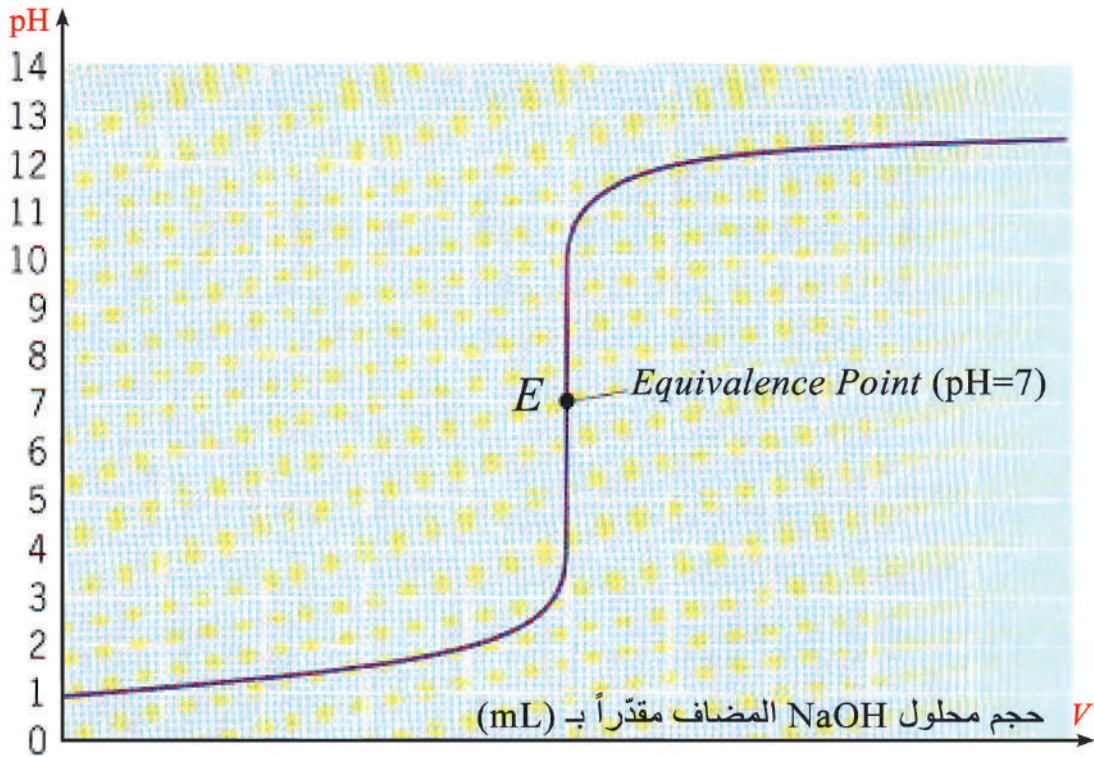
دراسة تجريبية:

عند معايرة 25 mL من محلول حمض كلور الماء ذي التركيز 0.1 mol.L^{-1} بمحلول قياسي من هيدروكسيد الصوديوم تركيزه 0.1 mol.L^{-1} تمّ استخدام مقياس درجة الحموضة (pH-meter) للتعرف على قيمة pH المحلول بعد كلّ إضافة من محلول NaOH. وفيما يأتي النتائج التجريبية التي تمّ الحصول عليها:

حجم NaOH المضاف (mL)	0	5	10	15	20	24	24.4	24.8
قيمة الـ pH	1.0	1.1	1.3	1.6	1.95	2.75	3.05	3.70

حجم NaOH المضاف (mL)	25	25.2	25.5	26	30	35	40	50
قيمة الـ pH	7.0	10.3	10.7	10.9	11.85	12.25	12.35	12.4

ولتوضيح العلاقة بين قيمة الـ pH وحجم محلول NaOH المضاف تستخدم المعطيات التجريبية المتضمنة في الجدول السابق لرسم منحنى المعايرة المبين في الشكل الآتي:





ملاحظات

- إنَّ قيمة الـ pH للمحلول المعاير الموجود في الحوجلة الزجاجية (الأرلنماير) قبل إضافة محلول NaOH تساوي الواحد (علّل ذلك!).
- تزداد قيمة pH المحلول المعاير تدريجياً بإضافة محلول NaOH ، ولحظة بلوغ نقطة نهاية المعايرة تزداد قيمة pH من 4 إلى 10 على نحوٍ مفاجئ، ويحدث ذلك بمجرد إضافة قطرة واحدة يصبح معها حجم NaOH المضاف 25 mL.
- عند تفاعل آخر قطرة من محلول HCl مع قطرة من محلول NaOH المضاف تبلغ المعايرة نقطة نهاية المعايرة، وعندها يكون $pH = 7$ للمحلول المعاير (علّل ذلك!).
- المشعر المناسب لهذه المعايرة ينبغي أن يتغيّر لونه ضمن مجال الـ pH من 4 إلى 10، وهذا يعني أنه يمكن استخدام أيّ مشعر من المشعرات المذكورة في الجدول (1) في هذه المعايرة. ولعلّ أفضل المشعرات هو أزرق بروم التيمول؛ لأنّ مداه من 6.0 إلى 7.6 فهو يحتوي على قيمة pH نقطة نهاية المعايرة.

تطبيق (4):

- نعاير 20 mL من هيدروكسيد الصوديوم بمحلول لحمض الكبريت (حمض قوي ثنائي الوظيفة الحمضية) تركيزه 0.1 mol.L^{-1} . نضع محلول هيدروكسيد الصوديوم في كأس زجاجية ونضيف إليه بالتدريج محلول الحمض ونقيس pH المحلول بعد كل إضافة، فيلزم 10 mL لإتمام التعديل، المطلوب:
1. بيّن كيف يتغير الـ pH في أثناء المعايرة.
 2. احسب تركيز محلول هيدروكسيد الصوديوم.

الحل:

1. في البداية يكون الوسط قلوياً إذ إن الكمية المضافة من أيونات الهيدرونيوم تتفاعل مباشرة مع أيونات الهيدروكسيد لتعطي الماء وفق المعادلة الآتية:



وعندما نصل إلى نقطة نهاية المعايرة تكون كل كمية أيونات الهيدروكسيد الابتدائية قد استُهلكت،

وأية كمية مضافة بعد الوصول إلى نقطة نهاية المعايرة من أيونات الهيدرونيوم تبقى دون تفاعل مما يجعل الوسط حمضياً وتصبح قيمة الـ pH أقل من 7 في الدرجة $25\text{ }^{\circ}\text{C}$. ويكون لدينا عند نقطة نهاية المعايرة:

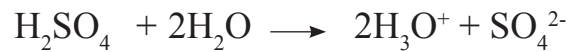
عدد مولات أيونات الهيدرونيوم المضافة حتى نقطة نهاية المعايرة = عدد مولات أيونات الهيدروكسيد الابتدائية

$$n_1 (\text{H}_3\text{O}^+) = n_2 (\text{OH}^-) \quad \text{أي:}$$

الابتدائية المضافة حتى نقطة نهاية المعايرة

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

بفرض C_1 تركيز أيونات الهيدرونيوم و V_1 الحجم المضاف حتى نقطة نهاية المعايرة. C_2 تركيز أيونات الهيدروكسيد و V_2 الحجم المراد معايرته من محلول هذه الأيونات. 2. بما أن الحمض ثنائي الوظيفة وقوي فهو يتأين بشكل تام في الماء وفق المعادلة الآتية:



أي إن كل واحد مول من الحمض يحرر مولين من أيونات الهيدرونيوم وبالتالي يكون:

تركيز أيونات الهيدرونيوم يساوي مثلي تركيز الحمض أي:

$$C_1 = 2C_a = 2 \times 0.1 = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$$

بالحساب نجد:

$$C_2 = \frac{C_1 V_1}{V_2} = \frac{0.2 \times 10}{20} = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$$

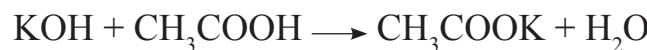
$$\Rightarrow C_b = C_2 = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$$

وبما أنّ هيدروكسيد الصوديوم أساس أحادي الوظيفة الأساسية وتام التأين (قوي)، يكون:

$$[\text{OH}^-] = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$$

ثانياً: معايرة حمض ضعيف بأساس قوي:

عند معايرة حمض الخلّ بهيدروكسيد البوتاسيوم يحدث التفاعل الآتي:



وباتباع شروط الدراسة التجريبية السابقة (من حيث تراكيز المحاليل وحجومها) وخطواتها العملية، يتم الحصول على منحنى المعايرة المبين في الشكل الآتي:

وتُحدد نقطة نهاية المعايرة باستخدام المشعرات - كما رأينا سابقاً- فإن كل مشعر يحتوي مداه على pH التكافؤ يمكن استخدامه في تحديد نقطة نهاية المعايرة، وفي حالة معايرة حمض ضعيف كحمض الخل بمحلول أساس قوي يمكن استخدام الفينول فتالئين (مداه: من 8.2 إلى 10) كمشعر لتحديد نقطة نهاية المعايرة.

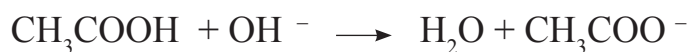
تطبيق (5):

عند معايرة 10 mL من حمض الخل لزم 7.8 mL من محلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه 0.01 mol.L^{-1} ، والمطلوب:

1. اكتب معادلة تفاعل المعايرة.
2. احسب تركيز حمض الخل.
3. احسب كتلة حمض الخل اللازم لتحضير 0.5 L من محلوله السابق.

الحل:

1. تفاعل المعايرة:



2. عند نقطة نهاية المعايرة يكون لدينا:

عدد مولات (OH^-) المضافة حتى نقطة نهاية المعايرة = عدد مولات الحمض المتأين

$$n_{1 (\text{CH}_3\text{COOH})} = n_{2 (\text{OH}^-)}$$

المتأين المضافة حتى نقطة نهاية المعايرة

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$C_1 \times 10 = 0.01 \times 7.8$$

$$C_1 = 7.8 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

3. الكتلة المولية لحمض الخل: $M_1 = M_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 60 \text{ g.mol}^{-1}$

$$m_1 = C_1 V_1 M_1 \quad \text{كتلة الحمض:}$$

$$= 7.8 \times 10^{-3} \times 0.5 \times 60$$

$$= 234 \times 10^{-3} \text{ g}$$

تطبيق (6):

أذيب 8.48 g من مزيج كبريتات الصوديوم وكربونات الصوديوم اللامائية في الماء المقطر، وأكمل حجم المحلول إلى 200 mL. فإذا علمت أن $V_2 = 12.5 \text{ mL}$ من هذا المحلول تحتاج

إلى $V_1 = 25 \text{ mL}$ من محلول حمض الكبريت تركيزه $C_1 = 0.15 \text{ mol.L}^{-1}$ لتتعدّل بشكل تام، المطلوب:

1- اكتب معادلة تفاعل التعديل الحاصل.

2- احسب تركيز كربونات الصوديوم اللامائية في المحلول المستخدم، مقدراً بـ mol.L^{-1} .

3- احسب النسبة المئوية لـ: Na_2CO_3 و Na_2SO_4 في المزيج.

الحل: إنّ ملح كبريتات الصوديوم Na_2SO_4 لا يتفاعل مع حمض الكبريت، أما محلول كربونات الصوديوم Na_2CO_3 فهو الذي يتفاعل فقط، فمحلول حمض الكبريت يلزم لتعديل محلول كربونات الصوديوم فقط.

1- كتابة معادلة تفاعل التعديل:



2- حساب تركيز كربونات الصوديوم اللامائية في المحلول المستخدم للمعايرة:

من معادلة التفاعل وعند نقطة نهاية المعايرة يكون:

عدد مولات كربونات الصوديوم = عدد مولات حمض الكبريت

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$C_2 = \frac{0.15 \times 25}{12.5}$$

$$C_2 = C_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 0.3 \text{ mol.L}^{-1}$$

الكتلة المولية لـ (Na_2CO_3) : $(M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 106 \text{ g.mol}^{-1})$

كتلة كربونات الصوديوم اللامائية في المزيج: $m = V C_2 M$

$$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{200}{1000} \times 0.3 \times 106 = 6.36 \text{ g}$$

3- حساب النسبة المئوية لكلّ من Na_2CO_3 و Na_2SO_4 في المزيج:

كلّ 8.48 g من المزيج يحتوي على 6.36 g من Na_2CO_3 .

كلّ 100 g من المزيج يحتوي على $y \text{ g}$ من Na_2CO_3 .

$$y = \frac{6.36 \times 100}{8.48} = 75 \text{ g}$$

النسبة المئوية لكربونات الصوديوم Na_2CO_3 في المزيج %75

النسبة المئوية لكبريتات الصوديوم Na_2SO_4 في المزيج %25



ما يجب تذكره:

- المعايرة الحجمية: تعتمد على تعيين التركيز المولي C_1 لمادة A (حمض) بأخذ حجم معلوم منها V_1 ومفاعلتها مع حجم معلوم V_2 من محلول معلوم التركيز C_2 لمادة B (أساس) حتى نصل إلى نقطة نهاية المعايرة.
- عند بلوغ نقطة نهاية المعايرة تتحقق العلاقة:

$$n_{(\text{OH}^-)} = n_{(\text{H}_3\text{O}^+)}$$

- العلاقة الأساسية التي تُبنى عليها الحسابات الكميّة في المعايرة الحجمية:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

- في الحمض القوي ثنائي الوظيفة: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2C_a$.
- في الأساس القوي ثنائي الوظيفة: $[\text{OH}^-] = 2C_b$.
- يتم اختيار المشعر المناسب لمعايرة (حمض-أساس) بحيث تكون قيمة pH الموافقة لنقطة نهاية المعايرة واقعة ضمن مجال الـ pH للمشعر.
- يتغيّر لون المشعر بتغير pH الوسط الذي يُوضع فيه.
- عند معايرة حمض قوي بأساس قوي $\text{pH} = 7$ يكون أفضل المشعرات هو أزرق بروم التيمول؛ لأنّ مداه (من 6.0 إلى 7.6) يحتوي على قيمة pH نقطة نهاية المعايرة.
- عند معايرة حمض ضعيف بأساس قوي $\text{pH} > 7$ يكون أفضل المشعرات هو الفينول فتالئين؛ لأنّ مداه (من 8.2 إلى 10) يحتوي على قيمة pH نقطة نهاية المعايرة.



المشعرات ومقياس الحموضة

أهداف التجربة:

- 1- التعرف على مفهوم المشعرات.
- 2- استكشاف أثر كل من الأسس والحموض في المشعرات وتسجيل الألوان الناتجة.
- 3- ذكر أمثلة على بعض المشعرات الصناعية.

أسئلة تمهيدية:

- لماذا يتغير لون الشاي عند إضافة قطرات من حمض الليمون إليه؟
- نقرأ أحياناً كلمة درجة الحموضة على عبوات كثير من المواد التي نتعامل معها في حياتنا. ماذا نعني بها؟ وما هو مدلولها؟

المفاهيم العلمية:

- الدليل *Indicator* : مادة يتغير لونها بحسب حموضة أو قلوية الوسط الذي توجد فيه.
- درجة الحموضة pH : طريقة للتعبير عن تركيز أيونات الهيدروجين H^+ في المحلول.
- المحلول المتعادل *Neutral solution* : المحلول الذي لا تظهر فيه أي من الصفات الحمضية أو الأساسية.
- جهاز قياس الأس الهيدروجيني *pH - meter* : جهاز يقيس الأس الهيدروجيني pH للمحاليل.

الخلفية العلمية:

المشعرات مركبات كيميائية تذوب في الماء أو سوائل أخرى فتصبح على هيئة محلول يعرف عندئذ بالصبغة كصبغة الفينول فتالئين، أو نغمس شرائط ورقية بالصبغة كما هو الحال في عمل الشرائط الورقية لصبغة عباد الشمس الزرقاء والحمراء. وتختلف ألوان المشعرات في المحاليل الحمضية عنها في المحاليل الأساسية، ولها ألوان في المحاليل المتعادلة وهي المحاليل التي لا تظهر فيها الصفات الحمضية أو الأساسية.

يتم الاستعانة بالمشعرات لمعرفة ما إذا كان المحلول حمضياً أو أساسياً، فمثلاً إذا تلوّن دليل عباد الشمس باللون الأحمر في محلول ما يكون ذلك المحلول حمضياً، وإذا تلوّن باللون الأزرق يكون ذلك المحلول أساسياً.

تصنّف المشعرات إلى نوعين:

النوع الأول: المشعرات الطبيعية وهي مشعرات يتم استخراجها من مواد موجودة في الطبيعة كثمار النباتات وأزهارها وأوراقها وجذورها. من الأمثلة على الدلائل الطبيعية: الشاي، ورق الملفوف، العنب الأسود وغيرها من المواد.

النوع الثاني: الكواشف الصناعية وهي كواشف جاهزة نحصل عليها من محلات بيع المواد الكيميائية. من الأمثلة عليها: محلول عباد الشمس، محلول الفينول فتالين، محلول الميثيل البرتقالي وغيرها. عرفت أن الصفات الحمضية مرتبطة بتأثير أيونات H^+ الموجودة في المحلول بينما تعتمد الصفات الأساسية على تأثير أيونات OH^- الموجودة في المحلول. ويوصف الحمض أو الأساس بأنه قوي أو ضعيف اعتماداً على تآين جزيئات كل منهما في الماء، فإذا كان الحمض أو الأساس قوياً فسرعان ما تتآين معظم دقائقه عند تفاعله في الماء، أما إذا كان ضعيفاً فإن قسماً بسيطاً من هذه الدقائق يتآين عند الذوبان بينما يبقى الجزء الأكبر منه دون تآين. ويتم التعبير عن قوة الحموض والأسس للمحاليل بدقة بواسطة استخدام جهاز لقياس الحموضة الذي يطلق عليه جهاز قياس الأس الهيدروجيني pH أو جهاز قياس الحموضة pH والذي يكون مدرجاً من (صفر - 14) كما مر معك.

يعتمد مقياس الحموضة على اعتبار أن الماء المقطر سائل متعادل لأن عدد أيونات H^+ ، OH^- فيه متساوٍ، وتم اعتبار قيمة pH للماء تساوي 7 وتتراوح قيم pH للمحاليل الحمضية عادة ما بين صفر إلى أقل من 7 بقليل، وبالعكس فإن قيم pH للمحاليل الأساسية تتراوح بين أكثر من 7 بقليل إلى 14. هناك دليل يدعى الدليل العالمي وهو مزيج من عدد من المشعرات التي تتغير ألوانها بحيث تعطينا ألواناً مختلفة باختلاف قيم pH .

معرفة علمية متقدمة:

الكواشف عبارة عن حموض وأسس عضوية ضعيفة، يختلف لونها في الحالة غير المتأينة عن لونها في الحالة المتأينة. ويمكننا تقدير قيمة pH لمحلول بمعرفة ألوان الكواشف فيه، فمثلاً إذا أعطى المحلول لوناً

أزرق مع محلول عباد الشمس وعديم اللون مع محلول الفينول فتالئين فإن قيمة pH تساوي تقريباً 8. يبيّن الجدول الآتي بعض الكواشف ومدى الأس الهيدروجيني الذي تتغيّر ألوان الكواشف خلاله.

الكاشف	تغير اللون	مدى الأس الهيدروجيني الذي يحدث فيه تغير اللون
بروموفينول الأزرق	أصفر إلى الأزرق	4.6 - 3.0
المتيل البرتقالي	أحمر إلى الأصفر	4.4 - 3.2
المتيل الأحمر	أحمر إلى الأصفر	6.0 - 4.8
عباد الشمس	أحمر إلى الأزرق	7.0 - 5.0
الفينول فتالئين	عديم اللون إلى الزهري	10.0 - 8.2

المواد والأدوات والأجهزة:

- كؤوس زجاجية.
- عصير الليمون.
- شاي.
- محلول حمض كلور الماء HCl.
- محلول حمض الآزوت HNO₃.
- محلول حمض الكبريت H₂SO₄.
- محلول حمض الخل CH₃COOH.
- محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH.
- محلول هيدروكسيد الكالسيوم Ca(OH)₂.
- محلول NH₃.
- محلول عباد الشمس الأزرق.
- دليل الفينول فتالئين.
- الدليل الرقمي العالمي.
- جهاز قياس الأس الهيدروجيني pH.
- ماء مقطر.

لسلامتك:

ضرورة استخدام محاليل ممدّدة للحموض والأسس اللازمة لهذه التجربة وتجنب استخدام المحاليل المركزة.

خطوات تنفيذ التجربة:

1. خذ كأساً من الشاي، انظر إلى لونه وسجله، أضف إليها بضع قطرات من عصير الليمون، ماذا يحصل للون الشاي؟
2. استخدم محاليل الحموض الممددة الأخرى مثل: حمض كلور الماء، حمض الأزوت، حمض الكبريت وأضف بضع قطرات منها في كل مرة على الشاي. ماذا يحصل للون الشاي كل مرة؟ هل نستطيع الكشف عن وجود الحموض باستخدام الشاي؟ كيف؟
3. كرر الخطوة السابقة باستبدال محاليل الحموض الممددة بمحاليل الأسس الممددة مثل: هيدروكسيد الصوديوم، هيدروكسيد الكالسيوم، محلول النشادر. ماذا يحصل للون الشاي؟ هل هناك اختلاف بين لون الشاي في المحاليل الحمضية ولونه في المحاليل الأساسية؟ ما هذا الاختلاف؟ كيف يمكننا الاعتماد على هذا الاختلاف في التمييز بين الحموض والأسس؟
4. خذ ثلاث كؤوس زجاجية وضع في كل منها كمية من محاليل ممددة من كل من: حمض كلور الماء، حمض الأزوت، حمض الكبريت؛ ومن ثم قم بإضافة بضع قطرات من محلول عباد الشمس الأزرق وسجل اللون الذي تحصل عليه.
5. خذ ثلاث كؤوس زجاجية وضع في كل منها كمية من محاليل ممددة من كل من: هيدروكسيد الصوديوم، هيدروكسيد الكالسيوم، محلول النشادر؛ ومن ثم قم بإضافة بضع قطرات من محلول زهرة عباد الشمس الأزرق وسجل اللون الذي تحصل عليه.
6. كرر العملية نفسها مستعملاً الفينول فتالئين. سجل اللون الذي تحصل عليه عند إضافة قطرات من كل منها إلى محلول حمضي تارة، ومحلول أساسي تارة أخرى.
7. أضف قطرات من الكواشف السابقة إلى الماء المقطر المتعادل وسجل اللون الذي تحصل عليه في كل مرة. ومن ثم قم بتسجيل جميع ملاحظتك في الجدول الآتي:

نوع المحاليل	عباد الشمس الأزرق	فينول فتالئين
حمضي		
أساسي		
متعادل		

8. استخدم الدليل العالمي الورقي لتحديد الأس الهيدروجيني للماء المقطر. ما اللون الذي حصلت عليه؟
ما قيمة pH للماء المقطر؟

9. حضّر محلولين متساويي التركيز من: حمض كلور الماء وحمض الخل. اغمس ورقة الدليل العالمي في كل منهما، ما اللون الذي حصلت عليه في كل حالة؟ ما قيمة pH للمحلولين؟ أي الحمضين أقوى من الآخر.

10. حضّر محلولين متساويي التركيز من: هيدروكسيد الصوديوم ومحلول النشادر. اغمس ورقة الدليل العالمي في كل منهما. ما اللون الذي حصلت عليه في كل حالة؟ ما قيمة pH للمحلولين؟ أي الأساسين أقوى من الآخر.

11. قم بإيجاد قيمة pH للمحاليل الحمضية والأساسية باستخدام جهاز قياس الأس الهيدروجيني. قارن القيم التي حصلت عليها بالقيم السابقة.

النتائج ومناقشتها:

- لون الشاي في الوضع الاعتيادي هو الأحمر الفاتح.
- عند إضافة قطرات من عصير الليمون نلاحظ تغيير لون الشاي ليصبح لونه أصفر.
- نلاحظ أن لون الشاي يصبح أصفر عند استخدام الحموض الأخرى. وهذا يعني أننا نستطيع الكشف عن وجود الحمض باستخدام الشاي السائل. بذلك نستدل أنه عند إضافة قطرات من أي محلول إلى الشاي، وتغيير لون الشاي إلى اللون الأصفر دل ذلك على أن المحلول حمضي.
- عند إضافة المحاليل الأساسية إلى الشاي السائل نلاحظ أن لون الشاي يصبح داكناً (أحمر قاتماً مائلاً إلى السواد).
- نلاحظ أن لون الشاي عند إضافة قطرات من محاليل حمضية إليه يختلف عن لونه عند إضافة قطرات من محاليل أساسية، وهذا يعني أننا نستطيع أن نعتبر الشاي السائل كدليل طبيعي لتمييز المحاليل الحمضية عن المحاليل الأساسية.

نوع المحاليل	زهرة عباد الشمس الأزرق	فينول فتالين
حمضي	أحمر	عديم اللون
أساسي	أزرق	زهري
متعادل	بنفسجي	عديم اللون

محلول النشادر	هدروكسيد الصوديوم	حمض الكبريت	حمض كلور الماء	الماء المقطر	
					لون المحلول في الدليل العالمي
					قيمة pH للمحلول باستخدام الدليل العالمي
					قيمة pH للمحلول باستخدام الأس الهدروجيني

- يتم تحديد أيهما الحمض الأقوى اعتماداً على قيمة pH المسجلة.
- يتم تحديد أيهما الأساس الأقوى اعتماداً على قيمة pH المسجلة.

أسئلة للمناقشة:

1. أكمل الفراغات في الجدول الآتي:

اسم الدليل	لونه في المحلول المتعادل	لونه في المحلول الحمضي	لونه في المحلول الأساسي
عباد الشمس	بنفسجي
الفينول فتالئين	زهري

2. تم قياس درجة الحموضة لعدد من المحاليل، فوجد أن الأس الهيدروجيني لها كما يأتي:

1 - 4 - 7 - 8 - 12 . أجب عن الأسئلة الآتية:

- أي من هذه المحاليل يعتبر محلولاً متعادلاً؟ ما أسه الهيدروجيني؟
- هناك محلولان حمضيان، ما الأس الهيدروجيني لكل منهما؟
- إذا كان أحد هذه المحاليل هو الخل (محلول حمض الخل) أي قيم pH يحتمل أن تناسب هذا المحلول؟

الأخطاء التجريبية:

- أخطاء في تحضير محاليل الحموض والأسس الممددة.
- أخطاء في تحديد قيمة pH باستخدام الدليل العالمي المثالي حيث من الممكن أن تكون القيمة تقريبية إلى حد ما.

أنشطة وتدريبات

أولاً: ضع إشارة صح (✓) أو غلط (×) أمام كل من العبارات الآتية، وصحح المغلوطة منها:

1. () يتميز المحلول القياسي المستخدم في المعايرة الحجمية بتركيزه الدقيق والثابت.
2. () عند معايرة حمض الكبريت بهيدروكسيد الصوديوم يكون المشعر المناسب لتحديد نقطة نهاية المعايرة هو الفينول فتالئين.
3. () عند معايرة حمض الخل بهيدروكسيد الصوديوم يكون المشعر المناسب لتحديد نقطة نهاية المعايرة هو أزرق بروم التيمول.

ثانياً: اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يأتي:

1- عند تمديد محلول NaNO_3 حجمه 100 mL وتركيزه 1.2 mol.L^{-1} بإضافة كمية من الماء إليه تساوي ثلاثة أضعاف حجمه يصبح التركيز الجديد للمحلول:

(a) 0.6 mol.L^{-1} (b) 0.4 mol.L^{-1} (c) 0.3 mol.L^{-1} (d) 0.2 mol.L^{-1}

2- قيمة pH الموافقة لنقطة نهاية المعايرة تكون قريبة من 9 عند معايرة:

(a) $\text{KOH} \rightarrow \text{HNO}_3$ (b) $\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$

(c) $\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{HCN}$ (d) $\text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH}$

3- قيمة pH للمحلول الناتج عن معايرة حمض قوي بأساس قوي يساوي:

(a) 5 (b) 7 (c) 9 (d) 11

ثالثاً: أعط تفسيراً علمياً لكل مما يأتي:

- 1- عند معايرة حمض الخل بهيدروكسيد البوتاسيوم يكون المحلول الناتج قلويًا.
- 2- استخدام أحد مشعرات (حمض – أساس) في معايرة التعديل.
- 3- عند معايرة حمض الخل بهيدروكسيد البوتاسيوم يكون المشعر المناسب الفينول فتالئين.

رابعاً: حلّ المسألتين الآتيتين:

المسألة الأولى:

ينحلّ 50 mL من غاز كلور الهيدروجين في كمية من الماء المقطر ثم يُكمل حجم المحلول ليصبح 200 mL، والمطلوب:

أ- احسب تركيز المحلول الحمضيّ مقدراً بـ mol.L^{-1} ، وقيمة pH المحلول.

بفرض أنّ الحجم الموليّ لغاز كلور الماء $V_{(\text{HCl})_g} = 25 \text{ l. mol.L}^{-1}$ في شروط التجربة.

ب- يعاير 20 mL من المحلول السابق بمحلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه 0.05 mol.L^{-1} المطلوب:

1- اكتب المعادلة الأيونية لتفاعل المعايرة.

2- احسب حجم محلول NaOH اللازم لتمام التعديل.

3- ما قيمة الـ pH عند نقطة نهاية المعايرة؟ وما المشعر المناسب لهذه المعايرة؟

الأجوبة: 0.01 mol.L^{-1} ، $\text{pH} = 2$ ، $V_{(\text{NaOH})} = 4 \text{ mL}$ ، $\text{pH} = 7$ المشعر المناسب هو

أزرق بروم التيمول لأن مداه (من 6 إلى 7.6) يحتوي على قيمة pH نقطة نهاية المعايرة.

المسألة الثانية:

لزم لتعديل 50 mL من محلول حمض الكبريت تعديلاً تاماً 30 mL من محلول الصود الكاوي

تركيزه 0.5 mol.L^{-1} و 20 mL من محلول البوتاس الكاوي تركيزه 0.25 mol.L^{-1} ، والمطلوب:

1- اكتب معادلتَي تفاعلي التعديل الحاصلين.

2- احسب تركيز حمض الكبريت المستعمل مقدراً بـ mol.L^{-1} والـ g.L^{-1} .

3- احسب حجم الماء المقطر اللازم إضافته إلى 30 mL من محلول حمض الكبريت السابق ليصبح

تركيزه 0.01 mol.L^{-1} .

الأجوبة: 0.2 mol.L^{-1} ، 19.6 g.L^{-1} ، 570 mL ماء مقطر



مسائل الوحدة الخامسة

المسألة الأولى:

لديك محلول مائي لحمض سيانيد الهيدروجين HCN تركيزه الابتدائي $C_a = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$ ، بفرض أن ثابت تأين هذا الحمض يساوي 5×10^{-10} ، المطلوب:

1. اكتب معادلة التأيّن لحمض سيانيد الهيدروجين، وحدّد الأزواج المترافقة أساس/حمض حسب برونشتد - لوري.
2. احسب النسبة المئوية لتأيّن هذا الحمض، ثمّ احسب قيمة pH المحلول.
3. يعاير حجم V_1 من حمض سيانيد الهيدروجين السابق بمحلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه 0.1 mol.L^{-1} فلزم 20 mL لتمام التعديل احسب V_1 .
4. في تجربة ثانية لمعايرة حمض سيانيد الهيدروجين السابق بمحلول آخر لهيدروكسيد الصوديوم كان تركيز الملح الناتج 0.05 mol.L^{-1} ، احسب قيمة pH المحلول الناتج في هذه التجربة.

الأجوبة: % 0.005 ، pH = 5 ، $V_1 = 10 \text{ mL}$ ، pH = 11

المسألة الثانية :

محلول لملاح كلوريد الأمونيوم تركيزه 0.2 mol.L^{-1} وقيمة الـ $\text{pH} = 5$ له. المطلوب:

1. اكتب معادلة حلمهة هذا الملح .
 2. احسب ثابت حلمهة هذا الملح .
 3. احسب ثابت تأيّن هيدروكسيد الأمونيوم .
- الجوابان: $K_h = 5 \times 10^{-10}$ ، $K_b = 2 \times 10^{-5}$

المسألة الثالثة :

محلول من ملح خلات الصوديوم CH_3COONa تركيزه 0.2 mol.L^{-1} المطلوب:

1. اكتب معادلة حلمهة هذا الملح، واحسب قيمة pH المحلول، حيث ثابت تأيّن حمض الخل 2×10^{-5} .
2. نضيف إلى المحلول السابق قطرات من محلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه 0.01 mol.L^{-1} احسب النسبة المئوية المتحلّمة من ملح خلات الصوديوم في هذه الحالة.

الجوابان: pH = 9 ، % 5×10^{-6}

المسألة الرابعة:

يضاف 500 mL من محلول يحوي 1×10^{-5} mol من كلوريد الباريوم إلى 500 mL من محلول يحوي 1×10^{-5} mol من كبريتات البوتاسيوم للحصول على محلول مشبع من كبريتات الباريوم، المطلوب :

1. احسب جداء ذوبان ملح كبريتات الباريوم .
2. ماذا يحصل عند إضافة قليل من حمض الكبريت إلى المحلول المشبع السابق؟ علّل ذلك. وبيّن إذا كان ذلك يتفق مع قاعدة لوشاتوليه أم لا.

$$K_{sp} = 10^{-10} \text{ : الجواب}$$

المسألة الخامسة:

لدينا محلول لحمض الكبريت تركيزه 0.05 mol.L^{-1} ، المطلوب:

1. اكتب معادلة تأيّن الحمض في الماء.
2. حدّد الأزواج المترافقة أساس/حمض حسب نظرية برونشتد - لوري.
3. احسب قيمة pH المحلول الحمضي علماً أنه تام التأيّن.
4. احسب $[\text{OH}^-]$ في المحلول الحمضي.

$$\text{الجوابان: } \text{pH} = 1 \text{ ، } [\text{OH}^-] = 10^{-13} \text{ mol.L}^{-1}$$

المسألة السادسة:

يؤخذ 20 mL من حمض الكبريت تركيزه 0.05 mol.L^{-1} ويضاف إلى 10 mL من محلول الصود الكاوي حتى تمام المعايرة، والمطلوب:

1. اكتب المعادلة الكيميائية المعبّرة عن تفاعل المعايرة الحاصل.
2. احسب تركيز محلول الصود الكاوي المستخدم.
3. ما قيمة pH المحلول الناتج عن المعايرة، وما هو المشعر المناسب لهذه المعايرة؟
4. احسب التركيز المولي لمحلول ملح كبريتات الصوديوم الناتج.

$$(\text{H}:1 \text{ ، } \text{O}:16 \text{ ، } \text{Na}: 23 \text{ ، } \text{S}:32)$$

$$\text{الأجوبة: } C_{\text{NaOH}} = 0.2 \text{ mol.L}^{-1} \text{ ، } \text{pH} = 7 \text{ ، } C_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 0.236 \text{ mol.L}^{-1}$$

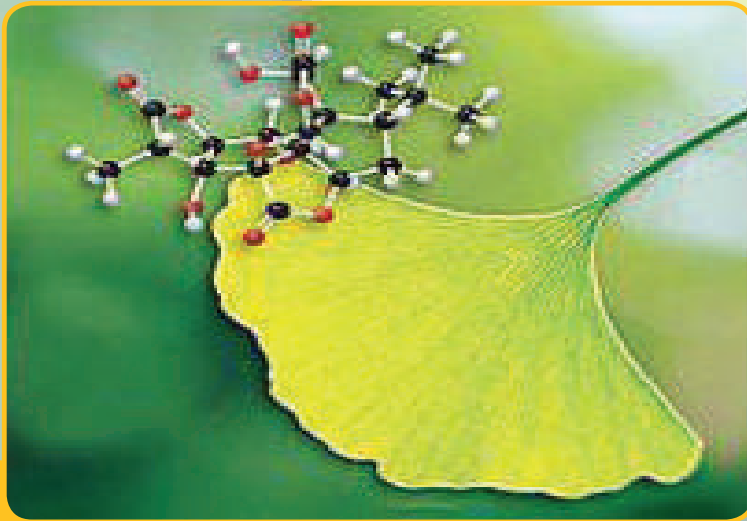


الوحدة السادسة

الكيمياء العضوية Organic Chemistry

الأهداف العامة:

- يتعرّف بعض أصناف المركبات العضوية: (الألدهيدات، الكيتونات، الحموض الكربوكسيلية، الإسترات، الأميدات، الأمينات).
- يسمّي بعض المركبات العضوية وفق نمط IUPAC.
- يتعرّف الخاصيّات الفيزيائية والكيميائية لهذه المركبات العضوية.
- يذكر استعمالات هذه المركبات العضوية.
- يثمن أهمية هذه المركبات في الصناعة والحياة.
- يحلّ مسائل تطبيقية.



توجد الملايين من المركبات العضوية، وإن دراسة تفاعلات كل منها على حدة سيجعل دراسة الكيمياء العضوية أمراً في منتهى الصعوبة.

استطاع الكيميائيون تقسيم المركبات العضوية إلى أصناف تسهياً لدراستها والتعرف إليها، حيث إن مركبات الصنف الواحد متشابهة في الخصائص الفيزيائية والكيميائية، والذي يحدد الصنف الذي ينتمي إليه المركب العضوي هو الزمرة الوظيفية الداخلة في تركيبه.

والزمرة الوظيفية مكونة من ذرة أو مجموعة ذرات ترتبط بذرة كربون في المركبات العضوية فتكسبها صفات كيميائية وفيزيائية متشابهة.

والجدول الآتي يتضمن أهم أصناف المركبات العضوية والزمرة الوظيفية المميزة لها وتسمياتها مرتبة حسب أفضليتها في تسمية المركب العضوي، وتتناقص الأفضلية عند التسمية من أعلى الجدول إلى أسفله عند وجود وظيفتين أو أكثر في مركب عضوي.

الصف	الصيغة العامة	صيغة الزمرة الوظيفية	اسم السابقة	اسم اللاحقة
الحمض الكربوكسيلي	RCOOH	- COOH	-	وئيك
الإستر	RCOOR	- COOR	-	وات
الأميد	R - CONH ₂	- CONH ₂	-	أميد
الألدهيد	RCHO	- CHO	أكسو	آل
الكيتون	R - C(=O) - R	O - C -	أكسو	ون
الغول	R-OH	- OH	هدروكسي	ول
الأمين	R-NH ₂	- NH ₂	أمينو	أمين
الإيتر	R - O - R'	- OR'	ألكوكسي	إيتر

درسنا في الصف الثاني الثانوي بعض أصناف المركبات العضوية وهي:

هاليدات الألكيل - الأحوال - الفينولات - الإيترات.

وسنتعرف من خلال دراستنا لهذه الوحدة على أصناف أخرى وسنتطرق إلى تسميتها في حينه وهي:

الألدهيدات - الكيتونات - الحموض الكربوكسيلية - الإسترات - الأميدات - الأمينات.

الألدهيدات والكي-tonات

الأهداف التعليمية:

- أن يكون الطالب في نهاية الدرس قادراً على أن:
- ◀ يحدّد الزمرة الوظيفية في الألدهيدات والكي-tonات.
- ◀ يسمّي الألدهيدات والكي-tonات.
- ◀ يوضّح أهم طرائق تحضير الألدهيدات والكي-tonات.
- ◀ يفسّر خاصيّات الألدهيدات والكي-tonات اعتماداً على صيغتها العامة وزمرتها الوظيفية.
- ◀ يميّز بين الألدهيدات والكي-tonات.
- ◀ يحلّ تمارين تطبيقيّة.

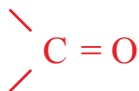
مراكز الاهتمام:

1. الزمرة الوظيفية والصيغة العامة للألدهيدات والكي-tonات.
2. تسمية الألدهيدات والكي-tonات.
3. طرائق الحصول على الألدهيدات والكي-tonات.
4. الخاصيات الفيزيائية والكيميائية للألدهيدات والكي-tonات.

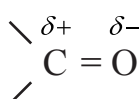
درسنا سابقاً أن الأغوال الأولية تتأكسد إلى الأدهيدات، والأغوال الثانوية تتأكسد إلى كيتونات.

1- الزمرة الوظيفية والصيغة العامة:

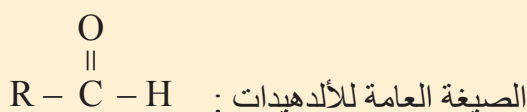
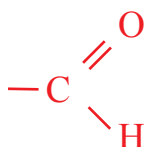
تتميز الأدهيدات والكيتونات بوجود الزمرة الوظيفية (زمرة الكربونيل).



تكون الرابطة المضاعفة في زمرة الكربونيل مستقطبة جزئياً، بسبب الفرق في الكهرسلبية بين ذرتي الأكسجين والكربون، حيث تتوضع شحنة موجبة جزئية على ذرة الكربون وشحنة سالبة جزئية على ذرة الأكسجين.

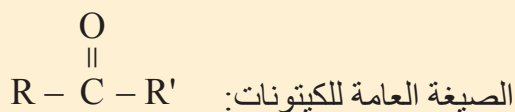


• في الأدهيدات ترتبط ذرة هيدروجين بزمرة الكربونيل:



حيث R جذر ألكيلي أو ذرة هيدروجين، وتكون الزمرة $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C} - \text{H} \end{array}$ أو CHO - في طرف السلسلة.

• في الكيتونات ترتبط زمرة الكربونيل بجذرين ألكيليين متماثلين أو غير متماثلين:



أو $\text{R} - \text{CO} - \text{R}'$ ، حيث R و R' جذران ألكيليان .

2- تسمية الأدهيدات والكيتونات:

أولاً- تسمية الأدهيدات:

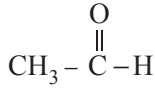
(أ) التسمية بحسب الاتحاد الدولي (IUPAC)*

- نرقم أطول سلسلة كربونية بدءاً من ذرة كربون زمرة الكربونيل الأدهيدية حيث تأخذ رقم (1).

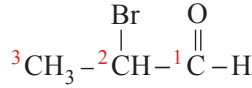
* الأيوباك IUPAC اختصار لاسم: الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية.

- نسَمِّي التفرعات إن وجدت مسبوقة بأرقامها.

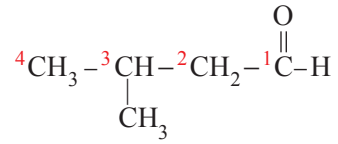
- نسَمي الأَلدهيد باسم الألكان الذي يحوي العدد نفسه من ذرات الكربون مع إضافة اللاحقة (أل al) الدالة على زمرة الكربونيل الأَلدهيدية.



إيتانال

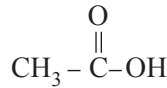


2- برومو بروبانال

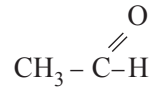


3- متيل بوتانال

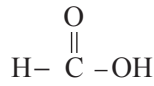
(ب) التسمية الشائعة: تشتق أسماء الأَلدهيدات من أسماء الحموض الكربوكسيلية الموافقة بالاستعاضة عن اللاحقة (يك ic) من الحمض بكلمة (أَلدهيد).



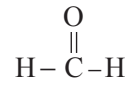
حمض الخَل (أسيتيك)



أسيت أَلدهيد (أَلدهيد الخَل)



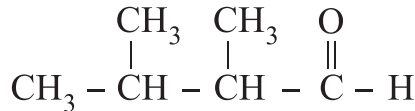
حمض النمل (فورميك)



فورم أَلدهيد (أَلدهيد النمل)

لاحظ تطابق عدد ذرات الكربون في كلٍّ من الحمض والأَلدهيد.

تقويم مرحلي: سمِّ بطريقتي IUPAC المركَّب الآتي:



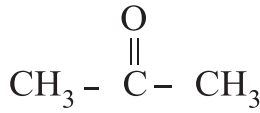
ثانياً- تسمية الكيتونات:

(أ) التسمية بحسب الاتحاد الدولي (IUPAC):

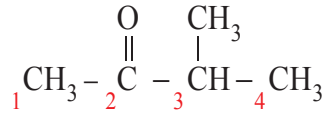
- نرقم أطول سلسلة كربونية من الطرف الأقرب إلى زمرة الكربونيل.

- نسَمِّي التفرعات إن وُجدت مسبوقة بأرقامها.

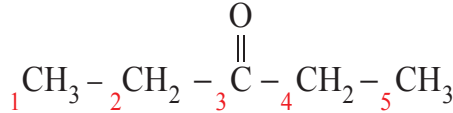
- نسَمي الكيتون باسم الألكان الذي يحوي العدد نفسه من ذرات الكربون مع إضافة اللاحقة (ون one) مسبوقة برقم ارتباطها بالسلسلة.



بروبانون

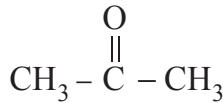


3- متيل - بوتان - 2- ون

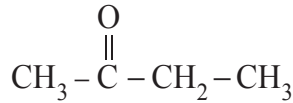


بنتان - 3- ون

(ب) التسمية الشائعة: تشتق أسماء الكيتونات من تسمية الجذور الألكيلية المرتبطة بمجموعة الكربونيل يليها كلمة كيتون.

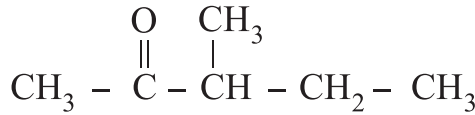


ثنائي متيل كيتون (أسيتون)



إتيل * متيل كيتون

تقويم مرحلي: سمّ بطريقة IUPAC المركّب الآتي:



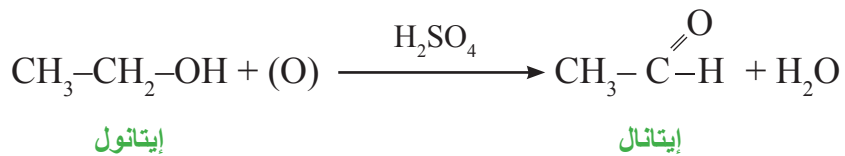
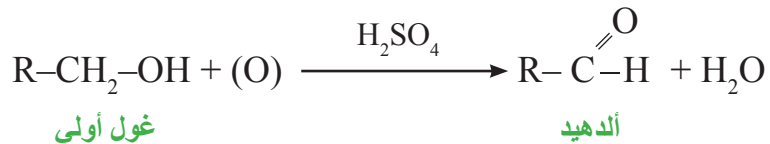
3- طرائق الحصول على الألديدات والكيتونات:

(أ) أكسدة الأغوال:

- تتأكسد الأغوال الأولية إلى ألديدات بفعل العوامل المؤكسدة مثل ثنائي كرومات البوتاسيوم $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ في وسط حمضي أو فوق منغذات البوتاسيوم في وسط أساسي.



ثنائي كرومات البوتاسيوم
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

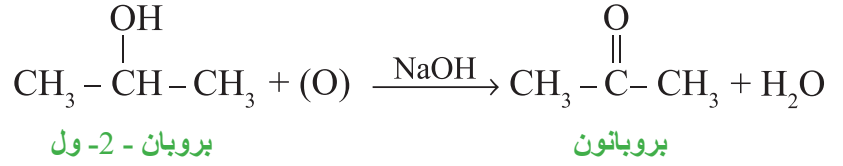
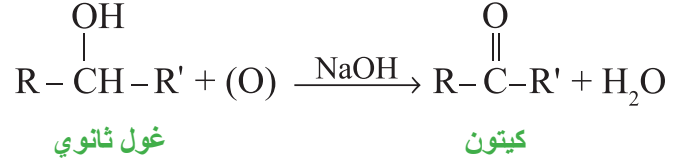


* تُرتب الجذور الألكيلية عند التسمية وفق الأبجدية اللاتينية (إتيل، متيل، بروبييل، ...).



فوق منغناات البوتاسيوم
KMnO₄

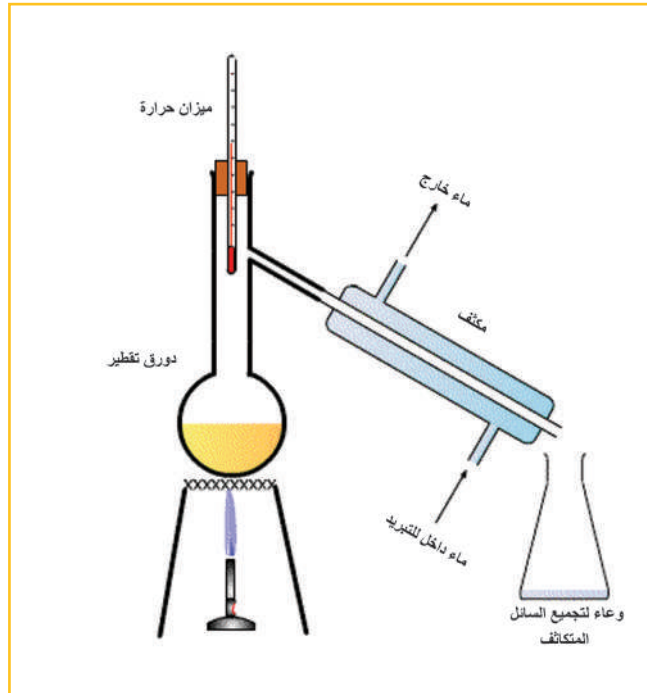
- تتأكسد الأغوال الثانوية إلى كيتونات بالعوامل المؤكسدة نفسها (KMnO₄ مثلاً):



ملاحظة

إن أكسدة الأغوال الأولية للحصول على ألدهيدات فقط صعبة حيث لا يمكن إيقاف التفاعل عند مرحلة تشكل الألدهيد بل يستمر ليعطي الحمض الكربوكسيلي الموافق.

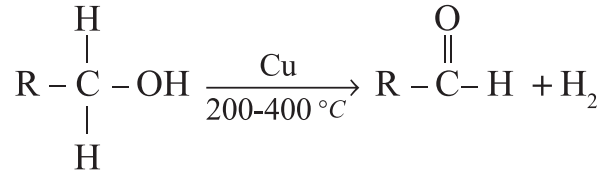
وللحصول على الألدهيد بهذه الطريقة يجب تقطيره مباشرة عند تشكُّله.



جهاز التقطير

ب) نزع الهيدروجين من الأغوال:

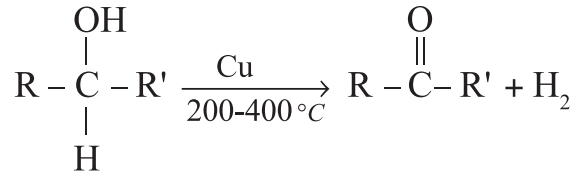
- يتم انتزاع ذرتي هيدروجين من غول أولي ليعطي ألدهيداً بإمرار بخار الغول على مسحوق النحاس الناعم (حفّاز) في درجة حرارة (200-400 °C):



غول أولي

ألدهيد

- وبنزع ذرتي هيدروجين من غول ثانوي يعطي كيتوناً:



غول ثانوي

كيتون

4- الخاصيّات الفيزيائية:

- درجة غليان الألدهيدات والكيتونات أعلى من درجة غليان الإيترات الموافقة لأن قطبية الرابطة $\text{C} = \text{O}$ أقوى من قطبية الرابطة $\text{C} - \text{O} - \text{C}$.
- درجة غليان الألدهيدات والكيتونات أقل من درجة غليان الأغوال الموافقة لأن قطبية الرابطة $\text{O} - \text{H}$ أقوى من قطبية الرابطة $\text{C} = \text{O}$ إضافة إلى أن جزيئات الألدهيدات والكيتونات لا تستطيع تشكيل روابط هيدروجينية فيما بينها.



- تمتاز الألدهيدات والكيتونات التي تحوي (5-1) ذرات كربون بانحلالها في الماء بسبب الصفة القطبية لزمرة الكربونيل، ويقل انحلالها تدريجياً مع ازدياد كتلتها الجزيئية، حيث يضعف تأثير الجزء القطبي عند كِبَر الجزء غير القطبي (R) في الجزيء.



- الألدهيدات ذات الكتل الجزيئية الصغيرة لها رائحة نفّاذة غير مقبولة، أما ذات الكتل الجزيئية الكبيرة فلها رائحة عطرية تشبه روائح الزهور (البنفسج - الياسمين - قشر الليمون ...).

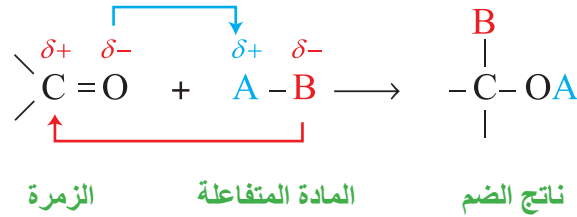


- الكيتونات ذات الكتل الجزيئية الوسطى تكون روائحها مقبولة تشبه رائحة النعناع.

5- الخصائص الكيميائية:

أ) تفاعلات الإضافة (الضم):

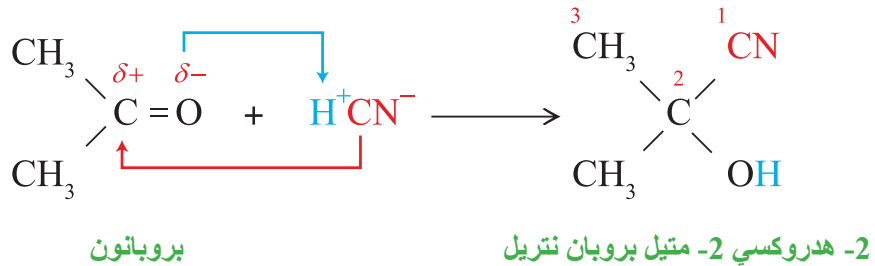
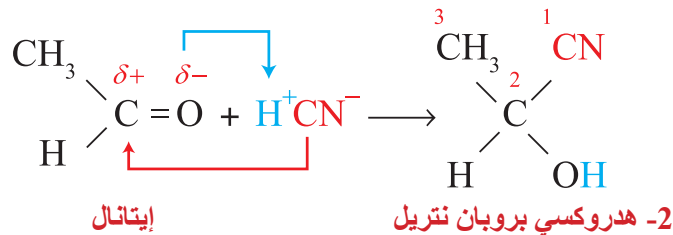
تعود إلى بنية زمرة الكربونيل غير المشبعة، والحاوية على رابطتين (π , σ)، فهي تستجيب لتفاعلات ضم إلى الرابطة الأضعف (π)، ويتم ذلك بارتباط الجزء السالب من المادة المتفاعلة بذرة كربون زمرة الكربونيل، كما يرتبط الجزء الموجب من المادة المتفاعلة بذرة أكسجين زمرة الكربونيل.



حيث A-B: (LiH, R-MgX, H-C≡N).

والتفاعل يتم على مرحلتين (في حالة R-MgX و LiH)، تعطي الأولى منتج ضم وسطي يتحول عند حلمته في وسط حمضي في المرحلة الثانية إلى غول.

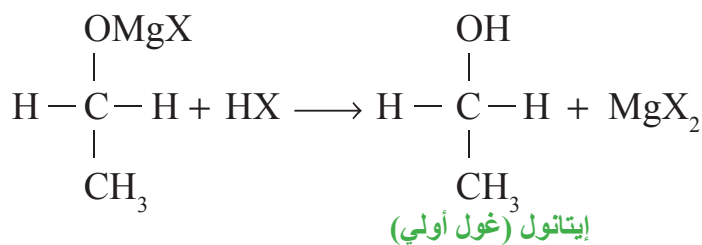
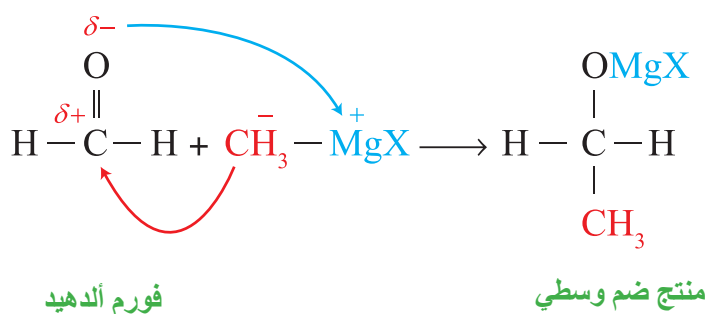
- ضم HCN (سيانيد الهيدروجين):



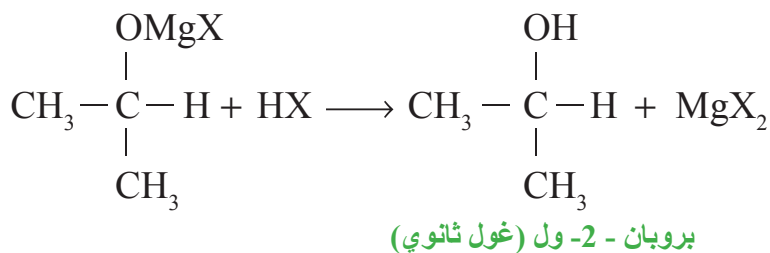
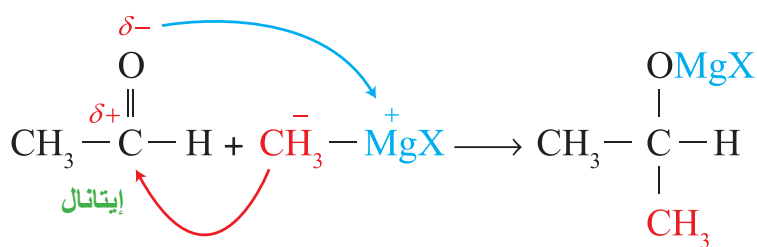
• ضم R-MgX (كاشف غرينيارد):

يمكن استخدام هذا التفاعل للتمييز بين الفورم ألدهيد (الميتانال) والألدهيدات الأخرى والكيونات.

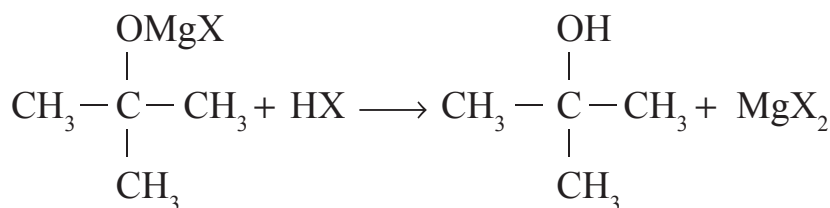
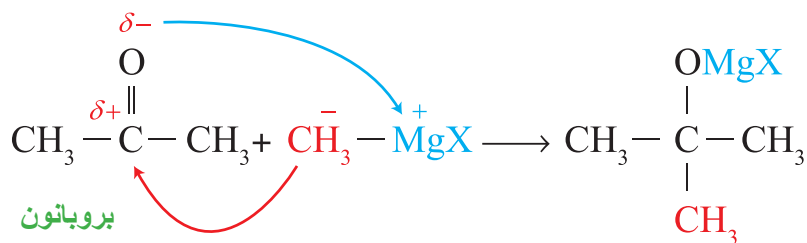
- مع الفورم ألدهيد يعطي إيتانول (غول أولي):



- مع الألدهيدات الأخرى يعطي أغوالاً ثانوية:



- مع الكيتونات يعطي أخواً ثالثية:



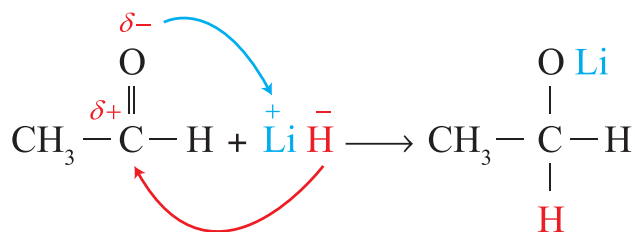
2- متيل بروبان - 2- ول (غول ثالثي)

إثراء:

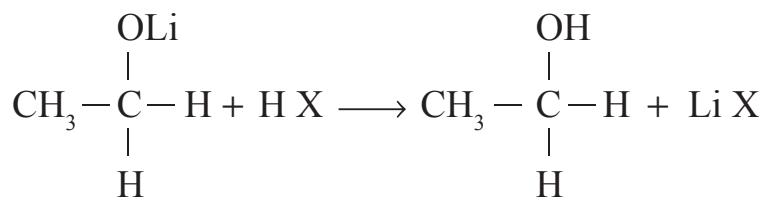
يحضر كاشف غرينيارد من تفاعل هاليد الألكيل (R-X) مع معدن المغنزيوم (Mg) في الإيتر الجاف ليعطي هاليد ألكيل المغنزيوم R - Mg X:



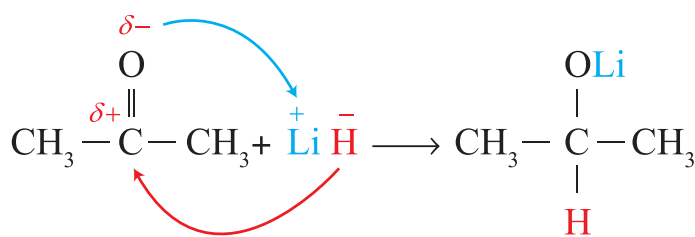
• ضم هيدريد الليثيوم:



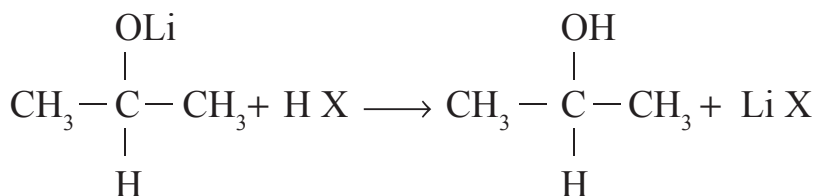
إيتانال



إيتانول



بروبانول



بروبان - 2-ول

إثراء:

يتحد الهيدروجين مع المعادن مشكلاً هيدرات المعادن ويكون عدد أكسدته (-1) مثل هيدريد الليثيوم.

(ب) تفاعلات الأكسدة:

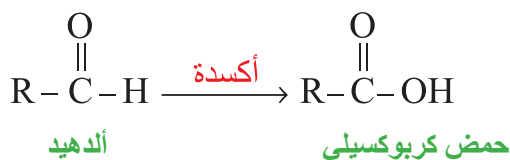
إثراء:

تتأكسد الكيتونات بصعوبة بالمؤكسدات القوية والتسخين لمدة طويلة مؤدية إلى تفكك السلسلة الكربونية للكيتون، وغالباً ما يكون الناتج مزيجاً من حموض كربوكسيلية.

تقاوم الكيتونات بصورة عامة الأكسدة بالظروف العادية في حين تتأكسد الألدهيدات بسهولة إلى حموض كربوكسيلية في الظروف نفسها بمعظم العوامل المؤكسدة حتى الضعيفة منها. كيف تفسر ذلك؟

الكيتونات لا تحوي ذرة هيدروجين مرتبطة بالزمرة الكربونيلية $\text{C}=\text{O}$ فلا تتأكسد (إلا بشروط قاسية).

بينما تحتوي الألدهيدات على ذرة هيدروجين متصلة بذرة كربون الزمرة الكربونيلية $\text{C}=\text{H}$ - لذلك فهي تتأكسد بسهولة:



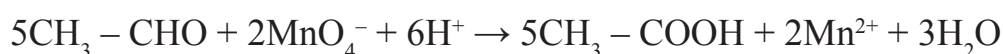
بعض المؤكسدات:



محلول فوق منغنات البوتاسيوم
قبل وبعد التفاعل

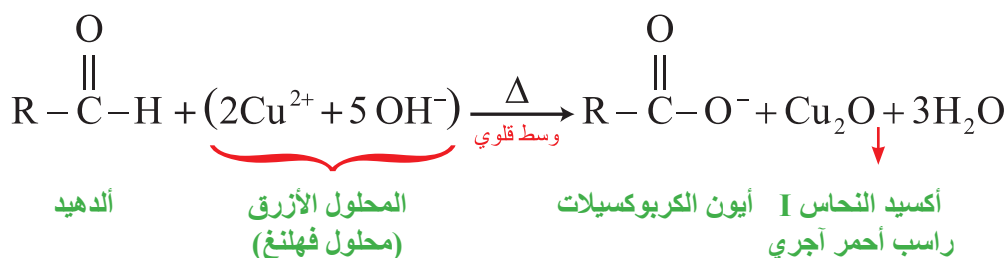
• محلول فوق منغنات البوتاسيوم:

عند مزج محلول مائي مَحْمَض من فوق منغنات البوتاسيوم مع الإيتانال (الأسيت ألدهيد) يختفي لون المحلول البنفسجي مما يدل على تأكسد الألدheid إلى حمض الإيتانويك:



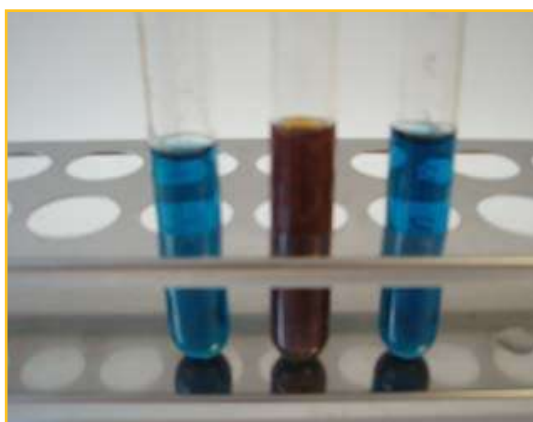
لاحظ أن الألدheid أرجع أيون فوق المنغنات MnO_4^- البنفسجي اللون إلى أيون Mn^{2+} عديم اللون.

- **محلول فهلنغ:** العامل المؤكسد الفعال في هذا المحلول هو أيون النحاس II الأزرق Cu^{2+} الذي يُرجع إلى أيون Cu^+ ، ويترسَّب على شكل مسحوق أحمر آجري (أكسيد النحاس I) في حين يتأكسد الألدheid إلى حمض كربوكسيلي موافق:



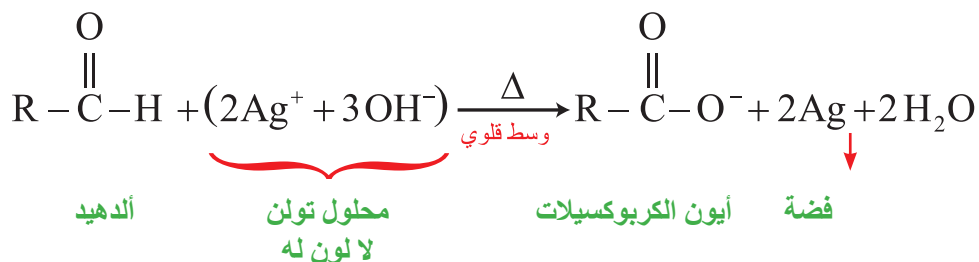
إثراء: محلول فهلنغ

يتألف محلول فهلنغ من محلول قلوي فيه أيونات النحاس Cu^{2+} المعقَّدة بأيونات الطرطريك: إذ تجري إضافة الصود إلى محلول طرطرات البوتاسيوم والصوديوم وكبريتات النحاس في حمام مائي حيث يتشكل معقد مستقر لأيون Cu^{2+} في وسط قلوي.



يُستخدم هذا التفاعل في المختبرات الطبية للكشف عن الغلوكوز (سكر العنب) وتقدير كميته في البول، لأنَّ جزيء الغلوكوز يحتوي على زمرة ألدheidية تتأكسد بسهولة.

- **محلول تولين:** العامل المؤكسد في هذا المحلول أيون الفضة (Ag^+) الذي يُرجع إلى معدن الفضة (Ag) ويطرسب على جدران وعاء التفاعل مكوناً مرآة فضية براقية، في حين يتأكسد الأدهيد إلى الحمض الكربوكسيلي الموافق:



يستخدم هذا التفاعل في صناعة المرايا، حيث يستخدم الميثانال لترسيب طبقة الفضة على الزجاج.

إثراء: محلول تولين

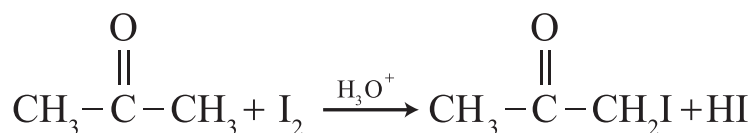
يتألف محلول تولين من محلول نترات الفضة النشادرية وهو معقد لأيون الفضة Ag^+ ، إذ إن هيدروكسيد الفضة غير قابل للانحلال في الماء، ولذلك ينبغي تعقيد أيون الفضة في وسط قلوي كي لا يترسب على شكل هيدروكسيد الفضة.



ملاحظة: يمكن التمييز بين الأدهيدات والكيتونات باستخدام محلول تولين أو محلول فهلنغ لأن الكيتونات لا تتفاعل معها (لا تستجيب للمؤكسدات اللطيفة).

(ج) هلجنة الأدهيدات والكيتونات:

تتم هلجنة الأدهيدات والكيتونات في وسط حمضي، مثل تفاعل اليود مع الأسيتون:



بروبانون

1- يودو بروبان-2-ون

أشهر الأدهيدات والكيتونات:

- الميثانال (الفورم أدهيد) $H-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-H$

- يُحضّر تجارياً إما بأكسدة الميثانول بأكسجين الهواء بوجود الفضة كمادة حفّازة أو يحضّر بمعالجة الإستيلين بمحلول حمض الكبريت بوجود كبرينات الزئبق ($HgSO_4$).

- يوجد على شكل غاز في درجة الحرارة العادية، ويذوب في الماء بجميع النسب، ويغلي في الدرجة (-19 °C).



- يسمى محلوله المائي (40%) الفورمالين، ويُستخدم في حفظ الأنسجة الحية من التحلل، وذلك بسبب قدرته على منع نمو البكتيريا وتكاثرها.
- يستخدم في صناعات كثيرة أهمها صناعة الميلامين حيث يُكوّن بوليميراً* مع الفينول، كما يعدّ مادة أولية في صناعة الراتنجات وبعض المواد البلاستيكية مثل الباكليت والفورميكا.

تحذير: هناك مخاطر من استخدام الميتانال على الإنسان، لذلك يجب الحذر عند التعامل معه.



- سائل عديم اللون يمتاز بطعم لاذع ورائحة مميزة، يذوب في الماء بجميع النسب، يغلي في الدرجة (56.3 °C).

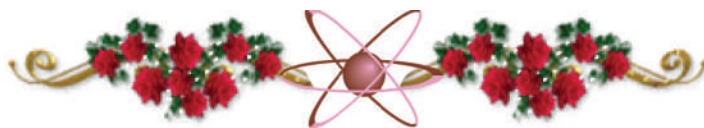


- يستخدم في إزالة طلاء الأظافر المستخدم للتجميل لدى النساء وذلك بسبب قدرته على إذابة الأصباغ الكيميائية المستخدمة في صناعة الطلاء إضافة إلى سرعة تطايره مما يسهل التخلص منه.
- يُعدّ المادة الأولية في صناعة بعض البوليميرات البلاستيكية، وفي صناعة الورنيش واللكر.

* البوليمير: كلمة تتكون من شقين: بولي = متعدّد، مير = جزء.
وهو المركب الكيميائي الذي ينتج جزيئته من تكرار لمجموعة ذرات يُطلق عليها اسم المونومير (أحادي الجزء).

ما يجب تذكره:

- المركبات الكربونيلية تشمل الأدهيدات $R - \overset{\text{O}}{\parallel}{C} - H$ والكي-tonات $R - \overset{\text{O}}{\parallel}{C} - R'$.
- تتشابه الأدهيدات والكي-tonات في وجود زمرة الكربونيل $-\overset{\text{O}}{\parallel}{C}-$ في جزيء كل منهما.
- الأدهيدات أنشط كيميائياً من الكي-tonات لوجود ذرة هيدروجين مرتبطة بزمرة الكربونيل في الأدهيدات
- $-\overset{\text{O}}{\parallel}{C}-H$ وعدم وجودها في الكي-tonات $-\overset{\text{O}}{\parallel}{C}-$.
- تنتج الأدهيدات من أكسدة الأغوال الأولية بينما تنتج الكي-tonات من أكسدة الأغوال الثانوية.
- تقاوم الكي-tonات بصورة عامة الأكسدة بالظروف العادية، في حين تتأكسد الأدهيدات بسهولة في الظروف نفسها بمعظم العوامل المؤكسدة حتى الضعيفة منها.
- للأدهيدات والكي-tonات استخدامات مهمة في الصناعة والحياة.



أنشطة وتدريبات

أولاً: اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يأتي:

(1) ينتج عن أكسدة الميتانال في ظروف مناسبة:

a- ميتانول b- إيثان c- إيثير d- حمض الميتانويك

(2) ينتج عن تمام أكسدة الأغوال الأولية:

a- ألدهيد b- حمض كربوكسيلي c- كيتون d- إيثير

(3) المركب الذي يُرجع كاشف تولن هو:

a- البروبانول b- الإيثانال c- الإيتانول d- حمض الإيتانويك

(4) تنتج الكيتونات من أكسدة:

a- الأغوال الأولية b- الأغوال الثانوية c- الأغوال الثالثية d- الألدهيدات

(5) تتميز الألدهيدات والكيتونات بوجود الزمرة:

a- COOH b- OH c- C=O d- C=O-NH₂

ثانياً: اكتب اسم كل من المركبات الآتية حسب الاتحاد الدولي:



ثالثاً: اكتب الصيغة الكيميائية لكل من المركبات الآتية:

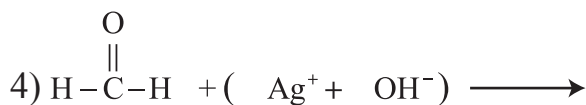
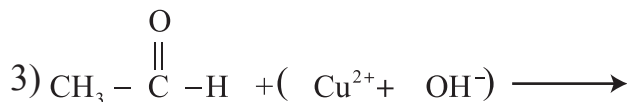
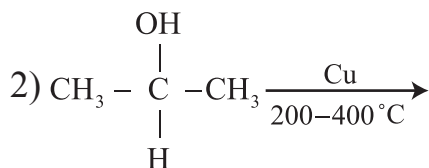
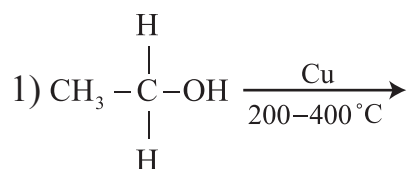
4- متيل هكسان-2-ون ، 3- متيل بوتان-2-ون

3،3- ثنائي متيل بنتانال ، 3- كلورو بوتانال

رابعاً- أعط تفسيراً علمياً لكل من العبارات الآتية:

- 1- تتشابه الألدهيدات والكيتونات في تفاعلات الإضافة (الضم).
- 2- تتأكسد الألدهيدات بسهولة بينما تقاوم الكيتونات الأكسدة بالظروف العادية.
- 3- تترسب طبقة من الفضة على الجدران الداخلية لأنبوب الاختبار عند إضافة ألدهيد إلى كاشف تولين مع التسخين.
- 4- درجة غليان الألدهيدات والكيتونات أقل من درجة غليان الأغوال الموافقة.
- 5- يتناقص انحلال الألدهيدات والكيتونات في الماء تدريجياً مع ازدياد كتلتها الجزيئية.
- 6- المركبات الكربونيلية (ألدهيدات، كيتونات) غير قادرة على تشكيل روابط هيدروجينية بين جزيئاتها.

خامساً- أكمل المعادلات الآتية ووازنها:



سادساً- حل المسائل الآتية:

المسألة الأولى:

نعامل 10 mL من محلول الإيتانال بكمية كافية من محلول فهلنغ فيتكوّن راسب أحمر أجري من أكسيد النحاس I كتلته 0.72 g. المطلوب:

1. اكتب معادلة التفاعل واحسب كتلة الإيتانال في 1 L من محلوله.
2. احسب كتلة الإيتانول اللازمة للحصول على 10 L من محلول الإيتانال السابق.

الأجوبة: $C = 22 \text{ g.L}^{-1}$ تركيز محلول الإيتانال ، $m = 230 \text{ g}$ كتلة الإيتانول

المسألة الثانية:

نؤكسد مزيجاً من الإيتانول والإيتانال كتلته 9 g أكسدة تامة فنحصل على 12 g من حمض الخل. المطلوب:

1. اكتب المعادلات الكيميائية المعبرة عن تفاعلات الأكسدة.
 2. احسب كتلة كل من مكونات المزيج.
- الأجوبة: $m_1 = 4.6 \text{ g}$ كتلة الإيتانول ، $m_2 = 4.4 \text{ g}$ كتلة الإيتانال

المسألة الثالثة:

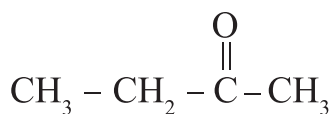
إذا كانت النسبة الكتلية المئوية للأكسجين في مركب كيتوني هي 22.2%، فالمطلوب:

- 1- احسب الكتلة المولية لهذا المركب.

2- اكتب صيغة هذا المركب المجملة ونصف المنشورة وتسميته وفق IUPAC.

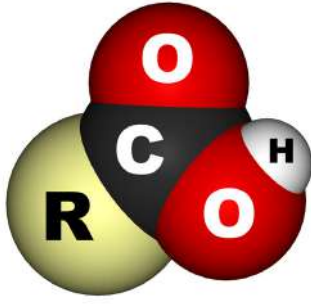
ملاحظة: في العدد 22.2 يشير الخط الصغير فوق العدد 2 بعد الفاصلة إلى أنّ هذا العدد دوري، أي: 22.222....

الأجوبة: $M = 72 \text{ g.mol}^{-1}$ ، الصيغة المجملة C_4H_8O ، الصيغة نصف المنشورة:



بوتان -2- ون





الحموض الكربوكسيلية

الأهداف التعليمية:

- أن يكون الطالب في نهاية الدرس قادراً على أن:
- ◀ يميّز الحموض الكربوكسيلية اعتماداً على الزمرة الوظيفية.
- ◀ يسمّي الحموض الكربوكسيلية ويكتب صيغها.
- ◀ يوضّح أهم طرائق الحصول على الحموض الكربوكسيلية.
- ◀ يفسّر خاصيّات الحموض الكربوكسيلية الفيزيائية والكيميائية.
- ◀ يحلّ تمارين تطبيقية.

مراكز الاهتمام:

1. الزمرة الوظيفية والصيغة العامة للحموض الكربوكسيلية.
2. تسمية الحموض الكربوكسيلية.
3. طرائق تحضير الحموض الكربوكسيلية.
4. الخاصيات الفيزيائية والكيميائية للحموض الكربوكسيلية.

لا بدّ أنك تعاملت مع بعض الحموض الكربوكسيلية في منزلك، فالطعم اللاذع للخل الذي يضاف إلى طبق السلطة يعود إلى حمض الخل الممدّد، ومذاق الحمضيات المميز يعود إلى حمض السيتريك، والألم الناتج عن لسعة النمل الأحمر يعود إلى حمض الفورميك، والطعم الحامض للّبن يعود إلى حمض اللبّين.

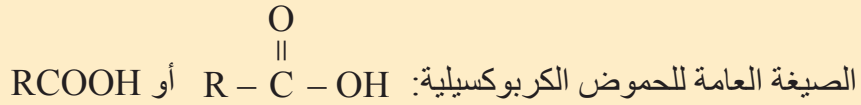


فما الحموض الكربوكسيلية؟ وبماذا تشترك؟ وما خاصيّاتها وفوائدها؟

1- الزمرة الوظيفية والصيغة العامة:

تتميز الحموض الكربوكسيلية بوجود زمرة الكربوكسيل $\text{C}(\text{O})\text{OH}$ والتي تتكوّن من زمرتي

الهدروكسيل (-OH) والكربونيل $\text{C}(\text{O})$:



2- تسمية الحموض الكربوكسيلية:

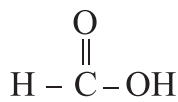
(أ) التسمية بحسب الاتحاد الدولي (IUPAC):

- نرقّم أطول سلسلة كربونية بدءاً من ذرة كربون زمرة الكربوكسيل حيث تأخذ رقم (1).

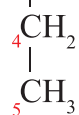
- نسّمّي التفرعات مسبوقة بأرقامها (إن وُجِدَتْ).

- نكتب اسم الألكان الذي يحوي العدد نفسه من ذرات الكربون مع إضافة اللاحقة (ويك oic).

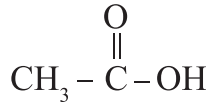
أمثلة:



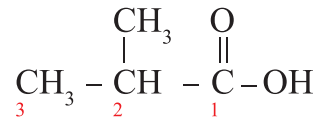
حمض الميثانويك



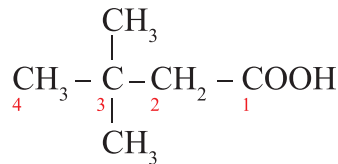
حمض 3- ميثيل البنثانويك



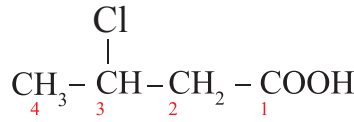
حمض الإيثانويك



حمض 2- ميثيل البروبانويك



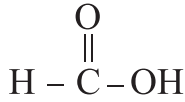
حمض 3،3- ثنائي ميثيل البوتانويك



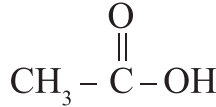
حمض 3-كلورو البوتانويك

(ب) التسمية الشائعة:

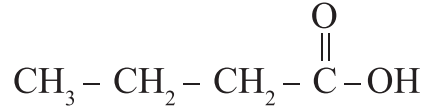
تسمى بعض الحموض نسبة إلى مصدرها الطبيعي سواءً أكان نباتياً أم حيوانياً.



حمض النمل (النمل الأحمر)



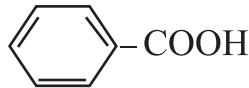
حمض الخل (الخل)



حمض الزبدة (الزبدة)



ملاحظة: في الحموض العطرية ترتبط الحلقة العطرية بزمرة كربوكسيلية.



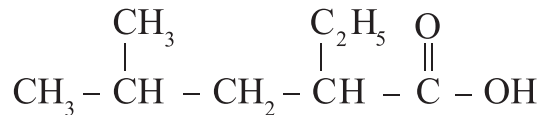
حمض البنزويك

هل تعلم؟

أن حمض البنزويك يوجد في اللوز المر، وأن بنزوات الصوديوم مادة تستخدم في حفظ الأغذية ومنها المخللات.

تقويم مرحلي:

1. اكتب اسم المركب الآتي وفق نمط IUPAC:



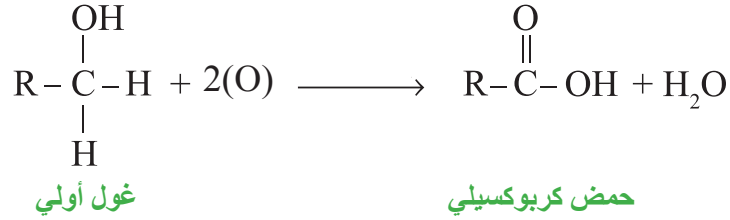
2. اكتب الصيغة نصف المنشورة للمركب الآتي: حمض 2،3-ثنائي متيل البوتانويك.

3- طرائق تحضير الحموض الكربوكسيلية:

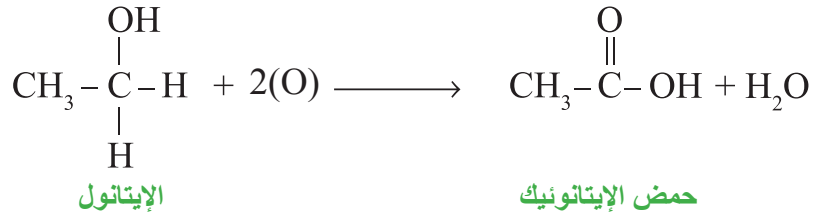
هناك طرائق عديدة لتحضير الحموض الكربوكسيلية منها:

(1) الأكسدة القوية للأغوال الأولية:

وذلك باستخدام مؤكسد قوي مثل فوق منغنات البوتاسيوم KMnO_4 .

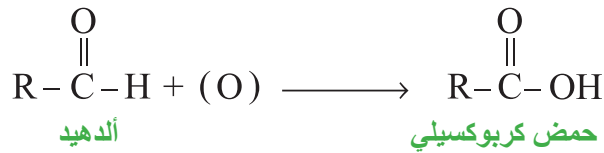


مثال:

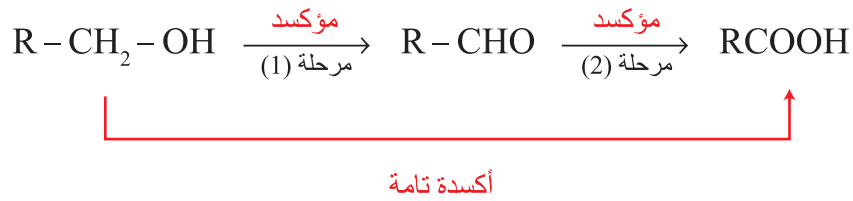
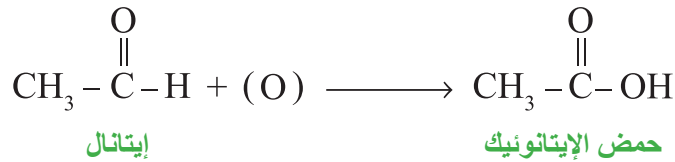


(2) أكسدة الأدهيد:

باستخدام أي عامل مؤكسد مثل $(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ أو $\text{K MnO}_4)$:

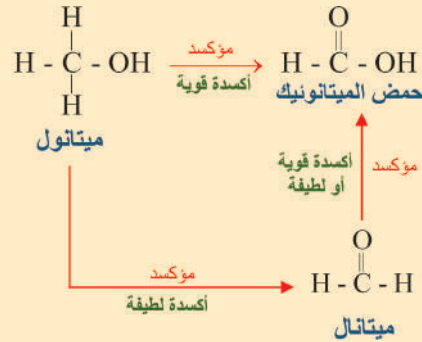


مثال:



إثراء:

تحضير حمض النمل (حمض الميتانويك) من الميتانول:



4- الخاصيات الفيزيائية:

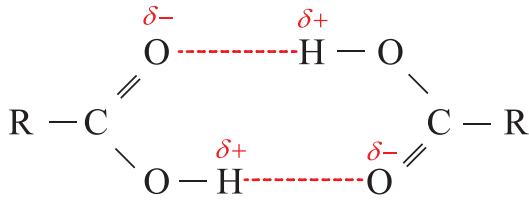
- الحموض الكربوكسيلية المشبعة التي تحتوي على (4-1) ذرات كربون هي سوائل خفيفة لها رائحة نفاذة وتذوب في الماء بأية نسبة في الدرجة العادية من الحرارة، أما الحموض التي تحتوي على ما بين (9-5) ذرات كربون فهي سوائل زيتية القوام كريهة الرائحة قليلة الذوبان في الماء. والحموض التي تحتوي على أكثر من عشر ذرات كربون تكون صلبة عديمة الرائحة لا تذوب في الماء ودرجات انصهارها أقل من (100 °C).

- انظر الجدول الذي يبيّن درجات غليان بعض الحموض الكربوكسيلية وذوبانيتها في الماء.

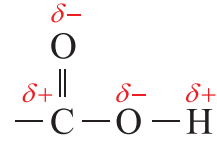
اسم الحمض النظامي	درجة الغليان °C	الذوبانية (g/100 g) ماء عند 20 °C
حمض الميتانويك	101	يدوب بأية نسبة
حمض الإيتانويك	118	يدوب بأية نسبة
حمض البروبانويك	141	يدوب بأية نسبة
حمض البوتانويك	164	يدوب بأية نسبة
حمض البنثانويك	187	3.7
حمض الهكسانويك	205	1.08

- لاحظ أنه بزيادة الكتلة المولية للحموض الكربوكسيلية تزداد درجة غليانها، ويقل ذوبانها في الماء.

- إن ارتفاع درجة غليان الحموض الكربوكسيلية - مقارنةً بالمواد العضوية الحاوية على العدد نفسه من ذرات الكربون - يعود إلى تفوق الصفة القطبية للحموض الكربوكسيلية، حيث إنّ الزمرة الوظيفية المميزة للحموض الكربوكسيلية تحتوي على زمرتين قطبيتين هما زمرة الهيدروكسيل وزمرة الكربونيل، بالإضافة إلى الرابطين الهيدروجينيتين اللتين تتكوّنان بين كل جزئين من الحمض الكربوكسيلي.



الروابط الهيدروجينية بين جزيئين من الحمض



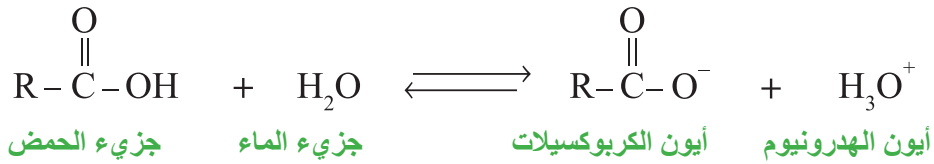
القطبية في زمرة الكربوكسيل

إن ذوبان الحموض الكربوكسيلية في الماء يعود إلى الصفة القطبية للحموض الكربوكسيلية، ولتكوّن روابط هيدروجينية بينها وبين جزيئات الماء. أمّا نقصان الذوبان في الماء بازدياد الكتلة المولية فيعود إلى ضعف تأثير الجزء القطبي (-COOH) وزيادة فعالية الجزء غير القطبي (R-) في جزيء الحمض.

5- الخاصيّات الكيميائية:

1- الصفة الحمضية:

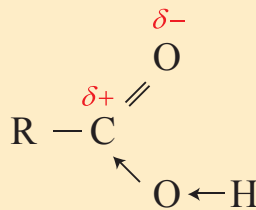
• تعود الصفة الحمضية لأية مادة كيميائية إلى ذرة الهيدروجين التي تنفصل بسهولة على شكل بروتون (H^+) في المحلول المائي، ويرتبط أنياً بجزيء ماء مشكلاً أيون الهيدرونيوم (H_3O^+).
إن قطبية الرابطة ($\text{C} = \text{O}$) تزيد من قطبية الرابطة ($\text{O} - \text{H}$) في الزمرة الكربوكسيلية (-COOH) وهذا يفسّر تأثير الحمض الكربوكسيلي في الماء ليعطي أيون (H_3O^+) المميز للمحاليل الحمضية وفق المعادلة الآتية:



إثراء:

تفسير الخاصية الحمضية:

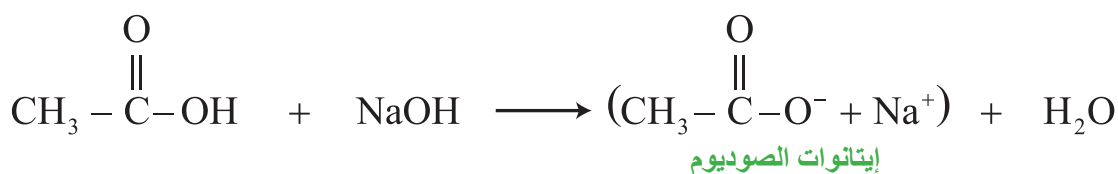
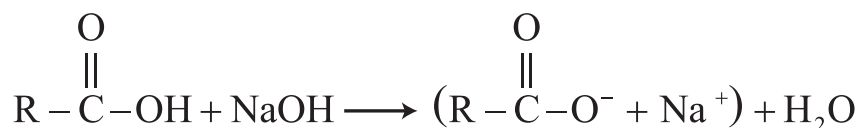
تنزاح إلكترونات الرابطة الثنائية في الزمرة الكربونيلية باتجاه ذرة الأكسجين الأكثر كهروسلبية ممّا يؤدي إلى تشكّل شحنة موجبة جزئية على ذرة الكربون تستدعي انزياح الإلكترونات على طول الروابط C-O و O-H ممّا يؤدي إلى ضعف ارتباط ذرة الهيدروجين بزمرة الكربوكسيل، وبالتالي إلى تأينها على شكل H^+ :



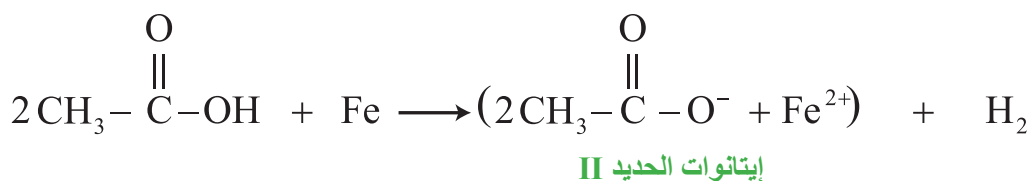
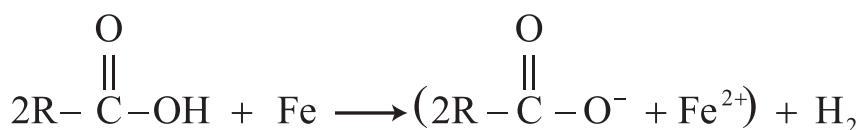
- الحموض الكربوكسيلية ضعيفة التأين في الماء، حيث يتراوح ثابت تأينها بين (10^{-4} و 10^{-5}) فهي أضعف بكثير من الحموض اللاعضوية مثل حمض كلور الماء أو حمض الآزوت أو حمض الكبريت.

- من دلائل الصفة الحمضية للحموض الكربوكسيلية تفاعلها مع الأسس والمعادن والأملاح.

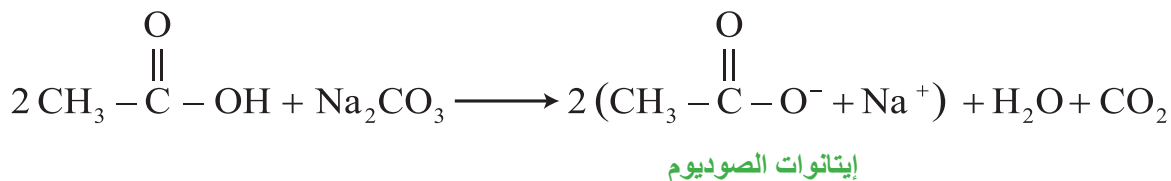
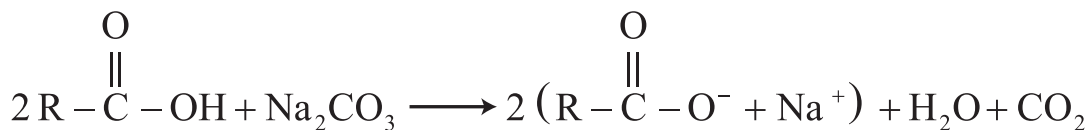
(أ) تفاعلها مع الأسس (هدروكسيد الصوديوم):



(ب) تفاعلها مع المعادن (الحديد):

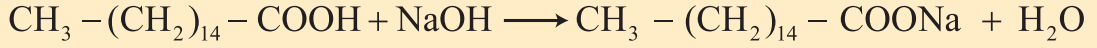


(ج) تفاعلها مع الأملاح (كربونات الصوديوم):



إثراء:

يتفاعل هيدروكسيد الصوديوم أو هيدروكسيد البوتاسيوم مع الحموض الكربوكسيلية ذات السلاسل الطويلة المعروفة بالحموض الدسمة معطياً أملاح الكربوكسيلات المعدنية الموافقة والمتأينة في الماء.



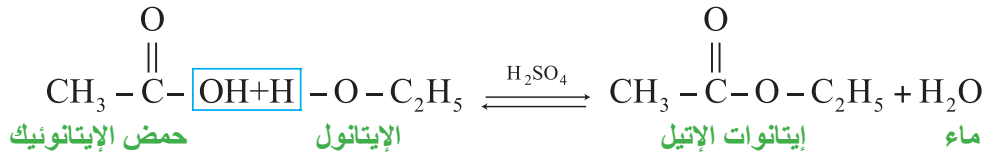
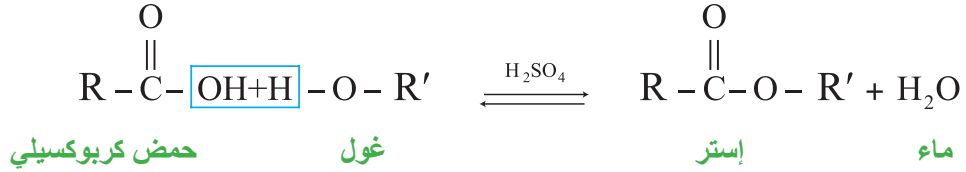
حمض هكساديكانونيك
(حمض النخل)

نخلات الصوديوم (الصابون)

يعطي هيدروكسيد الصوديوم صابوناً صلباً، أما هيدروكسيد البوتاسيوم فيعطي صابوناً طرياً.

2 - تفاعلها مع الأغوال (الأسترة):

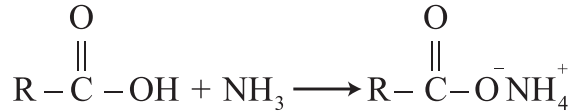
تتفاعل الحموض الكربوكسيلية مع الأغوال بوجود حمض الكبريت (H_2SO_4):



لكي يسير التفاعل في الاتجاه المباشر لا بدّ من امتصاص الماء من وسط التفاعل، ويتم ذلك باستخدام مادة شرهة للماء أو بحذف الإستر المتشكل بتقطير المزيج التفاعلي.

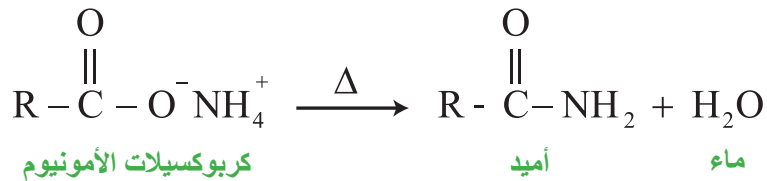
3 - تفاعلها مع النشادر:

تتفاعل الحموض الكربوكسيلية مع النشادر مشكلة ملح كربوكسيلات الأمونيوم.



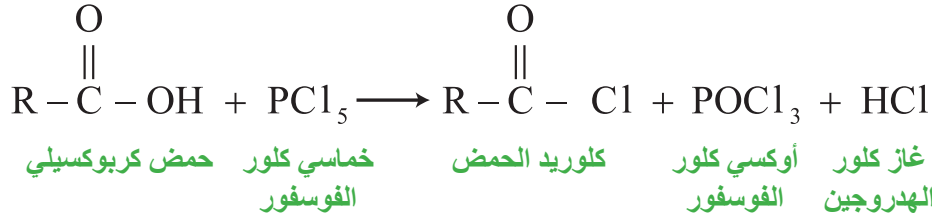
حمض كربوكسيلي نشادر كربوكسيلات الأمونيوم

وعند تسخين كربوكسيلات الأمونيوم تتكوّن الأميدات:



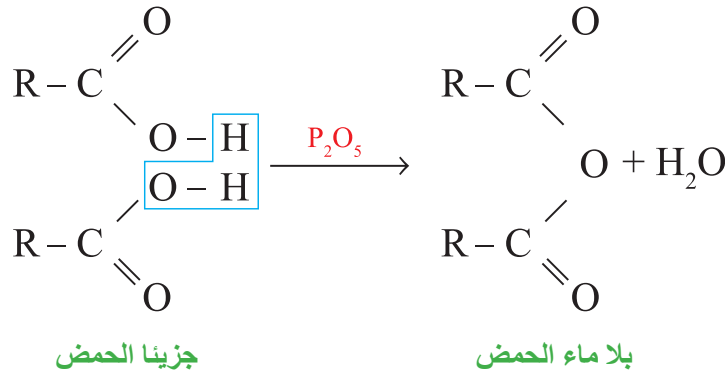
4 - تفاعلها مع خماسي كلور الفوسفور:

تتفاعل الحموض الكربوكسيلية مع خماسي كلور الفوسفور مشكلةً كلور الحمض:



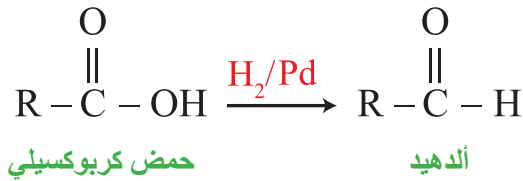
5 - البلمهة ما بين الجزيئية (تشكيل بلا ماء الحمض):

يتم فيها حذف جزيء ماء واحد من جزيئين من الحمض نفسه (بلا ماء حمض متناظر) أو من حمضين مختلفين (بلا ماء حمض غير متناظر)، وذلك بوجود مادة شرهة للماء مثل خماسي أكسيد الفوسفور:

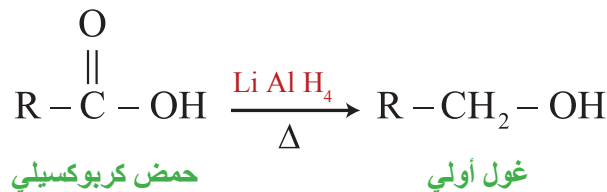


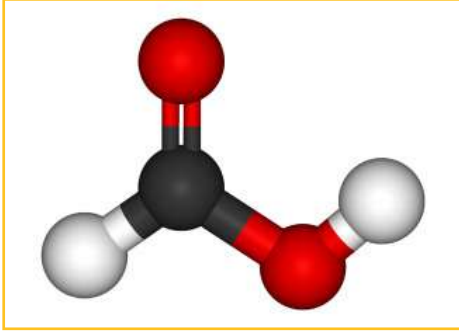
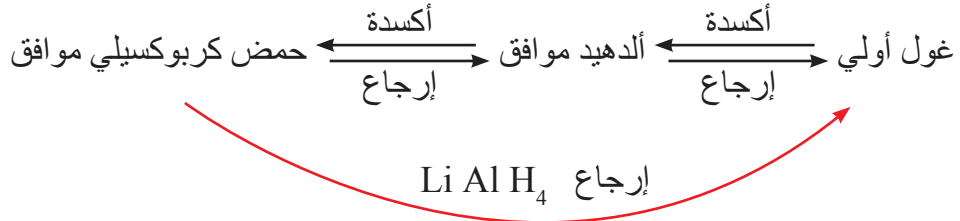
6 - إرجاع الحموض الكربوكسيلية:

• تُرجع الحموض الكربوكسيلية إلى الألدهيدات الموافقة بوساطة الهيدروجين وبوجود عامل مساعد مثل البالاديوم:



• كما ترجع الحموض الكربوكسيلية بسهولة إلى أغوال أولية موافقة مباشرة باستخدام رباعي هيدريد الليثيوم والألمنيوم:

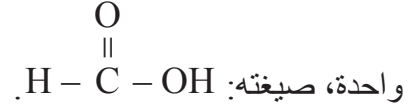




أشهر الحموض الكربوكسيلية:

حمض النمل *Formic Acid*:

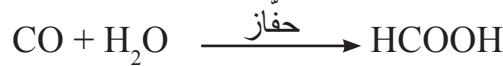
- أبسط الحموض العضوية فهو يحتوي على ذرة كربون



- يسمى حمض النمل لأنه يوجد في إفرازات غدد بعض

أنواع النمل، وهو السبب في التهيجات التي تحدث في الجلد من لسعات النمل.

- يُحضر صناعياً بالإمهاء الواسطية لأول أكسيد الكربون:



- سائل عديم اللون، له رائحة نفاذة، وطعم لاذع، ينحل في الماء بشكل كامل، يغلي في الدرجة

100.5°C .

- يستخدم في صناعة النسيج وفي بعض عمليات الاصطناع العضوي.

حمض الخل *Acetic Acid*:

- سائل عديم اللون، رائحته واخزة، يغلي في الدرجة

(118°C) .

- حمض الخل اللامائي مادة متبلورة تشبه الجليد

ولذلك يطلق عليه حمض الخل الثلجي، ينصهر

عند الدرجة 16.6°C .

- يُحضر من أكسدة الإيتانول الناتج من عملية التخمر

(أو المُصنَّع بطرائق أخرى).

- يحتوي حمض الخل التجاري على (70 - 80) % من حمض الخل، أما خل الطعام فهو محلول ممدّد

لحمض الخل تركيزه (3 - 5) %.



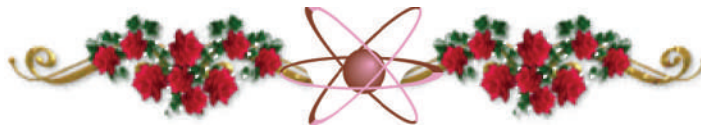
حمض الخل الثلجي

- الخل هو المنتج النهائي في عملية تخمر عصير العنب أو الفواكه عند تعرضه للهواء.
- يُستعمل حمض الخل في المأكولات وفي تعليب اللحوم والأسماك، وفي صناعة دباغة الجلود، وصناعة النسيج، وبعض المستحضرات الصيدلانية.
- من أملاح حمض الخل: خلات الرصاص $(\text{CH}_3\text{-COO})_2 \text{Pb} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ المسماة سكر الرصاص، وهي مادة سامة تستعمل في إنتاج أبيض الرصاص (الإسفيداج) على شكل مسحوق يُستخدم في صناعة الدهان وتحضير معجونة الدهان.



ما يجب تذكره:

- تتميز الحموض الكربوكسيلية بوجود زمرة الكربوكسيل -COOH - وهي حموض ضعيفة.
- تحضر الحموض بالأكسدة القوية للأغوال الأولية باستخدام مؤكسدات قوية، كما تحضر بأكسدة الألهيدات باستخدام عامل مؤكسد.
- ارتفاع درجات غليان الحموض - مقارنة بالمواد العضوية الحاوية على العدد نفسه من ذرات الكربون - يعود إلى تفوق الصفة القطبية للحموض الكربوكسيلية إضافة إلى الروابط الهيدروجينية بين جزيئاتها.
- ذوبان الحموض في الماء يعود إلى الصفة القطبية لها إضافة إلى الروابط الهيدروجينية بين جزيئاتها وجزيئات الماء.
- نقصان انحلال الحموض في الماء بازدياد الكتلة المولية للحمض يعود إلى ضعف تأثير الجزء القطبي -C(=O)-OH - وزيادة فعالية الجزء الهيدروكربوني غير القطبي.
- ترجع الحموض الكربوكسيلية بوساطة الهدوجين بوجود عامل مساعد (البلاديوم) إلى الألهيدات موافقة.
- ترجع الحموض الكربوكسيلية إلى أغوال أولية موافقة مباشرة باستخدام هديد الليثيوم والألمنيوم.
- للحموض الكربوكسيلية أهمية في الصناعة والحياة.



أنشطة وتدريبات

السؤال الأول: اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يأتي:

(1) الزمرة الوظيفية في الحموض الكربوكسيلية هي:

(a) -OH (b) -CHO (c) -CO- (d) -COOH

(2) المادة المستعملة في البلمهة ما بين الجزئية للحموض الكربوكسيلية هي:

(a) P_2O_5 (b) MnO_2 (c) $LiAlH_4$ (d) Al_2O_3

(3) ترجع الحموض الكربوكسيلية إلى الأغوال الأولية مباشرة باستخدام:

(a) P_2O_5 (b) MnO_2 (c) $LiAlH_4$ (d) Al_2O_3

السؤال الثاني: أعط تفسيراً علمياً لكل مما يأتي:

- (1) تأين الحمض الكربوكسيلي في الماء ليعطي أيون H_3O^+ المميز للمحاليل الحمضية.
- (2) ارتفاع درجة حرارة غليان الحموض الكربوكسيلية مقارنة بالمواد العضوية المناظرة لها.
- (3) نقصان ذوبان الحموض الكربوكسيلية في الماء بازدياد كتلتها المولية.
- (4) تآكل طاوولات المطابخ المصنوعة من الرخام.
- (5) التهيجات الجلدية التي تحدث من لسعات النمل.

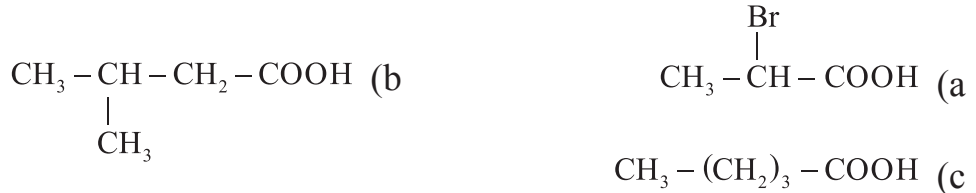
السؤال الثالث:

(1) اكتب الصيغة الكيميائية لكل من المركبات الآتية:

(a) حمض 3-كلورو البروبانويك (b) حمض 2-متيل البوتانويك

(c) حمض 2،3 - ثنائي متيل الهكسانويك

(2) اكتب اسم كل من المركبات الآتية:



السؤال الرابع: عيّر بالمعادلات الكيميائية عن كلّ من التفاعلات الآتية، واكتب اسم كلّ من المركبات الناتجة:

- 1) أكسدة البروبان - 1 - مول بالمؤكسدات القوية.
- 2) إرجاع حمض الإيتانويك بالهدروجين بوجود عامل مساعد (البالاديوم).
- 3) تفاعل حمض الميتانويك مع الإيتانول باستخدام حمض الكبريت.

السؤال الخامس: حل المسألتين الآتيتين:

المسألة الأولى:

حمض كربوكسيلي نظامي وحيد الوظيفة R-COOH يتفاعل مع هيدروكسيد الصوديوم ويعطي ملحاً كتلته $\frac{5}{4}$ من كتلة الحمض. المطلوب:

- 1) اكتب المعادلة الكيميائية المعبرة عن التفاعل.
- 2) احسب الكتلة المولية للحمض.
- 3) استنتج صيغة الحمض، وسمّه.

الأجوبة:

حمض البوتانويك $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$ ، $M = 88 \text{ g.mol}^{-1}$

المسألة الثانية:

تؤخذ 5 mL من حمض الخل التجاري وتُمدد بالماء ثم يضاف إليها 2.25 g من كربونات الكالسيوم النقية، وعند انطلاق الغاز يرشح الناتج ويجفف، فكانت كتلة الراسب المتبقي دون تفاعل 0.25 g، المطلوب:

1) احسب كتلة حمض الخل النقي في ليتر من المحلول التجاري (التركيز الغرامي)، ثم احسب تركيزه المولي.

2) نأخذ 100 mL من محلول الحمض السابق ونعامله بالصود الكاوي، احسب كتلة الصود المتفاعل.

الأجوبة:

$$m = 32 \text{ g} ، C_a = 8 \text{ mol.L}^{-1} ، C_a = 480 \text{ g.L}^{-1}$$



مشتقات الحموض الكربوكسيلية

الأهداف التعليمية:

- أن يكون الطالب في نهاية الدرس قادراً على أن:
- ◀ يميّز الإسترات والأميدات اعتماداً على الزمرة الوظيفية.
- ◀ يسمّي الإسترات والأميدات ويكتب صيغتها.
- ◀ يوضّح أهم طرائق تحضير الإسترات والأميدات.
- ◀ يفسّر خاصيّات الإسترات والأميدات الفيزيائية والكيميائية.
- ◀ يحلّ تمارين تطبيقيّة.

مراكز الاهتمام:

1. الزمرة الوظيفية والصيغة العامة للإسترات والأميدات.
2. تسمية الإسترات والأميدات.
3. تحضير الإسترات والأميدات.
4. الخاصيّات الفيزيائية والكيميائية للإسترات والأميدات.

أولاً- الإسترات

يمكن اعتبارها مشتقات للحموض الكربوكسيلية حلّ فيها جذر ألكيلي محلّ ذرة الهيدروجين في زمرتها الكربوكسيلية.

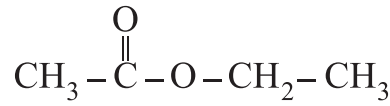
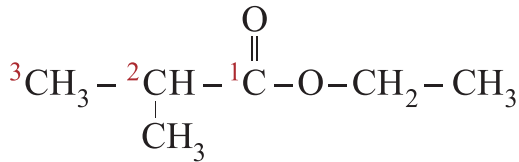
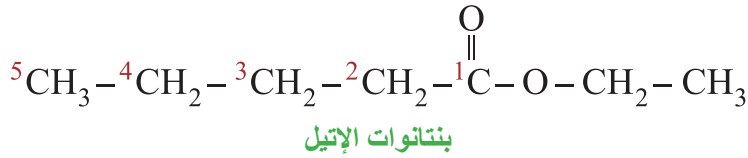
1 - صيغتها العامة:

حيث: $R' = R$ ، أو: $R' \neq R$
كما أن R يمكن أن تكون ذرة H خلافاً لـ R'



2 - تسميتها:

- (أ) بحسب الاتحاد الدولي (IUPAC):
- نرقّم أطول سلسلة كربونية بدءاً من ذرة الكربون الإستيرية - C - O - .
 - نسمي التفرعات مسبوقة بأرقامها إن وجدت.
 - نضع اسم الألكان الموافق لأطول سلسلة كربونية ونتبعه باللاحقة (وات) ثم نتبعه باسم الجذر الألكيلي R' (القسم الغولي).
- أمثلة:



(ب) التسمية الشائعة:

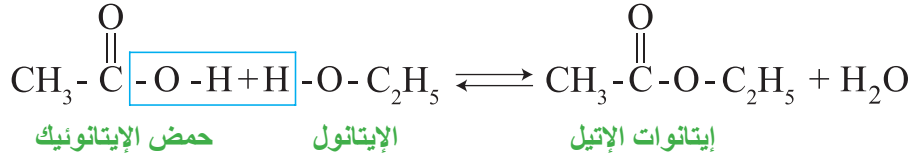
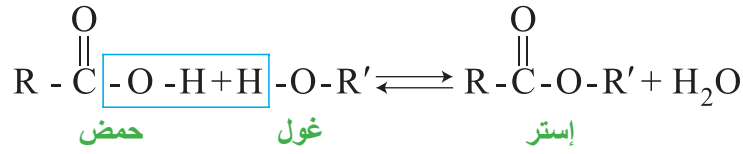
يُشتق من الاسم الشائع للحمض بإضافة اللاحقة (ات)، ثم نتبعه باسم الجذر الألكيلي R' (القسم الغولي).



3 - طرائق تحضيرها:

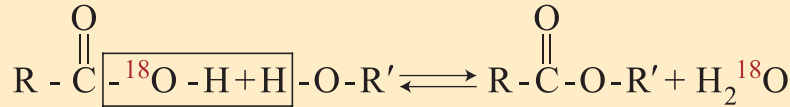
أ- تفاعل الأسترة:

يحدث بين الحمض الكربوكسيلي والغول بوجود الحموض اللاعضوية كمواد حفازة وهو تفاعل عكوس:



إثراء:

- أثبتت التجارب التي استعمل فيها نظير الأكسجين غير المشع (^{18}O) في الحمض الكربوكسيلي فقط أنّ هيدروكسيل الحمض الحاوي (^{18}O) ينفصل على شكل جزيء ماء (H_2^{18}O)، وهذا يعني أن الغول يقدّم هيدروجينه فقط ولا يضم الإستر المتشكل النظير (^{18}O). وتفاعل الأسترة عكوس إذ يقوم الهيدروجين الموجب (البروتون) بدور الوسيط في التفاعل العكوس (أي حلمهة الإستر).



- تفاعل الأسترة تفاعل بطيء ويستغرق عدة أيام للوصول إلى حالة التوازن، ويمكن تسريعه بإضافة قليل من حمض معدني كوسيط (حفاز) وتكون نسب مكونات المزيج التفاعلي الأربعة عند التوازن ثابتة، وتتعلق حالة التوازن بعدة عوامل نذكر منها:

(A) طبيعة الغول:

يؤدي تفاعل مول واحد من الحمض الكربوكسيلي مع مول واحد من الغول عند التوازن إلى تشكل 0,65 مول من الإستر إذا كان الغول أولياً، و 0.60 إذا كان ثانوياً و 0.05 مول إذا كان ثالثياً.

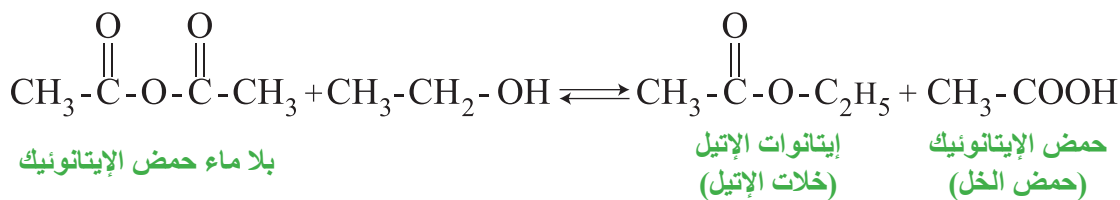
(B) درجة حرارة التفاعل:

يؤدي رفعها إلى تسريع الوصول إلى حالة التوازن دون تغيير نسب المكونات.

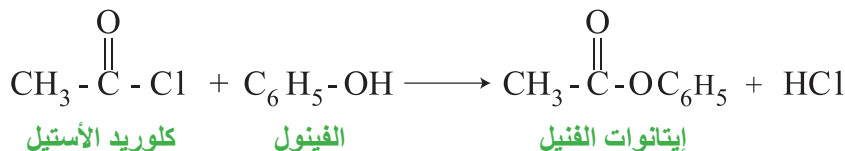
(C) إزاحة تفاعل الأسترة:

ينزاح التفاعل نحو تشكل الإستر بزيادة كمية أحد المتفاعلين أو بحذف الإستر المتشكل من المزيج التفاعلي بتقطيره أو بحذف الماء.

ب - تفاعل بلا ماء الحموض مع الأغوال:

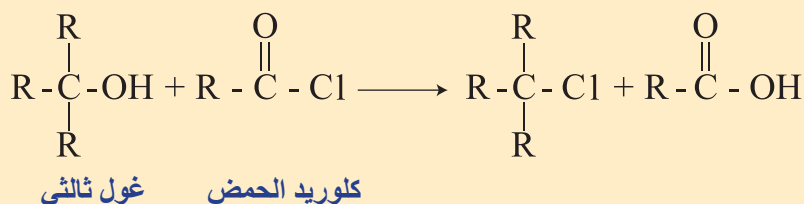


ج - تفاعل مركب كلور الحمض الكربوكسيلي مع الأغوال (أو الفينول):



إثراء:

يتفاعل مركب كلور الحمض مع الأغوال الثالثة فيعطي منتجات أخرى:



يبين هذا التفاعل أن الرابطة C-OH في الغول الثالثي هي التي تنفصم وليست الرابطة O-H كما هي الحال في الأغوال الأولية، ويمكن تعليل ذلك بالإعاقة الفراغية الناتجة من الجذور الألكيلية الثلاثة في الغول الثالثي التي تعيق المواد المتفاعلة عن الاقتراب من بعضها.

4 - الخاصيات الفيزيائية للإسترات:

- الإسترات الأولى (إسترات المثيل والإيتيل) سوائل طيارة، ولها رائحة زكية تشبه رائحة الفواكه، وكثير منها يوجد في الفاكهة والزهور، وبعضها يُستخدم في صناعة العطور.
- ترتفع درجات غليانها بارتفاع كتلتها الجزيئية، إلا أنها أقل من درجات غليان الحموض الموافقة، ويعود ذلك إلى أن الحموض موجودة في حالة متجمعة نتيجة



ارتباط الزمر الكربوكسيلية ببعضها بروابط هيدروجينية. بينما لا تتشكل مثل هذه الروابط بين جزيئات الإستر لعدم احتوائها على ذرات هيدروجين قادرة على تشكيل مثل هذه الروابط.

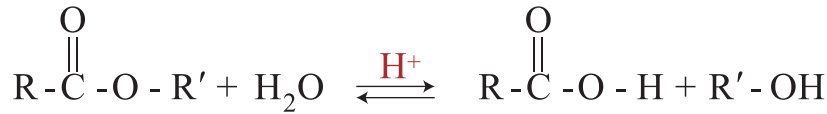
• لا تتحلل الإسترات في الماء، ولكنها تتحلل في معظم المحلات (المذيبات) العضوية.

5 - الخصائص الكيميائية للإسترات:

أ - حلمتها: تتفاعل الإسترات مع الماء لتعطي الحموض الكربوكسيلية والأغوال الموافقة.

يتم التفاعل في الوسط المعتدل ببطء، ولكن سرعته تزداد كثيراً بوجود الحموض اللاعضوية كحفازات

ويجري بالآلية معاكسة تماماً لآلية الأسترة:



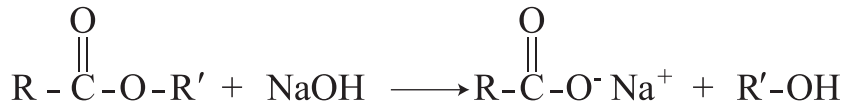
إضاءة

يمكن الاستفادة من تفاعل حلمة الإسترات هذه في حلمة الدهون في وسط حمضي حيث نحصل على الحموض الكربوكسيلية الدسمة والجليسرين.

ب - تفاعلها مع القلويات:

يتفاعل الإستر مع هيدروكسيد الصوديوم أو البوتاسيوم معطياً الغول وملح الحمض الكربوكسيلي وهو

تفاعل غير عكوس:



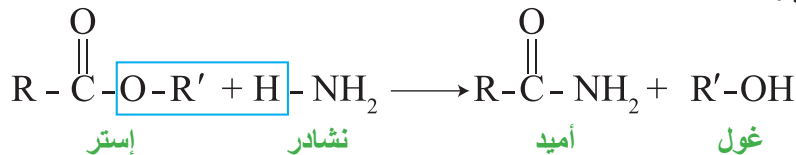
ويُعد هذا التفاعل أساس صناعة الصابون عندما يكون الجذر الألكيلي R سلسلة كربونية طويلة،

ولذلك عُرف هذا التفاعل بتفاعل **التصبن**.

ج- تفاعلها مع النشادر:

تتفاعل الإسترات مع النشادر مكونة أميد الحمض والغول، ويتم التفاعل في درجة الحرارة العادية

ولكنه بطيء نسبياً:



الكيمياء والحياة (المطالعة):

إن تميّز الإسترات بالروائح المختلفة جعلت منها مواد مهمة في كثير من الصناعات خاصة صناعة العطور وحلويات الأطفال وبعض أدواتهم (كمحاة الأقلام والألوان) وألعابهم، إلا أن كثيراً من التربويين لا يفضل استخدام هذا النوع من الأدوات والألعاب من قبل الأطفال الصغار حذراً من تناولهم لها اغتراراً برائحتها المحبّبة والمألوفة لديهم، فكن مرشداً وموجهاً لهم لاختيار الأفضل.

لقد اشتهر استخدام الإسترات كثيراً في إضفاء بعض النكهات الصناعية المرغوبة على بعض المنتجات الغذائية وغير الغذائية، ومن أشهر تلك الإسترات:

$\text{CH}_3 - \overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}} - \text{O} - \text{C}_8\text{H}_{17}$	$\text{CH}_3 - \overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}} - \text{O} - \text{C}_5\text{H}_{11}$	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}} - \text{O} - \text{C}_5\text{H}_{11}$	الإستر
البرتقال	الموز	المشمش	النكهة



بعضاً من النكهات الطبيعية للإسترات

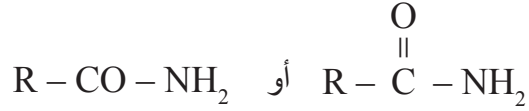


وحديثاً دخل الإستر عالم المنتجات اللدائنية والألياف الصناعية، وعندها أمكن إنتاج بوليميرات الإستر المختلفة والتي أصبحت الأساس في كثير من صناعات الأقمشة وغيرها من المواد الاستهلاكية، ولعلك وزملاءك الآن ترتدون شيئاً من الملابس التي صنعت من أحد أنواع (البولي إستر).

بولي إستر *Polyesters*

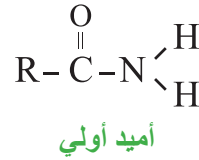
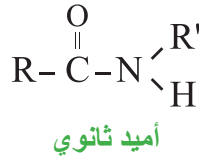
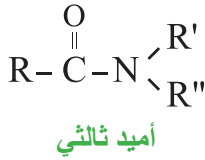
ثانياً- الأميدات Amides

1 - صيغتها العامة:



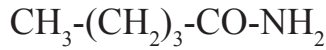
2 - تصنيفها:

تصنّف الأميدات إلى أولية وثانوية وثالثية:



3 - تسميتها:

تشتق تسمية الأميدات الأولية من اسم الحمض بالاستعاضة عن اللاحقة (وئيك) باللاحقة (أميد).



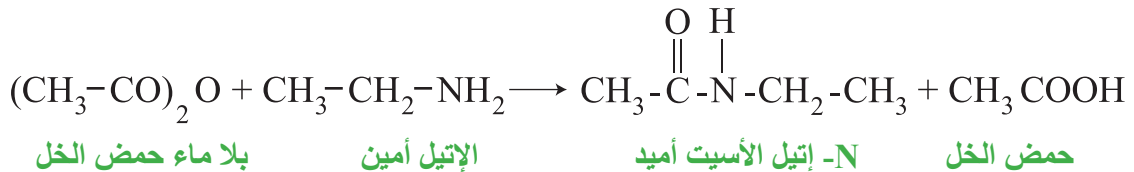
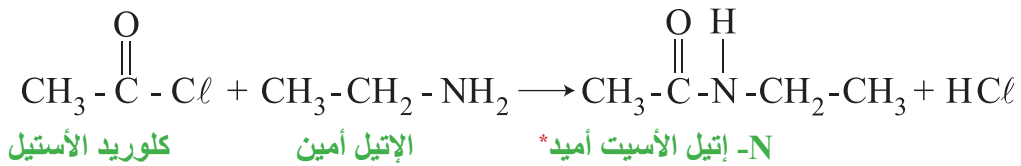
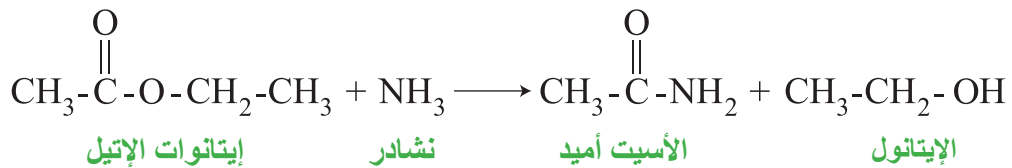
بنتان أميد (من حمض البننتانويك)



إيتان أميد (من حمض الإيتانويك)
أو أسيت أميد (من حمض الأستيك)

4 - طرائق تحضيرها:

تتشابه الأميدات الأولية والثانوية والثالثية في طرائق تحضيرها وتفاعلاتها، حيث تُحضر بتفاعل النشادر أو الأمينات الأولية أو الثانوية مع مشتقات الحموض (الإسترات، كلور الحمض، بلا ماء الحمض). وفيما يلي أمثلة على ذلك:



* تعني التسمية N - إثيل: أنّ جذر الإثيل مرتبط بذرة النتروجين في الأميد الثانوي.

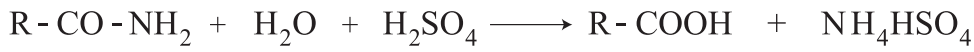
5 - خاصياتها الفيزيائية:

الأميدات مواد صلبة أو سائلة ذات درجات غليان وانصهار مرتفعة، لوجود روابط هيدروجينية بين جزيئاتها. والأميدات الأليفاتية الدنيا شديدة الذوبان في الماء.

6 - خاصياتها الكيميائية:

أ - حلمتها:

تتحلمه الأميدات عند تسخينها مع الحموض مشكّلة الحموض الكربوكسيلية الموافقة:



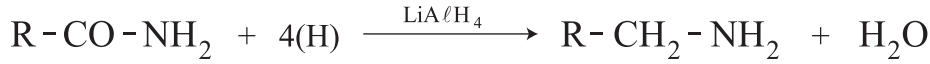
أميد

حمض كربوكسيلي

كبريتات الأمونيوم
الهيدروجينية

ب - إرجاعها:

يمكن إرجاع الأميدات إلى الأمينات الحاوية العدد نفسه من ذرات الكربون بواسطة هيدريد الليثيوم والألمنيوم:



أميد

أمين أولي

أشهر الأميدات:

1- الباراسيتامول $\text{CH}_3\text{-C(=O)-NH-C}_6\text{H}_4\text{OH}$ ، يُستخدم دواءً مسكناً للصداع والآلام العصبية وخافضاً للحرارة.



2- النايلون: مركب يضم الوظيفة الأميدية.

3- البروتينات: هي بولي أميدات.

ما يجب تذكره:

- الإسترات مركبات تنتج من تفاعل الحموض الكربوكسيلية مع الأغوال.
- تنتشر الإسترات بكثرة في الطبيعة وتوجد في جميع المواد الحيوانية والنباتية.
- تتحلل الإسترات مائياً إلى أغوال وحموض كربوكسيلية.
- درجات غليان الإسترات أقل بكثير من درجات غليان الحموض الكربوكسيلية أو الأغوال المكونة لها، وذلك لأن الإسترات غير قادرة على تشكيل روابط هيدروجينية بين جزيئاتها.
- يُعد تفاعل الإسترات (عندما يكون الجذر R سلسلة كربونية طويلة) مع هيدروكسيد البوتاسيوم أو الصوديوم أساس صناعة الصابون.
- الأميدات مركبات عضوية تتصل فيها مجموعة الكربونيل -C(=O)- بذرة نيتروجين، وتتصل ذرة النيتروجين إما بجذر ألكيلي أو جذر أريلي، وهي عبارة عن مشتقات الحموض الكربوكسيلية.
- تُحضر الأميدات بتفاعل النشادر أو الأمينات الأولية أو الثانوية مع كلوريد الحمض R-C(=O)-Cl أو بلا ماء الحمض الكربوكسيلي R-C(=O)-O-C(=O)-R
- الأميدات مواد صلبة أو سائلة درجات غليانها وانصهارها مرتفعة نسبياً بسبب وجود الروابط الهيدروجينية بين جزيئاتها.
- تتحلل الأميدات عند تسخينها مع الحموض مشكّلة حموضاً كربوكسيلية موافقة.
- ترجع الأميدات إلى الأمينات التي تحوي العدد نفسه من ذرات الكربون باستخدام هيدريد الليثيوم والألمنيوم.
- يستخدم مركب الباراسيتامول دواء مسكناً للصداع والآلام العصبية وخافضاً للحرارة.



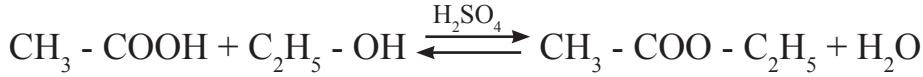
أنشطة وتدريبات

السؤال الأول: اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يأتي:

- (1) المركب العضوي H-COO-CH₃ هو:
 (a) حمض كربوكسيلي (b) غول (c) إستر (d) كيتون
- (2) تفاعل الأسترة يحدث في الغول الأولي على الرابطة:
 (a) C-O (b) C-H (c) C-C (d) O-H
- (3) يسمى تفاعل الإستر مع هيدروكسيد الصوديوم:
 (a) أكسدة (b) تصبّن (c) تعديل (d) أسترة
- (4) ناتج تفاعل إيتانوات الإثيل مع النشادر هو:
 (a) أسيتون (b) بروبانول (c) أسيت أدهيد (d) أسيت أميد

السؤال الثاني:

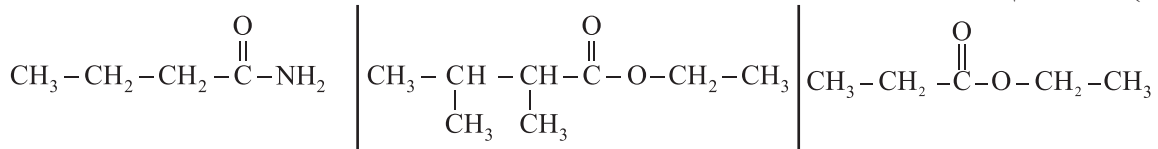
يتفاعل حمض الإيتانويك مع الإيتانول في حمام مائي بوجود حمض الكبريت المركز وفق المعادلة الآتية:



- 1- اكتب اسم المركب العضوي الناتج بحسب الاتحاد الدولي.
 2- ما دور حمض الكبريت المركز في هذا التفاعل؟
 3- أعد كتابة المعادلة باستخدام الميثانول بدلاً من الإيتانول. واكتب اسم المركب الناتج.

السؤال الثالث:

- (1) اكتب الصيغة الكيميائية لكل من المركبات الآتية:
 ميثانوات الإثيل 3،2 - ثنائي ميثيل بوتانوات المثيل الأسيت أميد
- (2) اكتب اسم كل من المركبات الآتية:



السؤال الرابع: فسّر ما يأتي:

- 1) الأميدات ذات درجات انصهار و غليان مرتفعة نسبياً.
- 2) درجات غليان الإسترات أقل من درجات غليان الحموض الكربوكسيلية الموافقة.

السؤال الخامس:

اكتب المعادلة الكيميائية المعبرة عن كل من التفاعلات الآتية، وسمّ المركبات الناتجة:

1. تفاعل ميثانوات الإثيل مع الماء بوجود حمض الكبريت.
2. تفاعل بروبانوات الإثيل مع هيدروكسيد البوتاسيوم.
3. تفاعل إيثانوات الإثيل مع النشادر.

السؤال السادس: حل المسألة الآتية:

مركب عضوي A له الصيغة المجملة $C_5H_{10}O_2$ ينتج من تأثير حمض كربوكسيلي وحيد الوظيفة R-COOH في غول أولي مشبع وحيد الوظيفة $R'-CH_2-OH$. وإذا أثر هيدروكسيد البوتاسيوم في المركب العضوي A أعطى ملحاً كتلته $\frac{49}{51}$ من كتلة المركب A. والمطلوب:

1. اكتب المعادلات الكيميائية المعبرة عن جميع التفاعلات الحاصلة.
2. استنتج صيغة كل من الحمض والغول، ثم اكتب اسم كل منهما.

الأجوبة:



الأمينات

الأهداف التعليمية:

أن يكون الطالب في نهاية الدرس قادراً على أن:

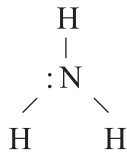
- ◀ يحدّد الزمرة الوظيفية في الأمينات.
- ◀ يصنّف الأمينات.
- ◀ يسمّي الأمينات.
- ◀ يوضّح طرائق تحضير الأمينات.
- ◀ يفسّر الخاصيّات الفيزيائية والكيميائية للأمينات.
- ◀ يعدّد الصناعات التي تعتمد على الأمينات (أدوية، أصبغة، مبيدات حشرية، ...).

مراكز الاهتمام:

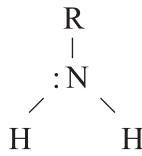
1. تصنيف الأمينات.
2. تسمية الأمينات.
3. تحضير الأمينات.
4. الخاصيّات الفيزيائية والكيميائية للأمينات.

1) تصنيف الأمينات:

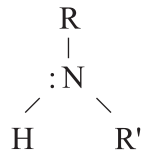
الأمينات مركبات عضوية مشتقة من النشادر، حيث يحل جذر (ألكيل) أو جذر (أريل*) أو أكثر محل ذرة هيدروجين أو أكثر، وعليه يمكن تصنيف الأمينات إلى ثلاثة أصناف.



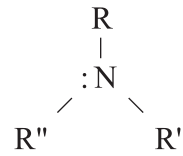
النشادر



أمين أولي



أمين ثانوي



أمين ثالثي

وقد تكون الجذور متماثلة أو غير متماثلة.

2) تسمية الأمينات:

(أ) التسمية بحسب الاتحاد الدولي (IUPAC):

تسمى الأمينات باعتبارها مشتقات من الفحوم الهيدروجينية ذات السلسلة الأطول، ويشار عندئذ للزمرة

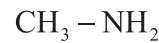
NH_2 - بالسابقة أمينو، والزمرة NHR - بالسابقة N - ألكيل أمينو، والزمرة $\text{N}-\overset{\text{R}}{\text{N}}$ - بالسابقة N,N ثنائي ألكيل أمينو.

(ب) التسمية الشائعة: وذلك بإضافة كلمة أمين إلى أسماء الجذور الألكيلية أو الأريلية المتصلة بالزمرة

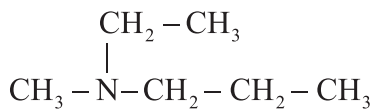
الوظيفية، وقد وُضعت ضمن أقواس.



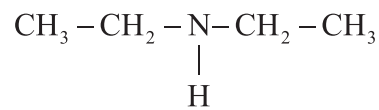
أمينو الإيثان
(إثيل أمين)



أمينو الميثان
(متيل أمين)



N -إثيل- N -متيل أمينو البروبان
(إثيل - متيل - نظامي بروبييل أمين)



N -إثيل أمينو الإيثان
(ثنائي إثيل أمين)

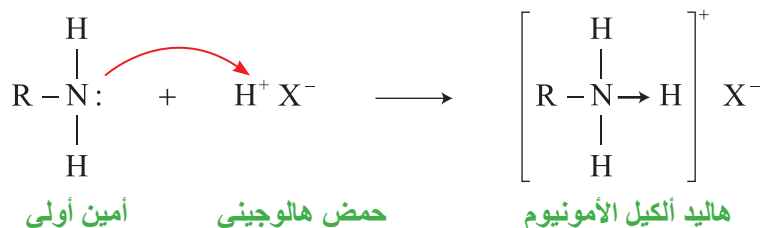
3) تحضير الأمينات:

- يمكن تحضير الأمينات من تفاعل النشادر مع هاليدات الألكيل في مرحلتين (تفاعل هوفمان)، يتم في الأولى تكوين ملح ألكيل الأمونيوم بينما يُحرر الأمين في المرحلة الثانية بإضافة أساس قوي مثل هيدروكسيد الصوديوم:

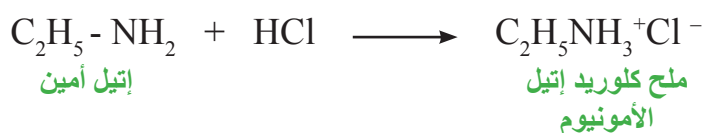
* أشهر الأمينات الأريلية (العطرية): الأنيلين (فنيل أمين) $\text{C}_6\text{H}_5-\text{NH}_2$

(5) الخصائص الكيميائية للأمينات:

الخاصية الأساسية وتشكيل الأملاح: تمتاز الأمينات بخاصية أساسية ضعيفة مثل النشادر، لوجود زوج إلكتروني حر على ذرة النتروجين، ولذلك فهي قادرة على تشكيل الأملاح مع الحموض الهالوجينية.



حيث X : Cl أو Br أو I.



الكيمياء في حياتنا:

– تدخل الأمينات في صناعات متعددة مثل الأدوية والمبيدات الحشرية والأصبغة (مثل صباغ أزو الأساسي الذي يستعمل مشعراً في معايرة الحموض والأسس).

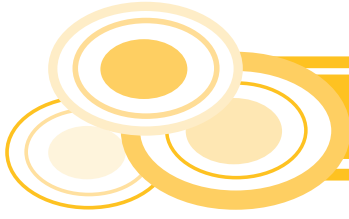


رش المبيدات الحشرية



الأصبغة

– الرائحة الكريهة المنبعثة من السمك الفاسد تعود إلى تشكّل أمينات أربيلية سامة خطيرة على صحة الإنسان عند تناوله.



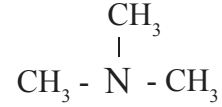
ما يجب تذكره:

- الأمينات مركبات عضوية مشتقة من النشادر بإحلال جذور ألكيلية أو أربيلية محل ذرات الهروجين.
- تُحصّر الأمينات بطرائق عدة أهمها تفاعل النشادر مع هاليدات الألكيل.
- درجات غليان الأمينات الأولية والثانوية أعلى من درجات غليان الألكانات والإيترات الموافقة بسبب الروابط الهروجينية بين جزيئاتها.
- تمتاز الأمينات بصفة أساسية ضعيفة لوجود زوج إلكترون حُر على ذرة النتروجين.
- تدخل الأمينات في صناعات متعددة مثل الأدوية والمبيدات الحشرية والأصبغة.



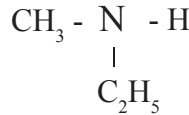
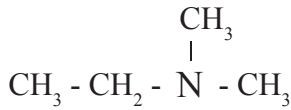
أنشطة وتدريبات

أولاً: صنّف الأمينات الآتية إلى: أولية - ثانوية - ثالثة.



ثانياً:

(1) اكتب اسم كل من المركبات الآتية:



(2) اكتب الصيغة الكيميائية لكل من المركبات الآتية:



ثالثاً: فسّر ما يأتي:

1. درجات غليان الأمينات الأولية والثانوية أعلى من درجات غليان الألكانات والإيترات الموافقة.
2. تمتاز الأمينات بصفة أساسية ضعيفة.
3. الرائحة الكريهة المنبعثة من السمك الفاسد.

رابعاً: حل المسألة الآتية:

محلول مثيل أمين تركيزه 0.2 mol.L^{-1} وثابت تأينه 5×10^{-4} ، المطلوب:

1. اكتب معادلة تأينه، وحدد الأزواج المترافقة حسب نظرية برونشتد - لوري.
2. احسب قيمة pH هذا المحلول.
3. احسب كتلة حمض كلور الماء اللازم للتفاعل مع 100 mL من محلول مثيل أمين السابق للحصول على ملح كلور مثيل الأمونيوم. ثم احسب حجم محلول الحمض المستخدم إذا كان تركيزه 0.5 mol.L^{-1}

الأجوبة: pH = 12 ، 0.73 g ، 40 mL



احتراق السجائر



1- المحتوى العلمي للتجربة (الخلفية العلمية):

يحدثُ أثناء احتراق سيجارة، تفاعلان كيميائيان هما الاحتراق والتحلُّل، وينتج عن هذين التفاعلين دخان، بيّنت تجارب أنجزت في مختبرات مختصة أنه يحتوي على آلاف المواد من بينها موادٌ جدُّ سامة، مثل:

- الأكرولين: مادة تُحدثُ ألاماً حادة في المسالك التنفسية.
- النيكوتين: مادة تعدُّ سُمّاً قوياً كان يستعمل قديماً كمبيد للحشرات... وينتج عن النيكوتين ارتفاع في نبضات القلب وارتفاع ضغط الشريان، وهي المادة التي تجعل المدخن مدمناً.
- أحادي أكسيد الكربون: غاز يسمّم الدم ويُحدِث مع مرور الوقت نقصاً في تزوّد الخلايا بالأكسجين.
- القطران: مادة سوداء تتوضع على جدار الرئتين مما يُضعف قدرتها على التنفس، ويساعد على ظهور الأمراض الخبيثة... إن مصفاة السيجارة لا تحجز إلا جزءاً من القطران.



رئتان مصابتان



رئتان سليمتان

يؤدي التدخين المستمر إلى تراكم السموم في جسم الإنسان، ولا تظهر الأمراض الخطيرة الناجمة عنها إلا بعد مرور حوالي 15 أو 25 سنة.
إن دخان السيجارة ليس مضرّاً فقط بالمدخن، ولكنه مضر أكثر بمحيطه؛ لذا صدرت عدة قوانين تمنع التدخين في الأماكن العمومية. (وقد صدر بشأن ذلك المرسوم التشريعي 59 لعام 2004).

2- المهارات المطلوب اكتسابها:

- مهارة تركيب الأجهزة.
- مهارة استخلاص مادة ما.
- مهارة التأكد من بعض المادة بإجراء تفاعل كيميائي مميز لهذه المادة.

3- هدف التجربة:

- استخلاص المواد الآتية مع الاستدلال على وجودها:
- بخار الماء (تكاثف بخار الماء على جدار الأنبوب).
- ثنائي أكسيد الكربون (تعكُر رائق الكلس).
- القطران، النيكوتين (اصفرار القطن).
- أحادي أكسيد الكربون (اسوداد نترات الفضة).

4- المواد والأدوات اللازمة:

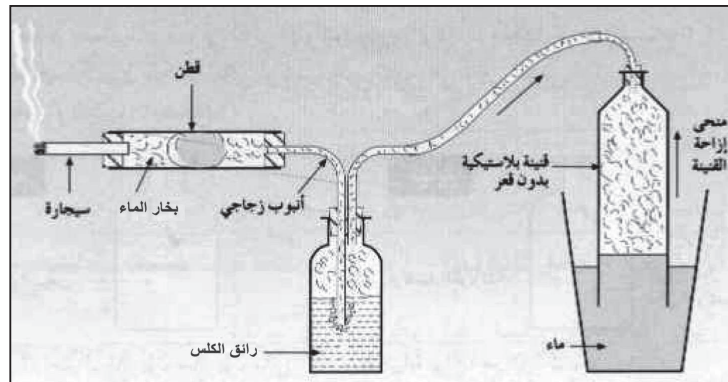
سيجارة - قطن - رائق الكلس - محلول نترات الفضة - ماء - عود ثقاب - أوعية زجاجية - أنابيب بلاستيكية شفافة.

5- إجراءات السلامة والأمان:

- إشعال عود الثقاب بحذر وبشكل صحيح.
- تحاشي رائق الكلس لأنه مخرّش للجلد وضار للعين.

6- خطوات تنفيذ التجربة:

نركّب الجهاز كما في الشكل أدناه:



- نشعل السيجارة.
- يتم امتصاص الدخان برفع القارورة تدريجياً نحو الأعلى.

- يلعب القطن دور المصفاة.
- يتبين من التجربة أن دخان السجارة:
 - (أ) يحتوي على بخار الماء (تكاثف بخار الماء على جدار الأنبوب).
 - (ب) يحتوي على ثنائي أكسيد الكربون (تعكر رائق الكلس).
 - (ج) يحتوي على القطران، الذي ينتج عن تحلل التبغ بواسطة الحرارة التي يُنتجها احتراق السجارة عند درجة حرارة تتراوح بين $(700\text{ }^{\circ}\text{C})$ و $(800\text{ }^{\circ}\text{C})$.
 - (د) يحتوي على النيكوتين (اصفرار القطن).
 - (هـ) يحتوي على أول أكسيد الكربون (عندما يمر دخان السجارة - في تجربة أخرى - في محلول نترات الفضة، فإن المحلول يَسْوَدُّ، ويدل اسوداد نترات الفضة على وجود غاز أحادي أكسيد الكربون (CO) في دخان السجارة).

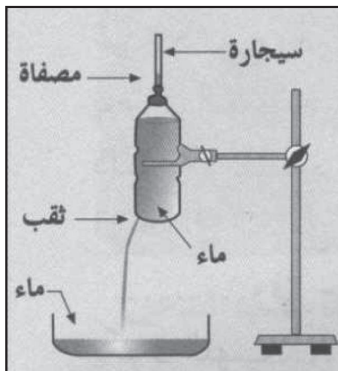


7- طريقة أخرى لإجراء التجربة:

يمكن التعرف أيضاً على أخطار الأجسام الناتجة عن السجارة بإنجاز التجربة الممثلة في الشكل الجانبي. وعند انتهاء احتراق السجارة نلاحظ محتوى القارورة ونسجل نواتج هذا الاحتراق (حيث تمثل القارورة) رتتي المدخن.

8- النفايات والتنظيف:

- يتم إفراغ الماء والمحاليل المستخدمة في مغسلة المختبر.
- يتم رمي القطن ورماد السجارة في حاوية القمامة.
- يتم غسل الأوعية والأنابيب عدة مرات بالماء.



مسائل الوحدة السادسة

المسألة الأولى:

يحتوي حمض كربوكسيلي وحيد الوظيفة على 53.33% من الأكسجين، المطلوب:

1. احسب الكتلة الجزيئية (المولية) للحمض.
2. اكتب صيغته نصف المنشورة وسمّه.
3. اكتب بالصيغ نصف المنشورة المعادلة الكيميائية المعبرة عن تفاعل الحمض المذكور مع الميثانول وسمّ نوع هذا التفاعل، وعلى أي نوع من روابط الميثانول يحدث هذا التفاعل؟

الأجوبة:

$M = 60 \text{ g. mol}^{-1}$ ، $\text{CH}_3\text{-COOH}$ ، أسترة ، يحدث على الرابطة O-H لهيدروكسيل الغول

المسألة الثانية:

محلول للألدهيد الإيتيلي (الإيتانال) حجمه 200 ml يقسم إلى قسمين متساويين أ و ب :

- يضاف إلى القسم (أ) محلول نترات الفضة النشاردي (كاشف تولن) فينتج راسب كتلته 2.16 g.
- يؤكسد القسم (ب) أكسدة تامة ثم يعاير الناتج بمحلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه 0.5 mol.L^{-1} .

المطلوب:

1. اكتب المعادلات الكيميائية المعبرة عن جميع التفاعلات الحادثة.
2. احسب تركيز محلول الإيتانال المستعمل بـ g.L^{-1} ثم بـ mol.L^{-1} .
3. احسب حجم محلول هيدروكسيد الصوديوم المستعمل في المعايرة للوصول إلى نقطة التكافؤ.

الأجوبة:

$$V_{(\text{NaOH})} = 0.02 \text{ L} ، C = 0.1 \text{ mol.L}^{-1} ، C = 4.4 \text{ g.L}^{-1}$$

المسألة الثالثة:

يؤكسد 23 g من الإيتانول أكسدة تامة ويكمل الحجم بالماء المقطر إلى $\frac{1}{4} \text{ L}$ ثم يعاير المحلول الناتج

باستعمال محلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه 1 mol.L^{-1} .

المطلوب:

1. اكتب المعادلات الكيميائية المعبرة عن جميع التفاعلات الحاصلة.
2. احسب حجم محلول هيدروكسيد الصوديوم اللازم للمعايرة واحسب pH هذا المحلول.
3. احسب تركيز الملح الناتج في المحلول بعد المعايرة.

الأجوبة:

$$C_{(\text{CH}_3\text{COONa})} = \frac{2}{3} \text{ mol.L}^{-1} , \text{ pH} = 14 , V_{(\text{NaOH})} = 0.5 \text{ L}$$

المسألة الرابعة:

يؤكسد مزيج من (الإيتانول والإيتانال) أكسدة تامة بمادة مؤكسدة ويمدد الناتج بالماء المقطر، ثم يعاير بصورة كاملة بمحلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه 0.5 mol.L^{-1} فلزم لذلك 200 mL، ثم يؤخذ مزيج مماثل وتضاف إليه كمية من محلول فهلنج فينتج راسب كتلته 3.6 g .

المطلوب:

1. اكتب المعادلات الكيميائية المعبرة عن جميع التفاعلات الحاصلة.
2. احسب كتلة المزيج المستعمل في كل مرة.

الأجوبة:

$$m_1 = 1.1 \text{ g} \text{ كتلة الإيتانال} , m_2 = 3.45 \text{ g} \text{ كتلة الإيتانول} , m = 4.55 \text{ g} \text{ كتلة المزيج}$$

المسألة الخامسة:

مزيج من الإيتانول والإيتانال كتلته 11.1 g يؤكسد هذا المزيج أكسدة تامة فينتج 15 g من حمض كربوكسيلي، المطلوب:

1. اكتب المعادلات الكيميائية المعبرة عن جميع التفاعلات الحادثة.
2. احسب كتلة كل من الإيتانول والإيتانال في المزيج.
3. يمدد المحلول الحمضي الناتج بالماء المقطر حتى يصبح حجمه 200 mL، ويعاير منه 20 mL بمحلول هيدروكسيد الصوديوم فيلزم لذلك 12.5 mL. احسب تركيز محلول هيدروكسيد الصوديوم المستعمل مقدراً بـ mol.L^{-1} ثم احسب كتلة هيدروكسيد الصوديوم فيه.

الأجوبة:

$$m_1 = 8.8 \text{ g} \text{ كتلة الإيتانال} , m_2 = 2.3 \text{ g} \text{ كتلة الإيتانول} , C_{(\text{NaOH})} = 2 \text{ mol.L}^{-1} , m_{(\text{NaOH})} = 1 \text{ g}$$

المسألة السادسة:

ينتج إستر من تفاعل غول أولي مشبع وحيد الوظيفة $R' - CH_2OH$ مع حمض كربوكسيلي وحيد الوظيفة $R - COOH$ ، فإذا علمت أن الصيغة المجملة للإستر $C_6H_{12}O_2$ وأنه يتفاعل مع هيدروكسيد الصوديوم معطياً ملحاً كتلته $\frac{24}{29}$ من كتلة الإستر نفسه، المطلوب:

1. استنتج صيغة كل من الحمض والغول المستعملين وسمّ كلاّ منهما.
2. اكتب الصيغة نصف المنشورة للإستر الناتج وسمّه.

الأجوبة:



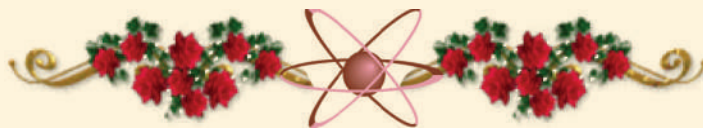
المسألة السابعة:

نأخذ 600 mL من حمض الخل بتركيز 0.5 mol.L^{-1} ونقسمها بالتساوي في ثلاث كؤوس زجاجية:

1. نفاعل الأول مع 0.1 mol من الإيتانول. احسب كتلة الإستر الناتج عند التوازن، إذا علمت أنه يؤدي تفاعل مول واحد من الحمض الكربوكسيلي مع مول من الغول الأولي للحصول عند التوازن على 0.65 mol من الإستر.
2. نفاعل الثاني مع محلول الصود الكاوي. احسب كتلة الصود اللازم، ثمّ احسب حجم محلول الصود إذا كان تركيزه 0.4 mol.L^{-1} .
3. نفاعل الثالث مع الحديد. احسب حجم الهروجين الناتج في الشرطين المعياريين.
4. اكتب المعادلات الكيميائية المعبّرة عن التفاعلات السابقة، وسمّ النواتج.

الأجوبة:

5.72 g ، 4 g ، 0.25 L ، 1.22 L



المشروعات

المشروع الأول

استخدام التكنولوجيا في حل المشكلات:

لديك مشروع: إنقاذ سفينة تغرق في البحر، إخماد حريق في غابة، التنقيب عن مياه جوفية في منطقة صحراوية.

اعتمد الخطوات التالية في تنفيذ أحد المشاريع السابقة مبيناً دور التكنولوجيا (الأقمار الصناعية والهاتف النقال) في حل تلك المشاكل.

بطاقة توزيع مهام لتنفيذ مشروع:

المراحل	الخطوات	المشاركون
الإعداد والتخطيط	تحديد المشكلة الأساسية وعناصرها. تحديد الأهداف. اسم المشروع. وضع الفرضيات. اختيار الطرائق. تحديد مستلزمات التنفيذ. توزيع المهام ضمن المجموعة. وضع المخطط التنفيذي للمشروع.	المدرّس ومجموعة من الطلاب.
التنفيذ	جمع البيانات والمعلومات وتنظيمها. إنجاز التجارب والصور. مناقشة الأعمال المرحلية المنجزة. اقتراح الحلول الأولية. التقويم المرحلي والمتابعة. إعداد التقرير الأولي. إعداد بطاقات التقويم الذاتي.	المدرّس ومجموعة الطلاب والجهات المتعاونة إن وجدت.
إعداد التقرير النهائي	مناقشة التقرير الأولي. مناقشة بطاقات التقويم الذاتي. التطوير. كتابة التقرير النهائي. تقديم المشروع.	المدرّس والطلاب.

المشروع الثاني

ترشيد استهلاك الماء:

إنّ استهلاكنا للماء متعدّد الأشكال، ومتنوّع المجالات، ويمكن أن يتمّ بكميات مختلفة. يعرّف الترشيد في مجال استهلاك الماء بأنه الاستخدام الأمثل لموارد الطاقة المائية المتوفرة في حياتنا.

أهداف المشروع

- أن يستخدم الطالب آلية مناسبة لحساب فواتير الماء.
- أن يجد الطالب المعادلة الخاصة لكل شريحة.
- أن يحدّد الطالب المبالغ المستحقة لكل شريحة.
- أن يقارن الطالب بين مصروف عائلة قبل وبعد ترشيد الاستهلاك باستخدام الرسم البياني.
- أن يعي الطالب البعد الوطني لترشيد استهلاك الماء.
- أن يقترح الطالب حلول عملية لترشيد استهلاك الماء.
- أن يقترح الطالب التوصيات اللازمة لترشيد استهلاك الماء.

تنفيذ المهام داخل الغرفة الصفية

- تحديد المشكلة.
- العمل ضمن مجموعات.
- توزيع المهام بين المجموعات.
- التخطيط الجيد في تنفيذ المهام.
- استخدام الإنترنت للحصول على المعلومات.

توزيع المهام بين مجموعات المشروع

سيتم توزيع المهام على المجموعات بحيث تكون على مرحلتين:

المرحلة الأولى:

- مهمة المجموعة 1 عمل استطلاع رأي للوقوف على مدى معرفة الناس لأسباب زيادة الفواتير ومدى قدرتهم على فهم تفاصيل الفاتورة ثم تحليل البيانات وتمثيلها بيانياً واستخلاص النتائج.

- مهمة المجموعة 2 القيام بزيارة لشركة الماء في منطقتها لمعرفة الضرائب المستحقة وتحديد شرائح المستهلكين ثم المعادلة المناسبة لكل شريحة وتمثيلها بيانياً.
- مهمة المجموعة 3 عمل استطلاع رأي لمعرفة ما إذا كان الناس يتبعون أساليب ترشيد الاستهلاك في المنزل ثم تحليل البيانات واستخلاص النتائج.
- مهمة عامة وستقوم كل مجموعة بالبحث عبر الإنترنت للبحث عن أساليب جديدة لترشيد الاستهلاك ثم استخدام العصف الذهني لاختيار الأنسب. وتقديمها كحلول وتوصيات.

المرحلة الثانية:

- مهمة المجموعة 1 دراسة خمس فواتير ماء لعائلة متوسطة مساحة منزلها 80 m ومكونة من ست أشخاص قبل استخدام الترشيح ومن ثم معرفة الشريحة التي تنتمي إليها كل فاتورة واستخدام المعادلة الخاصة لكل شريحة لحساب قيمة كل فاتورة.
- مهمة المجموعة 2 دراسة خمس فواتير ماء لعائلة متوسطة مساحة منزلها 120 m ومكونة من ست أشخاص قبل استخدام الترشيح ومن ثم معرفة الشريحة التي تنتمي إليها كل فاتورة واستخدام المعادلة الخاصة لكل شريحة لحساب قيمة كل فاتورة.
- مهمة المجموعة 3 ستقوم بدراسة خمس فواتير للعائلة نفسها بعد استخدام الترشيح لمعرفة الشريحة التي تنتمي إليها كل فاتورة واستخدام المعادلة المناسبة لكل شريحة لحساب قيمة كل فاتورة.
- مهمة المجموعة 4 ستقوم بأخذ النتائج التي توصلت إليها كل من المجموعات 1 و 2 و 3 ورسم خط بياني يوضح الفرق بين استهلاك العائلة قبل وبعد الترشيح.
- مهمة عامة وهذه المهمة سيقوم بها جميع المجموعات وستعمل من خلال البحث عبر الإنترنت عن أفكار مناسبة لترشيح استهلاك الماء، ومن ثم عمل حلقة بحث بين جميع المجموعات لاختيار الأنسب.

الاستنتاج والتحليل

.....

.....

.....

.....

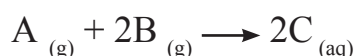
.....

.....

بعض النماذج المحلولة
من مسائل الدورات السابقة لمادة الكيمياء

دورة 2006:

المسألة الأولى: يتم التفاعل الأولي الآتي في الدرجة 25°C والضغط الجوي النظامي:



فإذا كانت التراكيز الابتدائية $[\text{A}] = 0.6 \text{ mol.L}^{-1}$ ، $[\text{B}] = 0.5 \text{ mol.L}^{-1}$ ، $[\text{C}] = 0$ وثابت السرعة لهذا التفاعل يساوي 2×10^{-2} ، المطلوب حساب :

1- السرعة الابتدائية للتفاعل .

2- سرعة التفاعل بعد زمن يصبح فيه: $[\text{C}]' = 0.4 \text{ mol.L}^{-1}$.

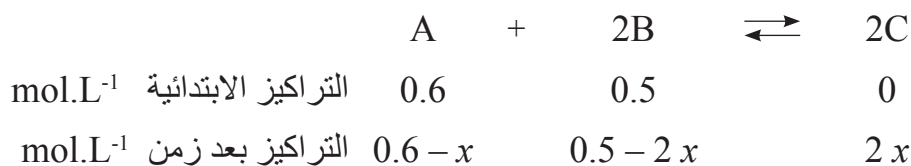
الحل :

-1

$$v = k [\text{A}].[B]^2$$

$$v = 2 \times 10^{-2} \times 0.6 \times (0.5)^2 = 3 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$$

-2



$$[\text{C}]' = 2x = 0.4 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$x = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{A}]' = 0.6 - 0.2 = 0.4 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{B}]' = 0.5 - 0.4 = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$v' = 2 \times 10^{-2} \times 0.4 \times 0.1 = 8 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$$

المسألة الثانية: محلول خلات الصوديوم تركيزه 0.2 mol.L^{-1} وقيمة الـ (pH = 9) له والمطلوب:

1- اكتب معادلة حلمة هذا الملح.

2- احسب ثابت حلمة هذا الملح.

3- احسب ثابت تشارد حمض الخل.

الحل :



$$\text{pH} = 9, \quad \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+], \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1} \quad -2$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-9}} = 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$



التراكيز الابتدائية	0.2	0	0
التراكيز عند التوازن	0.2 - x	x	x

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

$$K_h = \frac{x^2}{0.2 - x} = \frac{(10^{-5})^2}{0.2} = 5 \times 10^{-10}$$

-3

$$K_h = \frac{10^{-14}}{K_a}$$

$$K_a = \frac{10^{-14}}{K_h} = \frac{10^{-14}}{5 \times 10^{-10}} = 2 \times 10^{-5}$$

المسألة الثالثة: لتعديل 25 mL من حمض الكبريت تعديلاً تاماً لزم 15 mL من محلول الصود الكاوي تركيزه 0.5 mol.L^{-1} و 10 mL من محلول هيدروكسيد البوتاسيوم تركيزه 0.25 mol.L^{-1} ، المطلوب حساب:

- 1- تركيز وكتلة حمض الكبريت المستعمل في عملية التعديل.
- 2- حجم الماء المقطر اللازم إضافته إلى 40 mL من محلول الصود الكاوي السابق ليصبح تركيزه 0.1 mol.L^{-1}

(S:32 ، O:16 ، H:1)

الحل:

1- عدد مولات H_3O^+ الابتدائية = عدد مولات OH^- الأساس الأول + عدد مولات OH^- الأساس الثاني

$$2C V = C_1 V_1 + C_2 V_2$$
$$2C \times 25 = 0.5 \times 15 + 0.25 \times 10$$
$$C = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$m = C V M$$

$$m = 0.2 \times 0.025 \times 98 = 0.49 \text{ g}$$

2- (عدد المولات قبل التمديد) $n_2 = n_1$ (عدد المولات بعد التمديد)

$$C_2 V_2 = C_1 V_1$$
$$0.1 \times V_2 = 0.5 \times 40 \times 10^{-3}$$
$$V_2 = 0.2 \text{ l} = 200 \text{ mL}$$

$$\text{حجم الماء المضاف} = 200 - 40 = 160 \text{ mL}$$

دورة 2008:

المسألة الرابعة:

لدينا محلول مشبع من كبريتات الفضة Ag_2SO_4 تركيزه $1.5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ ، المطلوب:

1- احسب ثابت جداء الانحلال لهذا الملح.

2- إذا أضفنا إلى المحلول السابق ملح كبريتات الصوديوم Na_2SO_4 بحيث يصبح تركيزه في المحلول $1 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ ، المطلوب :

أ- وضح بالحساب لماذا يتسبب قسم من ملح كبريتات الفضة.

ب- فسر ذلك بالاعتماد على قاعدة لوشاتوليه.

الحل:

-1



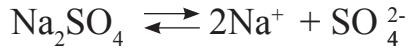
$$[Ag^+] = 2 \times 1.5 \times 10^{-2} = 3 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[SO_4^{2-}] = 1.5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$K_{sp} = [Ag^+]^2 [SO_4^{2-}]$$

$$K_{sp} = (3 \times 10^{-2})^2 \times (1.5 \times 10^{-2}) = 1.35 \times 10^{-5}$$

2- أ-



$$[\text{Na}_2\text{SO}_4] = [\text{SO}_4^{2-}] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 1.5 \times 10^{-2} + 1 \times 10^{-2} = 2.5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$Q = [\text{Ag}^+]^2 [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$Q = (3 \times 10^{-2})^2 \times (2.5 \times 10^{-2}) = 2.25 \times 10^{-5}$$

$$Q > K_{sp} \text{ (يترسب قسم من ملح كبريتات الفضة)}$$

ب- إضافة ملح كبريتات الصوديوم يؤدي إلى زيادة تركيز SO_4^{2-} فينزاح التوازن في الاتجاه الذي يعاكس فيه هذا التغيير .

دورة 2009:

المسألة الخامسة:

يتم التفاعل الآتي في الدرجة 25°C والضغط الجوي النظامي:



احسب تغيير الأنتالبية المرافق لهذا التفاعل اعتماداً على جدول أنتالبيات التكوّن المعيارية .

اسم المركب	C_3H_8	CO_2	H_2O
$\Delta H_f^\circ (\text{kJ. mol}^{-1})$	-103.8	-393.5	-285.8

الحل:

تغيير الأنتالبية = مجموع أنتالبيات المواد الناتجة - مجموع أنتالبيات المواد المتفاعلة.

$$\Delta H_{\text{rxn}}^\circ = [3 \Delta H_f^\circ (\text{CO}_2) (\text{g}) + 4 \Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}) (\text{l})] - [\Delta H_f^\circ (\text{C}_3\text{H}_8) (\text{g}) + 5 \Delta H_f^\circ (\text{O}_2) (\text{g})]$$

$$= [3 \times (-393.5) + 4 \times (-285.8)] - [(103.8-) + 5 \times (0)] = - 2219.9 \text{ KJ}$$

المسألة السادسة:

محلول لحمض الخل تركيزه 0.05 mol.L^{-1} ، المطلوب:

1- اكتب معادلة تشارد هذا الحمض وحدد عليها الأزواج المترافقة حسب برونشتد ولوري .

2- احسب تركيز شوارد الهدرونيوم و pH المحلول علماً أن ثابت تشارد حمض الخل 2×10^{-5} .

3- لاستحصال 5 L من محلول حمض الخل السابق نؤكسد الإيتانول أكسدة تامة:

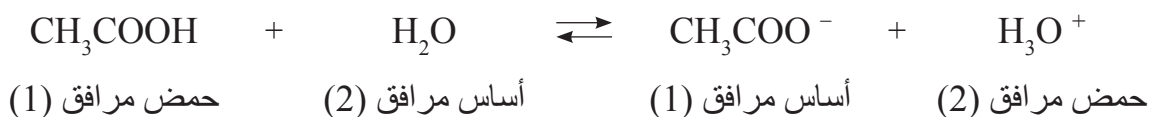
أ- اكتب المعادلة الكيميائية المعبرة عن تفاعل الأكسدة .

ب- احسب كتلة الإيتانول اللازم لذلك .

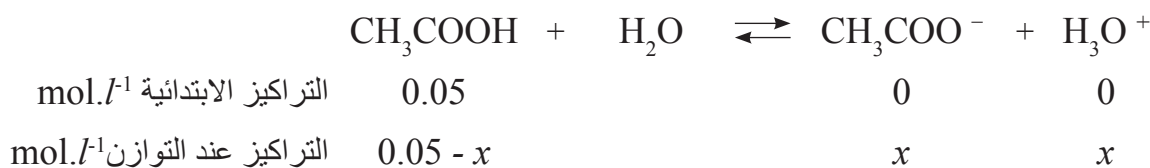


الحل:

-1



-2



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$2 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0.05 - x}$$

(تهمل x في المقام لصغرهما أمام 0.05 بسبب صغر K_a)

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-3} = 3$$

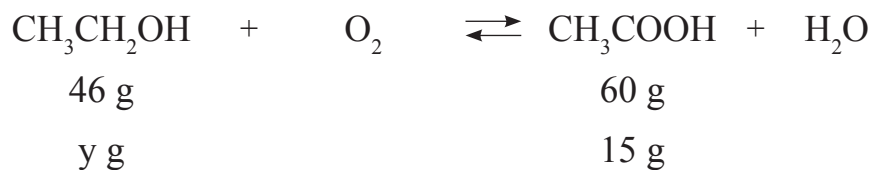
-3 أ-



ب-

$$m = C V M$$

$$m = 0.05 \times 5 \times 60 = 15 \text{ g}$$



$$y = \frac{46 \times 15}{60} = 11.5 \text{ g}$$

دورة 2010:

المسألة السابعة:

احسب تغيّر الأنتالبية المرافق للتفاعل الآتي :



مستفيداً من جدول الطاقات الرابطة الآتي :

الرابطة	C-H	C-C	C=C	H-H
طاقة الرابطة (kJ.mol ⁻¹)	418	343	611	436

الحل:

$$\Delta H = (\text{مج طاقات الروابط في الطرف الأول}) - (\text{مج طاقات الروابط في الطرف الثاني})$$

طاقة الروابط المتفككة (الطرف الأول)	طاقة الروابط المتكوّنة (الطرف الثاني)
(H-H) 436 kJ	-
4(C-H) 1672 kJ	6(C-H) 2508 kJ
(C=C) 611 kJ	(C-C) 343 kJ
المجموع: 2719 kJ	المجموع: 2851 kJ

$$\Delta H_{\text{rxn}}^{\circ} = 2719 - 2851 = -132 \text{ kJ}$$



المراجع

"General chemistry, The essential concepts", Raymond Chang and Jason

Overly, Mc Graw-Hill International Edition, sixth edition, 2011.

-Chemistry: Matter and Change, Glencoe Science, Mc Graw Hill, 2002.

- كيمياء المحاليل المائية، د. يمن الأتاسي، منشورات المعهد العالي للعلوم التطبيقية والتكنولوجيا، دمشق 2011.

- الكيمياء العضوية، د. فاروق قنديل، منشورات جامعة دمشق.

الفهرس

الصفحة	العنوان	
4		المقدمة
5	الوحدة الأولى: الكيمياء النووية	الفصل الأول
26	نشاط لا صفّي: الحوادث الإشعاعية في العالم	
32	الوحدة الثانية: الكيمياء الحرارية	
51	نشاط مخبري: حرارة التفاعل	
59	الوحدة الثالثة: الكيمياء الحركية الكيميائية	
74	نشاط مخبري: العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل	
79	الوحدة الرابعة: التوازن الكيميائي	
98	نشاط مخبري: ثابت التوازن المخبري	
123	الوحدة الخامسة: الكيمياء التحليلية	
103	الحموض والأسس	
123	المحاليل المائية للأملاح	
144	التحليل الكيميائي - المعايرة	
159	نشاط مخبري: المشعرات ومقياس الحموضة	
169	الوحدة السادسة: الكيمياء العضوية	
171	الألدهيدات والكيونونات	
188	الحموض الكربوكسيلية	
201	مشتقات الحموض الكربوكسيلية (الإسترات - الأميدات)	
212	الأمينات	
218	نشاط مخبري: احتراق السجائر	
224		المشروعات
224	المشروع الأول: استخدام التكنولوجيا في حل المشكلات	
225	المشروع الثاني: ترشيد استهلاك الماء	
227	بعض النماذج المحلولة من مسائل الدورات السابقة	
232		المراجع
233		الفهرس

Gasos nobles

10			11	12	13	14	15	16	17	18							
										2	4,0						
										He	Heli						
					5	10,8	6	12,0	7	14,0	8	16,0	9	19,0	10	20,2	
					B	Bor	C	Carboni	N	Nitrogen	O	Oxigen	F	Fluor	Ne	Neó	
					13	27,0	14	28,1	15	31,0	16	32,1	17	35,5	18	39,9	
					Al	Alumini	Si	Silici	P	Fòsfor	S	Sofre	Cl	Clor	Ar	Argó	
28	58,7	29	63,5	30	65,4	31	69,7	32	72,6	33	74,9	34	79,0	35	79,9	36	83,8
Ni	Niquel	Cu	Coure	Zn	Zinc	Ga	Gal·li	Ge	Germani	As	Arsènic	Se	Seleni	Br	Brom	Kr	Criptó
46	106,4	47	107,9	48	112,4	49	114,8	50	118,7	51	121,8	52	127,6	53	126,9	54	131,3
Pd	Pal·ladi	Ag	Argent	Cd	Cadmi	In	Indi	Sn	Estany	Sb	Antimoni	Te	Tel·luri	I	Iode	Xe	Xenó
78	195,1	79	197,0	80	200,6	81	204,4	82	207,2	83	209,0	84	(209)	85	(210)	86	(222)
Pt	Platí	Au	Or	Hg	Mercuri	Tl	Tal·li	Pb	Plom	Bi	Bismut	Po	Poloni	At	Àstat	Rn	Radó
110	(281)	111	(280)	112	(285)	113	(284)	114	(289)	115	(288)	116	(293)			118	(294)
Ds	Darmstadtí	Rg	Roentgeni	Uub	Ununbi	Uut		Uuq		Uup		Uuh				Uuo	

Gasos nobles

Metalls de transició interna

63	152,0	64	157,3	65	158,9	66	162,5	67	164,9	68	167,3	69	168,9	70	173,1	71	175,0
Eu	Europi	Gd	Gadolini	Tb	Terbi	Dy	Disprosi	Ho	Holmi	Er	Erbi	Tm	Tuli	Yb	Iterbi	Lu	Luteci
95	(243)	96	(247)	97	(247)	98	(251)	99	(252)	100	(257)	101	(258)	102	(259)	103	(262)
Am	Americi	Cm	Curi	Bk	Berkeli	Cf	Californi	Es	Einsteni	Fm	Fermi	Md	Mendelevi	No	Nobeli	Lr	Laurenci

Sistema Periòdic dels elements

Períodes	Metalls lleugers		Metalls de transició						
	1	2	3	4	5	6	7	8	9
1	1,0 H Hidrogen								
2	3 6,9 Li Liti	4 9,0 Be Beril·li							
3	11 23,0 Na Sodi	12 24,3 Mg Magnesi							
4	19 39,1 K Potassi	20 40,1 Ca Calci	21 45,0 Sc Escandi	22 47,9 Ti Titani	23 50,9 V Vanadi	24 52,0 Cr Crom	25 54,9 Mn Manganès	26 55,8 Fe Ferro	27 58,9 Co Cobalt
5	37 85,5 Rb Rubidi	38 87,6 Sr Estronci	39 88,9 Y Itri	40 91,2 Zr Zirconi	41 92,9 Nb Niobi	42 96,0 Mo Molibdè	43 (98) Tc Tecneci	44 101,1 Ru Ruteni	45 102,9 Rh Rodi
6	55 132,9 Cs Cesi	56 137,3 Ba Bari	57 138,9 La Lantani	72 178,5 Hf Hafni	73 180,9 Ta Tàntal	74 183,8 W Tungstè	75 186,2 Re Reni	76 190,2 Os Osmi	77 192,2 Ir Iridi
7	87 (223) Fr Franci	88 (226) Ra Radi	89 (227) Ac Actini	104 (267) Rf Rutherfordi	105 (268) Db Dubni	106 (271) Sg Seaborgi	107 (272) Bh Bohri	108 (270) Hs Hassi	109 (276) Mt Meitneri

CLAU

Nombre atòmic	20	40,1	Massa atòmica
	Ca		Símbol
	Calci		Nom

- Metalls
- Semimetalls
- Metalls de transició
- No-metalls

Cu Sòlids	Hg Líquids
O Gasos	Rf Sintètics

58 140,1 Ce Ceri	59 140,9 Pr Praseodimi	60 144,2 Nd Neodimi	61 (145) Pm Prometi	62 150,4 Sm Samari
90 232,0 Th Tori	91 231,0 Pa Protoactini	92 238,0 U Urani	93 (237) Np Neptuni	94 (244) Pu Plutoni

THE GREEK ALPHABET الأبدية اليونانية

عربي	Name	Capital	Lowercase	Ne
ألفا	<i>Alpha</i>	A	α	1
بيتا	<i>Beta</i>	B	β	2
غاما	<i>Gamma</i>	Γ	γ	3
دلتا	<i>Delta</i>	Δ	δ	4
إيبسلن	<i>Epsilon</i>	E	ε	5
زيتا	<i>Zeta</i>	Z	ζ	6
إيتا	<i>Eta</i>	H	η	7
ثيتا	<i>Theta</i>	Θ	θ	8
ايوتا	<i>Iota</i>	I	ι	9
كابا	<i>Kappa</i>	K	κ	10
لامدا	<i>Lambda</i>	Λ	λ	11
ميو	<i>Mu</i>	M	μ	12
نيو	<i>Nu</i>	N	ν	13
أكسا	<i>Xi</i>	Ξ	ξ	14
أوميكرون	<i>Omicron</i>	O	ο	15
باي	<i>Pi</i>	Π	π	16
رو	<i>Rho</i>	P	ρ	17
سيجما	<i>Sigma</i>	Σ	σ	18
تو	<i>Tau</i>	T	τ	19
أبسلون	<i>Upsilon</i>	Υ	υ	20
فاي	<i>Phi</i>	Φ	φ	21
شاي	<i>Chi</i>	X	χ	22
بساي	<i>Psi</i>	Ψ	ψ	23
أوميغا	<i>Omega</i>	Ω	ω	24