



<http://www.4chem.com/vb3/>

الكيمياء للصف الثالث الثانوي

الفصل الدراسي الأول

١٤٢٩ - ١٤٣٠ هـ

الحسن بن علي الأحمر

Alahmari66@hotmail.com

مقدمة :

الحمد لله رب العالمين القائل في محكم التنزيل "وفوق كل ذي علم عليم" والصلاة والسلام على المعلم الأول

محمد بن عبدالله صلى الله عليه وعلى آله وصحبه أجمعين أما بعد :

إخواني وأخواتي المعلمين والمعلمات- الطلاب والطالبات أقدم لكم هذا العمل المتواضع بعنوان

"كتاب الكيمياء للصف الثالث الثانوي"

للفصل الدراسي الأول آمل أن ينال رضا الله ثم رضاكم واستحسانكم وأن يكون عوناً ومساعداً لكم بعد الله

سبحانه وتعالى حيث يحتوي على العديد من الأسئلة والتدريبات والتمارين المحلولة.

أتمنى من الجميع الاستفادة من هذا الكتاب ومن لديه أي ملاحظات أو استفسارات أو اقتراحات يرجى

مراسلتنا على الإيميل : alahmari66@hotmail.com

ربنا لا تؤاخذنا إن نسينا أو أخطأنا اللهم ذكرنا ما نسينا وعلمنا ما جهلنا وانفعنا بما علمتنا يا رب

العالمين.

وبالله التوفيق

الفهرس

العنوان	الصفحة
الفصل الأول : سرعة التفاعل الكيميائي	١٠-٤
أسئلة وتمارين محلولة	١٣-١١
الفصل الثاني : الاتزان الكيميائي	٢٨-١٤
أسئلة وتمارين محلولة	٤١-٢٩
الفصل الثالث : المحاليل الموصلة للكهرباء	٤٩-٤٢
أسئلة وتمارين محلولة	٥٢-٥٠
الفصل الرابع : حسابات متعلقة بالأحماض والقواعد	٧٠-٥٣
أسئلة وتمارين محلولة	٧٥-٧١
الفصل الخامس : الأكسدة والاختزال	٩٤-٧٦
أسئلة وتمارين محلولة	١٠٣-٩٥
الفصل السادس : النيتروجين ومركباته	١١٣-١٠٤
أسئلة وتمارين محلولة	١١٧-١١٤

✍ الفصل الأول : سرعة التفاعلات الكيميائية :

* تقسم التفاعلات الكيميائية تبعاً لسرعتها إلى ما يلي :

(أ) تفاعلات سريعة : هي التفاعلات التي تستغرق فترة زمنية قصيرة (ثواني- ساعات- أيام)

مثل : (١) اختفاء البريق الفضي لقطعة من فلز الصوديوم حديثة القطع في فترة قصيرة بسبب تفاعلها مع الأكسجين أو بخار الماء الموجود في الهواء الجوي.

(٢) صدأ الحديد يحدث لفلز الحديد عند تعرضه للهواء الجوي بعد مرور عدة أيام بسبب تفاعله مع الأكسجين أو بخار الماء الموجود في الهواء الجوي.

(ب) تفاعلات بطيئة : هي التفاعلات التي تستغرق فترة زمنية طويلة (عشرات أو مئات السنين).

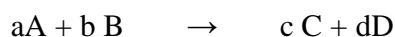
مثل : التفاعلات التي تحدث في باطن الأرض لتكوين النفط.

تعريف سرعة التفاعل الكيميائي:

هي معدل التغير في كميات المواد المتفاعلة أو الناتجة في وحدة الزمن.

كيف تقاس سرعة التفاعل الكيميائي:

مثال : وضح كيف يمكن قياس سرعة التفاعل التالي:



مواد متفاعلة (اختفاء) مواد ناتجة (تكون)

تقاس سرعة التفاعل للتفاعل السابق بإحدى الطرق التالية:

$$\begin{array}{ll} \text{(١)} \quad \frac{1}{a} \text{ معدل اختفاء المادة A} & \text{(٢)} \quad \frac{1}{b} \text{ معدل اختفاء المادة B} \\ \text{(٣)} \quad \frac{1}{c} \text{ معدل تكون المادة C} & \text{(٤)} \quad \frac{1}{d} \text{ معدل تكون المادة D} \end{array}$$

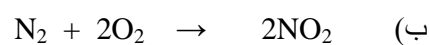
أمثلة على كيفية قياس سرعة التفاعل الكيميائي:

وضح كيف تقاس سرعة التفاعلات الكيميائية التالية:



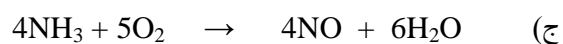
$$(1) \quad \text{معدل اختفاء المادة CO} \quad (2) \quad \text{معدل اختفاء المادة NO}_2$$

$$(3) \quad \text{معدل تكون المادة CO}_2 \quad (4) \quad \text{معدل تكون المادة NO}$$



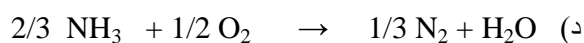
$$(1) \quad \text{معدل اختفاء المادة N}_2 \quad (2) \quad \frac{1}{2} \text{ معدل اختفاء المادة O}_2$$

$$(3) \quad \frac{1}{2} \text{ معدل تكون المادة NO}_2$$



$$(1) \quad \frac{1}{4} \text{ معدل اختفاء المادة NH}_3 \quad (2) \quad \frac{1}{5} \text{ معدل اختفاء المادة O}_2$$

$$(3) \quad \frac{1}{4} \text{ معدل تكون المادة NO} \quad (4) \quad \frac{1}{6} \text{ معدل تكون المادة H}_2\text{O}$$



$$(1) \quad \frac{3}{2} \text{ معدل اختفاء المادة NH}_3 \quad (2) \quad 2 \text{ معدل اختفاء المادة O}_2$$

$$(3) \quad 3 \text{ معدل تكون المادة N}_2 \quad (4) \quad \text{معدل تكون المادة H}_2\text{O}$$

طرق التعبير عن سرعة التفاعل الكيميائي:

(١) يعبر في حالة المحاليل السائلة بوحدة التركيز المولاري.

(٢) يعبر في حالة المحاليل الغازية بوحدة الضغط الجزئي.

العوامل المؤثرة على سرعة التفاعل الكيميائي:

(١) طبيعة المواد الداخلة في التفاعل.

(٢) تركيز المواد الداخلة في التفاعل.

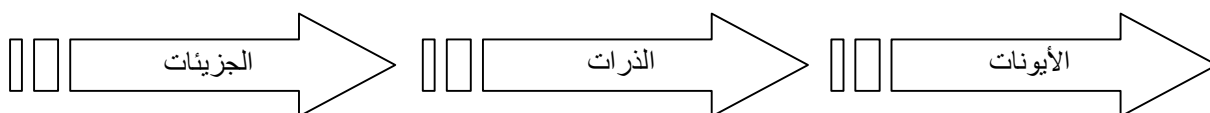
(٣) درجة الحرارة.

(٤) المواد الحافزة.

(١) طبيعة المواد الداخلة في التفاعل:

كلما قلت عدد الروابط في التفاعلات الكيميائية كلما زادت سرعة التفاعلات الكيميائية (العلاقة عكسية).

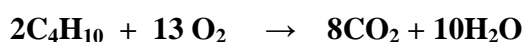
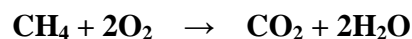
وتفاعل الأيونات أسرع من تفاعل الذرات والجزيئات وتفاعل الذرات أسرع من تفاعل الجزيئات كما في الشكل التالي:



مثال : تتفاعل برمنجنات البوتاسيوم KMnO_4 بشكل أسرع مع أيونات الحديد مقارنة مع أيونات الأكسالات لأن أيونات الحديد تحتوي على روابط أقل بينما أيونات الأكسالات تحتوي على روابط أكثر.

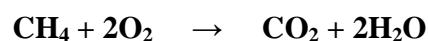
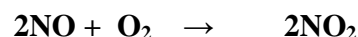
مثال :

(١) أي التفاعلين التاليين تتوقع أن يكون أسرع ولماذا ؟



التفاعل الأول أسرع لأنه يحتوي على عدد روابط أقل

(٢) أي التفاعلين التاليين تتوقع أن يكون أسرع ولماذا ؟



التفاعل الأول أسرع لأنه يحتوي على عدد روابط أقل.

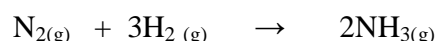
(٢) تركيز المواد الداخلة في التفاعل :

* تقسم التفاعلات الكيميائية حسب الحالة التي توجد عليها المواد أثناء التفاعل إلى :

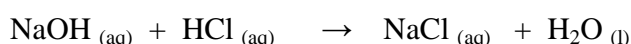
(أ) التفاعلات المتجانسة :

هي التفاعلات التي تتم في وسط متجانس من حالات المادة (غاز- غاز ، سائل – سائل ، صلب – صلب ، محلول مائي-محلول مائي) أمثلة :

(١) تفاعل غاز النيتروجين مع الهيدروجين لإنتاج غاز النشادر كما في المعادلة التالية:



(٢) تفاعل محلول هيدروكسيد الصوديوم مع حمض الكلور لإنتاج محلول كلوريد الصوديوم والماء كما في المعادلة التالية:



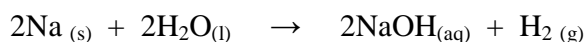
* تعتمد سرعة التفاعل على درجة تركيز المواد المتفاعلة.

* يعبر عن التركيز بالمولارية في حالة المحاليل السائلة وبالضغط الجزئي في حالة المحاليل الغازية.

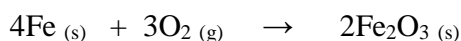
(ب) التفاعلات غير المتجانسة :

هي التفاعلات التي تتم في وسط غير متجانس من حالات المادة (صلب- سائل ، صلب – غاز ...) أمثلة:

(١) تفاعل فلز الصوديوم مع الماء ليكون هيدروكسيد الصوديوم وغاز الهيدروجين كما في المعادلة التالية:

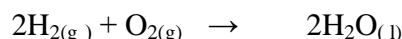


(٢) تفاعل غاز الأكسجين مع الحديد ليكون صدأ الحديد كما في المعادلة التالية:



* تعتمد سرعة التفاعل على مساحة منطقة التلامس بين المواد المتفاعلة.

مثال (١) : أذكر أمثلة على تفاعلات أخرى متجانسة مبيناً العلاقة بين سرعة التفاعل وتركيز المواد الداخلة في التفاعل.



العلاقة: كلما زادت تركيز المواد المتفاعلة زادت سرعة التفاعل الكيميائي (علاقة طردية).

مثال (٢): علل لما يأتي:

(١) تتفاعل برادة (مسحوق) الحديد مع الأكسجين بشكل أسرع من تفاعل قضيب الحديد.

لأن مساحة منطقة التلامس لبرادة الحديد أكبر من قضيب الحديد.

(٢) يتفاعل حمض الكلور المخفف مع كميتين من الرخام لهما نفس الكتلة ولكن إحداهما على هيئة مسحوق والأخرى على هيئة كتلة

صلبة. أي التفاعلين تتوقع أن يكون أسرع ؟ ولماذا

مسحوق الرخام لأن مساحة منطقة التلامس لمسحوق الرخام أكبر من الكتلة الصلبة للرخام.

٣) درجة الحرارة:

تزداد سرعة التفاعل الكيميائي بزيادة درجة الحرارة بسبب زيادة عدد التصادمات بين الجزيئات.

تطبيقات في الحياة:

(١) ينضج الطعام بسرعة في أواني الضغط بسبب زيادة درجة الحرارة وبالتالي يزداد سرعة التفاعلات الكيميائية ومن ثم تزداد سرعة نضج الطعام.

(٢) حفظ الأطعمة داخل الثلاجة لفترة طويلة دون فسادها لأن درجة الحرارة منخفضة جداً مما يؤدي إلى تقليل سرعة تفاعلات التحلل.

٤) المواد الحافزة:

هي المادة التي تزيد من سرعة التفاعل الكيميائي دون أن تستهلك فيه.

أمثلة على المواد الحافزة:

(١) أكاسيد الحديد تعمل على تسريع تفاعل الهيدروجين مع النيتروجين لصناعة النشادر.

(٢) الإنزيمات في جسم الإنسان مثل:

(أ) أنزيم أميليز اللعاب يفرز مع اللعاب في الفم لهضم المواد الكربوهيدراتية.

(ب) أنزيم الببسين يفرز مع العصارة المعدية لهضم البروتينات.

تعريف السموم:

هي المواد التي تعيق عمل المواد الحافزة.

مثال: وجود الرصاص في وقود السيارات يعيق عمل المواد الحافزة في الوقود.

تفسير أثر العوامل المختلفة على سرعة التفاعل الكيميائي:**نظرية التصادم:**

تتألف نظرية التصادم من فرضين أساسيين:

(١) التصادم شرط أساسي لحدوث التفاعل. (٢) ليس كل تصادم مثمر.

التصادم المثمر :

هو التصادم الذي ينتج عنه تفاعل كيميائي.

شروط التصادم المثمر :

(١) أن تتخذ الجزيئات المتصادمة الوضع المناسب من حيث المسافة والاتجاه.

(٢) أن لا تقل طاقة الجزيئات المتصادمة عن الطاقة المنشطة.

الطاقة المنشطة :

هي الطاقة اللازمة لتحويل المواد المتفاعلة إلى المركب النشط.

المركب النشط :

هو المركب الذي يتكون لحظياً عندما تكتسب المواد المتفاعلة طاقة منشطة وقابل لتكوين مواد متفاعلة أو ناتجة.

ملاحظة هامة :

المادة الحافزة تزيد من سرعة التفاعل الكيميائي لأنها تعمل على تقليل الطاقة المنشطة.

تقسم التفاعلات الكيميائية تبعاً لحرارة التفاعل إلى قسمين كما يلي:

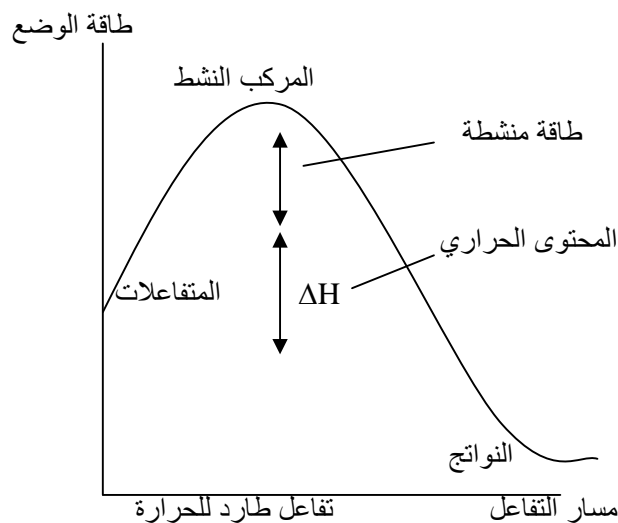
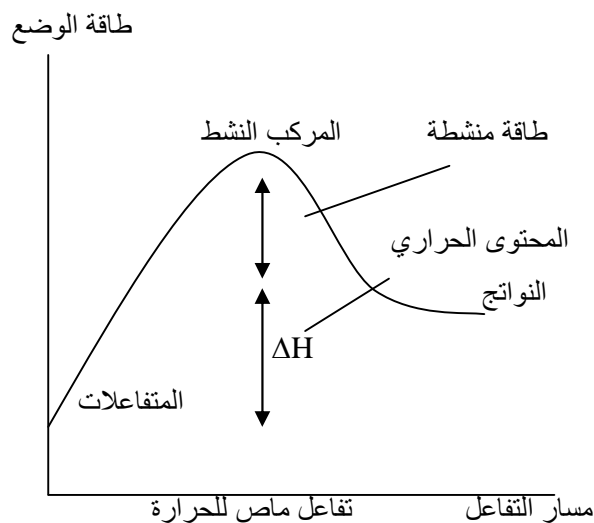
(١) تفاعلات طاردة للحرارة : يكون فيها المحتوى الحراري للمواد الناتجة أقل من المحتوى الحراري للمواد المتفاعلة.

(٢) تفاعلات ماصة للحرارة: يكون فيها المحتوى الحراري للمواد الناتجة أكبر من المحتوى الحراري للمواد المتفاعلة.

حرارة التفاعل (ΔH) = المحتوى الحراري للمواد الناتجة - المحتوى الحراري للمواد المتفاعلة.

إذا كانت حرارة التفاعل (ΔH) موجبة يكون التفاعل ماص للحرارة.

إذا كانت حرارة التفاعل (ΔH) سالبة يكون التفاعل طارد للحرارة.

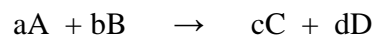


سؤال : هل تؤثر المادة الحافزة على حرارة التفاعل (ΔH) ؟

لا لأنها تعمل على تقليل الطاقة المنشطة.

قانون سرعة التفاعل:

إذا كان لدينا التفاعل التالي :



فإن سرعة التفاعل تتناسب طردياً مع $[A]^a$ ومع $[B]^b$ لذلك يكون قانون سرعة التفاعل للتفاعل السابق كما يلي:

$$\text{سرعة التفاعل} \propto [A]^a \times [B]^b$$

$$\text{سرعة التفاعل} = \text{ثابت} \times [A]^a \times [B]^b$$

ملاحظات هامة :

- (١) لكل تفاعل كيميائي قانون يحكم سرعته لذلك لا يمكن التنبؤ بقانون سرعة التفاعل بمجرد النظر إلى المعادلة الكيميائية للتفاعل.
- (٢) ليس جميع التفاعلات الكيميائية تتم في خطوة واحدة لذلك لا بد من معرفة خطوات التفاعل المكونة للتفاعل الكلي وهذا يسمى بخط سير التفاعل .

(٣) **خط سير التفاعل:** هي الخطوات المكونة للتفاعل الكلي. (الخطوة السريعة والخطوة البطيئة)

الخطوة المحددة لسرعة التفاعل هي الخطوة البطيئة.

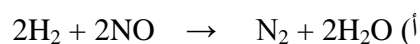
(٤) **قانون سرعة التفاعل:** هو حاصل ضرب تراكيز المواد المتفاعلة في الخطوة البطيئة مرفوعاً كل مادة منها إلى أس يساوي معاملها.

مثال (١) : إذا كان تفاعل ما يمر بالخطوات التالية:



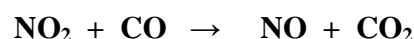
(أ) أكتب معادلة التفاعل الأصلي؟

(ب) أكتب قانون سرعة التفاعل لهذا التفاعل؟

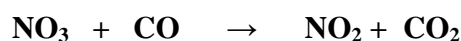
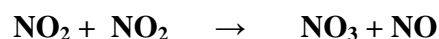


(ب) سرعة التفاعل = ثابت $\times [H_2] \times [NO]^2$

مثال (٢) : حدد الخطوة البطيئة (المحددة لسرعة التفاعل) في التفاعل التالي:



والذي يتم في خطوتين هما:



علماً بأن قانون سرعة هذا التفاعل هو:

$$\text{سرعة التفاعل} = \text{ثابت} \times [NO_2]^2$$



أسئلة وتمارين محلولة ؟

س (١) ضع علامة (✓) أمام العبارة الصحيحة وعلامة (x) أمام العبارة الخاطئة فيما يلي مع تصحيح الخطأ إن وجد:

(١) تعمل المادة الحافزة على زيادة طاقة التنشيط.

العبارة (x) والصواب تعمل المادة الحافزة على تقليل طاقة التنشيط.

(٢) يذوب السكر في فنجان من الشاي الحار بسرعة أكبر منها في فنجان من الشاي البارد.

العبارة (✓).

(٣) الخطوة السريعة هي الخطوة المحددة لسرعة التفاعل.

العبارة (x) والصواب الخطوة البطيئة هي الخطوة المحددة لسرعة التفاعل.

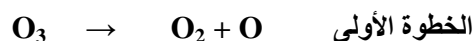
(٤) سرعة التفاعلات التي يصاحبها تفكك روابط كثيرة أسرع من التفاعلات التي يصاحبها تفكك روابط أقل.

العبارة (x) والصواب سرعة التفاعلات التي يصاحبها تفكك روابط كثيرة أقل من التفاعلات التي يصاحبها تفكك روابط أقل.

(٥) التفاعلات المتجانسة هي التفاعلات التي تتم في وسط متجانس من حالة واحدة من حالات المادة.

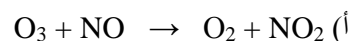
العبارة (✓).

س (٢) إذا كان التفاعل التالي يمر بالخطوات التالية:



(أ) أكتب معادلة التفاعل الأصلي؟

(ب) أكتب قانون سرعة التفاعل لهذا التفاعل إذا علمت أن خطوة تحليل الأوزون هي الخطوة البطيئة؟



(ب) قانون سرعة التفاعل = ثابت $\times [\text{O}_3]$

س (٣) إذا مزجت كمية معينة من غاز اليود مع كمية أخرى من غاز الهيدروجين في وعاء سعته لتر واحد. وإذا علم أن الغازيين

يتفاعلان ليكونا غاز يوديد الهيدروجين HI وأن سرعة التفاعل تتناسب طردياً مع $[\text{H}_2]$ وتتناسب طردياً أيضاً مع $[\text{I}_2]$

فاكتب قانون سرعة التفاعل ثم بين أثر ما يلي على سرعة التفاعل:

(أ) ارتفاع درجة الحرارة. (ب) إضافة إلى وسط التفاعل مادة حافزة. (ج) إضافة كمية من غاز الهيدروجين.

(د) سحب كمية من غاز اليود أثناء عملية التفاعل. (هـ) زيادة حجم وعاء التفاعل.

قانون سرعة التفاعل = ثابت $\times [\text{H}_2][\text{I}_2]$

(أ) تزداد. (ب) تزداد. (ج) تزداد. (د) تقل. (هـ) تقل.

س٤) علل لما يأتي:

١) يتأكسد السكر في جسم الإنسان عند درجة حرارة ٣٧م بينما يحتاج حرق السكر في المختبر إلى درجات حرارة أعلى من ذلك بكثير.

لأن جسم الإنسان يحتوي على أنزيمات تقوم عمل المادة الحافزة وبالتالي يحترق عند درجة حرارة أقل.

٢) تحترق نشارة الخشب بصورة أسرع من قطعة خشب ماثلة لها في الكتلة.

لأن مساحة سطح التلامس لنشارة الخشب أكبر من مساحة قطعة الخشب.

٣) لا يمكن التنبؤ بقانون سرعة التفاعل بمجرد النظر إلى المعادلة الكيميائية للتفاعل.

لأن لكل تفاعل كيميائي خط سير خاص به

س٥) أ) أرسم منحنى يمثل تغير طاقة الوضع للمواد أثناء التفاعل التالي :



موضحاً على الرسم ما يلي:

١- مستوى طاقة المواد المتفاعلة والنتيجة.

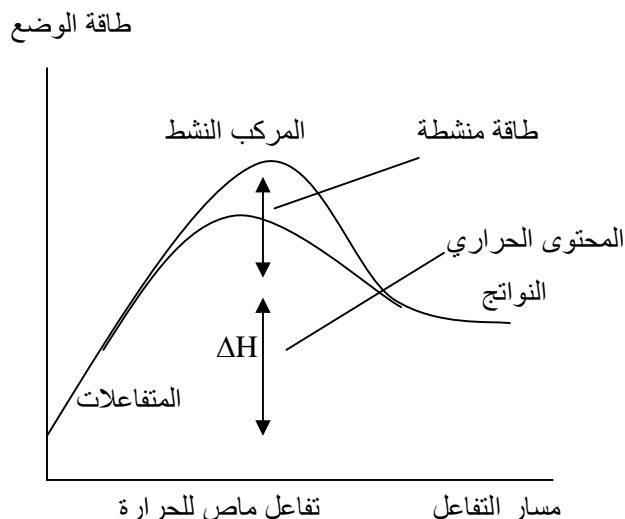
٢- مستوى طاقة المركب النشط.

٣- مقدار حرارة التفاعل.

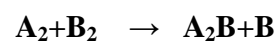
٤- مقدار الطاقة المنشطة.

ب) وضح على الرسم التغيرات التي تطرأ عند إضافة مادة حافزة إلى وسط التفاعل.

بما أن الحرارة (Heat) ضمن المواد المتفاعلة فإن التفاعل ماص للحرارة.



س٦) إذا كان ثابت السرعة للتفاعل التالي:



يساوي ٠,٢ وقانون سرعة التفاعل يعطى حسب العلاقة الآتية:

$$\text{سرعة التفاعل} = \text{ثابت} \times [A_2][B_2]$$

م	[A ₂]	[B ₂]
١	١,٢٥	١,٢٥
٢	١,٥	١,٢٥
٣	١,٥	١,٥

م	[A ₂]	[B ₂]	قانون سرعة التفاعل = ثابت × [A ₂] [B ₂]
١	١,٥	١,٢٥	قانون سرعة التفاعل = ٠,٢ × ١,٢٥ × ١,٢٥ = ٠,٣١٢٥
٢	١,٥	١,٢٥	قانون سرعة التفاعل = ٠,٢ × ١,٥ × ١,٢٥ = ٠,٣٧٥
٣	١,٥	١,٥	قانون سرعة التفاعل = ٠,٢ × ١,٥ × ١,٥ = ٠,٤٥

✍ الفصل الثاني : الاتزان الكيميائي

أقسام التفاعلات الكيميائية حسب تحول المواد المتفاعلة إلى نواتج :

(١) تفاعلات تامة (غير عكسية):

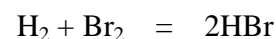
هي تفاعلات تحدث في اتجاه واحد بحيث لا تستطيع المواد الناتجة من التفاعل من أن تتحد مع بعضها البعض مرة أخرى لتكوين المواد المتفاعلة تحت ظروف التجربة.

مثال: تفاعل الفلور مع الهيدروجين كما في المعادلة التالية: $H_2 + F_2 \rightarrow 2HF$

(٢) تفاعلات غير تامة (عكسية):

هي تفاعلات غير مكتملة وتحدث في الاتجاهين الأمامي والخلفي .

مثال: تفاعل الهيدروجين مع البروم لتكوين بروميد الهيدروجين إذ ينعكس التفاعل بتفكك بروميد الهيدروجين إلى البروم والهيدروجين كما في المعادلة التالية:



تعريف الاتزان الكيميائي :

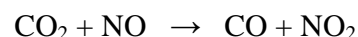
هي الحالة التي تتساوى فيها سرعات التفاعلين العكسيين متساويين لا تتغير بمرور الزمن.

مثال : لدينا التفاعلين التاليين:

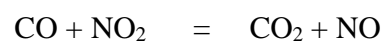
(١) تفاعل ثاني أكسيد النيتروجين NO_2 ذو اللون البني المحمر مع CO عديم اللون حيث يزول اللون تدريجياً وهذا يدل على نقص في

تركيز المواد المتفاعلة كما في المعادلة التالية: $CO + NO_2 \rightarrow CO_2 + NO$

(٢) تفاعل ثاني أكسيد الكربون CO_2 مع NO فيظهر اللون البني المحمر تدريجياً وهذا يدل على زيادة في تركيز المواد الناتجة كما في المعادلة التالية:



(٣) عند دمج التفاعلين يحدث التفاعلين العكسيين (تقل تركيز المواد المتفاعلة وتزداد تركيز المواد الناتجة) ويتوقف تغير اللون عندما تكون سرعات التفاعلين العكسيين متساويين كما في المعادلة التالية:



ملاحظة هامة: لا يحدث تغيير في تركيز المواد المتفاعلة والناتجة بعد الوصول إلى حالة الاتزان لأن سرعات التفاعلين العكسيين متساوية.

طبيعة حالة الاتزان :

لفهم طبيعة حالة الاتزان ندرس التجارب التالية:

(أ) التجربة الأولى:**العمل :**

نضيف قليلاً من ملح برمنجنات البوتاسيوم (KMnO_4) الصلب إلى قليل من الماء في زجاجة ساعة.

المشاهدة :

- (١) الملح يذوب ويكتسب الجزء المحيط به لوناً أرجوانياً سرعان ما ينتشر في جميع أجزاء الماء خاصة عند تحريكه.
- (٢) عند إضافة مزيداً من ملح برمنجنات البوتاسيوم يزداد اللون الأرجواني في المحلول إلى أن يصل المحلول إلى حد لا يستطيع معه أن يذيب المزيد من ملح برمنجنات البوتاسيوم الصلب .
- وأي إضافة جديدة من الملح الصلب لا تذوب ولكن تترسب في زجاجة الساعة .

الاستنتاج :

النظام قد وصل إلى حالة سكون.

تركيز المواد في النظام أصبحت قيمتها ثابتة وفي هذه الحالة نقول أن النظام في حالة الاتزان.

حالة الاتزان : هي الحالة التي تكون عندها الخواص المنظورة والملموسة للمزيج ثابتة لا تتغير.

ولكن هذا يخالف النظرية الذرية والجزيئية التي تنفي وجود أي حالة سكون حقيقية.

والواقع أن دقائق المواد (الجزيئات أو الأيونات) تكون في تغير مستمر عند حالة الاتزان.

فوحدة برمنجنات البوتاسيوم الصلبة تذوب في الماء حتى عند حالة الاتزان وفي الوقت نفسه تترسب بعض الوحدات الذائبة في المحلول لتتكون برمنجنات البوتاسيوم الصلبة.

وتتم هاتان العمليتان المتضادتان (الذوبان والترسيب) بسرعة واحدة عند حالة الاتزان فيبدو للناظر وكأن شيئاً لم يتغير.

أي أن سرعة الذوبان = سرعة الترسيب

وعلى ذلك يمكن القول بأنه:

النظام المتزن : هو نظام ساكن على المستوى المرئي ونظام ديناميكي (حركي) على المستوى غير المرئي.

ب) التجربة الثانية:**العمل :**

ضع قليلاً من الماء في إناء مغلق على موقد .

المشاهدة :

حدوث عمليتان متضادتان (متعاكستان) هما التبخير والتكثيف كما يلي:

(١) في بداية التسخين يكون معدل تبخير الماء هو العملية السائدة ويصاحبها زيادة في الضغط البخاري. أي يكون معدل التبخير يكون أكبر من معدل التكثيف.

(٢) باستمرار التسخين تستمر عملية التبخير ويزداد معدل التكثيف عن معدل التبخير.

(٣) تستمر عملية التبخير حتى يتساوى الضغط البخاري مع ضغط بخار الماء المشبع ، وعندها يتساوى معدل التبخير مع معدل التكثيف.

الاستنتاج :

عند حالة الاتزان بين سرعة التبخير وسرعة التكثيف يكون عدد جزيئات الماء التي تتبخر مساوياً لعدد جزيئات البخار التي تتكثف. ملاحظة هامة :

تعرف حالة الاتزان في المثالين السابقين بأنها حالة اتزان نشطة لأن التفاعل لا يتوقف عند حالة الاتزان بل يستمر في الاتجاهين المتعاكسين بالسرعة نفسها.

ثابت الاتزان الكيميائي (K) :

مثال: في التفاعل التالي: $aA + bB \rightarrow cC + dD$

مواد متفاعلة مواد ناتجة

يمكن التعبير عن ثابت الاتزان الكيميائي للمعادلة السابقة بطريقتين:

(١) باستخدام وحدات التركيز بالمولارية ويرمز لثابت الاتزان بـ (Kc)

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

(٢) باستخدام وحدات الضغط ويرمز لثابت الاتزان بـ (Kp)

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

ثابت الاتزان :

هو كسر بسطه حاصل ضرب تراكيز المواد الناتجة مرفوعاً تركيز كل مادة منها إلى أس يساوي معاملها في المعادلة الموزونة ومقامه حاصل ضرب تراكيز المواد المتفاعلة مرفوعاً تركيز كل مادة منها إلى أس يساوي معاملها في المعادلة الموزونة.

العوامل التي تؤثر على ثابت الاتزان الكيميائي:

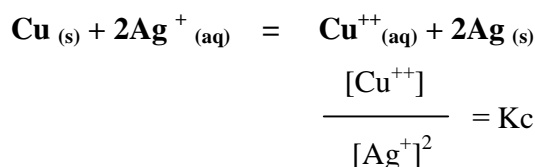
(١) طبيعة المواد المتفاعلة والناتجة. (٢) درجة الحرارة.

ملاحظة هامة :

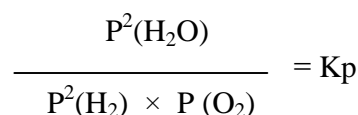
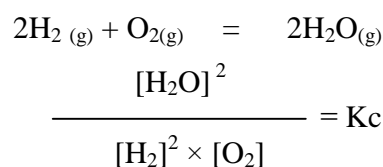
تركيز المادة الصلبة والمذيب (الماء) في الحالة السائلة لا يكتب في قانون ثابت الاتزان الكيميائي لأن لها تركيز ثابت لا يتغير بدرجة ملموسة أثناء التفاعل.

مثال (١) :

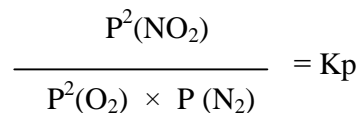
أ) اكتب قانون ثابت اتزان التفاعل الآتي معبراً عنه بوحدات التركيز المولاري:



ب) عبر عن قانون ثابت الاتزان للتفاعل الآتي بطريقتين مختلفتين:



مثال (٢) : احسب K_p للتفاعل التالي : $\text{N}_2(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) = 2\text{NO}_2(\text{g})$ إذا كانت الضغوط الجزئية للمواد: N_2 , O_2 , NO_2 عند الاتزان هي على التوالي : ٢ ضغط جوي ، ١ ضغط جوي ، ٢,٠ ضغط جوي.



$$K_p = \frac{P^2(\text{NO}_2)}{P^2(\text{O}_2) \times P(\text{N}_2)} = \frac{(2)^2}{(1)^2 \times (2.0)^2}$$

مثال (٣) : احسب K_p للتفاعل $\text{CaCO}_3(s) = \text{CaO}(s) + \text{CO}_2(g)$ إذا كان الضغط الجزئي للغازات التفاعل عند الاتزان يساوي ٠,٣ ضغطاً جويًا.

$$P(\text{CO}_2) = K_p$$

$$K_p = 0,3 \text{ ضغط جوي}$$

مثال (٤) : احسب قيمة ثابت اتزان التفاعل الغازي $\text{N}_2(g) + \text{O}_2(g) = 2\text{NO}(g)$ بوحدة التركيز المولاري إذا وصل التفاعل إلى حالة الاتزان عند التراكيز التالية: ٠,٢ مولار من (NO) ، ٠,١ مولار من (N_2) ، ٠,١ مولار من (O_2)

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2] \times [\text{O}_2]} = \frac{(0,2)^2}{0,1 \times 0,1} = 4$$

مثال (٥) : احسب تركيز غاز CO الذي يوجد في حالة توازن مع ١ مول من كل من C , O_2 إذا كان التفاعل



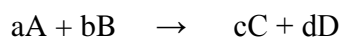
$$[\text{O}_2] = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم باللتر}} = \frac{1}{2} = 0,5 \text{ مولار.}$$

$$K_c = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{O}_2]}$$

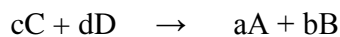
$$8 = \frac{[\text{CO}]^2}{0,5} \leftarrow [\text{CO}]^2 = 0,5 \times 8 \leftarrow [\text{CO}]^2 = 4 \leftarrow [\text{CO}] = 2 \text{ مولار}$$

استنتاج قانون ثابت الاتزان الكيميائي (K) باستخدام سرعة التفاعل:

مثال (١) : إذا كان لدينا التفاعل الأمامي التالي:



إذا كان لدينا التفاعل العكسي التالي:



نفرض أن التفاعلين السابقين يتم في خطوة واحدة فيكون قانون سرعة التفاعل لكل منهما كما يلي:

$$\text{سرعة التفاعل (١ع)} = \text{ثابت}^1 \times [A]^a \times [B]^b$$

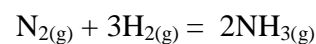
$$\text{سرعة التفاعل (٢ع)} = \text{ثابت}^2 \times [C]^c \times [D]^d$$

وعند حالة الاتزان تتساوى سرعة التفاعلين كما يلي:

$$\text{ثابت}^1 \times [A]^a \times [B]^b = \text{ثابت}^2 \times [C]^c \times [D]^d$$

$$K = \frac{\text{ثابت}^1}{\text{ثابت}^2} = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$$

مثال (٢) : استنتج قانون ثابت الاتزان للتفاعل التالي من قانون سرعة التفاعل:



$$\text{سرعة التفاعل (١ع)} = \text{ثابت}^1 \times [N_2] \times [H_2]^3$$

$$\text{سرعة التفاعل (٢ع)} = \text{ثابت}^2 \times [NH_3]^2$$

وعند حالة الاتزان تتساوى سرعة التفاعلين كما يلي:

$$\text{ثابت}^1 \times [N_2] \times [H_2]^3 = \text{ثابت}^2 \times [NH_3]^2$$

$$K = \frac{\text{ثابت}^1}{\text{ثابت}^2} = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 \times [N_2]}$$

العلاقة بين Kc و Kp :

مثال : في التفاعل العام المتزن التالي:

$$n_1 A_{(g)} = n_2 B_{(g)}$$

$$\frac{[B]^{n_2}}{[A]^{n_1}} = K_c \quad \& \quad \frac{P^{n_2}(B)}{P^{n_1}(A)} = K_p$$

من قانون الحالة الغازية $ح \times ن = ك \times ت$

$$\frac{ن}{ح} = [] \text{ التركيز } \quad \& \quad \frac{ن \times ك \times ت}{ح} = ض$$

ض = $[] \times ك \times ت$

$$\frac{[B]^{n_2} (ك \times ت)^{n_2}}{[A]^{n_1} (ك \times ت)^{n_1}} = \frac{([B](ك \times ت))^{n_2}}{([A](ك \times ت))^{n_1}} = K_p$$

$$K_c = K_p (ك \times ت)^{n_1 - n_2}$$

K_p = ثابت الاتزان بدلالة الضغط الجزئي & K_c = ثابت الاتزان بدلالة التركيز المولاري & $ك$ = ثابت الغاز العام = 0.082

$ت$ = درجة الحرارة المطلقة & $ن_2$ = مجموع عدد مولات النواتج & $ن_1$ = مجموع عدد مولات المتفاعلات

مثال (١): إذا علمت أن K_p للتفاعل $2CO_{(g)} + O_{2(g)} = 2CO_{2(g)}$ هو $٢,٢٤ \times ١٠^{٢٢}$ عند درجة حرارة ١٠٠٠° مطلقة فاحسب K_c .

$$K_c = K_p (ك \times ت)^{n_1 - n_2}$$

$$٢,٢٤ (١٠٠٠ \times ٠,٠٨٢)^{٢-٢} = K_c$$

$$K_c = ١٠ \times ١,٨٤ \times ١٠^{٢٢}$$

مثال (٢): إذا علمت أن ثابت الاتزان K_c للتفاعل التالي: $N_2O_{4(g)} = 2NO_{2(g)}$ يساوي ٠,٨٧ عند ٥٥° فما قيمة K_p عند نفس الدرجة.

$$K_c = K_p (ك \times ت)^{n_1 - n_2}$$

$$٠,٨٧ = K_p [(٢٧٣+٥٥)(٠,٠٨٢)^{٢-١}]$$

$$K_p = ٢٣,٤$$

دلالة ثابت الاتزان الكيميائي :

(١) إذا كانت قيمة ثابت الاتزان كبيراً ($K > 1$) :

يدل على أن معظم المواد المتفاعلة تحولت إلى نواتج .

مثال: وجد أن قيمة ثابت الاتزان عند ٢٥ م° للفاعل $\text{Cu(s)} + 2\text{Ag}^+_{(\text{aq})} = \text{Cu}^{++}_{(\text{aq})} + 2\text{Ag(s)}$ هي:

$$K = \frac{[\text{Cu}^{++}]}{[\text{Ag}^+]^2} = 1.0 \times 10^{-10}$$

(٢) إذا كانت قيمة ثابت الاتزان صغيراً ($K < 1$) :

يدل على أن معظم المواد المتفاعلة لم تتحول إلى نواتج.

مثال: وجد أن قيمة ثابت الاتزان عند ٢٥ م° للفاعل $\text{AgCl(s)} = \text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ هي:

$$K = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 1.7 \times 10^{-10}$$

العوامل المؤثرة على حالة الاتزان الكيميائي :

(١) التركيز (٢) الضغط (٣) درجة الحرارة

ملاحظة هامة :

المادة الحافزة لا تؤثر على حالة الاتزان الكيميائي لأنها تزيد من سرعة التفاعل الأمامي والعكسي معاً.

مبدأ لوشاتلييه:

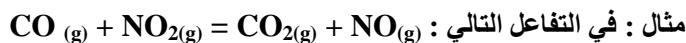
" إذا أثر مؤثر ما مثل درجة الحرارة أو الضغط أو التركيز على تفاعل كيميائي في حالة اتزان فإن التفاعل يسير في الاتجاه الذي يقاوم هذا المؤثر "

* الجدول التالي يلخص العوامل المؤثرة على حالة الاتزان الكيميائي:

العوامل المؤثرة	حالة الاتزان	ثابت الاتزان
زيادة تركيز المتفاعلات	ينزاح نحو اليمين	لا تتغير قيمته
زيادة تركيز النواتج	ينزاح نحو اليسار	
نقص تركيز المتفاعلات	ينزاح نحو اليسار	
نقص تركيز النواتج	ينزاح نحو اليمين	
زيادة الضغط	ينزاح نحو اتجاه عدد المولات الأقل	
نقص الضغط	ينزاح نحو اتجاه عدد المولات الأكثر	عند التساوي لا يؤثر
زيادة درجة الحرارة	طارد للحرارة	تقل قيمته
	ماص للحرارة	تزداد قيمته
نقص درجة الحرارة	طارد للحرارة	تزداد قيمته
	ماص للحرارة	تقل قيمته

أمثلة توضيحية:

أولاً : أثر التركيز على حالة وثابت الاتزان:



بين أثر التغيرات التالية:

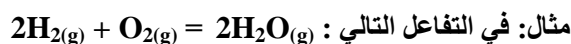
- ١) زيادة كمية CO_2 ٢) نقص كمية CO_2 ٣) زيادة كمية NO_2 ٤) نقص كمية NO_2
- على ما يلي : (أ) حالة الاتزان (ب) كميات المواد المتفاعلة والنتيجة (ج) قيمة ثابت الاتزان

* أثر التغيرات على حالة الاتزان وكميات المواد المتفاعلة والنتيجة وقيمة ثابت الاتزان:

التغيرات	حالة الاتزان	التغيرات على كميات المواد المتفاعلة والنتيجة	ثابت الاتزان
زيادة كمية CO_2	ينزاح نحو اليسار	تقل كمية NO وتزداد كمية CO و NO_2	لا تتأثر
نقص كمية CO_2	ينزاح نحو اليمين	تزداد كمية NO وتقل كمية CO و NO_2	
زيادة كمية NO_2	ينزاح نحو اليمين	تقل كمية CO و تزداد كمية NO و CO_2	
نقص كمية NO_2	ينزاح نحو اليسار	تزداد كمية CO و تقل كمية NO و CO_2	

ثانياً : أثر الضغط على حالة وثابت الاتزان:

(أ) عند ما تكون عدد المولات للمواد المتفاعلة أكبر من عدد المولات للمواد الناتجة :



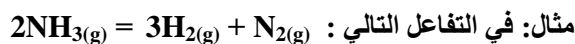
بين أثر التغيرات التالية:

- ١) زيادة الضغط ٢) نقصان الضغط
- على ما يلي : (أ) حالة الاتزان (ب) كميات المواد المتفاعلة والنتيجة (ج) قيمة ثابت الاتزان
- عدد مولات المواد المتفاعلة = ٣ & عدد مولات المواد الناتجة = ٢

* أثر التغيرات على حالة الاتزان وكميات المواد المتفاعلة والنتيجة وقيمة ثابت الاتزان

التغيرات	حالة الاتزان	التغيرات على كميات المواد المتفاعلة والنتيجة	ثابت الاتزان
زيادة الضغط	ينزاح نحو اليمين	تزداد كمية H_2O وتقل كمية O_2 و H_2	لا تتأثر
نقصان الضغط	ينزاح نحو اليسار	تقل كمية H_2O وتزداد كمية O_2 و H_2	

(ب) عند ما تكون عدد المولات للمواد الناتجة أكبر من عدد المولات للمواد المتفاعلة:



مثال: في التفاعل التالي :
بين أثر التغيرات التالية:

(١) زيادة الضغط (٢) نقصان الضغط

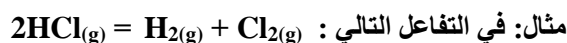
على ما يلي : (أ) حالة الاتزان (ب) كميات المواد المتفاعلة والناتجة (ج) قيمة ثابت الاتزان

عدد مولات المواد المتفاعلة = ٢ & عدد مولات المواد الناتجة = ٤

* أثر التغيرات على حالة الاتزان وكميات المواد المتفاعلة والناتجة وقيمة ثابت الاتزان

التغيرات	حالة الاتزان	التغيرات على كميات المواد المتفاعلة والناتجة	ثابت الاتزان
زيادة الضغط	ينزاح نحو اليسار	تزداد كمية NH_3 وتقل كمية H_2 و N_2	لا تتأثر
نقصان الضغط	ينزاح نحو اليمين	تقل كمية NH_3 وتزداد كمية H_2 و N_2	

(ج) عند ما تكون عدد المولات للمواد الناتجة تساوي عدد المولات للمواد المتفاعلة:



مثال: في التفاعل التالي :
بين أثر التغيرات التالية:

(١) زيادة الضغط (٢) نقصان الضغط

على ما يلي : (أ) حالة الاتزان (ب) كميات المواد المتفاعلة والناتجة (ج) قيمة ثابت الاتزان

عدد مولات المواد المتفاعلة = ٢ & عدد مولات المواد الناتجة = ٢

* أثر التغيرات على حالة الاتزان وكميات المواد المتفاعلة والناتجة وقيمة ثابت الاتزان

التغيرات	حالة الاتزان	التغيرات على كميات المواد المتفاعلة والناتجة	ثابت الاتزان
زيادة الضغط	لا يؤثر	لا يؤثر	لا تتأثر
نقصان الضغط	لا يؤثر	لا يؤثر	

ملاحظة :

ضغط الغازات المختلفة في وعاء يعتمد على عدد الجزيئات وليس على نوع الجزيئات .

ثالثاً : أثر درجة الحرارة على حالة وثابت الاتزان:

لمعرفة أثر درجة الحرارة على حالة وثابت الاتزان نقسم التفاعلات إلى ما يلي :

(أ) تفاعلات ماصة للحرارة : تفاعلات يكون فيها المحتوى الحراري ضمن المواد المتفاعلة ($\Delta H = +$)



بين أثر التغيرات التالية:

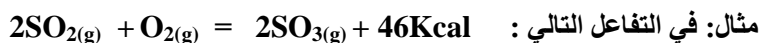
(١) زيادة درجة الحرارة (٢) نقصان درجة الحرارة

على ما يلي : (أ) حالة الاتزان (ب) كميات المواد المتفاعلة والنتيجة (ج) قيمة ثابت الاتزان

* أثر التغيرات على حالة الاتزان وكميات المواد المتفاعلة والنتيجة وقيمة ثابت الاتزان

التغيرات	حالة الاتزان	التغيرات على كميات المواد المتفاعلة والنتيجة	ثابت الاتزان
زيادة درجة الحرارة	ينزاح نحو اليمين	تزداد كمية NO_2 وتقل كمية N_2O_4	تزداد
نقصان درجة الحرارة	ينزاح نحو اليسار	تقل كمية NO_2 وتزداد كمية N_2O_4	تقل

(ب) تفاعلات طاردة للحرارة : تفاعلات يكون فيها المحتوى الحراري ضمن المواد الناتجة ($\Delta H = -$)



بين أثر التغيرات التالية:

(١) زيادة درجة الحرارة (٢) نقصان درجة الحرارة

على ما يلي : (أ) حالة الاتزان (ب) كميات المواد المتفاعلة والنتيجة (ج) قيمة ثابت الاتزان

* أثر التغيرات على حالة الاتزان وكميات المواد المتفاعلة والنتيجة وقيمة ثابت الاتزان

التغيرات	حالة الاتزان	التغيرات على كميات المواد المتفاعلة والنتيجة	ثابت الاتزان
زيادة درجة الحرارة	ينزاح نحو اليسار	تقل كمية SO_3 وتزداد كمية SO_2 و O_2	تقل
نقصان درجة الحرارة	ينزاح نحو اليمين	تزداد كمية SO_3 وتقل كمية SO_2 و O_2	تزداد

رائز التفاعل Q

تعريف رائز التفاعل :

هو قيمة افتراضية لثابت الاتزان تحسب في لحظة ما خلال التفاعل للتنبؤ بوصوله إلى حالة الاتزان.

فائدة رائز التفاعل :

أي معرفة هل التفاعل في حالة الاتزان أم لا في لحظة ما أثناء التفاعل وذلك من خلال حساب قيمة ثابت الاتزان في تلك اللحظة ومقارنته بثابت الاتزان K فإذا كانت :

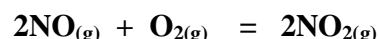
(١) $K=Q$ فإن هذا يعني أن التفاعل في حالة اتزان كيميائي عند هذه اللحظة.(٢) $K<Q$ فإن التفاعل ليس في حالة اتزان لذلك سيتجه التفاعل إلى الاتجاه الذي يقلل من قيمة Q أي نحو المتفاعلات (نحو اليسار)(٣) $K>Q$ فإن التفاعل ليس في حالة اتزان لذلك سيتجه التفاعل إلى الاتجاه الذي يزيد من قيمة Q أي نحو النواتج (نحو اليمين)مثال (١): ثابت الاتزان عند درجة حرارة ٦٩٩° مطلقة للتفاعل : $H_{2(g)} + I_{2(g)} = 2HI_{(g)}$

هو ٥٥,٣ فإذا تم مزج كمية من يوديد الهيدروجين ضغطها ٠,٧ ضغطاً جوياً مع كمية من غاز اليود والهيدروجين ضغط كل منهما ٠,٢ ضغطاً جوياً ، هل يحدث أي تغير في كميات المواد الممزوجة أم لا ؟ وإذا كان الجواب بالإيجاب ففي أي اتجاه يحدث التغير؟
نحسب قيمة Q ثم نقارنها بثابت الاتزان

$$1225 = \frac{P^2(HI)}{P(H_2) \times P(I_2)} = \frac{(0,7)^2}{0,2 \times 0,2} = Q$$

 $K_p < Q$ ينزاح التفاعل نحو اليسار باتجاه المتفاعلاتكمية HI تقل وكمية H_2 و I_2 تزداد

مثال (٢) : إذا علم أن تركيز أكسيد النيتروجين NO يتفاعل مع الأكسجين عند درجة حرارة ٥٠٠° مطلقة وفقاً للتفاعل التالي:



وأن ثابت الاتزان لهذا التفاعل عند ٥٠٠° مطلقة هو $٦,٤ \times 10^{-١}$ فإذا خلطنا ٠,١ مول من (NO) و ٠,١ مول من (O_2) و ٠,١ مول من (NO_2) في وعاء مغلق سعته لتر واحد فهل يحدث تفاعل منظور بين هذه الغازات ؟ وأي منها يزداد تركيزه وأيها ينقص مع مضي الوقت.

$$10 = \frac{[NO]^2}{[NO_2]^2 \times [O_2]} = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم باللتر}} = \frac{0,1}{1} = \frac{0,1}{[NO_2]^2 \times [O_2]} \quad \& \quad [O_2] = 0,1 \text{ مولار} \quad \& \quad [NO_2] = 0,1 \text{ مولار}$$

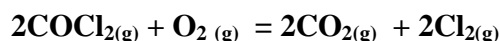
 $K > Q$ ينزاح التفاعل نحو اليمين باتجاه النواتجكمية NO_2 تزداد وكمية NO و O_2 تقل

حسابات متعلقة بالاتزان الكيميائي:

أولاً : حسابات ثابت الاتزان من خلال المعادلات:

مثال (١): إذا علم أن ثابت الاتزان للتفاعل $\text{COCl}_2(\text{g}) = \text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ هو $0,329$ عند درجة حرارة 1000°C مطلقة

وللتفاعل $2\text{CO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2\text{CO}_2(\text{g})$ هو 10×10^{22} عند الدرجة نفسها. فاحسب ثابت الاتزان عند درجة حرارة 1000°C مطلقة للتفاعل :



التفاعل الثالث ناتج من ضرب التفاعل الأول $\times 2$ ثم جمعه مع التفاعل الثاني كما يلي:

$$\begin{array}{rcl} 2(\text{COCl}_2(\text{g}) = \text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})) & K_1 = 0,329 & \\ 2\text{CO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2\text{CO}_2(\text{g}) & K_2 = 10 \times 10^{22} & \\ \hline 2\text{COCl}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{Cl}_2(\text{g}) & K_3 = K_1^2 \times K_2 & \\ & K_3 = 10 \times 10^{22} \times (0,329)^2 & \\ & K_3 = 10 \times 10^{22} \times 0,108 & \end{array}$$

مثال (٢) : إذا علمت أن قيمة ثابت الاتزان عند 423°C للتفاعل التالي: $2\text{HI}(\text{g}) = \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$ هي $0,018$

فما قيمة ثابت الاتزان للتفاعل التالي: $8\text{HI}(\text{g}) = 4\text{H}_2(\text{g}) + 4\text{I}_2(\text{g})$

يلاحظ أن التفاعل الثاني ناتج من ضرب التفاعل الأول في $4 \times$ (يرفع إلى أس يساوي ٤)

$$(K_1)^4 = K_2$$

$$(0,018)^4 = K_2$$

$$1,0 \times 10^{-10} = K_2$$

مثال (٣) : إذا كان ثابت الاتزان K_p للتفاعل: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$ عند درجة الحرارة 700°C يساوي $416,16$ فاحسب قيمة

K_p للتفاعل التالي: $\text{SO}_2 + 1/2 \text{O}_2 = \text{SO}_3$

يلاحظ أن التفاعل الثاني ناتج عن ضرب التفاعل الأول في $\times 1/2$ (يرفع إلى أس يساوي $1/2$)

$$(K_1)^{1/2} = K_2$$

$$(416,16)^{1/2} = K_2$$

$$20,4 = K_2$$

مثال (٤) : احسب ثابت الاتزان للتفاعل التالي: $\text{H}_2(\text{g}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g}) = \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

علماً بأن ثابت الاتزان للتفاعل التالي: $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) = \text{H}_2(\text{g}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g})$ عند 25°C يساوي 10×10^{-3}

يلاحظ أن التفاعل الأول ناتج عن عكس التفاعل الثاني

$$1 = \frac{1}{10 \times 10^{-3}} = \frac{1}{K_2} = K_1$$

ثانياً: حسابات ثابت الاتزان بمعرفة عدد مولات أو تركيز أحد المواد المتفاعلة أو الناتجة عند الاتزان:

مثال: مزج ٢ مول من H_2 مع ٣ مول من I_2 في وعاء مغلق سعته ١٠ لتر وعند الاتزان كانت كمية HI تساوي ٣,٦ مول . احسب قيمة ثابت الاتزان.

يتم تكوين الجدول التالي:

المعادلة	$2HI$	$=$	I_2	$+$	H_2
عدد المولات قبل التفاعل (من المسألة)	صفر		٣		٢
عدد المولات للمواد المتفاعلة والناتجة (من المعادلة)	٢س		س		س
عدد المولات عند الاتزان	٢س		٣-س		٢-س

$$\frac{2-س}{١٠} = [H_2] \quad \& \quad \frac{٣-س}{١٠} = [I_2] \quad \& \quad \frac{٢س}{١٠} = [HI]$$

من المعلومات الموجودة في المسألة كمية HI عند الاتزان = ٣,٦ مول = ٢س (من الجدول)

$$٣,٦ = ٢س \quad \leftarrow \quad س = ١,٨ \text{ مول}$$

نعوض عن قيم س في الجدول لنحصل على تراكيز المواد عند الاتزان كما يلي:

$$[HI] = \frac{٢س}{١٠} = \frac{١,٨ \times ٢}{١٠} = ٠,٣٦ \text{ مولار.}$$

$$[H_2] = \frac{٢-س}{١٠} = \frac{١,٨-٢}{١٠} = ٠,٠٢ \text{ مولار.}$$

$$[I_2] = \frac{٣-س}{١٠} = \frac{١,٨-٣}{١٠} = ٠,١٢ \text{ مولار.}$$

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \times [I_2]} = \frac{(٠,٣٦)^2}{٠,٠٢ \times ٠,١٢} = ٥٤$$

ثالثاً : حسابات تراكيز المواد المتفاعلة أو الناتجة عند الاتزان بمعرفة ثابت الاتزان:

مثال: إذا مزج ١ مول من اليود مع ١ مول من الهيدروجين في وعاء مغلق سعته ١٠ لترات وكان ثابت الاتزان للتفاعل $H_{2(g)} + I_{2(g)} = 2HI_{(g)}$ يساوي ٩ ، احسب تركيز كل من اليود والهيدروجين ويوديد الهيدروجين عندما تصل المجموعة إلى حالة الاتزان.

يتم تكوين الجدول التالي:

المعادلة	H_2	+	I_2	=	$2HI$
عدد المولات قبل التفاعل (من المسألة)	١		١		صفر
عدد المولات للمواد المتفاعلة والناتجة (من المعادلة)	س		س		٢س
عدد المولات عند الاتزان	١-س		١-س		٢س

$$\frac{٢س}{١٠} = [HI] \quad \& \quad \frac{١-س}{١٠} = [I_2] \quad \& \quad \frac{١-س}{١٠} = [H_2]$$

$$٩ = \frac{(٢س)^2}{(١-س)^2} \quad \leftarrow \quad ٩ = \frac{٢ \left[\frac{س}{١٠} \right]^2}{\left(\frac{١-س}{١٠} \right) \times \left(\frac{١-س}{١٠} \right)} \quad \leftarrow \quad \frac{[HI]^2}{[H_2] \times [I_2]} = K_c$$

$$\frac{٢}{١-س} = ٣ \quad \leftarrow \quad ٢س = ٣(١-س) \quad \leftarrow \quad ٢س = ٣ - ٣س \quad \leftarrow \quad ٥س = ٣ \quad \leftarrow \quad س = ٠,٦$$

$$[H_2] = \frac{١-س}{١٠} = \frac{٠,٦-١}{١٠} = ٠,٠٤ \text{ مولار}$$

$$[I_2] = \frac{١-س}{١٠} = \frac{٠,٦-١}{١٠} = ٠,٠٤ \text{ مولار}$$

$$[HI] = \frac{٢س}{١٠} = \frac{٠,٦ \times ٢}{١٠} = ٠,١٢ \text{ مولار}$$

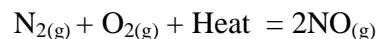
أسئلة وتمارين محلولة ؟

س ١) ما أهمية دراسة الاتزان الكيميائي ؟

١) معالجة التلوث في الهواء الجوي :

هناك بعض الغازات السامة الناتجة من عوادم السيارات مثل CO , CO_2 , SO_2 , NO

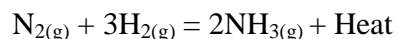
مثال : غاز NO ينتج في محرك السيارة عند درجة حرارة عالية من تفاعل النيتروجين الجوي مع الأكسجين كما في المعادلة التالية:



حيث يتحد الغاز الناتج NO مع أكسجين الهواء ليعطي غاز NO_2 الذي له آثار بيئية ضارة فهو يؤثر في طبقة الأوزون ويفكك بعض المنتجات المطاطية ويضر بالعينين والأغشية المخاطية والأنف والرئتين ولتقليل من غاز NO يتم خفض درجة الحرارة لأن التفاعل ماص للحرارة.

٢) أهمية اقتصادية في زيادة إنتاج بعض المواد الهامة:

مثال : النشادر الذي يدخل في صناعة الأسمدة ويحضر صناعياً باتحاد غازي الهيدروجين والنيتروجين وفق المعادلة التالية:



ولزيادة كمية النشادر يجب زيادة الضغط وخفض درجة الحرارة لأن التفاعل طارد للحرارة.

س ٢) اختر الإجابة الصحيحة من بين الخيارات المتاحة لكل فقرة :

أ) عند وصول المواد إلى الاتزان فإن:

١) التفاعل يتوقف عند هذه اللحظة .

٢) يحدث تغيرات ملحوظة أثناء ذلك .

٣) تثبت الخواص المنظورة في التفاعل.

٤) يكون التفاعل أسرع في اتجاه تكوين النواتج .

ب) في تفاعل قيمة K_c تساوي واحد ومعادلته $A_{(g)} + B_{(g)} = C_{(g)}$ فإن K_p له عند درجة ٢٧°م تساوي:

$$(1) \frac{1}{27 \times 0,082}$$

$$(2) \frac{1}{300 \times 0,082}$$

$$(3) 300 \times 0,082 \times 1$$

$$(4) 27 \times 0,082 \times 1$$

(ج) قيمة ثابت الاتزان لتفاعل ما تبقى ثابتة مهما تغيرت الظروف بشرط ثبوت :

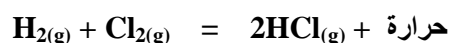
(١) درجة الحرارة.

(٢) الضغط الكلي للتفاعل.

(٣) تراكيز المواد المشمولة في التفاعل.

(٤) حجم وعاء التفاعل.

س٣) يتفاعل الهيدروجين مع الكلور ليكونا كلوريد الهيدروجين بموجب المعادلة التالية:



ما أثر كل من التغيرات التالية على كمية كلوريد الهيدروجين المتكونة عند الاتزان:

(أ) ارتفاع درجة الحرارة ؟

(ب) استخدام وعاء أصغر حجماً ليجري فيه التفاعل ؟

(ج) إضافة مزيد من غاز الكلور بعد وصول المواد المشمولة في التفاعل إلى حالة الاتزان؟

(أ) تقل.

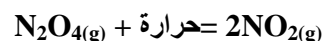
(ب) لا يؤثر.

(ج) تزداد.

س٤) ما أثر المواد السامة للمادة الحافزة على خواص حالة الاتزان الكيميائي؟

المادة السامة لا تؤثر لأنه المادة الحافزة نفسها لا تؤثر لأنها تزيد من سرعتي التفاعل الأمامي والخلفي على حد سواء.

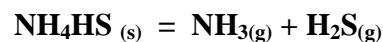
س٥) ينحل غاز N_2O_4 ليعطي ثاني أكسيد النيتروجين وفقاً للتفاعل التالي:



املاً فراغات الجدول التالي بإجابات مناسبة:

أثره على المؤثر	تركيز كل من الغازين عند الاتزان	قيمة ثابت الاتزان	سرعة انحلال غاز N_2O_4
ارتفاع درجة الحرارة	تقل كمية N_2O_4 وتزداد كمية NO_2	تزداد	تزداد
زيادة تركيز N_2O_4 عند ثبوت درجة الحرارة	تقل كمية N_2O_4 وتزداد كمية NO_2	لا يؤثر	تزداد

س٦) تتحلل مادة كبريتيد الأمونيوم الهيدروجيني NH_4HS الصلبة إلى غازي النشادر وكبريتيد الهيدروجين :



أ) إذا تركنا كمية من الملح الصلب في وعاء مغلق فإنها تصل إلى حالة اتزان مع الغازات المنبعثة منها عند درجة حرارة معينة . ماذا يحدث إذا أضفنا ضغطاً جويّاً واحداً من غاز النشادر ؟ هل يكون ضغط النشادر عند الاتزان الجديد أكثر أو أقل من ضغط جوي واحد أم مساوياً له؟

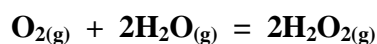
ب) بعد بلوغ حالة الاتزان ، ودون أن نغير درجة الحرارة ، أضفنا كمية أخرى من كبريتيد الأمونيوم الهيدروجيني الصلب إلى المجموعة. ما أثر ذلك على تركيز كل من النشادر وكبريتيد الهيدروجين؟

أ) تزداد كمية النشادر ويكون ضغط النشادر أكثر من ضغط جوي واحد.

ب) لا يتغير تركيز النشادر وكبريتيد الهيدروجين لأن تركيز كبريتيد الأمونيوم الهيدروجيني ثابت لا يتغير لأنه مادة صلبة.



عند درجة ٨٠٠ م° هو 10^{-1} ، فما هو ثابت الاتزان لكل من التفاعلين التاليين عند ٨٠٠ م°



$$10^{-1} \times 6 = K_1$$

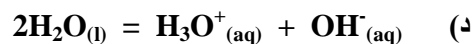
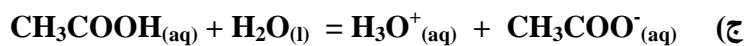
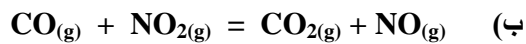
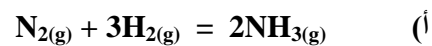
$$^2(K_1) = K_2$$

$$^2(10^{-1} \times 6) = K_2$$

$$^{11}10^{-1} \times 3,6 = K_2$$

$$^{11}10^{-1} \times 2,78 = \frac{1}{^{11}10^{-1} \times 3,6} = \frac{1}{K_2} = K_3$$

س٨) أكتب قانون الاتزان الكيميائي لكل من التفاعلات التالية:



$$\frac{P^2(\text{NH}_3)}{P(\text{N}_2) \times P^3(\text{H}_2)} = K_p \quad (\text{أ})$$

$$\frac{P(\text{CO}_2) \times P(\text{NO})}{P(\text{CO}) \times P(\text{NO}_2)} = K_p \quad (\text{ب})$$

$$\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^{-}] \times [\text{H}_3\text{O}^{+}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = K_c \quad (\text{ج})$$

$$[\text{OH}^{-}] \times [\text{H}_3\text{O}^{+}] = K_c \quad (\text{د})$$

$$\frac{[\text{NH}_4^{+}] \times [\text{OH}^{-}]}{[\text{NH}_3]} = K_c \quad (\text{و})$$

س ٩) أوجد العلاقة الكمية بين ثابت الاتزان حين يعبر عن التركيز بالضغط الجزئي K_p ، وبين ثابت الاتزان حين يعبر عن التركيز بالمولية K_c

في التفاعلات التالية:



$$\frac{[NH_3]^2}{[N_2] \times [H_2]^3} = K_c \quad \& \quad \frac{P^2(NH_3)}{P(N_2) \times P^3(H_2)} = K_p \quad (أ)$$

$$\text{عدد مولات المواد المتفاعلة } (n_1) = \epsilon \quad \& \quad \text{عدد مولات المواد الناتجة } (n_2) = \gamma$$

$$K_c = K_p (K \times \text{ت})^{n_1 - n_2}$$

$$K_c = K_p (K \times \text{ت})^{\gamma - \epsilon}$$

$$\frac{K_c}{(K \times \text{ت})^{\gamma - \epsilon}} = K_p \quad (أ)$$

$$K_c \neq K_p$$

$$\frac{[NO] \times [CO_2]}{[CO] \times [NO_2]} = K_c \quad \& \quad \frac{P(NO) \times P(CO_2)}{P(CO) \times P(NO_2)} = K_p \quad (ب)$$

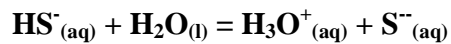
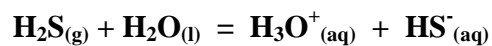
$$\text{عدد مولات المواد المتفاعلة } (n_1) = \gamma \quad \& \quad \text{عدد مولات المواد الناتجة } (n_2) = \gamma$$

$$K_c = K_p (K \times \text{ت})^{n_1 - n_2}$$

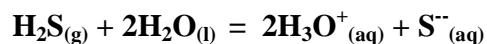
$$K_c = K_p (K \times \text{ت})^{\text{صفر}}$$

$$K_c = K_p$$

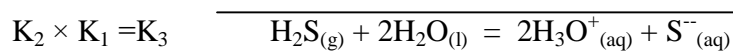
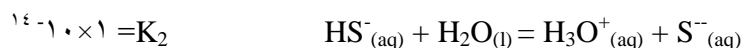
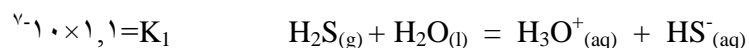
س ١٠) إذا علم أن ثابتي الاتزان عند درجة ٢٥ م° للتفاعلين التاليين:



هما ١,١ × ١٠^{-٧} و ١ × ١٠^{-١٤} على التوالي ، فأوجد ثابت الاتزان عند ٢٥ م° للتفاعل:



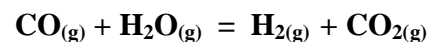
التفاعل الثالث ناتج من جمع التفاعل الأول والثاني كما يلي:



$$K_2 \times K_1 = K_3$$

$$1 \times 10^{-14} \times 1,1 \times 10^{-7} = K_3$$

س ١١) إذا علم أن ثابت الاتزان للتفاعل التالي عند درجة حرارة ٢٠٠٠ مطلقاً هو ٠,٢٢٧



فاحسب تركيز كل من الغازات الموجودة في وسط التفاعل عند الوصول إلى حالة الاتزان وذلك عندما نخلط ١ مول من أول أكسيد الكربون و ١ مول من بخار الماء في وعاء سعته لترين ، يحكم إغلاقه ويسخن إلى درجة حرارة ٢٠٠٠ مطلقاً.
يتم تكوين الجدول التالي:

المعادلة	CO	+	H ₂ O	=	H ₂	+	CO ₂
عدد المولات قبل التفاعل (من المسألة)	١		١		صفر		صفر
عدد المولات للمواد المتفاعلة والناجمة (من المعادلة)	س		س		س		س
عدد المولات عند الاتزان	١ - س		١ - س		س		س

$$\frac{\text{س}}{٢} = [\text{CO}_2] \quad \& \quad \frac{\text{س}}{٢} = [\text{H}_2] \quad \& \quad \frac{١ - \text{س}}{٢} = [\text{H}_2\text{O}] \quad \& \quad \frac{١ - \text{س}}{٢} = [\text{CO}]$$

$$٠,٢٢٧ = \frac{\left(\frac{\text{س}}{٢}\right)\left(\frac{\text{س}}{٢}\right)}{\left(\frac{١ - \text{س}}{٢}\right)\left(\frac{١ - \text{س}}{٢}\right)} \leftarrow \frac{[\text{H}_2][\text{CO}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]} = K_c$$

$$٠,٢٢٧ = \frac{٢\text{س}}{٢(١ - \text{س})^٢}$$

$$٠,٤٨ = \frac{\text{س}}{(١ - \text{س})^٢}$$

$$\text{س} = ٠,٤٨ - ٠,٤٨\text{س}$$

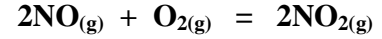
$$\text{س} + ٠,٤٨\text{س} = ٠,٤٨$$

$$١,٤٨\text{س} = ٠,٤٨ \leftarrow \text{س} = ٠,٣٢$$

$$٠,٣٢ - ١ = \frac{٠,٣٢ - ١}{٢} = \frac{١ - \text{س}}{٢} = [\text{H}_2\text{O}] = [\text{CO}]$$

$$٠,٣٢ = \frac{٠,٣٢}{٢} = \frac{\text{س}}{٢} = [\text{H}_2] = [\text{CO}_2]$$

س١٢) إذا علم أن أكسيد النيتريك يتفاعل مع الأكسجين عند درجة حرارة ٥٠٠° مطلقة وفقاً للمعادلة :



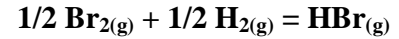
وأن ثابت الاتزان لهذا التفاعل عند ٥٠٠° مطلقة هو ١٠×٦,٤٥ ، فإذا خلطنا ٠,١ مول من أكسيد النيتريك و ٠,١ مول من الأكسجين و ٠,١ مول من ثاني أكسيد النيتروجين في وعاء مقفل سعته لتر واحد ، فهل يحدث تفاعل منظور بين هذه الغازات ؟ وأي منها يزداد تركيزه ، وأيها ينقص تركيزه مع مضي الوقت ؟

$$10 = \frac{[NO_2]^2}{[O_2] [NO]^2} = Q$$

$K_c > Q$ فإن التفاعل ليس في حالة اتزان وبالتالي ينزاح التفاعل نحو اليمين

كمية NO_2 يزداد تركيزها وكمية NO و O_2 يقل تركيزها.

س١٣) مزيج في حالة اتزان كيميائي عند درجة حرارة معينة يحوي ٢ مول من Br_2 و ١,٢٥ مول من H_2 و ٠,٥ مول من HBr في إناء مغلق سعته ٤ لترات ، احسب ثابت الاتزان K_c لكل من التفاعلين التاليين :



$$[Br_2] = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم باللتر}} = \frac{2}{4} = 0,5 \text{ مولار}$$

$$[H_2] = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم باللتر}} = \frac{1,25}{4} = 0,3125 \text{ مولار}$$

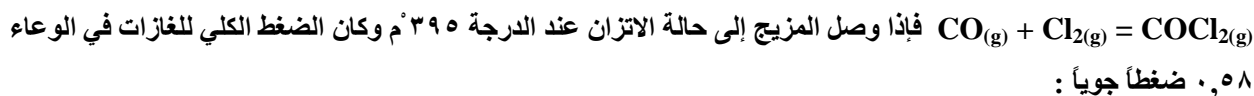
$$[HBr] = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم باللتر}} = \frac{0,5}{4} = 0,125 \text{ مولار}$$

$$10 = \frac{[H_2][Br_2]}{[HBr]^2} = K_c$$

التفاعل الثاني عكس التفاعل الأول مع ضربه في ٢/١

$$0,32 = \frac{1}{(10)^{1/2}} = \frac{1}{(K_1)^{1/2}} = K_2$$

س ٤ (١) إذا مزجت كمية من غاز Cl_2 ضغطها ٠,٤٦ ضغطاً جويّاً مع كمية من غاز CO ضغطها ٠,٤٥ ضغطاً جويّاً وحصل بينهما التفاعل التالي :



(أ) احسب قيمة K_p وقيمة K_c .

(ب) بين أثر العوامل التالية على كل من حالة الاتزان وقيمة ثابت الاتزان :

(١) زيادة الضغط. (٢) إضافة مادة حافزة.

(أ) يتم تكوين الجدول التالي:

المعادلة	COCl_2	=	Cl_2	+	CO
الضغط قبل التفاعل (من المسألة)	صفر		٠,٤٦		٠,٤٥
الضغط للمواد المتفاعلة والنتيجة (من المعادلة)	س		س		س
الضغط عند الاتزان	س		س - ٠,٤٦		س - ٠,٤٥

الضغط الكلي = ضغط (Cl_2) + ضغط (CO) + ضغط (COCl_2)

$$٠,٥٨ = (٠,٤٦ - \text{س}) + (٠,٤٥ - \text{س}) + \text{س}$$

$$٠,٥٨ = ٠,٩١ - ٢\text{س} + \text{س}$$

$$٠,٥٨ - ٠,٩١ = -\text{س} \quad \leftarrow \text{س} = ٠,٣٣$$

$$P(\text{COCl}_2) = ٠,٣٣ \text{ ضغط جوي}$$

$$P(\text{CO}) = ٠,٤٥ - ٠,٣٣ = ٠,١٢ \text{ ضغط جوي}$$

$$P(\text{Cl}_2) = ٠,٤٦ - ٠,٣٣ = ٠,١٣ \text{ ضغط جوي}$$

$$K_p = \frac{P(\text{COCl}_2)}{P(\text{CO}) \times P(\text{Cl}_2)}$$

$$K_p = \frac{٠,٣٣}{٠,١٢ \times ٠,١٣} = ٢١,١٥$$

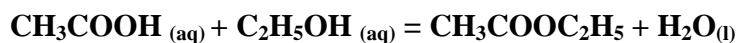
$$K_c = K_p (\text{ك} \times \text{ت})^{n_1 - n_2}$$

$$K_c = ٢١,١٥ ((٢٧٣ + ٣٩٥)^{-1}) = ١١٥٨,٥١٢٤ \leftarrow K_c$$

(١) زيادة الضغط على حالة الاتزان ينزاح نحو اليمين بينما قيمة ثابت الاتزان لا تتغير ثابتة.

(٢) إضافة المادة الحافزة لا تؤثر على حالة الاتزان ولا على قيمة ثابت الاتزان.

س ١٥) مزج مول من حمض الخل مع مول من الإيثانول في درجة ٢٥ م° فكان حجم المزيج لتر واحد. وعند الاتزان بين مواد التفاعل الحاصل وجد أن وعاء التفاعل يحوي ٣/٢ مول من كل من الاستر والماء الناتجين وفق التفاعل التالي :



(أ) أحسب قيمة ثابت الاتزان K_c للتفاعل.

(ب) إذا مزج ٣ مول من كل من الحمض والإيثانول عند نفس الدرجة فاحسب تركيز كل منهما عند الاتزان علماً بأن حجم المزيج لتران.

(أ) يتم تكوين الجدول التالي:

المعادلة				$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$
عدد المولات قبل التفاعل (من المسألة)	صفر	صفر	١	١
عدد المولات للمواد المتفاعلة والناتجة (من المعادلة)	س	س	س	س
عدد المولات عند الاتزان	س	س	س - ١	س - ١
التركيز عند الاتزان (عدد المولات/الحجم باللتر)	$\frac{\text{س}}{١}$	$\frac{\text{س}}{١}$	$\frac{\text{س} - ١}{١}$	$\frac{\text{س} - ١}{١}$

من المعلومات الموجودة في المسألة كمية $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$ عند الاتزان = $\frac{٢}{٣}$ مول = س (من الجدول)

$$\text{س} = \frac{٢}{٣} = ٠,٦٧ \text{ مول}$$

نعوض عن قيم س في الجدول لنحصل على تراكيز المواد عند الاتزان كما يلي:

$$[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5] = \frac{\text{س}}{١} = \frac{٠,٦٧}{١} = ٠,٦٧ \text{ مولار}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{\text{س}}{١} = \frac{٠,٦٧}{١} = ٠,٦٧ \text{ مولار}$$

$$[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}] = \frac{\text{س} - ١}{١} = \frac{٠,٦٧ - ١}{١} = ٠,٣٣ \text{ مولار}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{\text{س} - ١}{١} = \frac{٠,٦٧ - ١}{١} = ٠,٣٣ \text{ مولار}$$

ملاحظة هامة:

الماء في هذا السؤال يكتب في قانون ثابت الاتزان لأنه ليس مذيب

$$K_c = \frac{[H_2O] [CH_3COOC_2H_5]}{[C_2H_5OH] [CH_3COOH]} = \frac{0,67 \times 0,67}{0,33 \times 0,33} = 4,12$$

ب) يتم تكوين الجدول التالي:

المعادلة				CH ₃ COOH + C ₂ H ₅ OH = CH ₃ COOC ₂ H ₅ + H ₂ O
عدد المولات قبل التفاعل (من المسألة)	صفر	صفر	٣	٣
عدد المولات للمواد المتفاعلة والنتيجة (من المعادلة)	س	س	س	س
عدد المولات عند الاتزان	س	س	س - ٣	س - ٣
التركيز عند الاتزان (عدد المولات/الحجم باللتر)	$\frac{س}{٢}$	$\frac{س}{٢}$	$\frac{س - ٣}{٢}$	$\frac{س - ٣}{٢}$

$$K_c = \frac{\left(\frac{س}{٢}\right) \left(\frac{س}{٢}\right)}{\left(\frac{س - ٣}{٢}\right) \left(\frac{س - ٣}{٢}\right)} = \frac{[H_2O] [CH_3COOC_2H_5]}{[C_2H_5OH] [CH_3COOH]} = 4,12$$

$$4,12 = \frac{س^2}{(س - ٣)^2} \quad \text{بأخذ الجذر التربيعي للطرفين}$$

$$٢ = \frac{س}{(س - ٣)}$$

$$س = ٦ - ٢$$

$$س = ٦ \leftarrow س = ٢ \text{ مول}$$

$$0,5 \text{ مول} = \frac{٢ - ٣}{٢} = \frac{س - ٣}{٢} = [C_2H_5OH] = [CH_3COOH]$$

س١٧) ليكربونات الصوديوم استخدامات عديدة فهي تدخل في صناعة البيكنج بودر (صودا الخبز) وفي طفايات الحريق وذلك بسبب

تحللها لإنتاج CO_2 وفقاً للتفاعل التالي : $2\text{NaHCO}_{3(s)} = \text{Na}_2\text{CO}_{3(s)} + \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$

عند درجة ١٢٥ م° تكون قيمة $K_p = 10 \times 10^{-2}$ ضغط ٢. فما هي الضغوط الجزئية لكل من غازي CO_2 و H_2O عند الاتزان ؟

$$P(\text{CO}_2) \cdot P(\text{H}_2\text{O}) = K_p$$

يلاحظ أن عدد مولات CO_2 تساوي عدد مولات H_2O (س×س=س٢)

$$10 \times 10^{-2} = \text{س}^2 \quad \text{بأخذ جذر الطرفين}$$

$$\text{س} = 0,99 \text{ ضغط جوي}$$

$$0,99 = P(\text{H}_2\text{O}) \text{ ضغط جوي}$$

$$0,99 = P(\text{CO}_2) \text{ ضغط جوي}$$

✍ الفصل الثالث : المحاليل الموصلة للتيار الكهربائي

تقسم المواد من حيث توصيلها للتيار الكهربائي إلى قسمين :

(١) مواد موصلة للتيار الكهربائي (الإلكترونيات) :

هي المواد التي تعطي محلولاً يوصل للتيار الكهربائي بعد ذوبانها في الماء.

* من الممكن أن يوصل مصهور المادة للتيار الكهربائي.

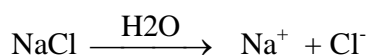
يمكن تقسيم المواد الموصلة للتيار الكهربائي إلى قسمين :

(أ) مواد قوية التوصيل للكهرباء :

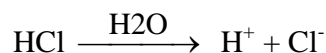
هي المواد التي عند ذوبانها في الماء تتفكك (تتأين) كلياً .

أمثلة :

(١) ملح الطعام (كلوريد الصوديوم) موصل قوي للتيار الكهربائي لأنه عندما يذوب في الماء يتفكك كلياً إلى أيونات موجبة (Na^+) وأيونات سالبة (Cl^-) كما في المعادلة التالية:



(٢) حمض الكلور (كلوريد الهيدروجين) موصل قوي للتيار الكهربائي لأنه عندما يذوب في الماء يتفكك كلياً إلى أيونات موجبة (H^+) وأيونات سالبة (Cl^-) كما في المعادلة التالية:

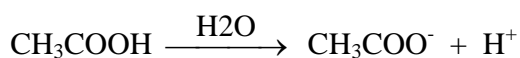


(ب) مواد ضعيفة التوصيل للكهرباء :

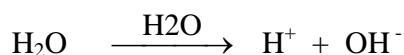
هي المواد التي عند ذوبانها في الماء تتفكك (تتأين) جزئياً .

أمثلة :

(١) حمض الخل : موصل ضعيف للتيار الكهربائي لأنه عندما يذوب في الماء يتفكك جزئياً إلى أيونات موجبة (H^+) وأيونات سالبة (CH_3COO^-) كما في المعادلة التالية:



(٢) الماء النقي : موصل ضعيف للتيار الكهربائي لأنه عندما يذوب في الماء يتفكك جزئياً إلى أيونات موجبة (H^+) وأيونات سالبة (OH^-) كما في المعادلة التالية :

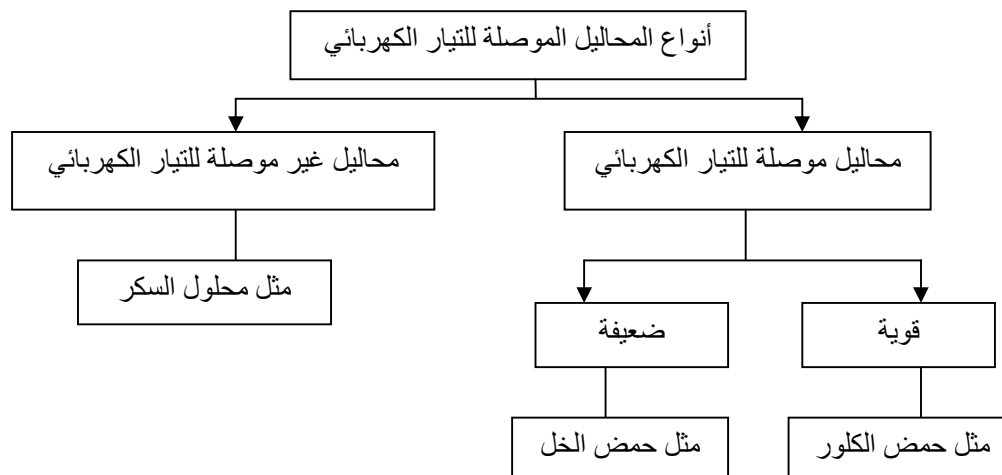


٢) مواد غير موصلة للتيار الكهربائي (اللاإلكترونيات):

هي المواد التي تعطي محلولاً لا يوصل للتيار الكهربائي بعد ذوبانها في الماء.

مثال: السكر لا يوصل للتيار الكهربائي لأن جزيئاته لا تتفكك إلى أيونات.

مثال : استخدم التخطيط الشجري لتوضيح أنواع المحاليل بحسب قابليتها للتوصيل الكهربائي.

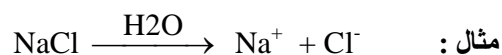


التفكك والتأين :

١) التفكك :

هو فصل الروابط الموجودة أصلاً بين الأيونات في المركب الأيوني وجعلها حرة الحركة بفعل الماء أو الانصهار .

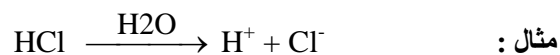
(يحدث بين فلز + لا فلز)



٢) التأين :

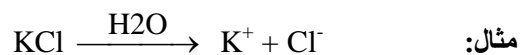
هو تحويل الجزيئات غير الأيونية إلى أيونات وجعلها حرة الحركة في الماء.

(يحدث بين لا فلز + لا فلز & لا فلز + شبه فلز)

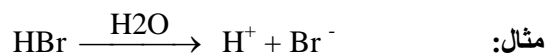


مثال : قارن بين عمليتي التفكك والتأين مع ذكر مثالين لكل منهما (غير ما ذكر أعلاه):

١) التفكك : هو فصل الروابط الموجودة أصلاً بين الأيونات في المركب الأيوني وجعلها حرة الحركة بفعل الماء أو الانصهار .



٢) التأين : هو تحويل الجزيئات غير الأيونية إلى أيونات وجعلها حرة الحركة في الماء.



الحموض والقواعد :

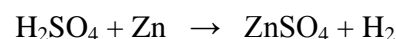
(١) **الحموض :** هي المواد التي تتفكك في المحلول المائي لتعطي أيونات الهيدروجين (H^+).

أمثلة على الحموض :

المواد	حمض الكلور	حمض النيتروجين	حمض الخل	حمض الكبريت	حمض الفوسفور
الصيغة	HCl	HNO ₃	CH ₃ COOH	H ₂ SO ₄	H ₃ PO ₄

خواص الحموض :

- (١) تعطي أيونات الهيدروجين عند ذوبانها في الماء (H^+)
- (٢) تحول الأحماض ورق تباع الشمس من اللون الأزرق إلى اللون الأحمر.
- (٣) مذاق المحاليل المخففة حمضي .
- (٤) إذا أضيف إلى القاعدة بكمية مناسبة يلغي الصفة القاعدية.
- (٥) عند إضافة الخارصين إلى محلول أي من هذه الأحماض فإنه يتفاعل ويتصاعد غاز الهيدروجين كما في المعادلة التالية:



(٢) **القواعد :** هي المواد التي تتفكك في المحلول المائي لتعطي أيونات الهيدروكسيل (OH^-).

أمثلة على القواعد :

المواد	هيدروكسيد الصوديوم	هيدروكسيد البوتاسيوم	هيدروكسيد الباريوم	هيدروكسيد المغنيسيوم	كربونات الصوديوم	النشادر
الصيغة	NaOH	KOH	Ba(OH) ₂	Mg(OH) ₂	Na ₂ CO ₃	NH ₃

خواص القواعد :

- (١) تعطي أيونات الهيدروكسيل عند ذوبانها في الماء (OH^-)
- (٢) تحول القواعد ورق تباع الشمس من اللون الأحمر إلى اللون الأزرق.
- (٣) مذاق المحاليل المخففة مر وملمسها صابوني .
- (٤) إذا أضيف إلى الحمض بكمية مناسبة يلغي الصفة الحمضية.

كيفية الاستدلال على قاعدية بعض المواد :

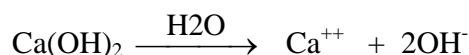
* يتم الاستدلال على قاعدية المواد كما يلي :

(١) القاعدة تعطي في الماء أيونات الهيدروكسيل (OH⁻)

(٢) القاعدة تزيل الصفة الحمضية (أي تتفاعل مع الايون الموجب H⁺)

مثال (١) : هيدروكسيد الكالسيوم Ca(OH)₂

(أ) يعطي أيونات الهيدروكسيل في الماء كما في المعادلات التالية:

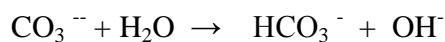
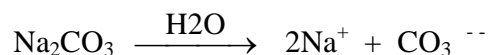


(ب) يزيل الصفة الحمضية كما في المعادلة التالية :

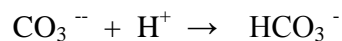


مثال (٢) : كربونات الصوديوم Na₂CO₃

(أ) يعطي أيونات الهيدروكسيل في الماء كما في المعادلات التالية:

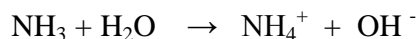


(ب) يزيل الصفة الحمضية كما في المعادلة التالية :

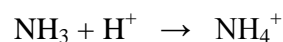


مثال : علل موضحاً إجابتك بالمعادلات الكيميائية الموزونة : يصنف النشادر على أنه مادة قاعدية ؟

(أ) يعطي أيونات الهيدروكسيل في الماء كما في المعادلة التالية:



(ب) يزيل الصفة الحمضية كما في المعادلة التالية :



المواد المترددة: هي المواد التي تحمل خواص الحمض والقاعدة معاً .
كيفية الاستدلال على أن المادة مترددة :

(١) المادة المترددة تزيل الصفة الحمضية إذا تفاعلت مع الحمض.

(٢) المادة المترددة تزيل الصفة القاعدية إذا تفاعلت مع القاعدة.

مثال : هيدروكسيد الخارصين $Zn(OH)_2$ مادة مترددة للأسباب التالية:

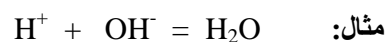
(١) هيدروكسيد الخارصين يزيل الصفة الحمضية إذا تفاعل مع الحمض كما في المعادلة التالية:



(٢) هيدروكسيد الخارصين يزيل الصفة القاعدية إذا تفاعل مع القاعدة كما في المعادلة التالية :



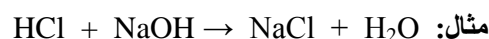
التعادل: عبارة عن اتحاد حمض مع قاعدة بحيث تتلاشى صفات الحمض والقاعدة.



الأدلة: عبارة عن صبغات عضوية معينة تعطي ألواناً مختلفة تعتمد على ما إذا كانت هذه الأدلة في وسط حمضي أو قاعدي.

مثال: تباع الشمس – الميثيل البرتقالي – الميثيل الأحمر – الفينولفثالين

الأملاح: هي المادة الناتجة من تفاعل حمض مع قاعدة.



تعريف أخرى للحموض والقواعد :**أولاً : النظرية الأيونية (نظرية أرهينيوس)****الحمض :** هو المادة التي ينتج من تفككها في المحاليل المائية أيون البروتون H^+ **القاعدة :** هي المادة التي ينتج من تفككها في المحاليل المائية أيون الهيدروكسيد OH^- **مزايا النظرية :**

أن قوة الحمض أو القاعدة تتوقف على مدى تفككه في الماء إلى أيونات كما يلي:

المادة التي تتفكك أو تتأين كلياً إلى أيونات الهيدروجين H^+ تعتبر حمضاً قوياً .المادة التي تتفكك أو تتأين كلياً إلى أيونات الهيدروكسيل OH^- تعتبر قاعدة قوية .المادة التي تتفكك أو تتأين جزئياً إلى أيونات الهيدروجين H^+ تعتبر حمضاً ضعيفاً .المادة التي تتفكك أو تتأين جزئياً إلى أيونات الهيدروكسيل OH^- تعتبر قاعدة ضعيفة .**عيوب النظرية :**

(١) تشترط النظرية عند تفكك الحمض تكون بروتونات مائية.

سبب هذا العيب : أن البروتون صغير الحجم وكثافة الشحنة له عالية ومن غير المعقول أن يوجد بصورة حرة في المحلول دون أن

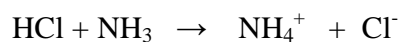
ينجذب إلى الجزيئات أو الذرات الكبيرة.

التعديل المناسب : أن البروتون يلتصق بالماء ليكون أيون الهيدرونيوم كما في المعادلة التالية:



(٢) النظرية لم تضع ضمن القواعد المواد التي تعادل الحموض ولا تكون أيونات الهيدروكسيل مثل النشادر.

التعديل المناسب : نعتبر الحمض هو المادة التي تعطي (تمنح) البروتون للمادة التي تتفاعل معه كما في المعادلة التالية :



وبالتالي يصبح المفهوم الحديث للحمض والقاعدة كما يلي :

الحمض : هو المادة التي تزيد من أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ في المحاليل المائية .**القاعدة :** هي المادة التي تزيد من أيونات الهيدروكسيل OH^- في المحاليل المائية .**ملاحظة :**يعتبر الماء متعادل حسب النظرية الأيونية (نظرية أرهينيوس) لأن الماء يتفكك إلى أيونات الهيدروكسيل (OH^-) وأيونات الهيدروجين

ثانياً : نظرية لاوري وبرونشتد

الحمض : هو المادة التي لها قابلية لفقد البروتون أو منحه.

القاعدة : هي المادة التي لها قابلية لتقبل البروتون أو أخذه.

* تعتمد قوة الحمض أو القاعدة على :

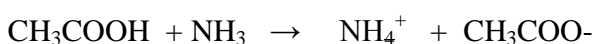
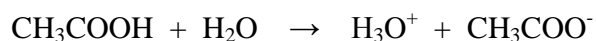
(١) مدى قابلية الحمض لمنح بروتون مائي H^+

(٢) مدى قابلية القاعدة لتقبل البروتون المائي H^+

مثال (١) : حمض الخل قوي في النشادر ولكنه ضعيف في الماء (علل) لأن النشادر يتقبل البروتون الحمضي أفضل من الماء .

مثال (٢) : النشادر قوي مع حمض الخل ضعيف في الماء (علل) لأن الماء أضعف من حمض الخل في منح البروتون كما في

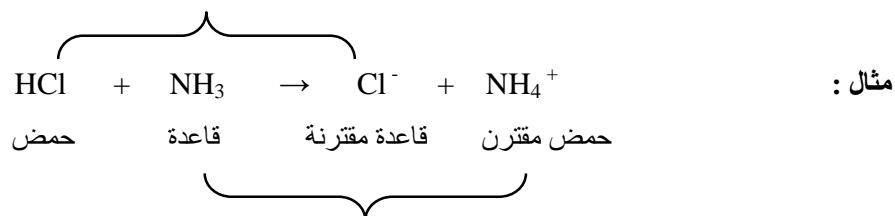
المعادلات التالية:



* يلاحظ أن لكل حمض قاعدة مقترنة ولكل قاعدة حمض مقترن كما يتضح من القاعدة التالية:

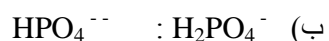
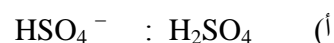
(١) لإيجاد الحمض المقترن للقاعدة نضيف بروتون مائي (H^+)

(٢) لإيجاد القاعدة المقترنة للحمض ننزع بروتون مائي (H^+)

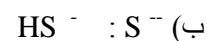
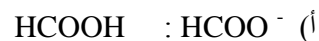


أمثلة :

(١) حدد القاعدة المرافقة لكل من الأحماض التالية:



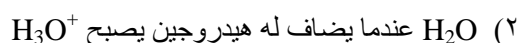
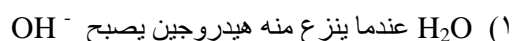
(٢) حدد الحمض المرافق لكل من القواعد التالية:



عيوب النظرية :

لا يعتبر تفسير نظرية لاوري وبرونشتد كاملاً للأحماض والقواعد (علل) لأن هناك جزيئات لا تحتوي على الهيدروجين مثل ثالث فلوريد البورون BF_3 وبذلك لا يمكن تصنيفه إلى حمض أو قاعدة حسب نظرية لاوري وبرونشتد .

ملاحظة : يعتبر الماء متردد حسب نظرية لاوري وبرونشتد لأن الماء يحمل الصفات الحمضية والقاعدية كما يلي:

**ثالثاً : نظرية لويس**

الحمض : هو المادة التي لها قابلية لتقبل زوج من الإلكترونات .

القاعدة : هو المادة التي لها قابلية لمنح زوج من الإلكترونات .

*** كيفية التعرف على حمض أو قاعدة لويس :**

(١) نكتب التوزيع الإلكتروني للذرة المركزية (الوسطية)

(٢) نرسم تركيب لويس للجزيء أو الأيون.

(٣) إذا كانت الذرة المركزية لديها أزواج حرة أو يحاط بها ثمان إلكترونات يعتبر الجزيء أو الأيون قاعدة.

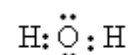
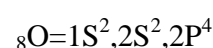
(٤) إذا كانت الذرة المركزية لا يوجد حولها ثمان إلكترونات يعتبر الجزيء أو الأيون حمض.

(٥) الأيونات أحادية الذرة الموجبة تعتبر أحماض والأيونات السالبة تعتبر قواعد.

مثال : حدد أي مما يلي حمض وأيها قاعدة حسب نظرية لويس:

المادة	F^-	Al^{+++}	S^{--}	NH_3
التصنيف	قاعدة	حمض	قاعدة	قاعدة

ملاحظة : يعتبر الماء قاعدي حسب نظرية لويس كما في التوضيح التالي : (العدد الذري للأكسجين=٨)



يلاحظ أن الذرة المركزية (O) يحاط بها ثمانية إلكترونات وبالتالي يكون المركب قاعدي

أسئلة وتمارين محلولة:

س (١) أجب بعلامة صح (✓) أو علامة خطأ (x) أمام العبارات التالية مع تصحيح الخطأ إن وجد:

(أ) محلول السكر في الماء موصل للكهرباء .

العبارة (x) والصواب محلول الملح في الماء موصل للكهرباء .

(ب) التآين هو عملية يتم بموجبها تحويل جزيئات غير أيونية إلى أيونات.

العبارة (✓).

(ج) ملمس المحاليل المائية للقواعد صابوني.

العبارة (✓).

(د) الملح هو المادة الناتجة من تفاعل حمض مع قاعدة.

العبارة (✓).

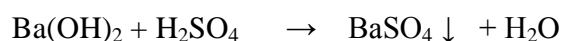
(هـ) مفهوم أرهينيوس للحمض هو المادة التي لديها قابلية اكتساب زوج من الإلكترونات.

العبارة (x) والصواب مفهوم لويس للحمض هو المادة التي لديها قابلية اكتساب زوج من الإلكترونات.

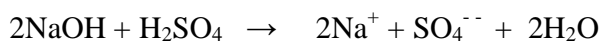
س (٢) علل: إذا تفاعل محلول هيدروكسيد الباريوم مع محلول حمض الكبريت تكون راسب أبيض ونقصت قدرة المحلول الناتج على

توصيل الكهرباء . بينما إذا تفاعل محلول من هيدروكسيد الصوديوم مع محلول حمض الكبريت لا يتكون راسب ولا تنقص قدرة

المحلول الناتج على توصيل الكهرباء . (اكتب المعادلات الكيميائية موزونة للتفاعلين)



تنقص قدرة المحلول الناتج BaSO_4 على توصيل التيار الكهربائي لأنه عديم الذوبان في الماء ولا يعطي أيونات موجبة وسالبة.



لا تنقص قدرة المحلول الناتج Na_2SO_4 على توصيل التيار الكهربائي لأنه يذوب في الماء ويعطي أيونات موجبة وسالبة

س (٣) أذكر القاعدة المقترنة لكل من الحموض التالية:

تذكر: لإيجاد القاعدة المقترنة للحموض ننزع بروتون H^+

H_3PO_3	HS^-	H_2SO_4	HNO_3	NH_4^+	HF	HClO_4	الحموض
H_2PO_3^-	S^{2-}	HSO_4^-	NO_3^-	NH_3	F^-	ClO_4^-	القاعدة المقترنة

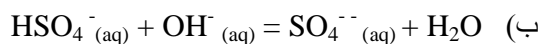
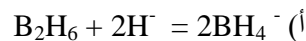
س (٤) أذكر الحمض المقترن لكل من القواعد التالية:

تذكر: لإيجاد الحمض المقترن للقاعدة نضيف بروتون H^+

O^{2-}	CH_3NH_2	Cl^-	HCO_3^-	HS^-	NH_2^-	S^{2-}	NH_3	القواعد
OH^-	CH_3NH_3^+	HCl	H_2CO_3	H_2S	NH_3	HS^-	NH_4^+	الحمض المقترن

س٥) أي من التفاعلات التالية يمكن تصنيفه كتفاعل بين حمض وقاعدة؟

وبين الحمض والقاعدة في كل حالة:



المعادلة التي يمكن تصنيفها كتفاعل بين حمض وقاعدة هي المعادلة (ب) $\text{HSO}_4^- (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq}) = \text{SO}_4^{2-} (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}$

قاعدة حمض

س٦) قارن بين محلول حمض البيركلوريك HClO_4 ومحلول هيدروكسيد الليثيوم LiOH موضحاً إجابتك بالمعادلات الكيميائية الموزونة كلما أمكن ذلك من حيث :

(أ) التأثير على ورق تباع الشمس.

(ب) التفاعل مع الخارصين.

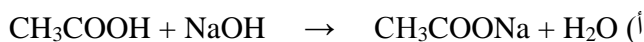
(ج) توصيل محاليلهما للكهرباء.

وجه المقارنة	حمض البيركلوريك HClO_4	هيدروكسيد الليثيوم LiOH
التأثير على ورق تباع الشمس.	يحول ورق تباع الشمس من اللون الأزرق إلى الأحمر	يحول ورق تباع الشمس من اللون الأحمر إلى الأزرق
التفاعل مع الخارصين.	$2\text{HClO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}(\text{ClO}_4)_2 + \text{H}_2$	لا يحدث تفاعل
توصيل محاليلهما للكهرباء.	موصل للتيار الكهربائي	موصل للتيار الكهربائي

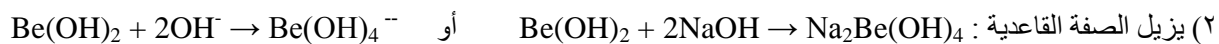
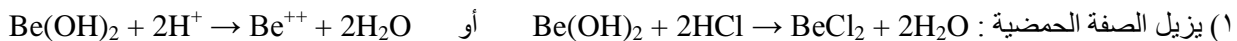
س٧) وضح بالمعادلات الكيميائية ما يلي:

(أ) معادلة حمض الخل مع هيدروكسيد الصوديوم.

(ب) الطبيعة المترددة لمادة غير الخارصين والألمونيوم.



(ب) هيدروكسيد البريليوم $\text{Be}(\text{OH})_2$



س٨) النشادر مادة قاعدية . بموجب النظريات الثلاث التي درست فسر ذلك موضحاً إجابتك بالمعادلات الكيميائية الموزونة.

اسم النظرية	التفسير	المعادلة الكيميائية الموزونة
النظرية الأيونية	يعطي عند تفككه في الماء أيونات الهيدروكسيل OH^-	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
نظرية لاوري وبرونشتد	لأن لديها قابلية لتقبل البروتون أو أخذه.	$\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$
نظرية لويس	لأنها تمنح زوج من الإلكترونات	$\text{NH}_3 + \text{H}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+$ $\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{H} : \text{N} : \\ \vdots \\ \text{H} \end{array} + \text{H}^+ \longrightarrow \left[\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{H} : \text{N} : \text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array} \right]^+$

س٩) صنف المواد التالية إلى قاعدة و حمض بموجب نظرية لويس:

المواد	PH_3	BCl_3	Cu^{++}	H_2O	AlCl_3	F^-	S^{--}	H^+	NH_2
تصنيفها	قاعدة	حمض	حمض	قاعدي	حمض	قاعدة	قاعدة	حمض	قاعدة

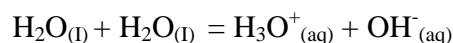
الفصل الرابع : حسابات متعلقة بالأحماض والقواعد

أهمية الحموض والقواعد في حياتنا:

- (١) أنزيم أميليز اللعاب يفرز مع لعاب الفم حيث يقوم بهضم المواد الكربوهيدراتية ولا يعمل إلا في وسط قاعدي.
- (٢) أنزيم الببسين يفرز من المعدة حيث يقوم بهضم المواد البروتينية ولا يعمل إلا في وسط حمضي.
- (٣) تدخل الأحماض والقواعد في مجال الطب في مجال الأدوية مثل الأسبرين وأدوية مضادات الحموضة.
- (٤) تدخل الأحماض في مجال الصناعة مثل حمض الكبريت الذي يستخدم في بطاريات السيارات لتوليد الطاقة الكهربائية.
- (٥) تدخل القواعد في مجال الصناعة مثل صناعة الزجاج وصناعة الصابون.

قياس درجة حموضة المحاليل :

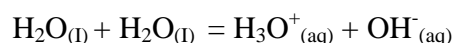
- تقاس درجة حموضة محلول ما بقياس تركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+ فيه.
- تتناسب قوة الحمض طردياً مع مقدار ما ينتج من أيون الهيدرونيوم في المحلول المائي.
- الماء النقي له قدرة ضئيلة على توصيل التيار الكهربائي (علل) لأنه يتفكك بنسبة ضئيلة كما في المعادلة التالية:



وعند حدوث اتزان كيميائي في المحاليل المائية فإن ثابت تفكك الماء يساوي حاصل ضرب تراكيز أيونات الهيدروكسيل والهيدرونيوم عند ٢٥°م

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

- الماء يعتبر متعادل حسب النظرية الأيونية (علل) لأنه يعطي كميتين متكافئتين من أيونات الهيدرونيوم وأيونات الهيدروكسيل كما في المعادلة التالية:



أي أن: $[H_3O^+] = [OH^-]$

$$1.0 \times 10^{-14} = [H_3O^+] \times [H_3O^+]$$

$$1.0 \times 10^{-14} = [H_3O^+]^2$$

وبأخذ الجذر التربيعي للطرفين :

$$[H_3O^+] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ مولار}$$

في المحلول المتعادل عند ٢٥°م يكون: $[OH^-] = [H_3O^+] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ مولار}$

مثال: احسب تركيز أيون الهيدرونيوم $[H_3O^+]$ في محلول مائي تركيز أيون الهيدروكسيل فيه يساوي 10^{-14} عند درجة حرارة $25^\circ C$

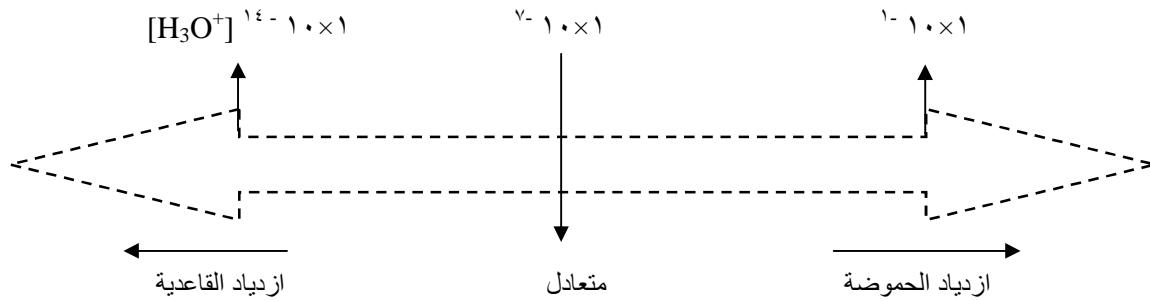
$$[H_3O^+] [OH^-] = 10^{-14}$$

$$[H_3O^+] \times 10^{-14} = 10^{-14}$$

$$[H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{10^{-14}} = 10^{-11} \text{ مولار}$$

مدرج الحموضة بدلالة $[H_3O^+]$

- كلما زاد تركيز أيون الهيدرونيوم مقارنة بتركيز الهيدروكسيل في المحاليل المائية زادت درجة حموضة المحلول .
- المحلول المتعادل : هو المحلول الذي يكون فيه تركيز أيونات الهيدرونيوم تساوي 10^{-7}
- المحلول الحمضي : هو المحلول الذي يكون فيه تركيز أيونات الهيدرونيوم أكبر من 10^{-7}
- المحلول القاعدي : هو المحلول الذي يكون فيه تركيز أيونات الهيدرونيوم أصغر من 10^{-7}



مدرج الحموضة بدلالة $[H_3O^+]$

مثال :

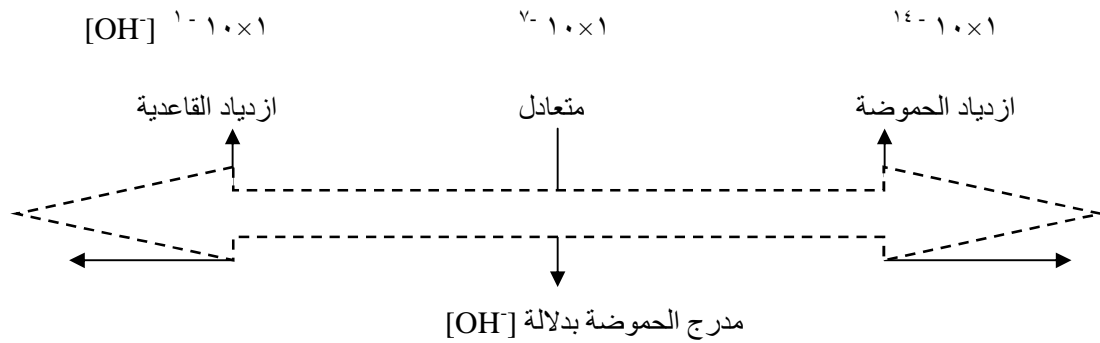
(١) ما نوع الوسط في محلول مائي به كمية من أيونات الهيدروكسيل تركيزها 10×10^{-5} مولار .

$$[OH^-] [H_3O^+] = 10^{-14}$$

$$[H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{10 \times 10^{-5}} = 10^{-10} \text{ مولار}$$

$$[OH^-] = 10^{-4} > [H_3O^+] = 10^{-10} \text{ إذن المحلول قاعدي}$$

(٢) ارسم مدرج الحموضة بدلالة تركيز أيون الهيدروكسيل $[OH^-]$



الأس الهيدروجيني pH والأس الهيدروكسيلي pOH

أولاً : الأس الهيدروجيني pH

تعريف الأس الهيدروجيني لفظياً:

هو اللوغاريتم السالب لتركيز أيون الهيدرونيوم للأساس عشرة.

العلاقة الرياضية للأس الهيدروجيني :

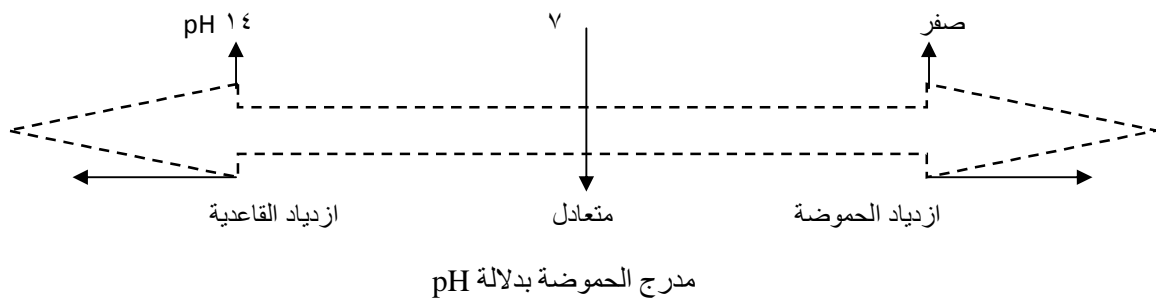
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{أو} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

* يمكن حساب الأس الهيدروجيني pH للمحلول المتعادل الذي تركيزه 1×10^{-7} مولار كما يلي :

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

$$\text{pH} = -\log [1 \times 10^{-7}]$$

$$\text{pH} = 7$$



ثانياً : الأس الهيدروكسيلي pOH

تعريف الأس الهيدروكسيلي لفظياً :

هو اللوغاريتم السالب لتركيز أيون الهيدروكسيل للأساس عشرة.

العلاقة الرياضية للأس الهيدروكسيلي :

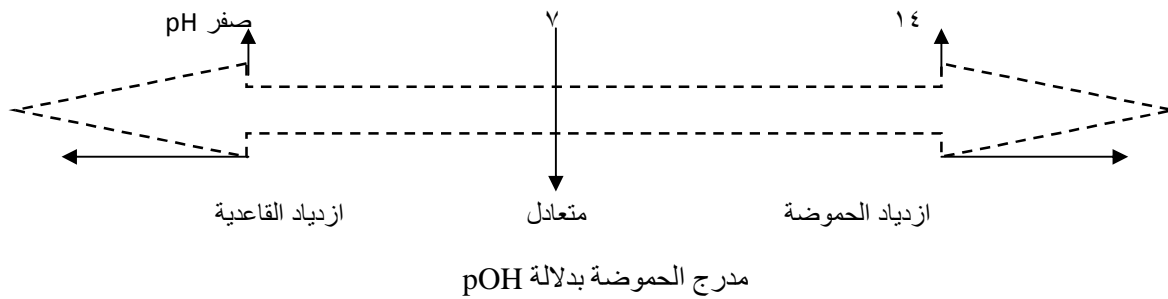
$$pOH = -\log [OH^-] \quad \text{أو} \quad [OH^-] = 10^{-pOH}$$

* يمكن حساب الأس الهيدروكسيلي pOH للمحلول المتعادل الذي تركيزه 1×10^{-7} مولار كما يلي :

$$pOH = -\log [OH^-]$$

$$pOH = -\log [1 \times 10^{-7}]$$

$$pOH = 7$$



العلاقة بين الأس الهيدروجيني والأس الهيدروكسيلي

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

بأخذ اللوغاريتم السالب للطرفين :

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

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

* الجدول التالي يوضح دلالات قيم $[\text{OH}^-]$ ، pH ، pOH للمحاليل الحمضية والقاعدية والمتعادلة كما يلي:

المحلول	$[\text{H}_3\text{O}^+]$	$[\text{OH}^-]$	pH	pOH
حمضي	$< 10^{-7}$	$> 10^{-7}$	< 7	> 7
متعادل	10^{-7}	10^{-7}	7	7
قاعدي	$> 10^{-7}$	$< 10^{-7}$	> 7	< 7

مثال : حدد نوع الوسط لمحلول مائي به 10^{-10} مولار من أيونات الهيدرونيوم ، ثم احسب قيمة pH للمحلول ؟

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-10} \text{ مولار} < 10^{-7}$$

الوسط حمضي

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

$$= -\log (10^{-10})$$

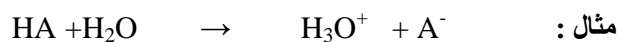
$$= 10 \text{ تأكيد أن الوسط حمضي}$$

حسابات متعلقة بالأحماض والقواعد

(١) حسابات متعلقة بمحاليل الأحماض القوية :

تعريف الأحماض القوية :

هي الأحماض التي تتفكك كلياً في المحلول المائي لتعطي أيون الهيدرونيوم $[H_3O^+]$.



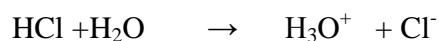
أمثلة : حمض الكلور HCl ، حمض النيتروجين HNO_3

تركيز الحمض القوي = تركيز H_3O^+

مثال (١) : أحسب قيمة الأس الهيدروجيني لمحلول حمض الكلور إذا علمت أن تركيز الحمض فيه يساوي 1×10^{-1} مولار

(علماً بأن حمض الكلور يتفكك كلياً في الماء).

بما أن حمض الكلور قوي حيث يتفكك في الماء كلياً كما في المعادلة التالية:



فإن: $[H_3O^+] = [HCl] = 1 \times 10^{-1}$ مولار

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

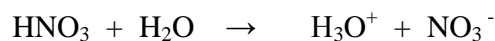
$$= -\log (1 \times 10^{-1})$$

$$= 1$$

مثال (٢) : احسب تركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+ في محلول مائي من حمض النيتروجين أسه الهيدروجيني يساوي ١

(علماً بأن حمض النيتروجين يتفكك كلياً في الماء).

بما أن حمض النيتروجين قوي حيث يتفكك في الماء كلياً كما في المعادلة التالية :



$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

$$= 10^{-1}$$

$$= 0.1 \text{ مولار}$$

٢) حسابات متعلقة بمحاليل القواعد القوية :

تعريف القواعد القوية :

هي القواعد التي تتفكك كلياً في المحلول المائي لتعطي أيون الهيدروكسيل $[OH^-]$.



أمثلة : هيدروكسيد الصوديوم NaOH ، هيدروكسيد البوتاسيوم KOH

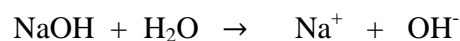
تركيز القاعدة القوية = تركيز OH^-

مثال: احسب قيمة الأس الهيدروجيني لمحلول مائي يحوي ٠,٠٠١ مول من هيدروكسيد الصوديوم في ٥٠٠ مللتر من المحلول . (علماً بأن هيدروكسيد الصوديوم يتفكك كلياً في الماء).

$$\text{عدد مولات NaOH} = \frac{0,001}{1000 \div 500} = \frac{0,001}{2} = 0,0005 \text{ مولار}$$

$$[NaOH] = 0,0005 \text{ مولار}$$

هيدروكسيد الصوديوم قاعدة قوية وبالتالي يتفكك كلياً في الماء كما في المعادلة التالية :



$$[NaOH] = [OH^-] = 0,0005 \text{ مولار}$$

$$[H_3O^+] [OH^-] = 10^{-14}$$

$$[H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{0,0005} = 2 \times 10^{-10} \text{ مولار}$$

$$[H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{2 \times 10^{-10}} = 5 \times 10^{-5} \text{ مولار}$$

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$= -\log (5 \times 10^{-5})$$

$$= 4,3$$

٣) حسابات متعلقة بمحاليل الحموض الضعيفة :

تعريف الحموض الضعيفة :

هي الحموض التي تتفكك جزئياً في المحلول المائي لتعطي أيون الهيدرونيوم $[H_3O^+]$.

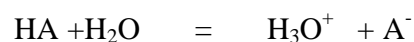


أمثلة : حمض الخل CH_3COOH ، حمض النيتروز HNO_2 ، حمض الهيدروسيانيك HCN

$$\sqrt{Ca \times Ka} = [H_3O^+]$$

حيث : H_3O^+ : تركيز ايون الهيدرونيوم & Ka : ثابت تفكك أو تأين الحمض & Ca : تركيز الحمض
* يمكن إثبات العلاقة السابقة كما يلي :

في التفاعل التالي:



نكتب قانون ثابت تفكك أو تأين الحمض للمعادلة السابقة كما يلي:

$$\frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} = Ka \quad (\text{الماء لا يدخل في القانون لأن تركيزه ثابت})$$

ومن المعادلة الموزونة $[H_3O^+] = [A^-]$

$$\frac{[H_3O^+]^2}{[HA]} = Ka$$

ولأن الحمض الضعيف يتفكك منه مقدار ضئيل فيمكن إهماله وبالتالي يصبح:

$$[HA] \text{ عند الاتزان } = [HA] \text{ الأصلي } = Ca$$

$$\frac{[H_3O^+]^2}{[Ca]} = Ka$$

$$Ca \times Ka = [H_3O^+]^2$$

بأخذ الجذر التربيعي للطرفين:

$$\sqrt{Ca \times Ka} = [H_3O^+]$$

مثال (١): احسب الأس الهيدروجيني pH لمحلول مائي من حمض الخل تركيزه ٠,١ مولار ؟

علماً بأن ثابت تفكك حمض الخل $Ka = 1.8 \times 10^{-5}$

حمض الخل ضعيف وبالتالي نستخدم العلاقة التالية:

$$\sqrt{Ca \times Ka} = [H_3O^+]$$

$$\sqrt{0.1 \times 1.8 \times 10^{-5}} = [H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = 1.34 \times 10^{-3} \text{ مولار}$$

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$pH = -\log (1.34 \times 10^{-3})$$

$$pH = 2.87$$

مثال (٢) : أذيب ٠,٠٠٥ مول من حمض النيتروز HNO_2 في كمية من الماء بحيث أصبح حجم المحلول ٥٠٠ مللتراً .

احسب الأس الهيدروجيني pH للمحلول (علماً بأن ثابت تفكك حمض النيتروز $Ka = 5.1 \times 10^{-4}$)

$$\text{تركيز } HNO_2 = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم باللتر}} = \frac{0.005}{0.5} = 0.01 \text{ مولار}$$

$$\sqrt{Ca \times Ka} = [H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{0.01 \times 5.1 \times 10^{-4}} = 2.26 \times 10^{-3} \text{ مولار}$$

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$pH = -\log (2.26 \times 10^{-3})$$

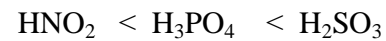
$$pH = 2.87$$

مثال : رتب الحموض التالية ترتيباً تصاعدياً حسب ازدياد قوتها :

حمض النيتروز HNO_2 $Ka = 5.1 \times 10^{-4}$

حمض الكبريتوز H_2SO_3 $Ka = 1.7 \times 10^{-2}$

حمض الفوسفور H_3PO_4 $Ka = 7.1 \times 10^{-3}$



٤) حسابات متعلقة بمحاليل القواعد الضعيفة :

تعريف القواعد الضعيفة :

هي القواعد التي تتفكك جزئياً في المحلول المائي لتعطي أيون الهيدروكسيل $[OH^-]$.



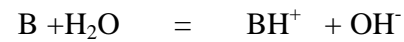
أمثلة : النشادر NH_3 ، هيدروكسيل أمين NH_4OH

$$\sqrt{Cb \times Kb} = [OH^-]$$

حيث : OH^- : تركيز ايون الهيدروكسيل & Kb : ثابت تفكك أو تأين القاعدة & Cb : تركيز القاعدة

* يمكن إثبات العلاقة السابقة كما يلي :

في التفاعل التالي:



نكتب قانون ثابت تفكك أو تأين القاعدة للمعادلة السابقة كما يلي:

$$\frac{[OH^-][BH^+]}{[B]} = Kb \quad (\text{الماء لا يدخل في القانون لأن تركيزه ثابت})$$

ومن المعادلة الموزونة $[OH^-] = [BH^+]$

$$\frac{[OH^-]^2}{[B]} = Kb$$

ولأن القاعدة الضعيفة يتفكك منها مقدار ضئيل فيمكن إهماله وبالتالي يصبح:

$$Cb = [B] \text{ عند الاتزان } [B] = \text{الأصلي } Cb$$

$$\frac{[OH^-]^2}{[Cb]} = Kb$$

$$Cb \times Kb = [OH^-]^2$$

بأخذ الجذر التربيعي للطرفين:

$$\sqrt{Cb \times Kb} = [OH^-]$$

مثال (١): أحسب الأس الهيدروجيني pH والأس الهيدروكسيلي pOH لمحلول تركيزه ٠,١ مولار من الهيدروكسيل أمين NH_2OH علماً بأن ثابت تفكك الهيدروكسيل أمين $\text{Kb} = 1,1 \times 10^{-8}$

$$\sqrt{\text{Cb} \times \text{Kb}} = [\text{OH}^-]$$

$$\sqrt{1,1 \times 10^{-8} \times 0,1} = [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = 3,32 \times 10^{-5} \text{ مولار}$$

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

$$\text{pOH} = -\log (3,32 \times 10^{-5})$$

$$\text{pOH} = 4,48$$

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

$$14 = 4,48 + \text{pH}$$

$$\text{pH} = 14 - 4,48$$

$$\text{pH} = 9,52$$

مثال (٢): أحسب الأس الهيدروجيني pH لمحلول مكون من إذابة ٠,٠٠٤ مول من النشادر في كمية من الماء بحيث يكون حجم المحلول ١٠٠ مللتر. علماً بأن ثابت تفكك النشادر $\text{Kb} = 1,8 \times 10^{-5}$

$$\text{Cb} = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم باللتر}} = \frac{0,004}{100 \div 100} = 0,04 \text{ مولار} = [\text{NH}_3]$$

$$\sqrt{\text{Cb} \times \text{Kb}} = [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{0,04 \times 1,8 \times 10^{-5}} = 8,5 \times 10^{-4} \text{ مولار}$$

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 8,5 \times 10^{-18}$$

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-11}}{8,5 \times 10^{-4}} = 1,2 \times 10^{-8} \text{ مولار}$$

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

$$\text{pH} = -\log (1,2 \times 10^{-8}) = 7,92$$

حسابات متعلقة بمحاليل الأملاح

التمييز :

عبارة عن تفاعل الأيونات الناتجة من الملح مع الماء لتكون أيونات الهيدروكسيل أو الهيدرونيوم.

الملح :

هو المادة التي تنشأ من تفاعل حمض وقاعدة.

ملاحظة هامة :

لا يمكن تصنيف الأملاح إلى أملاح ضعيفة وقوية (علل) لأن الملح الذائب في الماء لا يوجد إلا على هيئة أيونات ولا يمكن أن توجد منه جزيئات غير متفككة.

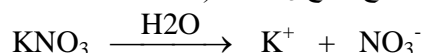
أقسام الأملاح حسب نوع الحمض والقاعدة :

يمكن تقسيم الأملاح حسب نوع الحمض والقاعدة إلى ما يلي:

نوع الملح	تعريفه	مثال	قيمة pH للمحلول
(١) الملح المتعادل	هو الملح الناتج من تفاعل حمض قوي وقاعدة قوية.	ملح كلوريد الصوديوم NaCl	٧
(٢) الملح القاعدي	هو الملح الناتج من تفاعل حمض ضعيف وقاعدة قوية.	ملح خلات الصوديوم CH ₃ COONa	أكبر من ٧
(٣) الملح الحمضي	هو الملح الناتج من تفاعل حمض قوي وقاعدة ضعيفة.	ملح كلوريد الأمونيوم NH ₄ Cl	أقل من ٧

كيفية معرفة نوع الملح :

مثال : بين نوع الملح KNO₃ (الحمض والقاعدة المشتق منها) ثم استنتج تأثير محلول هذا الملح.



بما أن الملح KNO₃ ناتج من حمض قوي وقاعدة قوية فهو ملح متعادل قيمة الـ pH له تساوي ٧

مثال : أكمل الفراغ في الجدول التالي :

المحلول (حمضي/متعادل/قاعدي)	نوع الملح (الحمض والقاعدة المشتق منهما)	المحلول
متعادل	HBr (حمض قوي) & KOH (قاعدة قوية)	KBr
حمضي	HCl (حمض قوي) & C ₂ H ₅ NH ₂ (قاعدة ضعيفة)	C ₂ H ₅ NH ₃ Cl
قاعدي	C ₆ H ₅ COOH (حمض ضعيف) & NaOH (قاعدة قوية)	C ₆ H ₅ COONa

أولاً : الملح المتعادل :

هو الملح الناتج من تفاعل حمض قوي وقاعدة قوية.

القانون :

$$10^{-pH} = [OH^-] = [H_3O^+]$$

قيمة الـ pH =

أمثلة على الأملاح المتعادلة : نترات البوتاسيوم KNO₃ ، بروميد البوتاسيوم KBr ، كلوريد الصوديوم NaCl
مثال : أحسب الأس الهيدروجيني الناتج عن إذابة ٠,٥ مول من ملح كلوريد الصوديوم في ١٠٠ ملتر من المحلول المائي.

بما أن كلوريد الصوديوم ملح متعادل فإن $10^{-pH} = [OH^-] = [H_3O^+]$

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$pH = -\log (10^{-pH})$$

$$pH = pH$$

ثانياً : الملح القاعدي:

هو الملح الناتج من تفاعل حمض ضعيف وقاعدة قوية.

القوانين :

$$\frac{10^{-14}}{K_a} = K_h \quad \& \quad \sqrt{C_s \times K_h} = [OH^-]$$

حيث : $[OH^-]$ = تركيز أيون الهيدروكسيل & C_s = تركيز الملح & K_h = ثابت تميؤ الملح & K_a = ثابت تفكك الحمض
قيمة الـ pH أكبر من ٧

أمثلة على الأملاح القاعدية : خلات الصوديوم CH_3COONa

مثال: أحسب تركيز أيونات الهيدروكسيل $[OH^-]$ في محلول تم تحضيره بإذابة ٠,٢٥ مول من خلات الصوديوم في كمية من الماء تكفي لعمل نصف لتر من المحلول عند درجة حرارة ٢٥ م (علماً بأن ثابت تميؤ الخلات $K_h = ١٠ \times ٥,٦ \times 10^{-10}$)

$$C_s = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{حجم المحلول باللتر}} = \frac{٠,٢٥}{٠,٥} = ٠,٥ \text{ مولار}$$

$$\sqrt{K_h \times C_s} = [OH^-]$$

$$[OH^-] = \sqrt{١٠ \times ٥,٦ \times 10^{-10} \times ٠,٥} = ١,٦٧ \times 10^{-٥} \text{ مولار}$$

ثالثاً : الملح الحمضي:

هو الملح الناتج من تفاعل حمض قوي وقاعدة ضعيفة.

القوانين :

$$\frac{10^{-14}}{K_b} = K_h \quad \& \quad \sqrt{C_s \times K_h} = [H_3O^+]$$

حيث : $[H_3O^+]$ = تركيز أيون الهيدرونيوم & C_s = تركيز الملح & K_h = ثابت تميؤ الملح & K_b = ثابت تفكك القاعدة
قيمة الـ pH أصغر من ٧

أمثلة على الأملاح الحامضية : كلوريد الأمونيوم NH_4Cl

مثال : أوجد قيمة الأس الهيدروجيني لمحلول تم تحضيره بإذابة ٠,٠٢ مول من كلوريد الأمونيوم في كمية من الماء بحيث كان حجم المحلول ٤٠٠ مللتر. (علماً بأن ثابت تفكك النشادر $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$)

$$\text{تركيز كلوريد الأمونيوم} = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{حجم المحلول باللتر}} = \frac{0.02}{400 \div 1000} = 0.05 \text{ مولار} = C_s$$

$$K_h = \frac{K_b}{K_a} = \frac{1.8 \times 10^{-5}}{1.8 \times 10^{-5}} = 1.0 \times 10^{-5}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{C_s \times K_h}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{0.05 \times 1.0 \times 10^{-5}} = 7.07 \times 10^{-4} \text{ مولار}$$

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$pH = -\log (7.07 \times 10^{-4}) = 3.15$$

المحاليل المنظمة :

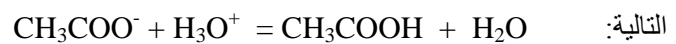
هو المحلول الذي يقاوم حصول التغيرات المفاجئة في تركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+

تعريف المحلول المنظم :

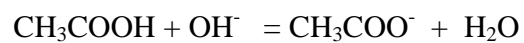
مثال :

مزيج من محلولي حمض الخل و خلات الصوديوم يعتبر محلول منظم .

فعند إضافة محلول حمضي لهذا المحلول تتحد أيونات الهيدرونيوم مع أيونات الخلات ليتكون محلول حمض الخل كما في المعادلة



وعند إضافة محلول قاعدي لهذا المحلول تتحد أيونات الهيدروكسيل مع حمض الخل ليتكون أيونات الخلات كما في المعادلة التالية :



أهمية المحاليل المنظمة :

المحاليل المنظمة مهمة في تثبيت درجة حموضة الوسط الذي يتم فيه التفاعل حيث يلعب دوراً هاماً في العمليات الفسيولوجية بجسم الإنسان مثل الدم حيث الأس الهيدروجيني له ٧,٤ فإذا زاد هذا الرقم عن ٧,٨ أو قل عن ٧ تحدث اضطرابات مثل تجلط الدم أو الوفاة. كذلك المحاليل المنظمة مهمة في العمليات الصناعية مثل ترسيب بعض المواد والطلاء بالكهرباء ودباغة الجلود.

المعايرة :**تعريف المعايرة:**

هي أهم طرق التحليل الكيميائي التي تستخدم لقياس تركيز المواد الذائبة في المحاليل مثل محاليل الأحماض والقواعد.

مثال:

إذا كان لدينا محلول حمض النيتروجين مجهول التركيز فإنه يمكن معرفة تركيزه بمعايرته بمحلول قاعدة معلوم التركيز مثل هيدروكسيد الصوديوم.

طريقة عمل المعايرة:

(١) يوضح الحمض المجهول التركيز في سحاحة .

(٢) يوضح حجم معلوم من محلول هيدروكسيد الصوديوم في ورق مخروطي.

(٣) نضع دليل مناسب في الدروق المخروطي ثم نبدأ عملية المعايرة بإضافة المحلول من السحاحة إلى

الدروق المخروطي ببطء إلى أن نصل إلى نقطة التكافؤ أي وصل المحلول إلى التعادل.

(٤) يتم استخدام العلاقة الرياضية التالية:

حجم المحلول قبل التخفيف \times تركيز المحلول قبل التخفيف = حجم المحلول بعد التخفيف \times تركيز المحلول بعد التخفيف

$$ح_١ \times ت_١ = ح_٢ \times ت_٢$$

مثال : تطلب معادلة حجم قدره ١٠٠ مللتر من محلول NaOH حجماً قدره ١٠٠ مللتر من محلول HNO_3 ذي التركيز ٠,٢٥ مولار عند درجة حرارة ٢٥ م. أحسب pH لمحلول القاعدة المستخدمة في عملية التعادل.

ح (NaOH) = $١٠٠ \div ١٠٠ = ١$ لتر & ح (HNO_3) = $١٠٠ \div ٠,٢٥ = ٤٠٠$ لتر & ت (HNO_3) = ٠,٢٥ مولار

$$ح_١ \times ت_١ = ح_٢ \times ت_٢ \quad \leftarrow \quad ١ \times ٠,٢٥ = ٤٠٠ \times ت_٢$$

$$ت_٢ = ٠,٢٥ \text{ مولار} \quad [OH^-] = [NaOH]$$

$$[H_3O^+][OH^-] = ١٠^{-١٤}$$

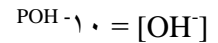
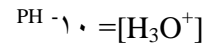
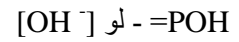
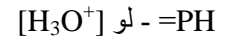
$$١٠^{-١٤} = ١٠ \times ١$$

$$[H_3O^+] = \frac{١٠^{-١٤}}{٠,٢٥} = ٤ \times ١٠^{-١٤} \text{ مولار}$$

$$pH = -\log [H_3O^+] \quad \leftarrow \quad pH = -\log (٤ \times ١٠^{-١٤}) = ١٣,٤$$

ملخص قوانين الفصل الرابع

أولاً: القوانين عامة



عدد المولات

التركيز المولاري = $\frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم باللتر}}$

ثانياً: القوانين الخاصة :

القانون المستخدم	الحالة المستخدمة	مثال
تركيز الحمض $[\text{H}_3\text{O}^+]$	الأحماض القوية	حمض الكلور HCl & حمض النيتروجين HNO_3
تركيز القاعدة $[\text{OH}^-]$	القاعدة القوية	هيدروكسيد الصوديوم NaOH & هيدروكسيد البوتاسيوم KOH
$\sqrt{\text{Ca} \times \text{Ka}} = [\text{H}_3\text{O}^+]$	الأحماض الضعيفة	حمض الخل CH_3COOH حمض الهيدروسيانيك HCN حمض النيتروز HNO_2
$\sqrt{\text{Cb} \times \text{Kb}} = [\text{OH}^-]$	القواعد الضعيفة	النشادر NH_3 & هيدروكسيل أمين NH_2OH
$[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7}$	الملح المتعادل	كلوريد الصوديوم NaCl
$\sqrt{\frac{\text{Kh} \times \text{Cs}}{\text{Kb}}} = [\text{H}_3\text{O}^+]$ $\frac{10^{-14} \times 1}{\text{Kb}} = \text{Kh}$	الملح الحمضي	كلوريد الأمونيوم NH_4Cl
$\sqrt{\frac{\text{Kh} \times \text{Cs}}{\text{Ka}}} = [\text{OH}^-]$ $\frac{10^{-14} \times 1}{\text{Ka}} = \text{Kh}$	الملح القاعدي	خلات الصوديوم CH_3COONa
$\text{ح} \times 10^{-1} = \text{ح} \times 10^{-2} = \text{ت} \times 10^{-2}$	المعايرة	حمض قوي + قاعدة قوية

أسئلة وتمارين محلولة:

س ١) ضع علامة (✓) أمام العبارة الصحيحة أو علامة (x) أمام العبارة الخاطئة فيما يلي مع تصحيح الخطأ إن وجد:

١) يعتبر حمض الكبريت من الأحماض القوية.

العبارة (✓).

٢) من الأمثلة على المحاليل المنظمة مزيج من حمض الخل وخلات البوتاسيوم.

العبارة (✓).

٣) قيمة الأس الهيدروجيني PH لمحلول ملح مشتق من حمض قوي وقاعدة ضعيفة أكبر من ٧.

العبارة (x) والصواب قيمة الأس الهيدروجيني PH لمحلول ملح مشتق من حمض قوي وقاعدة ضعيفة أقل من ٧.

٤) المحلول المنظم يستطيع أن يلغي أثر إضافة حمض أو قاعدة ويبقي قيمة PH ثابتة تقريباً.

العبارة (✓).

٥) تتناسب قيمة ثابت تفكك الحمض Ka تناسباً طردياً مع تركيز أيون الهيدرونيوم .

العبارة (✓).

٦) في حالة الأحماض الضعيفة يكون تركيز $[H_3O^+]$ يساوي نفس تركيز الحمض الأصلي Ca.

العبارة (x) والصواب في حالة الأحماض القوية يكون تركيز $[H_3O^+]$ يساوي نفس تركيز الحمض الأصلي Ca.

س ٢	ضع رقم الاختيار الصحيح من القائمة (أ) أمام ما يناسبه من عبارات القائمة (ب):	القائمة (أ)	القائمة (ب)
م			
١	Kh	٤	$\sqrt{\frac{K_w}{K_a}} \times C_s$
٢	PK _w		PH - PK _w
٣	[H ₃ O ⁺]	٢	POH + PH
٤	[OH ⁻]	٣	$\sqrt{K_a \times C_a}$
٥	PH	١	$\frac{K_w}{K_a}$
		٥	- لو $[H_3O^+]$

س٣) علل لما يأتي :

١) يتوقف عمل أنزيم أَمليز اللعاب بمجرد وصوله إلى المعدة.

٢) لا توجد هناك أملاح ضعيفة وقوية.

١) بسبب تغير الوسط من قاعدي إلى حمضي (أَمليز اللعاب لا يعمل إلا في وسط قاعدي)

٢) لأن الأملاح الذائبة في الماء لا توجد إلا على هيئة أيونات ولا يمكن أن توجد منه جزيئات غير متفككة.
س٤) ما المقصود بما يلي:

١) الأس (الرقم) الهيدروجيني PH.

٢) المحلول المنظم.

٣) التميؤ.

٤) المحلول المتعادل.

١) هو سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدرونيوم $[H_3O^+]$.

٢) هو المحلول الذي يقاوم حصول التغيرات المفاجئة في تركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+

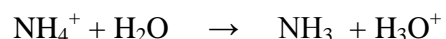
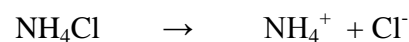
٣) عبارة عن تفاعل الأيونات الناتجة من الملح مع الماء لتكون أيونات الهيدروكسيل أو الهيدرونيوم.

٤) هو المحلول الناتج من تفاعل حمض قوي وقاعدة قوية.

س٥					املاً الفراغ في الجدول التالي(اعتبر درجة الحرارة ٢٥م) :				
خواص المحلول (حمضي / قاعدي / متعادل)					POH	PH	[OH ⁻]	[H ₃ O ⁺]	
حمضي					٨	٦	١٠ ^{-٨} ×١	١٠ ^{-٦} ×١	
قاعدي					٣	١١	١٠ ^{-٣} ×١	١٠ ^{-١١} ×١	
حمضي					٧,٧	٦,٣	١٠ ^{-٨} ×٢	١٠ ^{-٧} ×٥	
حمضي					١١,٤	٢,٦	١٠ ^{-١٢} ×٣,٩٨	١٠ ^{-٣} ×٢,٥	

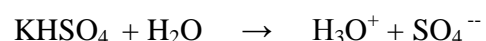
س٦) أي المحاليل التالية يحوي أكبر تركيز من أيونات الهيدرونيوم إذا كان تركيز كل من المحاليل ٠,١ مولار : كلوريد الأمونيوم NH_4Cl أم كبريتات البوتاسيوم الهيدروجينية KHSO_4 أم كبريتيد الهيدروجين H_2S .

(١) كلوريد الأمونيوم NH_4Cl



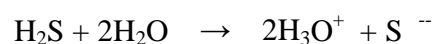
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,1 \times 1 = 0,1 \text{ مولار}$$

(٢) كبريتات البوتاسيوم الهيدروجينية KHSO_4



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,1 \times 1 = 0,1 \text{ مولار}$$

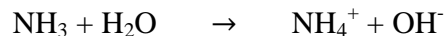
(٣) كبريتيد الهيدروجين H_2S



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,1 \times 2 = 0,2 \text{ مولار}$$

كبريتيد الهيدروجين H_2S تحتوي تركيز أكبر من أيونات الهيدرونيوم.

س٧) أحسب تركيز كل من NH_3 ، NH_4^+ ، H_3O^+ ، OH^- في محلول تم تحضيره بإضافة ٠,١ مول من النشادر في كمية من الماء تكفي لتحضير لتر واحد من المحلول. (ثابت تفكك النشادر $= 1,8 \times 10^{-9}$)



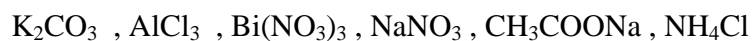
$$\text{Cb} = 0,1 \text{ مولار} = \frac{0,1}{1} = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم باللتر}} = [\text{NH}_3]$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\text{Cb} \times K_b} = \sqrt{0,1 \times 1,8 \times 10^{-9}} = 4,24 \times 10^{-5} \text{ مولار}$$

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = 4,24 \times 10^{-5} \text{ مولار}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{4,24 \times 10^{-5}} = 2,36 \times 10^{-10} \text{ مولار}$$

س٨) أي من المركبات التالية حمضي وأيها قاعدي وأيها متعادل في محاليلها المائية :



الحمض - قاعدي - متعادل	نوع الملح (الحمض والقاعدة المشتق منها)	الملح
حمضي	HCl (حمض قوي) ، NH_4OH (قاعدة ضعيفة)	NH_4Cl
قاعدي	CH_3COOH (حمض ضعيف) ، NaOH (قاعدة قوية)	CH_3COONa
متعادل	HNO_3 (حمض قوي) ، NaOH (قاعدة قوية)	$NaNO_3$
حمضي	HNO_3 (حمض قوي) ، $Bi(OH)_3$ (قاعدة ضعيفة)	$Bi(NO_3)_3$
حمضي	HCl (حمض قوي) ، $Al(OH)_3$ (قاعدة ضعيفة)	$AlCl_3$
قاعدي	H_2CO_3 (حمض ضعيف) ، KOH (قاعدة قوية)	K_2CO_3

س٩) أحسب الأس الهيدروجيني لمحلول خلات الصوديوم المائي البالغ تركيزه ٠,١ مولار . حيث أن ثابت تفكك حمض الخل $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{1.8 \times 10^{-5} \times 1}{1.8 \times 10^{-5}} = \frac{1.8 \times 10^{-5}}{K_a} = Kh$$

$$Cs = 0.1 \text{ مولار}$$

$$\sqrt{Cs \times Kh} = [OH^-]$$

$$[OH^-] = \sqrt{0.1 \times 1.8 \times 10^{-5}} = 1.34 \times 10^{-3} \text{ مولار}$$

$$[H_3O^+] = \frac{1.8 \times 10^{-5}}{[OH^-]} = \frac{1.8 \times 10^{-5}}{1.34 \times 10^{-3}} = 1.34 \times 10^{-9} \text{ مولار}$$

$$PH = -\log[H_3O^+]$$

$$= -\log[1.34 \times 10^{-9}]$$

$$= 8.87$$

س١٠) إذا عرفت أن الأس الهيدروجيني PH لمحلول حمض HCN الذي يبلغ تركيزه ٠,١ مولار يساوي ٥,٢ فكم يكون ثابت تفكك الحمض؟

$$PH - ١٠ = [H_3O^+]$$

$$٥,٢ - ١٠ =$$

$$= ٦,٣ \times ١٠^{-٦} \text{ مولار}$$

$$\sqrt{Ca \times Ka} = [H_3O^+]$$

$$\sqrt{٠,١ \times Ka} = ٦,٣ \times ١٠^{-٦}$$

$$٠,١ \times Ka = (٦,٣ \times ١٠^{-٦})^2$$

$$Ka = \frac{(٦,٣ \times ١٠^{-٦})^2}{٠,١} = ٣,٩٧ \times ١٠^{-١١}$$

س١١) أحسب $[H_3O^+]$ و $[OH^-]$ في محلول تم تحضيره بمزج ٥٠ مللتر من محلول حمض الكلور تركيزه ٠,٢ مولار و ٤٩ مللتر من محلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه ٠,٢ مولار.

$$\text{عدد مولات حمض الكلور} = \text{التركيز} \times \text{الحجم} = ٠,٢ \times ٠,٠٥ = ٠,٠١ \text{ مول}$$

$$\text{عدد مولات هيدروكسيد الصوديوم} = \text{التركيز} \times \text{الحجم} = ٠,٢ \times ٠,٠٤٩ = ٠,٠٠٩٨ \text{ مول}$$

$$\text{عدد مولات حمض الكلور} < \text{عدد مولات هيدروكسيد الصوديوم}$$

$$\text{عدد مولات حمض الكلور المتبقية} = ٠,٠١ - ٠,٠٠٩٨ = ٢ \times ١٠^{-٤} \text{ مول}$$

$$\text{عدد مولات أيون الهيدرونيوم} H_3O^+ = ٢ \times ١٠^{-٤} \text{ مول}$$

$$[H_3O^+] = \frac{\text{عدد مولات } H_3O^+}{\text{الحجم الكلي باللتر}} = \frac{٢ \times ١٠^{-٤}}{٠,٠٩٩} = ٢,٠٢ \times ١٠^{-٣} \text{ مولار}$$

$$١٤ - ١٠ \times ١$$

$$[OH^-] = \frac{١٤ - ١٠ \times ١}{٢,٠٢ \times ١٠^{-٣}} = ٠,٥ \text{ مولار}$$

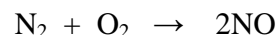
$$١٣ - ١٠ \times ٢,٠٢$$

✍ الفصل الخامس : الأكسدة والاختزال

أولاً : المفهوم القديم لعملية الأكسدة والاختزال:

عملية الأكسدة : هي تفاعل أي مادة مع الأكسجين.

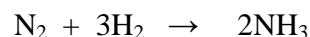
مثال: تفاعل غاز النيتروجين مع غاز الأكسجين يسمى أكسدة غاز النيتروجين كما في المعادلة التالية:



ويمكن التعبير عن عملية الأكسدة بأنها : إدخال ذرة أكسجين أو أكثر في جزيء المادة.

عملية الاختزال: هي تفاعل أي مادة مع الهيدروجين.

مثال: تفاعل غاز النيتروجين مع غاز الهيدروجين يسمى اختزال غاز النيتروجين كما في المعادلة التالية:



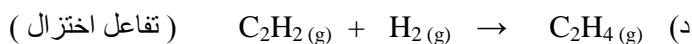
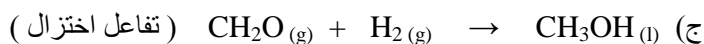
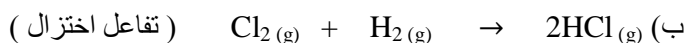
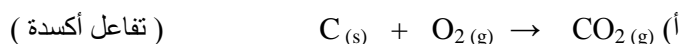
ويمكن التعبير عن عملية الاختزال بأنها : إدخال ذرة هيدروجين أو أكثر في جزيء المادة.

* ثم اتسع مفهوم عملية الأكسدة والاختزال ليشمل ما يلي:

عملية الأكسدة : إدخال ذرة أكسجين أو أكثر لجزيء المادة أو نزع ذرة هيدروجين أو أكثر من جزيء المادة.

عملية الاختزال : إدخال ذرة هيدروجين أو أكثر لجزيء المادة أو نزع ذرة أكسجين أو أكثر من جزيء المادة.

مثال : حدد تفاعلات الأكسدة والاختزال وفق المفهوم القديم لهما:



ثانياً : المفهوم الحديث لعملية الأكسدة والاختزال:

عملية الأكسدة: كل تفاعل يتم فيه فقد إلكترون أو أكثر (أي الزيادة في عدد الأكسدة).

عملية الاختزال: كل تفاعل يتم فيه كسب إلكترون أو أكثر (أي النقصان في عدد الأكسدة).

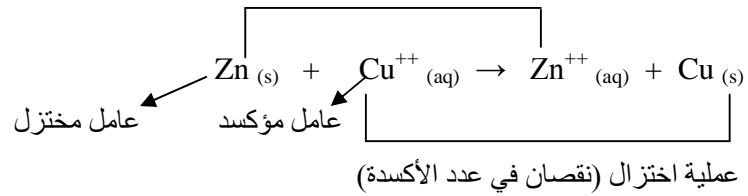
ملاحظة : عملية الأكسدة والاختزال لا يحدث أحدهما إلا بحدوث الآخر أي عمليتان متلازمتان.

العامل المؤكسد: هو العامل الذي يؤدي إلى حدوث عملية الأكسدة .

العامل المختزل: هو العامل الذي يؤدي إلى حدوث عملية الاختزال.

المثال التالي يوضح المفاهيم السابقة:

عملية أكسدة (زيادة في عدد الأكسدة)



(١) فلز الخارصين (Zn) لا يحتوي على عدد إلكترونات أي (صفر) تحول إلى أيون الخارصين (Zn^{++}) أي يحتوي على إلكترونين من صفر إلى +٢ (زيادة في عدد الأكسدة) هذه عملية أكسدة.

(٢) أيون النحاس (Cu^{++}) يحتوي على إلكترونين وفلز النحاس (Cu) لا يحتوي على عدد من الإلكترونات أي (صفر) من +٢ إلى صفر (نقص في عدد الأكسدة) هذه عملية اختزال.

(٣) العامل المؤكسد الذي تسبب في عملية الأكسدة من Zn^{++} هو Cu^{++}

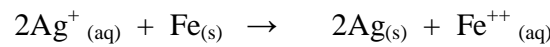
(٤) العامل المختزل الذي تسبب في عملية الاختزال من Cu هو Cu^{++}

مثال (١) هل تستطيع ملء فراغات الجمل التالية : (استخدم الكلمات : أكسدة ، اختزال ، يؤكسد ، يختزل ، يفقد ، يكتسب) .

* العامل المؤكسد يؤكسد المادة التي يتفاعل معها ، وتحدث له عملية اختزال ، ويكتسب بعض الإلكترونات.

* العامل المختزل يختزل المادة التي يتفاعل معها ، وتحدث له عملية أكسدة ، ويفقد بعض الإلكترونات.

مثال (٢) : حدد المادة المتأكسدة والمادة المختزلة والعامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل التالي :



المادة المتأكسدة	المادة المختزلة	العامل المؤكسد	العامل المختزل
Fe	Ag^{+}	Ag^{+}	Fe

أعداد الأكسدة:

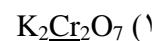
تعريف عدد الأكسدة :

هو عدد الإلكترونات التي يمكن أن تفقدها أو تكتسبها ذرة العنصر أثناء دخولها في التفاعل الكيميائي.

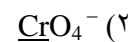
قواعد لمعرفة أعداد الأكسدة لبعض العناصر والأيونات :

م	القاعدة	الأمثلة	الاستثناءات
١	عدد الأكسدة للعناصر النقية (غير المتحدة) تساوي صفر	$\text{Na}, \text{H}_2, \text{K}, \text{O}_2, \text{S}_8$ عدد الأكسدة لها تساوي صفر	
٢	عدد أكسدة عناصر المجموعة الأولى (Li, Na, K) في مركباتها (+1)	$\text{Na} = +1$ في المركبات التالية: $\text{NaCl}, \text{NaOH}, \text{Na}_2\text{CO}_3$	
٣	عدد أكسدة عناصر المجموعة الثانية (Ba, Ca, Mg) في مركباتها (+2)	$\text{Mg} = +2$ في المركبات التالية: $\text{MgCl}_2, \text{Mg}(\text{OH})_2, \text{MgSO}_4$	
٤	عدد أكسدة عناصر المجموعة السابعة (F, Cl, Br) في مركباتها (-1)	$\text{Cl} = -1$ في المركبات التالية: $\text{MgCl}_2, \text{HCl}, \text{NaCl}$	Cl, Br, I في مركباته مع الأكسجين يأخذ (+1) لأن الأكسجين أعلى في السالبية الكهربية من العناصر السابقة. F في مركباته مع الأكسجين يأخذ (-1) لأنه أعلى في السالبية الكهربية من الأكسجين
٥	عدد الأكسدة للهيدروجين في مركباته (+1)	$\text{H} = +1$ في المركبات التالية: $\text{HCl}, \text{NaOH}, \text{H}_2\text{O}$	معدا هيدريدات الفلزات يأخذ الهيدروجين (-1) $\text{NaH}, \text{CaH}_2, \text{AlH}_3$ لأن الهيدروجين أعلى في السالبية الكهربية منها.
٦	عدد الأكسدة للأكسجين في مركباته (-2)	$\text{O} = -2$ في المركبات التالية: $\text{NaOH}, \text{H}_2\text{O}, \text{Ca}(\text{OH})_2$	معدا: فوق الأكاسيد يأخذ الأكسجين فيها (-1) مثل : $\text{H}_2\text{O}_2, \text{Na}_2\text{O}_2, \text{CaO}_2$ (٢) فلوريد الأكسجين OF_2 يأخذ الأكسجين (+2) لأنه أقل في السالبية الكهربية من الفلور.
٧	عدد أكسدة أيون الذرة يساوي شحنتها نوعاً ومقداراً	عدد الأكسدة للأيونات التالية: $\text{Na}^+ = +1, \text{Mg}^{++} = +2, \text{O}^{--} = -2$	
٨	عدد أكسدة أيون الجزيء يساوي شحنتها نوعاً ومقداراً	عدد الأكسدة للأيونات التالية: $\text{NO}_3^- = -1, \text{NH}_4^+ = +1, \text{CO}_3^{--} = -2$	

مثال: أحسب عدد أكسدة العنصر المميز بخط فيما يلي:



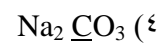
$$٦+=\text{س} \leftarrow ٠=\text{س}+١٢- \leftarrow ٠=٢+\text{س}+١٤- \leftarrow ٠=١\times ٢+\text{س}+٢+(٢-)\times ٧$$



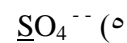
$$٧+=\text{س} \leftarrow ١-=\text{س}+٨- \leftarrow ١-=\text{س}+(٢-)\times ٤$$



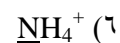
$$٣+=\text{س} \leftarrow ١=\text{س}+٢- \leftarrow ١=\text{س}+(١-)\times ٢ \leftarrow ١=\text{س}+((٢-)+١)\times ٢$$



$$٤+=\text{س} \leftarrow ٠=\text{س}+٤- \leftarrow ٠=٢+\text{س}+٦- \leftarrow ٠=١\times ٢+\text{س}+٢+(٢-)\times ٣$$



$$٦+=\text{س} \leftarrow ٢-=\text{س}+٨- \leftarrow ٢-=\text{س}+(٢-)\times ٤$$



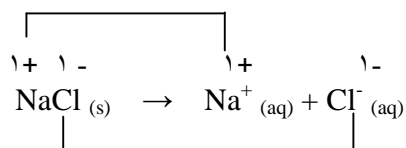
$$٣-=\text{س} \leftarrow ١=\text{س}+٤ \leftarrow ١=\text{س}+١\times ٤$$

مثال : احسب عدد أكسدة العنصر المميز بخط فيما يلي:

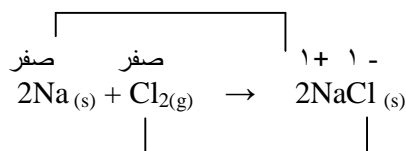
المادة	AlO_3^{--}	K_2HPO_4	Li_2SO_3	K_2O_2
الحل	$3 = \text{س} + (2-) \times 3$ $3 = \text{س} + 6-$ $3 = \text{س}$	$0 = 2 + 1 + \text{س} + (2-) \times 4$ $0 = 3 + \text{س} + 8-$ $0 = \text{س} + 5-$ $5 = \text{س}$	$0 = 2 + \text{س} + (2-) \times 3$ $0 = 2 + \text{س} + 6-$ $0 = \text{س} + 4-$ $4 = \text{س}$	$0 = 2 + \text{س} \times 2$ $0 = 2 + \text{س} 2$ $1 = \text{س}$

تمييز تفاعلات الأكسدة والاختزال عن غيرها :

من خلال فهم الأمثلة التالية :



في التفاعل السابق لم يحصل أي تغيير في أعداد أكسدة ذرات الصوديوم والكلور قبل وبعد التفاعل لا يسمى التفاعل السابق بتفاعل الأكسدة والاختزال (يسمى تفاعل التعادل).

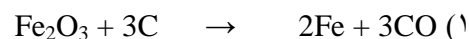


في التفاعل السابق حدث تغير في أعداد الأكسدة قبل التفاعل الصوديوم صفر وبعد التفاعل أصبح (1+) وكذلك الكلور قبل التفاعل صفر وبعد التفاعل (1-) يسمى هذا التفاعل تفاعل أكسدة واختزال.

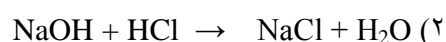
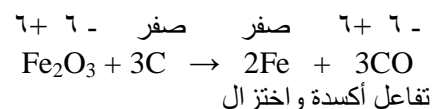
ملحوظة هامة :

ليس من الضروري في تفاعل الأكسدة والاختزال أن يحدث تغير لجميع الذرات.

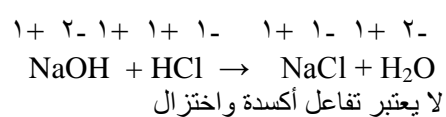
مثال : في كل تفاعل مما يلي ، بعد تحديد أعداد أكسدة ذرات التفاعل التالي، حدد هل التفاعل تفاعل أكسدة واختزال أم لا (حدد أعداد الأكسدة أعلى رمز كل ذرة)



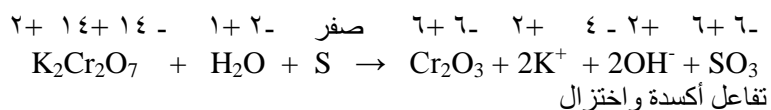
أي الذرات لا يتغير عدد أكسبتها خلال التفاعل (حددها إن وجدت) ذرات الأكسجين



أي الذرات لا يتغير عدد أكسبتها خلال التفاعل (حددها إن وجدت) جميع ذرات التفاعل

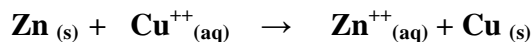


أي الذرات لا يتغير عدد أكسبتها خلال التفاعل (حددها إن وجدت) ذرات البوتاسيوم وذرات الأكسجين

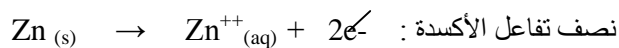
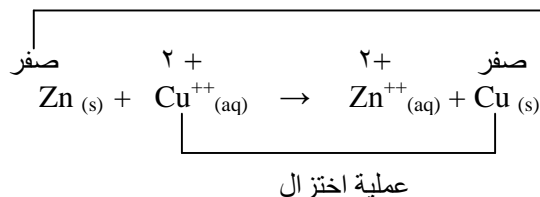


نصفا التفاعل في معادلات الأكسدة والاختزال :

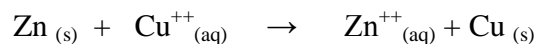
مثال (١): أكتب نصفي تفاعل الأكسدة والاختزال للتفاعل التالي مع وزن إلكترونات النصفين:



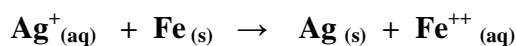
نكتب أعداد الأكسدة لجميع الذرات والايونات ومن خلال الزيادة في عدد الالكترونات تعتبر عملية أكسدة والنقصان في عدد الأكسدة تعتبر عملية اختزال كما يلي:



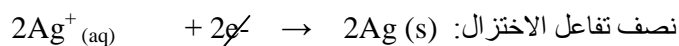
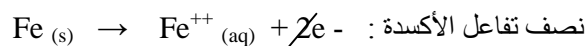
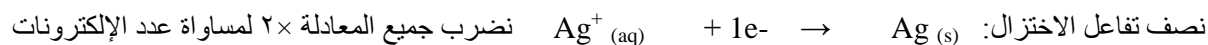
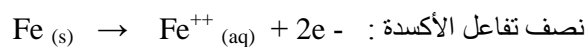
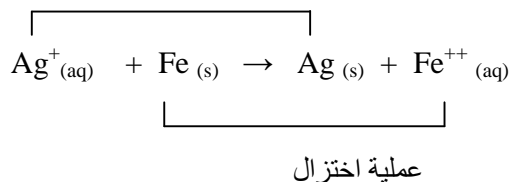
للتأكد نجمع نصفي التفاعل مع حذف المكرر منها وبالتالي نحصل على المعادلة الأساسية في الأعلى .



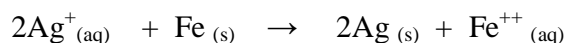
مثال (٢) : أكتب نصفي تفاعل الأكسدة والاختزال للتفاعل التالي مع وزن إلكترونات النصفين:



نكتب أعداد الأكسدة لجميع الذرات والايونات ومن خلال الزيادة في عدد الالكترونات تعتبر عملية أكسدة والنقصان في عدد الأكسدة تعتبر عملية اختزال كما يلي:



للتأكد نجمع نصفي التفاعل مع حذف المكرر منها وبالتالي نحصل على المعادلة الأساسية في الأعلى



وزن معادلات الأكسدة والاختزال بطريقة نصف التفاعل :

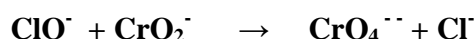
* لكي تكون المعادلة موزونة يجب أن يتحقق شرطين هما:

(١) **قانون حفظ المادة :** " يجب أن يكون مجموع عدد ذرات كل عنصر متماثلاً في كل من المواد المتفاعلة والنواتجة".

(٢) **قانون حفظ الشحنة الكهربائية :** يجب أن يكون مجموع الشحنات الكهربائية التي تظهر على المواد المتفاعلة مساوياً لمجموع الشحنات الكهربائية التي تظهر على المواد الناتجة.

أولاً : في وسط حمضي :

مثال (١) : وازن التفاعل التالي بطريقة نصف التفاعل علماً بأن التفاعل التالي يتم في وسط حمضي:



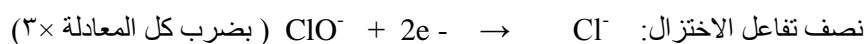
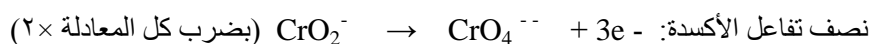
عن طريق إتباع الخطوات التالية:

(١) نوزن الذرات التي حصل فيها أكسدة واختزال (موزونة) الكلور عدد ذراته قبل وبعد التفاعل متساوية والكروم كذلك.

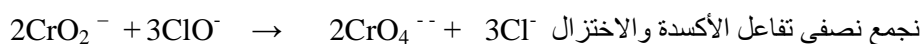
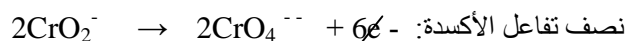
(٢) نوجد أعداد الأكسدة لجميع الذرات في المعادلة ومن خلالها سيتضح العنصر الذي تأكسد والعنصر الذي اختزل كما يلي:



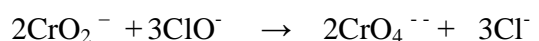
(٣) نكتب نصفي تفاعل الأكسدة والاختزال كل على حده مع كتابة أعداد الإلكترونات المكتسبة والمفقودة كما يلي:



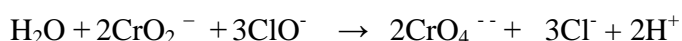
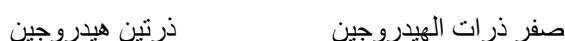
(٤) نوازن نصفي التفاعل بضرب كل منهما بالرقم أو المعامل المناسب ثم نجمعهما مع التخلص من الإلكترونات المتساوية كما يلي:



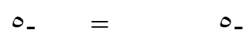
(٥) نوازن النقص في ذرات الأكسجين بإضافة جزيء ماء إلى الطرف الناقص بقدر النقص كما يلي:



(٦) نوازن النقص في ذرات الهيدروجين بإضافة H^+ إلى الطرف الناقص بقدر النقص كما يلي:



(٧) للتأكد لابد أن محصلة الشحنات في الطرفين متساوية



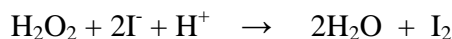


مثال (٢) : وازن التفاعل التالي :

وجود H^+ يعني أن الوسط حمضي

نتبع الخطوات التالية:

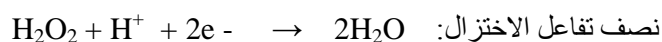
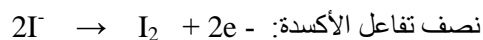
(١) نوزن الذرات التي حصل فيها أكسدة واختزال (غير موزونة) وهي ذرات اليود والأكسجين نوزنها كما يلي:



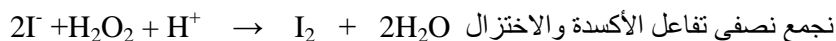
(٢) نوجد أعداد الأكسدة لجميع الذرات في المعادلة ومن خلالها سيتضح العنصر الذي تأكسد والعنصر الذي اختزل كما يلي:



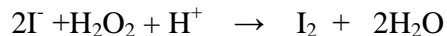
(٣) نكتب نصفي تفاعل الأكسدة والاختزال كل على حده مع كتابة أعداد الإلكترونات المكتسبة والمفقودة كما يلي:



(٤) نوازن نصفي التفاعل بضرب كل منهما بالرقم أو المعامل المناسب ثم نجمعهما مع التخلص من الإلكترونات المتساوية كما يلي:



(٥) نوازن النقص في ذرات الأكسجين بإضافة جزيء ماء إلى الطرف الناقص بقدر النقص كما يلي:

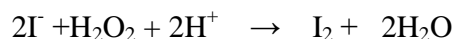


ذرات الأكسجين متساوية في الطرفين ننتقل إلى الخطوة التالية

(٦) نوازن النقص في ذرات الهيدروجين بإضافة H^+ إلى الطرف الناقص بقدر النقص كما يلي:



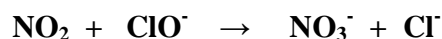
٤ ذرات الهيدروجين ٣ ذرات هيدروجين



(٧) للتأكد لابد أن محصلة الشحنات في الطرفين متساوية



مثال (٣) : وزن التفاعل التالي في وسط حمضي :

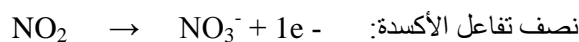


(١) نوزن الذرات التي حصل فيها أكسدة واختزال (موزونة)

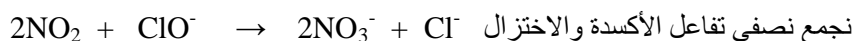
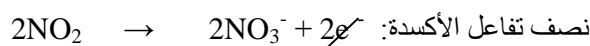
(٢) نوجد أعداد الأكسدة لجميع الذرات في المعادلة ومن خلالها سيتضح العنصر الذي تأكسد والعنصر الذي اختزل كما يلي:



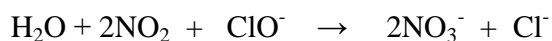
(٣) نكتب نصفي تفاعل الأكسدة والاختزال كل على حده مع كتابة أعداد الإلكترونات المكتسبة والمفقودة كما يلي:



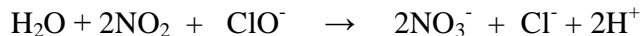
(٤) نوازن نصفي التفاعل بضرب كل منهما بالرقم أو المعامل المناسب ثم نجمعهما مع التخلص من الإلكترونات المتساوية كما يلي:



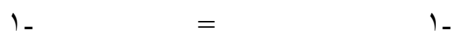
(٥) نوازن النقص في ذرات الأكسجين بإضافة جزيء ماء إلى الطرف الناقص بقدر النقص كما يلي:



(٦) نوازن النقص في ذرات الهيدروجين بإضافة H^+ إلى الطرف الناقص بقدر النقص كما يلي:

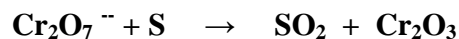


(٧) للتأكد لابد أن محصلة الشحنات في الطرفين متساوية



ثانياً : في وسط قاعدي :

مثال (١) : وازن التفاعل التالي بطريقة نصف التفاعل علماً بأن التفاعل التالي يتم في وسط قاعدي :



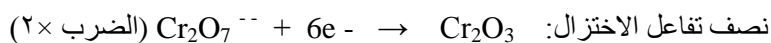
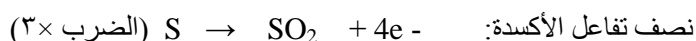
عن طريق إتباع الخطوات التالية:

(١) نوزن الذرات التي حصل فيها أكسدة واختزال (موزونة) الكبريت عدد ذراته قبل وبعد التفاعل متساوية والكروم كذلك.

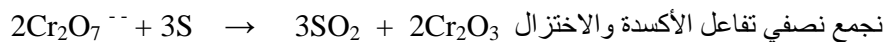
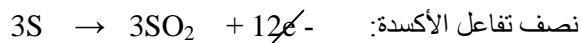
(٢) نوجد أعداد الأكسدة لجميع الذرات في المعادلة ومن خلالها سيتضح العنصر الذي تأكسد والعنصر الذي اختزل كما يلي:



(٣) نكتب نصفي تفاعل الأكسدة والاختزال كل على حده مع كتابة أعداد الإلكترونات المكتسبة والمفقودة كما يلي:



(٤) نوازن نصفي التفاعل بضرب كل منهما بالرقم أو المعامل المناسب ثم نجمعهما مع التخلص من الإلكترونات المتساوية كما يلي:

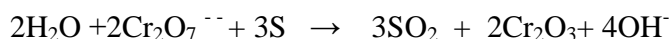


(٥) نوازن النقص في ذرات الأكسجين بإضافة جزيء ماء إلى الطرف الناقص بقدر النقص كما يلي:



(٦) نوازن النقص في ذرات الهيدروجين بإضافة جزيء ماء إلى الطرف الناقص بقدر النقص وفي الطرف المقابل نضيف OH^- بقدر

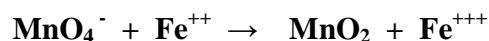
الإضافة لجزيئات الماء كما يلي:



(٧) للتأكد لابد أن محصلة الشحنات في الطرفين متساوية

$$4^- = 4^-$$

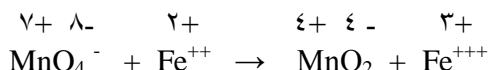
مثال (٢) : وازن التفاعل التالي بطريقة نصف التفاعل علماً بأن التفاعل التالي يتم في وسط قاعدي:



عن طريق إتباع الخطوات التالية:

(١) نوزن الذرات التي حصل فيها أكسدة واختزال (موزونة) المنجنيز عدد ذراته قبل وبعد التفاعل متساوية والحديد كذلك.

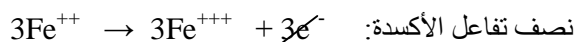
(٢) نوجد أعداد الأكسدة لجميع الذرات في المعادلة ومن خلالها سيتضح العنصر الذي تأكسد والعنصر الذي اختزل كما يلي:



(٣) نكتب نصفي تفاعل الأكسدة والاختزال كل على حده مع كتابة أعداد الإلكترونات المكتسبة والمفقودة كما يلي:



(٤) نوازن نصفي التفاعل بضرب كل منهما بالرقم أو المعامل المناسب ثم نجمعهما مع التخلص من الإلكترونات المتساوية كما يلي:

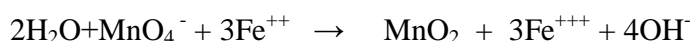


(٥) نوازن النقص في ذرات الأكسجين بإضافة جزيء ماء إلى الطرف الناقص بقدر النقص كما يلي:



(٦) نوازن النقص في ذرات الهيدروجين بإضافة جزيء ماء إلى الطرف الناقص بقدر النقص وفي الطرف المقابل نضيف OH^- بقدر

الإضافة لجزيئات الماء كما يلي:



(٧) للتأكد لابد أن محصلة الشحنات في الطرفين متساوية



الكيمياء في حياتنا: (تطبيقات على الأكسدة والاختزال)

(١) تضاف مادة نيتريت الصوديوم NaNO_2 إلى الأغذية وخاصة اللحوم (علل) لمنعها من التفاعل مع الأكسجين والمحافظة على اللون الأحمر الطبيعي للحم.

(٢) فلز الحديد يصدأ ويتآكل (علل) بسبب تفاعله مع الأكسجين الموجود في الهواء الجوي ليعطي أكاسيد الحديد.

(٣) فلز الألمنيوم له لمعان سرعان ما يختفي (علل) بسبب تفاعله مع الأكسجين الموجود في الهواء الجوي ليكون أكسيد الألمنيوم الذي يستخدم في صناعة هياكل الطائرات والسيارات ومحركاتها وأبواب المنازل والنوافذ وأدوات الطهي.

(٤) اختزال الرابطة الثلاثية في الألكاينات والرابطة الثنائية في الألكينات من خلال تفاعلها مع الهيدروجين.

الخلايا الكهروكيميائية :

هناك نوعان من الخلايا الكهروكيميائية هما الخلايا الجلفانية (خلية دانيال) والخلايا التحليلية.

١) الخلايا الجلفانية (خلايا دانيال) :

هي الخلايا التي تنتج تيار كهربائي نتيجة لحدوث تغير أو تفاعل كيميائي.

تركيب الخلية الجلفانية (خلية دانيال):

مثال : خلية مكونة من صفيحة خارصين في محلول كبريتات الخارصين ($ZnSO_4$) ومن صفيحة نحاس في محلول كبريتات النحاس ($CuSO_4$)

١) ضع في كأس زجاجي محلول كبريتات الخارصين وضع فيه صفيحة الخارصين.

٢) ضع في كأس زجاجي آخر محلول كبريتات النحاس وضع فيه صفيحة النحاس.

٣) صل الصفائح (الخارصين والنحاس) بواسطة سلك كهربائي متصل بجهاز الفولتميتر.

٤) صل المحلولين بقطرة ملحية (أنبوبة على شكل حرف U) تحتوي على محلول مركز من كلوريد البوتاسيوم KCl

مصطلحات هامة للخلية الجلفانية (خلية دانيال) :

١) اتفق على تسمية صفيحتي الخارصين والنحاس بالأقطاب.

٢) القطب الذي تحدث عنده عملية أكسدة (فقد الكترونات) يسمى مصعد

وشحنته سالب (-) وهو في هذه الخلية الخارصين.

٣) القطب الذي تحدث عنده عملية اختزال (كسب الكترونات) يسمى

مهبط وشحنته موجب (+) وهو في هذه الخلية النحاس.

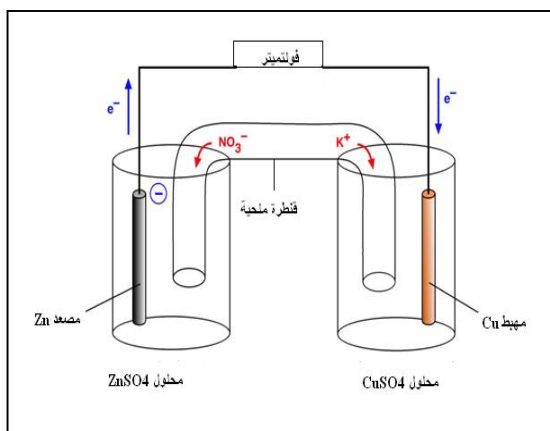
٤) اتجاه المؤشر في جهاز الفولتميتر يدل على اتجاه حركة الإلكترونات

من قطب المصعد إلى قطب المهبط دالاً على القطب الذي فقد الكترونات

خلال التفاعل.

٥) فائدة القطرة الملحية: تعمل على اكتمال الدائرة الكهربائية لاحتوائها على محلول ملح كلوريد البوتاسيوم الذي يسمح بالتلامس

الكهربائي بين أيوناتها وبين ايونات محلولي الخلية وكذلك المحافظة على توازن الايونات في وعائي التفاعل.

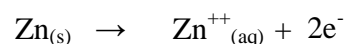


تفسير عمل الخلية الجلفانية (خلية دانيال) :

عند توصيل قطبي الخلية بسلك كهربائي يحدث الآتي:

(١) عند قطب الحارصين (نصف خلية الحارصين):

يتأكسد الحارصين ويتحول إلى أيونات الحارصين كما في المعادلة التالية:

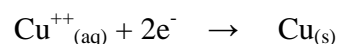


فلز الحارصين تقل كتلته بمرور الزمن بينما يزداد تركيز أيونات الحارصين في المحلول.

عند قطب النحاس (نصف خلية النحاس) :

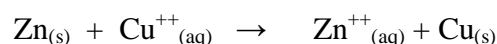
تنتقل الإلكترونات عبر السلك إلى النصف الآخر (نصف خلية النحاس)

حيث تختزل أيونات النحاس إلى فلز النحاس كما في المعادلة التالية:



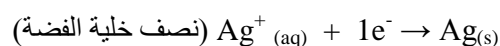
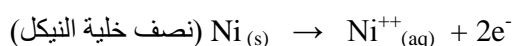
فلز النحاس تزداد كتلته بمرور الزمن بينما تقل تركيز أيونات النحاس في المحلول.

وللحصول على التفاعل الكلي للخلية نجمع نصفي التفاعل بعد التأكد من وزن الكترولونات كما يلي:

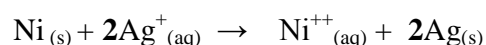


مثال (١) : افترض أن خلية شكلت وفق الشكل التالي:

(أ) ما تفاعل نصفي الخلية.



(ب) ما التفاعل الكامل والموزون للخلية.



(ج) ماذا يحدث بمرور الزمن بعد تشغيل الخلية لكل من :

(١) قطب النيكل

تقل كتلته

(٢) قطب الفضة

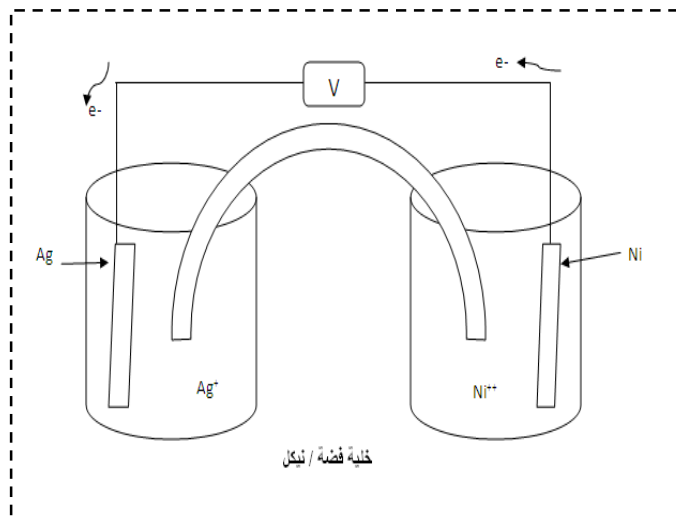
تزداد كتلته

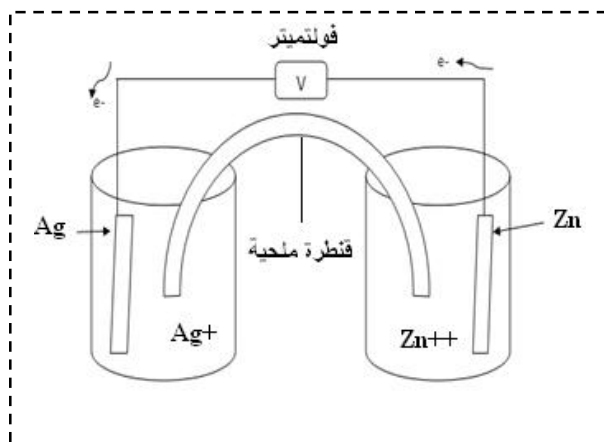
(٣) محلول أيونات النيكل

يزداد تركيزه

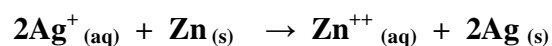
(٤) محلول أيونات الفضة

يقل تركيزه





مثال (٢) : لديك تفاعل كيميائي يُختصر على الصورة التالية :



فلو تم تشكيل خلية جلفانية لهذا التفاعل ، فأجب عن الآتي:

(١) ارسم شكل الخلية موضحاً عليها كافة البيانات وحركة التيار.

(٢) ما التغيرات التي تطرأ على مواد الخلية بمرور الزمن

أثناء حدوث تفاعل الخلية.

قطب الخارصين تقل كتلته

قطب الفضة تزداد كتلته

محلول أيونات الخارصين يزداد تركيزه

محلول أيونات الفضة يقل تركيزه

الجهد القياسي للخلية (القوة المحركة الكهربائية) :

جهد القطب القياسي E°_{Cell} :

هو مقياس محدد لقابلية مادة القطب للاختزال عند الظروف المعيارية (التركيز ١ مولار ، ١ ضغط جوي ، ودرجة حرارة ٢٥°م).

ملاحظات:

* كلما كانت قيمة الجهد القياسي للقطب عالية كلما زادت قابليته لحدوث عملية الاختزال.

* قطب الهيدروجين هو القطب المرجع (الخامل) للقياس والجهد القياسي له يساوي صفر ويتكون من قطعة من البلاتين التي لا يعثرها أي تغير أثناء التفاعل.

حساب الجهد القياسي للخلية E°_{Cell} :

يمكن حساب الجهد القياسي للخلية عن طريق استخدام العلاقة التالية:

$$E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{Cell}} - E^{\circ} \text{ (لقطب الأكسدة)}$$

ملاحظات هامة :

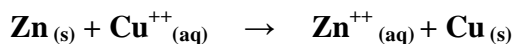
(١) الجهد القياسي للخلية يساعد على توقع إمكانية حدوث التفاعل تلقائياً من عدمه.

(٢) عند تكوين خلية جلفانية من قطبين مختلفين فإن الأعلى جهداً تحدث له عملية اختزال والأقل جهداً تحدث له عملية أكسدة.

(٣) إذا كانت إشارة الجهد القياسي للخلية موجب دل ذلك على أن التفاعل تلقائي (يحدث كما هو مكتوب في المعادلة)

(٤) إذا كانت إشارة الجهد القياسي للخلية سالبة دل ذلك على أن التفاعل غير تلقائي (يحدث عكس ما هو مكتوب في المعادلة)

مثال (١) : احسب الجهد القياسي لخلية شكلت للتفاعل التالي:



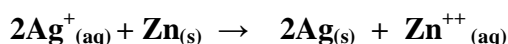
إذا علمت أن الجهود القياسية للأقطاب كما يلي :

$$\text{Zn} = E^0_{\text{Zn}} = -0.76 \text{ فولت} , \text{Cu} = E^0_{\text{Cu}} = +0.34 \text{ فولت}$$

$$E^0_{\text{Cell}} = E^0_{\text{Cathode}} - E^0_{\text{Anode}} \quad (\text{لقطب الاختزال}) - E^0_{\text{Oxidation}} \quad (\text{لقطب الأكسدة})$$

$$E^0_{\text{Cell}} = -0.34 - (-0.76) = 0.42 \text{ فولت}$$

مثال (٢) : احسب الجهد القياسي لخلية شكلت للتفاعل التالي:



إذا علمت أن الجهود القياسية للأقطاب كما يلي :

$$\text{Zn} = E^0_{\text{Zn}} = -0.76 \text{ فولت} , \text{Ag} = E^0_{\text{Ag}} = +0.80 \text{ فولت}$$

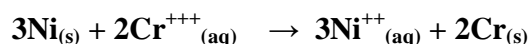
ثم حدد ما إذا كان التفاعل تلقائياً أم لا.

$$E^0_{\text{Cell}} = E^0_{\text{Cathode}} - E^0_{\text{Anode}} \quad (\text{لقطب الاختزال}) - E^0_{\text{Oxidation}} \quad (\text{لقطب الأكسدة})$$

$$E^0_{\text{Cell}} = 0.80 - (-0.76) = 1.56 \text{ فولت}$$

التفاعل تلقائي

مثال (٣) : احسب الجهد القياسي لخلية شكلت للتفاعل التالي:



إذا علمت أن الجهود القياسية للأقطاب كما يلي :

$$\text{Cr} = E^0_{\text{Cr}} = -0.74 \text{ فولت} , \text{Ni} = E^0_{\text{Ni}} = -0.25 \text{ فولت}$$

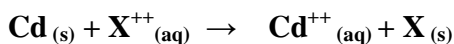
ثم حدد ما إذا كان التفاعل تلقائياً أم لا.

$$E^0_{\text{Cell}} = E^0_{\text{Cathode}} - E^0_{\text{Anode}} \quad (\text{لقطب الاختزال}) - E^0_{\text{Oxidation}} \quad (\text{لقطب الأكسدة})$$

$$E^0_{\text{Cell}} = -0.25 - (-0.74) = 0.49 \text{ فولت}$$

التفاعل غير تلقائي

مثال (٤) : احسب الجهد القياسي لقطب مجهول (X) في خلية شكلت بالتفاعل التالي فكان جهدها القياسي ٠,٢٧٦ فولت :



إذا علمت أن الجهد القياسي لقطب الكاديوم $E^0_{\text{Cd}} = -0.40$ فولت

ثم حدد نوع القطب X

$$E^0_{\text{Cell}} = E^0_{\text{Cathode}} - E^0_{\text{Anode}} \quad (\text{لقطب الاختزال}) - E^0_{\text{Oxidation}} \quad (\text{لقطب الأكسدة})$$

$$E^0_{\text{Cell}} = 0.276 - (-0.40) = 0.676$$

$$E^0_{\text{Cell}} = 0.676 = 0.276 - E^0_{\text{Anode}} \Rightarrow E^0_{\text{Anode}} = -0.40 \text{ فولت}$$

نوع القطب المجهول X مختزل

العوامل المؤثرة على جهد الخلية :

- (١) نوع مادة قطبي الخلية : يؤثر نوع مادة قطبي الخلية على حساب جهد الخلية كما في المثال التالي:
عند الظروف القياسية شكلت خلية بقطبين أحدهما نحاس والآخر خارصين فأنتجت تياراً فرق جهده يساوي ١.١ فولت وشكلت خلية أخرى عند الظروف نفسها بقطبين أحدهما نحاس والآخر فضة فأنتجت فرق جهد يساوي ٠.٤٦ فولت.
- (٢) تراكيز المحاليل : يزداد فرق الجهد للخلية كلما زاد تركيز المواد المتفاعلة ونقص تركيز المواد الناتجة.

الكيمياء في حياتنا:

هناك عدة أنواع من البطاريات المنتجة للتيار الكهربائي المعروفة بمصادر التيار المستمر (DC) التي تنتج من خلال تفاعل الأكسدة والاختزال وينتج عنها فرق جهد كهربائي يستخدم في تشغيل الأجهزة والمعدات ومن أبرز هذه الأنواع ما يلي:

(١) بطاريات الجافة :

تعتبر من أكثر الخلايا انتشاراً (علل) لكثرة الأجهزة التي تعمل بها ورخص ثمنها.
ومن الأجهزة التي تستخدم فيها هذا النوع من البطاريات : الراديو – المسجل – آلات الحاسبة – المصابيح اليدوية.

(٢) بطاريات أكسيد الفضة:

تتميز بصغر حجمها وتستخدم في الأجهزة الكهربائية الصغيرة مثل الساعات – أجهزة التصوير – أقلام الليزر.

(٣) بطاريات السيارات (المراكم الرصاصية):

تتكون من عدد من الخلايا السائلة المربوطة مع بعضها على التوالي لتنتج فرق جهد يتراوح بين ١٢-٢٤ فولت وتستخدم في السيارات الصغيرة والشاحنات الكبيرة والجرافات.

أسئلة :

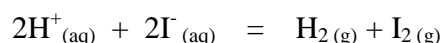
- (١) يلاحظ تناقص الكهرباء الناتجة عن البطاريات الجافة مع الاستعمال ، ما سبب ذلك؟
بسبب تناقص المواد الكيميائية فيها وبالتالي يقل التيار الكهربائي المنبعث .
- (٢) عندما تشتري البطاريات الجافة بأنواعها (أو بعض أنواع البطاريات السائلة كالمركم الرصاصي المعبأ سلفاً) فإنك تحرص على شراء بطاريات حديثة الصنع ، ما السبب الذي يدفعك لذلك؟
لأن البطاريات القديمة يضعف فيها تركيز حمض الكبريت نتيجة لاستهلاكه وزيادة كمية الماء الناتجة من التفاعلات الحادثة وكذلك يستنفذ ثاني أكسيد الرصاص.

٢) الخلايا التحليلية (الإلكتروليزية) :

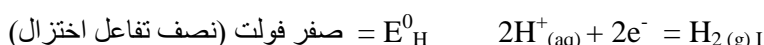
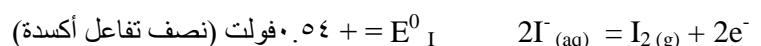
هي الخلايا التي يحدث بها تفاعل كيميائي نتيجة لمرور تيار كهربائي.

إمكانية حدوث تفاعل كيميائي تلقائياً من عدمه :

مثال: في تفاعل الخلية التالي :



يمكن حساب الجهد القياسي بمعرفة الجهود القياسية لأنصاف تفاعلات الخلية كما يلي:



$$E^0_{\text{Cell}} = E^0_{\text{(لقطب الاختزال)}} - E^0_{\text{(لقطب الأكسدة)}}$$

$$E^0_{\text{Cell}} = \text{صفر} - 0.54 = -0.54 \text{ فولت}$$

التفاعل غير تلقائي أي لا يجري كما هو مكتوب ولكي يجري كما هو مكتوب لابد من إجباره على ذلك بإمداده بتيار كهربائي مقداره أكبر من 0.54 فولت .

كيف يحدث التفاعل في الخلية التحليلية السابقة :

خطوات العمل:

(١) نضع محلول يوديد الهيدروجين HI في كأس.

(٢) نغمس قطبين من الكربون في المحلول.

(٣) نوصل القطبين بأسلاك بمصدر للتيار الكهربائي فرق جهده أكبر من 0.54 فولت .

المشاهدة والاستنتاج:

(١) تسري الإلكترونات من قطب البطارية السالب إلى قطب الكربون الذي يشكل المهبط في الخلية التحليلية وشحنته سالبة.

(٢) تترك الإلكترونات المهبط عند اتحادها بأيونات الهيدروجين لتكون غاز الهيدروجين.

(٣) تتجذب أيونات اليوديد في المحلول إلى قطب الكربون المتصل بالقطب الموجب للبطارية وهو المصعد وشحنته موجبة فتفقد إلكتروناتها مكونة ذرات اليود التي تتحد مكونة جزيئات اليود.

(٤) تسري الإلكترونات من المصعد في الخلية التحليلية عبر السلك الخارجي إلى قطب البطارية الموجب لتكتمل الدائرة.

يستمر هذا التفاعل حتى تفرغ طاقة البطارية أو تنتهي أيونات المحلول.

الكيمياء في حياتنا:

الطلاء الفلزي: هو ترسيب مادة فلزية على أخرى باستخدام تيار كهربائي في خلية التحليل الكهربائي.

فوائد الطلاء الفلزي:

(١) تجميل مظهر بعض الأدوات والتجهيزات المعدنية .

(٢) وقاية المواد المعدنية من التآكل عند تعرضها للهواء أو الرطوبة.

مثال: قارن بين الخلايا الجلفانية والخلايا التحليلية.

وجه المقارنه	الخلايا الجلفانية (الكهروكيميائية)	الخلايا التحليلية (الكهربية)
تحويلات الطاقة	من طاقة كيميائية إلى طاقة كهربية	من طاقة كهربية إلى كيميائية
إشارة جهد الخلية القياسي	موجب	سالب
شحنة المصعد والمهبط	المصعد (-) والمهبط (+)	المصعد (+) والمهبط (-)
وجود القنطرة الملحية	توجد قنطرة ملحية	لا توجد قنطرة ملحية
عدد الأوعية	تتم في وعائين	تتم في وعاء واحد

أسئلة وتمارين محلولة:

س (١) أحسب عدد الأكسدة لما يأتي:

أ) الكروم في : Cr_2O_3

$$3 \times 2 + 3 \times (-2) = 0 \quad \leftarrow \quad 2 + 3(-2) = 0 \quad \leftarrow \quad 3 + (-6) = 0 \quad \leftarrow \quad 3 = 6$$

ب) المنجنيز في : MnO_2

$$2 \times 2 + 2 \times (-2) = 0 \quad \leftarrow \quad 2 + 2(-2) = 0 \quad \leftarrow \quad 4 - 4 = 0 \quad \leftarrow \quad 4 = 4$$

ج) الكلور في : HClO_3

$$1 + 3 \times (-2) + 1 \times (+1) = 0 \quad \leftarrow \quad 1 + 3(-2) + 1 = 0 \quad \leftarrow \quad 1 - 6 + 1 = 0 \quad \leftarrow \quad 1 = 5$$

د) البورون في : $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$

$$2 \times 1 + 4 \times 2 + 7 \times (-2) = 0 \quad \leftarrow \quad 2 + 8 - 14 = 0 \quad \leftarrow \quad 2 + 8 - 14 = 0 \quad \leftarrow \quad 2 = 12$$

هـ) الأكسجين في : K_2O_2

$$2 \times 1 + 2 \times (-2) = 0 \quad \leftarrow \quad 2 + 2(-2) = 0 \quad \leftarrow \quad 2 - 4 = 0 \quad \leftarrow \quad 2 = 2$$

و) اليورانسيوم في : K_2UO_4

$$2 \times 1 + 4 \times 2 + 1 \times (-2) = 0 \quad \leftarrow \quad 2 + 8 - 2 = 0 \quad \leftarrow \quad 2 + 8 - 2 = 0 \quad \leftarrow \quad 2 = 6$$

ز) الكروم في : $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

$$2 \times 1 + 2 \times 2 + 7 \times (-2) = 0 \quad \leftarrow \quad 2 + 4 - 14 = 0 \quad \leftarrow \quad 2 + 4 - 14 = 0 \quad \leftarrow \quad 2 = 12$$

ح) اليود في : IO_4^-

$$1 + 4 \times (-2) = -7 \quad \leftarrow \quad 1 - 8 = -7 \quad \leftarrow \quad 1 - 8 = -7 \quad \leftarrow \quad 1 = 7$$

س (٢) علل لما يأتي :

(١) لا يحدث تفاعل في الخلية الجلفانية المكونة من وعائين إلا بوجود قنطرة ملحية.

(٢) لا نحتاج إلى قنطرة ملحية في خلايا التحليل الكهربائي.

(٣) عدد أكسدة الأكسجين سالب في معظم مركباته إلا أنه يكون موجبا في مركباته مع الفلور.

(١) لأن القنطرة الملحية تحتوي على ملح متأين من كلوريد البوتاسيوم تسمح بالتلامس الكهربائي بين أيوناتها وأيونات محلولي الخلية كذلك تسمح بالمحافظة على توازن الأيونات في وعائي الخلية.

(٢) لأن التفاعل يحدث في حوض واحد.

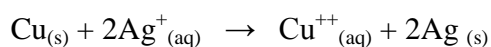
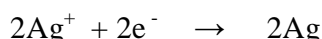
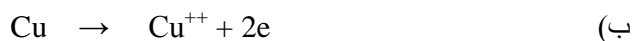
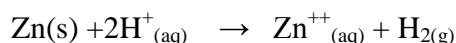
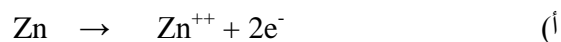
(٣) عدد أكسدة الأكسجين سالب في معظم مركباته لأن الأكسجين أعلى في السالبية الكهربائية

عدد أكسدة الأكسجين موجب في مركباته مع الفلور لأن الفلور أعلى سلبية كهربائية من الأكسجين.

س٣) أكتب نصفي التفاعل والتفاعل الكامل موزوناً في كل من العمليات التالية:

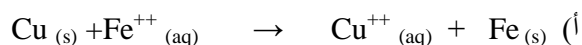
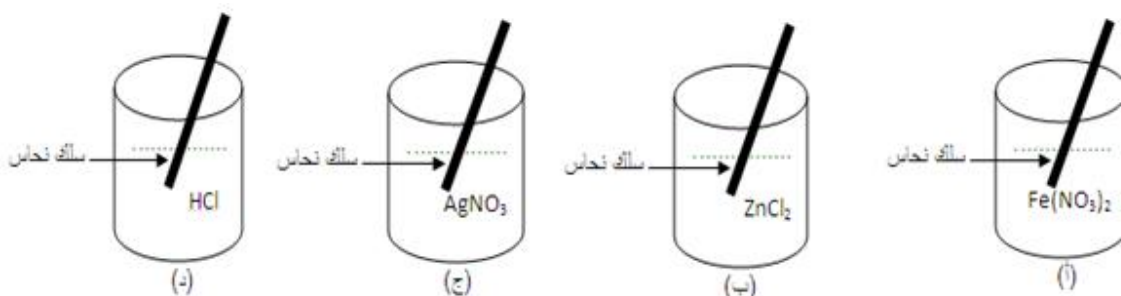
(أ) تفاعل الخارصين مع حمض الكلور ليطلق غاز الهيدروجين ويعطي أيونات الخارصين الثاني.

(ب) انحلال سلك من النحاس في محلول نترات الفضة.



س٤) اذكر ماذا يحدث إذا غمسنا سلكاً من النحاس في كل من المحاليل التالية البالغ تركيز كل منها ١ مولار:

علماً بأن الجهود القياسية هي : ($E^0_{\text{Cu}} = ٠,٣٤$ & $E^0_{\text{Zn}} = -٠,٧٦$ & $E^0_{\text{Ag}} = ٠,٨$ & $E^0_{\text{H}} = ٠$ صفر)



$E^0_{\text{Cell}} = E^0_{\text{Cathode}} - E^0_{\text{Anode}}$ (لقطب الاختزال) - (لقطب الأكسدة)

$$= ٠,٣٤ - ٠,٤٤ = -٠,١٠$$

= -٠,١٠ فولت التفاعل غير تلقائي



$E^0_{\text{Cell}} = E^0_{\text{Cathode}} - E^0_{\text{Anode}}$ (لقطب الاختزال) - (لقطب الأكسدة)

$$= ٠,٣٤ - ٠,٧٦ = -٠,٤٢$$

= -٠,٤٢ فولت التفاعل غير تلقائي



$E^0_{\text{Cell}} = E^0_{\text{Cathode}} - E^0_{\text{Anode}}$ (لقطب الاختزال) - (لقطب الأكسدة)

$$= ٠,٣٤ - ٠,٨ = -٠,٤٦$$

= -٠,٤٦ فولت التفاعل غير تلقائي

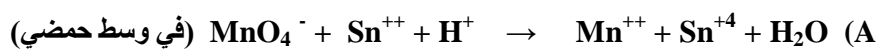


$E^0_{\text{Cell}} = E^0_{\text{Cathode}} - E^0_{\text{Anode}}$ (لقطب الاختزال) - (لقطب الأكسدة)

$$= ٠,٣٤ - ٠,٣٤ = ٠$$

= ٠ فولت التفاعل غير تلقائي

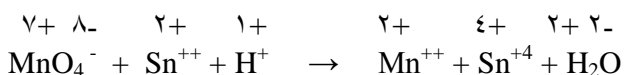
س٥) وازن كل من التفاعلات التالية :



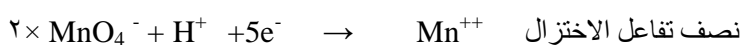
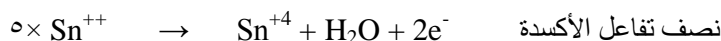
نتبع الخطوات التالية:

(١) نوزن الذرات التي حصل فيها أكسدة واختزال (موزونة)

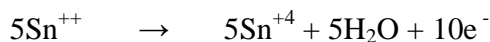
(٢) نوجد أعداد الأكسدة لجميع الذرات في المعادلة ومن خلالها سيتضح العنصر الذي تأكسد والعنصر الذي اختزل كما يلي:



(٣) نكتب نصفي تفاعل الأكسدة والاختزال كل على حده مع كتابة أعداد الإلكترونات المكتسبة والمفقودة كما يلي:



(٤) نوازن نصفي التفاعل بضرب كل منهما بالرقم أو المعامل المناسب ثم نجعلهما مع التخلص من الإلكترونات المتساوية كما يلي:



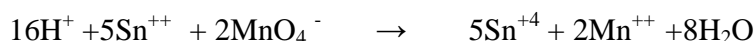
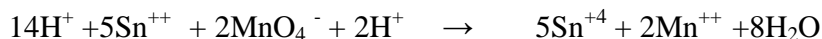
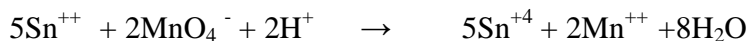
نجمع نصفي تفاعل الأكسدة والاختزال



(٥) نوازن النقص في ذرات الأكسجين بإضافة جزيء ماء إلى الطرف الناقص بقدر النقص كما يلي:



(٦) نوازن النقص في ذرات الهيدروجين بإضافة H^+ إلى الطرف الناقص بقدر النقص كما يلي:



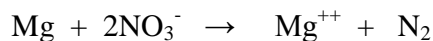
(٧) للتأكد نجمع الشحنات

$$24 = 24$$

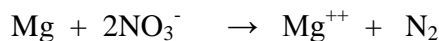


نتبع الخطوات التالية:

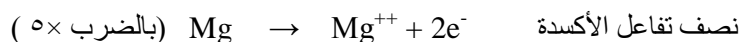
(١) نوزن الذرات التي حصل فيها أكسدة واختزال بضرب النيتروجين $\times 2$ في المواد المتفاعلة كما يلي:

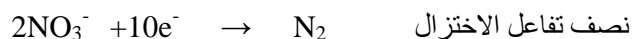


(٢) نوجد أعداد الأكسدة لجميع الذرات في المعادلة ومن خلالها سيتضح العنصر الذي تأكسد والعنصر الذي اختزل كما يلي:



(٣) نكتب نصفي تفاعل الأكسدة والاختزال كل على حده مع كتابة أعداد الإلكترونات المكتسبة والمفقودة كما يلي:

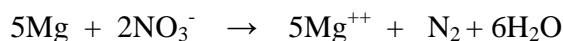




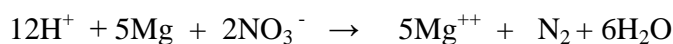
(٤) نوازن نصفي التفاعل بضرب كل منهما بالرقم أو المعامل المناسب ثم نجمعهما مع التخلص من الإلكترونات المتساوية كما يلي:



(٥) نوازن النقص في ذرات الأكسجين بإضافة جزيء ماء إلى الطرف الناقص بقدر النقص كما يلي:



(٦) نوازن النقص في ذرات الهيدروجين بإضافة H^+ إلى الطرف الناقص بقدر النقص كما يلي:



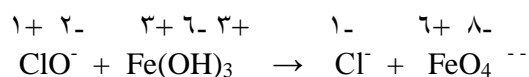
(٧) للتأكد جمع الشحنات



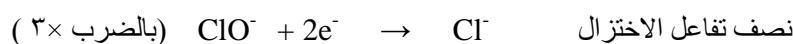
نتبع الخطوات التالية:

(١) نوزن الذرات التي حصل فيها أكسدة واختزال (موزونة) ذرات الكلور والحديد قبل وبعد التفاعل متساوية.

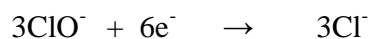
(٢) نوجد أعداد الأكسدة لجميع الذرات في المعادلة ومن خلالها سيتضح العنصر الذي تأكسد والعنصر الذي اختزل كما يلي:



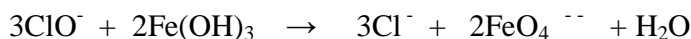
(٣) نكتب نصفي تفاعل الأكسدة والاختزال كل على حده مع كتابة أعداد الإلكترونات المكتسبة والمفقودة كما يلي:



(٤) نوازن نصفي التفاعل بضرب كل منهما بالرقم أو المعامل المناسب ثم نجمعهما مع التخلص من الإلكترونات المتساوية كما يلي:

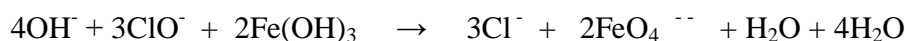


(٥) نوازن النقص في ذرات الأكسجين بإضافة جزيء ماء إلى الطرف الناقص بقدر النقص كما يلي:



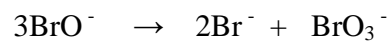
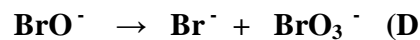
(٦) نوازن النقص في ذرات الهيدروجين بإضافة جزيء ماء إلى الطرف الناقص بقدر النقص وفي الطرف المقابل نضيف OH^- بقدر

الإضافة لجزيئات الماء كما يلي:

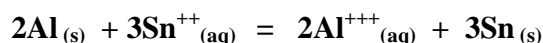


(٧) للتأكد جمع الشحنات





س٦) يستفاد من قدرة الألمنيوم على طرد القصدير من أملاحه في عمليات الحصول على صورة نقية لفلز القصدير ، فإذا كان التفاعل الممثل لتلك العملية يختصر على الصورة التالية:

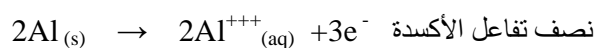


فإذا مثل هذا التفاعل في خلية جلفانية فأجب عما يلي:

(أ) أي الفلزين يكون مصعداً وأيها مهبطاً ؟

الألمنيوم يكون مصعداً والقصدير يكون مهبطاً

(ب) اكتب نصفي التفاعل مميزاً نوع كل منهما ؟



(ج) احسب الجهد القياسي للخلية إذا علمت أن الجهود القياسية للأقطاب كما يلي :

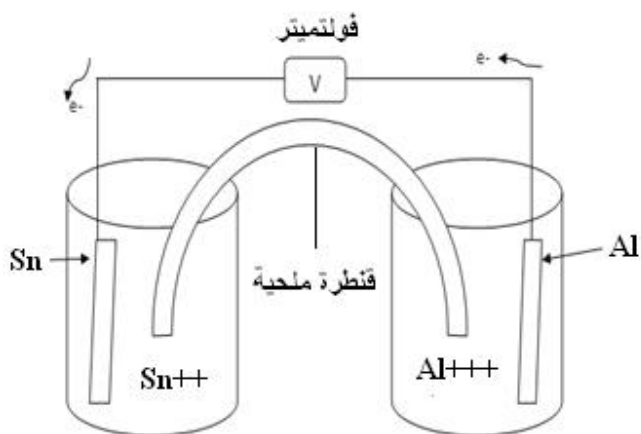
$$E^0_{\text{Al}} = -1,66 \text{ فولت} , E^0_{\text{Sn}} = -0,14 \text{ فولت}$$

$$E^0_{\text{Cell}} = E^0 - (E^0 \text{ لقطب الأكسدة})$$

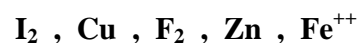
$$E^0_{\text{Cell}} = -0,14 - (-1,66)$$

$$E^0_{\text{Cell}} = +1,52 \text{ فولت}$$

(د) ارسم الخلية الجلفانية التي يمثلها التفاعل محدداً اتجاه التيار على الدائرة الخارجية .



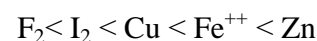
س٧) رتب المواد التالية ابتداءً من الأقوى كعامل مختزل :



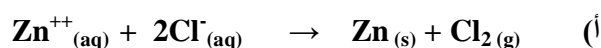
علماً بأن جهود الاختزال بوحدة الفولت هي كما في الجدول التالي:

العامل المختزل	جهود القياس بالفولت
I_2	$+0.54$
Cu	$+0.34$
F_2	$+2.87$
Zn	-0.76
Fe^{++}	-0.44

العامل المختزل الأقوى هو الذي قيمة الجهد القياسي للاختزال له أقل :



س٨) ميز التفاعلات التلقائية من غير التلقائية بإجراء الحسابات اللازمة في كل حالة مما يلي :



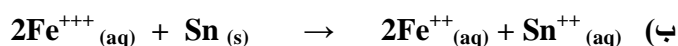
إذا علمت أن الجهود القياسية للأقطاب كما يلي :

$$\text{E}^{\circ}_{\text{Zn}} = -0.76 \text{ فولت} , \text{E}^{\circ}_{\text{Cl}} = +1.36 \text{ فولت}$$

$$\text{E}^{\circ}_{\text{Cell}} = \text{E}^{\circ}(\text{لقطب الاختزال}) - \text{E}^{\circ}(\text{لقطب الأكسدة})$$

$$\text{E}^{\circ}_{\text{Cell}} = -0.76 - 1.36$$

$$\text{E}^{\circ}_{\text{Cell}} = -2.12 \text{ فولت} \quad \text{التفاعل غير تلقائي}$$



إذا علمت أن الجهود القياسية للأقطاب كما يلي :

$$\text{E}^{\circ}_{\text{Sn}} = -0.14 \text{ فولت} , \text{E}^{\circ}_{\text{Fe}} = +0.77 \text{ فولت}$$

$$\text{E}^{\circ}_{\text{Cell}} = \text{E}^{\circ}(\text{لقطب الاختزال}) - \text{E}^{\circ}(\text{لقطب الأكسدة})$$

$$\text{E}^{\circ}_{\text{Cell}} = 0.77 - (-0.14)$$

$$\text{E}^{\circ}_{\text{Cell}} = +0.91 \text{ فولت}$$

التفاعل تلقائي

س٩) غُمست صفيحة من الخارصين في محلول كبريتات الخارصين $ZnSO_4$ تركيزه (١ مولار) وغُمست صفيحة من الجاليوم في محلول كلوريد الجاليوم $GaCl_3$ تركيزه (١ مولار) ، وكملت المتطلبات اللازمة لتكوين خلية جلفانية عند الدرجة ٢٥ م° ، فإذا كانت قراءة الفولتميتر لتلك الخلية تساوي (٠,٢٣ فولت) ، وكان جهد الخارصين أعلى من جهد الجاليوم فأجب عما يلي :

(١) هل التفاعل تلقائي أم لا ولماذا ؟

التفاعل تلقائي لأن إشارة الجهد القياسي للخلية موجبة

(٢) احسب الجهد القياسي للجاليوم علماً بأن الجهد القياسي للخارصين يساوي -٠,٧٦ فولت .

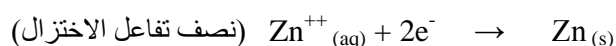
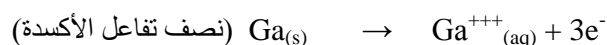
من المعطيات في السؤال جهد الخارصين أعلى من جهد الجاليوم يُفهم من ذلك أن الخارصين عامل مُختزل (كلما كان الجهد أكبر كلما كان العامل مُختزل)

$$E^0_{\text{Cell}} = E^0_{\text{(لقطب الاختزال)}} - E^0_{\text{(لقطب الأكسدة)}}$$

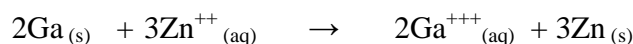
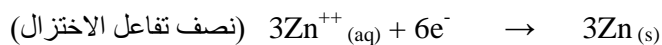
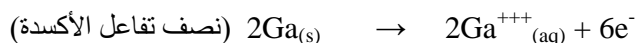
$$0,23 = E^0_{\text{(لقطب الأكسدة)}} - 0,76$$

$$E^0_{\text{(لقطب الأكسدة)}} \text{ للجاليوم} = 0,23 - 0,76 = -0,99 \text{ فولت}$$

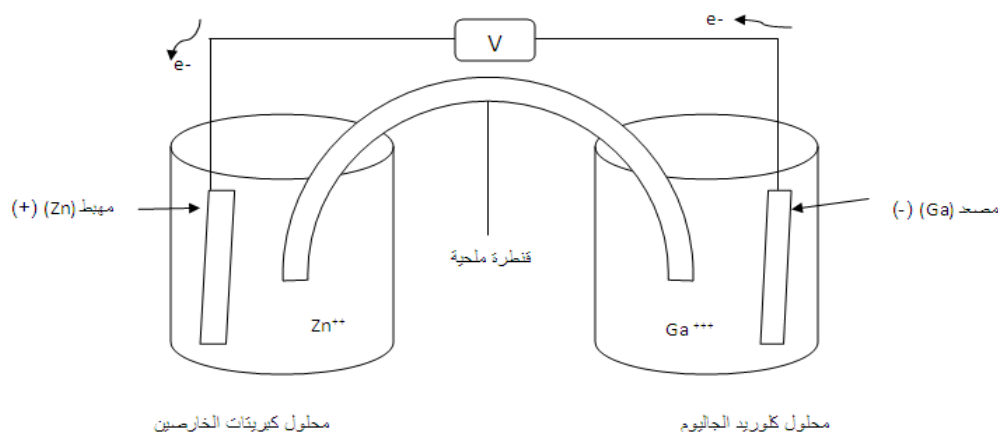
(٣) اكتب نصفي التفاعل والتفاعل الكامل للخلية.



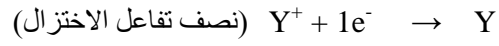
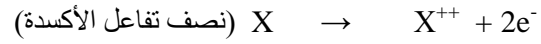
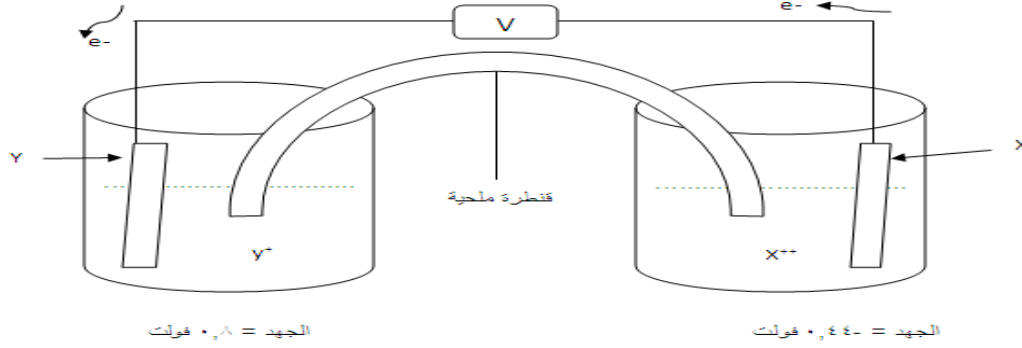
بضرب نصف تفاعل الأكسدة $\times 2$ وضرب نصف تفاعل الاختزال $\times 3$ ثم نحذف الشحنات المتشابهة ونجمع نصفي التفاعل لتعطي التفاعل الكلي للخلية كما يلي:



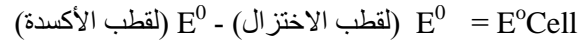
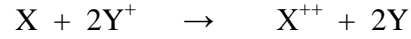
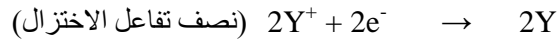
(٤) ارسم الخلية الممثلة بالتفاعل المذكور أعلاه موضحاً جميع البيانات على الرسم.



س ١٠) استنتج نصفي التفاعل والتفاعل الكامل والجهد القياسي للخلية الجلفانية الممثلة بالشكل التالي :



بضرب نصف تفاعل الاختزال $\times 2$



$$E^{\circ}_{\text{Cell}} = ٠,٨ - (٠,٤٤) = ٠,٣٦ \text{ فولت}$$

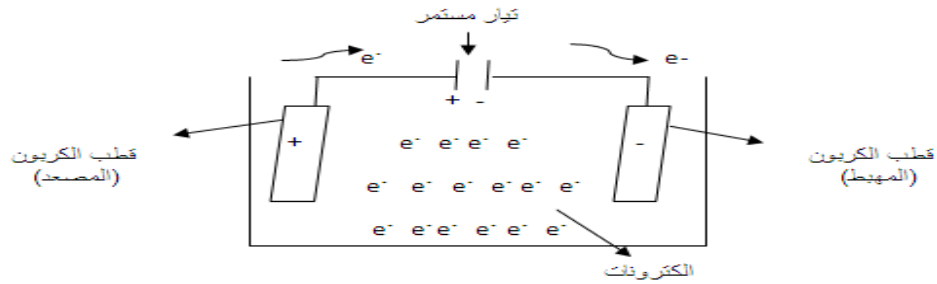
$$E^{\circ}_{\text{Cell}} = ١,٢٤ \text{ فولت}$$

س ١١) أجري تحليل كهربائي لمحلول حمض الكلور فتحلل إلى مكوناته : الكلور ، والهيدروجين أجب عن الآتي:

(أ) عند أي من القطبين تتوقع أن يتصاعد غاز الكلور ، وعند أيهما يتصاعد غاز الهيدروجين.

غاز الكلور يتصاعد عند القطب الموجب لأن أيوناته سالبة وغاز الهيدروجين يتصاعد عند القطب السالب لأن أيوناته موجبة.

(ب) ارسم جهاز خلية تحليلية تمثل ما حدث في العملية موضحاً عليها سائر البيانات.



(ج) ماذا تتوقع أن يحصل لتركيز أيونات حمض الكلور بمرور الزمن ، ولماذا ؟

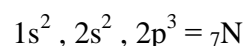
يقل تركيزه لتحلله إلى أيونات (H^{+}, Cl^{-}) التي تكون جزيئات غاز الكلور والهيدروجين المتصاعدة.

- س١٢) استشارك مهندس أحد مصانع الطلاء الكيميائي الكهربائي في عملية طلاء كلفه بها المصنع تتضمن طلاء قطعة مقبض حديدي لبوابة منزل بلون نحاسي ، ساعده على الإجابة على تساؤلاته التالية:
- أ) أي المحاليل التالية يصلح لاستخدامه في العملية : كلوريد الحديد الثنائي ، كبريتات الحديد الثنائي ، سيانيد النحاس الثنائي. سيانيد النحاس الثنائي. (يجب الحذر منه لأنه سام)
- ب) في أي قطبي التيار الكهربائي أصل المقبض الحديدي (هل ذلك عند المصعد أم المهبط) ، وما إشارة ذلك القطب. في المهبط وشحنه سالبة.
- ج) ما المادة المناسب وضعها في القطب الثاني للخلية من الآتي : نحاس ، كربون ، حديد. نحاس لقدرته العالية على التوصيل الكهربائي.
- د) لو رغب مدير المصنع في طلاء المقبض بالفضة فما التغيرات التي يجب أن تجريها على الخلية السابقة؟ يستخدم محلول كبريتات الفضة ويوضع في القطب الثاني الفضة.
- س١٣) اختر الإجابة الصحيحة من بين الخيارات المتاحة لكل فقرة مما يلي:
- أ) ينشأ التيار الكهربائي من خلال التفاعل الكيميائي في :
- ١) الخلايا التحليلية ٢) الخلايا الجلفانية ٣) عمليات الطلاء المعدني ٤) عمليات مقاومة تآكل المعادن
- ب) يمكن إجبار تفاعل كيميائي غير تلقائي على الحدوث بطريقة تلقائية في :
- ١) عملية تلبس النحاس بفلز الذهب كهربائياً ٢) بطاريات السيارات ٣) بطاريات الطاقة الكهربائية الشمسية ٤) الخلية الجافة
- ج) ما القطب الذي يحدث له انحلال بمرور الزمن خلال التفاعل الكيميائي في الخلايا الكهروكيميائية هو :
- ١) المصعد في الخلية الجلفانية ٢) المهبط في الخلية الجلفانية ٣) المصعد والمهبط في الخلية الجلفانية ٤) لا يحدث انحلال لأي من الأقطاب
- د) أي مما يلي لا يؤثر على جهد الخلية الجلفانية:
- ١) زيادة درجة الحرارة ٢) نقصان تركيز محلول المهبط ٣) زيادة تركيز محلول المصعد ٤) نقصان حجم وعائي الخلية

✍ الفصل السادس : النيتروجين ومركباته

مقدمة :

- كلمة النيتروجين تعني مكون النترات.
- عنصر النيتروجين من أكثر العناصر انتشاراً في الكرة الأرضية.
- عنصر النيتروجين يقع في الدورة الثانية في المجموعة الخامسة كما يظهر ذلك من خلال التوزيع الإلكتروني التالي:



وجود النيتروجين في الطبيعة :

يوجد النيتروجين في الطبيعة على عدة أشكال من أهمها ما يلي:

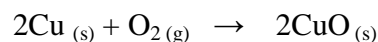
- (١) على شكل غاز النيتروجين (N_2) ويشغل حوالي ٧٨% من حجم الهواء الجوي.
- (٢) متحداً مع عناصر أخرى مثل ملح شيلي (نترات الصوديوم) $NaNO_3$
- (٣) على شكل بروتينات في الكائنات الحية تبلغ نسبة النيتروجين فيها ١٦,٠% وزناً.

تحضير غاز النيتروجين :

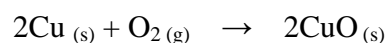
أولاً: في الصناعة :

تمر مرحلة تحضير غاز النيتروجين في الصناعة بمرحلتين هما :

- (١) مرحلة الاستخلاص : عن طريق التقطير الجزئي للهواء المسال حيث يغلي النيتروجين أولاً (-١٩٦ م) ثم الأكسجين (-١٨٣ م).
- (٢) مرحلة التنقية من الشوائب: النيتروجين الناتج يكون مختلطاً ببعض الشوائب من الأكسجين لذلك يمرر على نحاس مسخن لدرجة الاحمرار حيث يتخلص من الأكسجين على هيئة أكسيد النحاس الثنائي كما في المعادلة التالية:

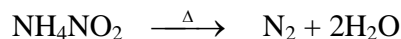


سؤال : اكتب المعادلة الكيميائية التي يتم بموجبها تنقية النيتروجين من الأكسجين؟



ثانياً: في المختبر:

يحضر عن طريق التفكك الحراري لنيتريت الأمونيوم كما في المعادلة التالية :



نيتريت الأمونيوم يتكون من مزيج من كلوريد الأمونيوم ونيتريت الصوديوم لأنه ملح غير مستقر.

الخواص الفيزيائية للنيتروجين :

(١) غاز عديم اللون والطعم والرائحة.

(٢) كثافته ١,٢٥ جم / لتر عند ضغط جوي واحد. (سيتم توضيح ذلك)

(٣) لا يساعد على الاشتعال أو التنفس.

(٤) غير سام.

(٥) قليل الذوبان في الماء.

(٦) لا يؤثر على لون ورق تباع الشمس.

حساب كثافة النيتروجين :**مثال :** أحسب كثافة مول واحد من غاز النيتروجين عند الظروف المعيارية . (علماً بأن الكتلة الذرية للنيتروجين = ١٤)

الظروف المعيارية تعني : (ض = ١ ضغط جوي ، ت = صفر + ٢٧٣ = ٢٧٣° مطلقة)

 $ح \times ض = ن \times ك \times ت$

$$ح = \frac{ن \times ك \times ت}{ض} = \frac{١ \times ٠,٨٢ \times ٢٧٣}{١} = ٢٢,٤ \text{ لتر}$$

الكتلة الجزيئية لـ $N_2 = ٢ \times ١٤ = ٢٨$ جم/مول

$$\text{الكثافة} = \frac{\text{الكتلة}}{\text{الحجم}} = \frac{٢٨}{٢٢,٤} = ١,٢٥ \text{ جم / لتر}$$

الخواص الكيميائية للنيتروجين :

(١) يعتبر غاز النيتروجين حامل (علل) لأن جزيء النيتروجين يتكون من ذرتين مرتبطتين برابطة ثلاثية $N \equiv N$ والطاقة اللازمة لفك هذه الرابطة تبلغ ٢٢٥ كيلو سعر.

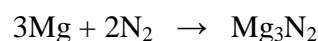
(٢) يتخذ النيتروجين في مركباته مع الأكسجين أعداد أكسدة موجبة (علل) لأن السالبية الكهربية للأكسجين أعلى من النيتروجين.

(٣) يتخذ النيتروجين في مركباته مع الهيدروجين أعداد أكسدة سالبة (علل) لأن السالبية الكهربية للنيتروجين أعلى من الهيدروجين.

(٤) يتخذ النيتروجين في مركباته أعداد أكسدة من (-٣) إلى (+٥) كما في الجدول التالي:

المركب	NH_3	N_2H_4	NH_2OH	N_2	N_2O	NO	HNO_2	NO_2	HNO_3
عدد الأكسدة	-٣	-٢	-١	صفر	+١	+٢	+٣	+٤	+٥

(٥) يتفاعل النيتروجين مع كثيراً من العناصر الفلزية مكوناً نيتريد الفلز مثل نيتريد المغنيسيوم Mg_3N_2 كما في المعادلة التالية:



وكذلك يتفاعل مع العناصر غير الفلزية مثل الأكسجين مكوناً الأكاسيد.

الكيمياء في حياتنا:**استخدامات النيتروجين الغازي:**

(١) في صناعة النشادر وحمض النيتروجين.

(٢) يستخدم كغاز واقى لمنع التأكسد في الصناعة والمعامل الكيميائية .

(٣) يستخدم في حفظ الأطعمة المعلبة والمغلقة.

استخدامات النيتروجين السائل:

(١) حفظ الأنسجة الحية تمهيداً لزرعها لدى المرضى مثل الكلى.

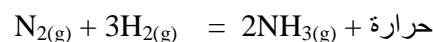
(٢) يعمل على سرعة تجميد منتجات اللحوم تمهيداً لتغليفها وتصديرها.

مركبات للنيتروجين :

أولاً : النشادر (الأمونيا) NH_3

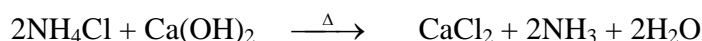
(١) تحضير النشادر في الصناعة:

يحضر في الصناعة عن الطريق التفاعل المباشر بين النيتروجين والهيدروجين وتعرف هذه الطريقة بطريقة هابر بوش كما في المعادلة التالية:



(٢) تحضير النشادر في المختبر:

يحضر في المختبر عن طريق تسخين كلوريد الأمونيوم مع الجير المطفأ الجاف (هيدروكسيد الكالسيوم) كما في المعادلة التالية:



خواص النشادر :

(١) غاز عديم اللون ، له رائحة نفاذة دامعة للعينين ومهيجة للأغشية المخاطية.

(٢) أخف من الهواء حيث أن كثافته ٠,٧٧ جم / لتر.

(٣) يحول ورق تباع الشمس الحمراء المبللة بالماء إلى اللون الأزرق.

(٤) شديد الذوبان في الماء لأنه قطبي .

طرق الكشف عن النشادر :

(١) الرائحة النفاذة له.

(٢) يحول ورق تباع الشمس الحمراء المبللة بالماء إلى اللون الأزرق.

(٣) عند تعريض قضيب زجاجي مبلل بحمض الكلور المركز لغاز النشادر يتكون دخان أبيض من كلوريد الأمونيوم كما في المعادلة التالية:



عند تعريض ورقة مبللة بمحلول نترات الزئبق (I) للغاز يتحول لونها للأسود.

تجربة إثبات ذائبية النشادر في الماء (تجربة النافورة) :

- (١) نضع في دورق بضع مللترات من هيدروكسيد الأمونيوم NH_4OH ثم نغلق الدورق بسدادة مطاطية ينفذ منها أنبوب زجاجي ذو فتحة ضيقة .
- (٢) نسخن الدورق حتى يمتلئ الدورق بغاز النشادر الناتج من تحلل هيدروكسيد الأمونيوم.
- (٣) نقلب الدورق وندخل الطرف الخارجي للأنبوب في دورق آخر يحتوي على كمية من الماء مع دليل الفينولفثالين.
- (٤) ننفخ قليلاً من الهواء في الأنبوب القصير المنحني.
- (٥) نتيجة لدخول الهواء سيتصاعد الماء مندفعاً إلى الدورق العلوي ويذوب غاز النشادر في الماء ثم يتصاعد مزيداً من الماء على شكل نافورة مما يدل على شدة ذائبية النشادر في الماء.

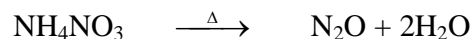
الكيمياء في حياتنا:

استخدامات النشادر:

- (١) مادة أولية في تحضير الأسمدة.
- (٢) سماد في صورة نشادر سائل.
- (٣) يساعد على تحضير حمض النيتروجين في الصناعة.
- (٤) محاليل النشادر تستخدم كمزيل للبقع لخواصها القلوية وكذلك في عملية التنظيف.

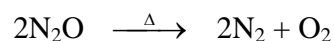
ثانياً : أكسيد النيتروز N_2O

تحضيره أكسيد النيتروز: يحضر عن طريق التفكك الحراري لنترات الأمونيوم كما في المعادلة التالية:



خواص أكسيد النيتروز :

- (١) غاز عديم اللون.
- (٢) كثافته ٩٨ , ١ جم/لتر (أثقل من الهواء).
- (٣) له طعم ورائحة حلوة.
- (٤) يساعد على الاشتعال أكثر من الهواء (علل) لأن أكسيد النيتروز يعطي عند تفككه غازاً ثلث حجمه أكسجين بينما الهواء يعطي عند تفككه غازاً خمس حجمه أكسجين كما في المعادلة التالية:



(٥) يعرف أكسيد النيتروز بالغاز المضحك.

الكيمياء في حياتنا:

استخدامات أكسيد النيتروز:

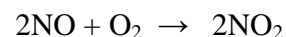
- (١) استُخدم قديماً كمخدر في علاج الأسنان وفي بعض العمليات الجراحية بعد خلطه بالأكسجين.
- (٢) يستخدم كوقود في سيارات السباق لأنه يساعد على احتراق الوقود أكبر من الهواء.

ثالثاً : ثاني أكسيد النيتروجين NO_2

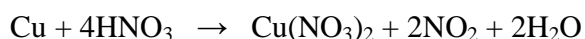
تحضير ثاني أكسيد النيتروجين:

يحضر بعدة طرق أهمها:

(١) عن طريق مزج أول أكسيد النيتروجين بالأكسجين كما في المعادلة التالية:



(٢) عن طريق تفاعل حمض النيتروجين المركز مع النحاس كما في المعادلة التالية:

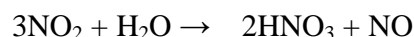
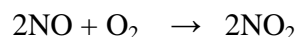
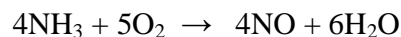


خواص ثاني أكسيد النيتروجين

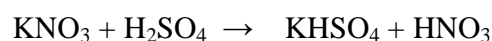
- (١) غاز بني مائل للاحمرار (بني محمر).
- (٢) سهل الذوبان في الماء.
- (٣) يفقد لونه عند تبريده كما في المعادلة التالية : $2NO_2 = N_2O_4$
- (٤) يساعد على الاشتعال.
- (٥) يتفاعل مع الماء ليعطي حمض النيتروجين.

رابعاً : حمض النيتروجين HNO_3 **(١) تحضير حمض النيتروجين في الصناعة:**

يمكن تلخيص تحضير حمض النيتروجين في الصناعة عن طريق المعادلات التالية:

**(٢) تحضير حمض النيتروجين في المختبر:**

يحضر عن طريق تقطير نترات البوتاسيوم مع حمض الكبريت المركز كما في المعادلة التالية:

**خواص حمض النيتروجين :**

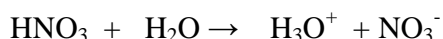
(١) سائل عديم اللون.

(٢) يتحلل حمض النيتروجين بالحرارة أو عند تعرضه للضوء إلى ثاني أكسيد النيتروجين والأكسجين والماء وفقاً للمعادلة التالية:



(٣) عند ذوبان ثاني أكسيد النيتروجين في حمض النيتروجين يكسبه لوناً أصفر.

(٤) حمض قوي يتفكك كلياً في الماء كما في المعادلة التالية:



(٥) يتحد مع الفلزات والقواعد مكوناً أملاح النترات.

(٦) عامل مؤكسد قوي.

علل : لماذا يحفظ حمض النيتروجين (النيتريك) النقي في زجاجات قاتمة اللون؟

لأنه شديد الحساسية للضوء حيث يتفكك إلى ثاني أكسيد النيتروجين والأكسجين والماء وفقاً للمعادلة التالية:

**استخدامات حمض النيتروجين :**

(١) يستخدم في تحضير المواد العضوية التي تحتوي على مجموعة النيتروز (NO_2^-) التي تدخل في صناعة الأصباغ والمتفجرات.

(٢) يستخدم في تحضير أملاح النترات خاصة الداخلة في صناعة الأسمدة.

(٣) يستخدم في إذابة كثير من الفلزات ويعرف بالحمض الفاصل لأنه يفصل الفضة عن الذهب بإذابة الفضة دون الذهب.

(٤) يستخدم في صناعة الماء الملكي الذي يتكون من مزيج من حمض الكلور (الهيدروكلوريك) ٦٥% و حمض النيتروجين (النيتريك)

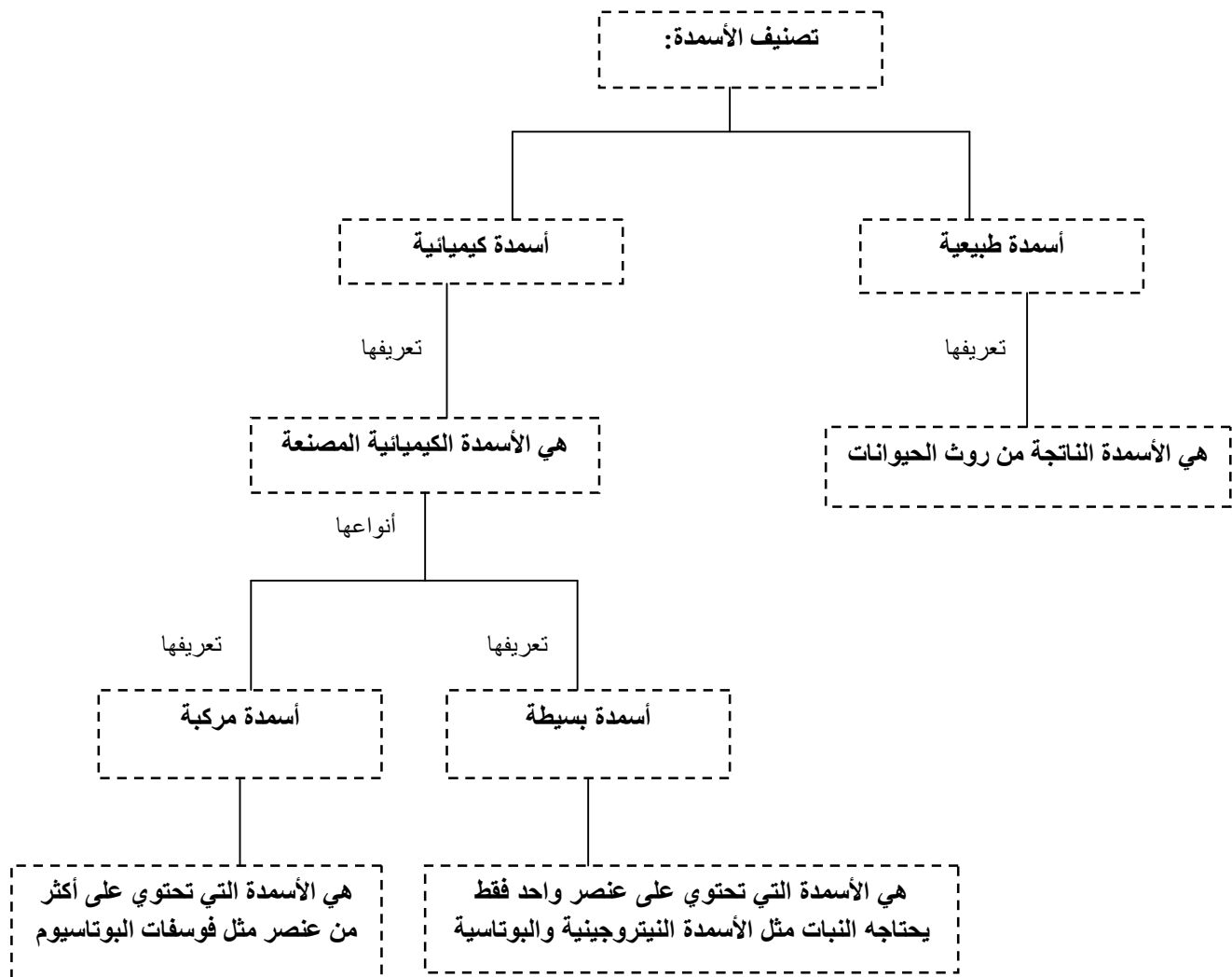
٣٥% الذي له قدرة على إذابة الفلزات التي لا تذوب في الأحماض المعروفة كالذهب.

الكشف عن مجموعة النترات (تجربة الحلقة البنية أو السمراء) :

- (١) نذيب قليلاً من كبريتات الحديد(II) في كمية مناسبة من الماء.
- (٢) نضيف بضع مللترات من حمض النيتريك إلى محلول الكبريتات في أنبوبة اختبار.
- (٣) نضيف حمض الكبريت المركز إلى المحلول ببطء وحذر ليكون طبقة أسفل الأنبوب.
- (٤) يلاحظ تكون حلقة ذات لون بني عند التقاء السائلين وإذا حرك المزيج تختفي هذه الحلقة ويتصاعد فقاعات من غاز أكسيد النيتروجين وهذا يدل على وجود أيون النترات.

الأسمدة النيتروجينية :**تعريف الأسمدة النيتروجينية :**

هي مواد تضاف إلى التربة بهدف تعويضها ما ينقصها من أملاح يحتاجها النبات لتحسين نوعية النبات وجودته.



سؤال :

يحتاج النبات عادة للسماد . لكن هل جميع الأسمدة يمكن أن تكون صالحة لأي تربه وعلى ماذا تتوقف كفاءة السماد؟ لا ، تتوقف كفاءة السماد على نسبة النيتروجين فيه.

أهم الأسمدة النيتروجينية:

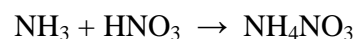
يعتبر النشادر المادة الأولية الرئيسية التي تصنع منها معظم الأسمدة النيتروجينية وأهم هذه الأسمدة النيتروجينية ما يلي:

(١) أسمدة النترات:

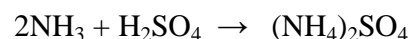
مثل نترات الصوديوم (ملح شيلي) NaNO_3 & نترات البوتاسيوم (ملح البارود) KNO_3

(٢) أسمدة الأمونيوم:

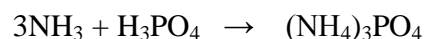
(أ) نترات الأمونيوم : يحضر عن طريق تفاعل النشادر مع حمض النيتروجين (النيتريك) كما في المعادلة التالية:



(ب) كبريتات الأمونيوم : يحضر عن طريق تفاعل النشادر مع حمض الكبريت كما في المعادلة التالية:



س/ تحضر فوسفات الأمونيوم بطريقة مماثلة لتحضير كبريتات الأمونيوم ، أكتب معادلة تحضير سماد فوسفات الأمونيوم.



(٣) اليوريا (ثنائي أميد حمض الكربون) :

الصيغة الكيميائية لليوريا : $\text{NH}_2\text{-CO-NH}_2$

خواص اليوريا :

(١) مادة بلورية بيضاء تذوب في الماء.

(٢) تتسامى بسهولة تحت ضغط منخفض ودرجة حرارة أقل من درجة انصهارها البالغة $132,7^\circ\text{C}$.

(٣) متميعة تمتص الرطوبة.

تحضير اليوريا :

تحضر اليوريا عن طريق تفاعل النشادر مع غاز ثاني أكسيد الكربون كما في المعادلة التالية:



تفاعل اليوريا :

تتفاعل اليوريا مع الماء ببطء ويزداد سرعة تفاعلها بوجود البكتيريا أو الأنزيمات (علل) لأنها تعمل كمادة حافزة ، وينطلق غاز ثاني

أكسيد الكربون كما في المعادلة التالية:



مميزات سماد اليوريا :

(١) أغنى الأسمدة النيتروجينية تبلغ نسبة النيتروجين فيها $46,6\%$ وزناً.

(٢) سهولة الاستعمال والنقل ولا تسبب تآكل للأجهزة المستخدمة في جمعها ورشها.

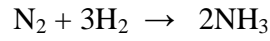
تثبيت النيتروجين :

تثبيت النيتروجين الجوي: أي تحويل النيتروجين الجوي إلى مركبات ذات منافع جديدة.

تثبيت النيتروجين:

طريقة صناعية

تتم عن طريق التفاعل المباشر بين الهيدروجين والنيتروجين لينتج النشادر كما في المعادلة التالية:

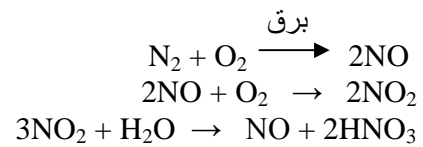


طريقة طبيعية

عن طريق البرق والمطر

عند سقوط الأمطار تذيب معها النشادر والنترات والنيتريتات والمواد العضوية العالقة بالجو وتوصلها للتربة

عن طريق أكسدة النيتروجين بواسطة البرق إلى أكاسيد النيتروجين (NO, NO_2) ثم يذوب (NO_2) في ماء المطر ليكون حمض النيتروجين الذي يحتوي على أيونات النترات (NO_3^-) كما في المعادلات التالية:



عن طريق البكتيريا

اختزال النيتروجين إلى هيدروكسيل أمين ثم إلى أحماض أمينية

اختزال النيتروجين إلى نشادر ثم إلى أحماض أمينية

أسئلة وتمارين محلولة :

س ١) أجب بعلامة صح (✓) أو علامة خطأ (x) أمام الجمل التالية مع تصحيح الخطأ إن وجد:

١) النيتروجين يعني مكون النترات.

العبارة (✓).

٢) النيتروجين غاز قليل الذوبان في الماء، ويؤثر على لون ورق تباع الشمس.

العبارة (x) والصواب النيتروجين غاز قليل الذوبان في الماء، ولا يؤثر على لون ورق تباع الشمس.

٣) يتخذ النيتروجين عدد أكسدة موجب في المركب N_2H_4 .

العبارة (x) والصواب يتخذ النيتروجين عدد أكسدة سالب في المركب N_2H_4 .

٤) عند تعريض ورقة مبللة بمحلول نترات الزنك (I) لغاز النشادر يتحول لونها إلى الأسود.

العبارة (✓).

٥) الماء الملكي يتكون من ٦٥% حمض النيتروجين و ٣٥% حمض الكلور.

العبارة (x) والصواب الماء الملكي يتكون من ٦٥% حمض الكلور و ٣٥% حمض النيتروجين.

س ٢) ما أعداد الأكسدة الممكنة للنيتروجين في مركباته ، وأعط مثلاً لأحد مركبات النيتروجين في كل عدد أكسدة ممكن؟

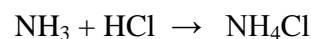
عدد الأكسدة	٣-	٢-	١-	صفر	١+	٢+	٣+	٤+	٥+
المركب	NH_3	N_2H_4	NH_2OH	N_2	N_2O	NO	HNO_2	NO_2	HNO_3

س ٣) علل : عدد أكسدة النيتروجين في مركباته مع الهيدروجين سالبة ، بينما هي موجبة في مركباته مع الأكسجين؟

عدد أكسدة النيتروجين في مركباته مع الهيدروجين سالبة لأن السالبية الكهربية للنيتروجين أعلى من السالبية الكهربية للهيدروجين.

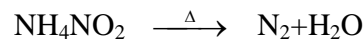
عدد أكسدة النيتروجين في مركباته مع الأكسجين موجبة لأن السالبية الكهربية للأكسجين أعلى من السالبية الكهربية للنيتروجين.

س ٤) أكتب معادلة الكشف عن النشادر باستعمال حمض الكلور (الهيدروكلوريك).

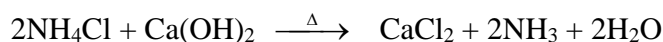


س ٥) موضحاً إجابتك بالمعادلات الكيميائية الموزونة كيف تحضر في المختبر كلاً من المواد التالية :

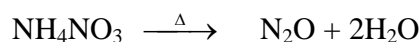
أ) النيتروجين



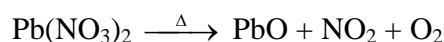
ب) النشادر (الأمونيا).



ج) أكسيد النيتروز.



د) ثاني أكسيد النيتروجين



س٦) أحسب النسبة المئوية الوزنية للنيتروجين في كل من الأسمدة التالية:

(أ) النشادر النقي (ب) كبريتات الأمونيوم (ج) نترات الأمونيوم (د) اليوريا (هـ) فوسفات الأمونيوم.
أي من هذه الأسمدة يحوي أعلى نسبة من النيتروجين؟ ولماذا يعتبر فوسفات الأمونيوم ممتازاً مع أن نسبة النيتروجين منخفضة بالنسبة للأسمدة الأخرى. علماً بأن الكتل الذرية هي: (N=14 , H=1 , O=16 , P=31 , S=32 , C=12)

(أ) النشادر NH_3

$$\frac{\text{النسبة المئوية للعنصر} \times \text{عدد ذرات العنصر في الجزيء} \times 100}{\text{الكتلة الجزيئية}} =$$

$$\text{النسبة المئوية للعنصر} = \frac{100 \times 1 \times 14}{14 + 1 \times 3} = 82,35\%$$

(ب) كبريتات الأمونيوم $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

$$\frac{\text{النسبة المئوية للعنصر} \times \text{عدد ذرات العنصر في الجزيء} \times 100}{\text{الكتلة الجزيئية}} =$$

$$\text{النسبة المئوية للعنصر} = \frac{100 \times 2 \times 14}{14 \times 2 + 4 \times 2 + 32 + 16 \times 4} = 21,21\%$$

(ج) نترات الأمونيوم NH_4NO_3

$$\frac{\text{النسبة المئوية للعنصر} \times \text{عدد ذرات العنصر في الجزيء} \times 100}{\text{الكتلة الجزيئية}} =$$

$$\text{النسبة المئوية للعنصر} = \frac{100 \times 2 \times 14}{14 + 4 + 14 + 16 \times 3} = 35\%$$

(د) اليوريا $\text{NH}_2\text{-CO-NH}_2$

$$\frac{\text{النسبة المئوية للعنصر} \times \text{عدد ذرات العنصر في الجزيء} \times 100}{\text{الكتلة الجزيئية}} =$$

$$\text{النسبة المئوية للعنصر} = \frac{100 \times 2 \times 14}{16 + 12 + 14 \times 2 + 4 \times 1} = 46,67\%$$

(هـ) فوسفات الأمونيوم $(\text{NH}_4)_2 \text{PO}_4$

$$\frac{\text{النسبة المئوية للعنصر} = \frac{\text{الكتلة الذرية للعنصر} \times \text{عدد ذرات العنصر في الجزيء} \times 100}{\text{الكتلة الجزيئية}}}{}$$

$$\text{النسبة المئوية للعنصر} = \frac{100 \times 2 \times 14}{14 \times 2 + 4 \times 2 + 31} = 21,37\%$$

يعتبر فوسفات الأمونيوم ممتازاً مع أن نسبة النيتروجين منخفضة بالنسبة للأسمدة الأخرى لأنه يحتوي على عنصري النيتروجين والفوسفور.

س٧) كيف تثبت بتجربة عملية شدة ذوبان النشادر (الأمونيا) في الماء.

(١) نضع في دورق بضع مللترات من هيدروكسيد الأمونيوم NH_4OH ثم نغلق الدورق بسدادة مطاطية ينفذ منها أنبوب زجاجي ذو فتحة ضيقة .

(٢) نسخن الدورق حتى يمتلئ الدورق بغاز النشادر الناتج من تحلل هيدروكسيد الأمونيوم.

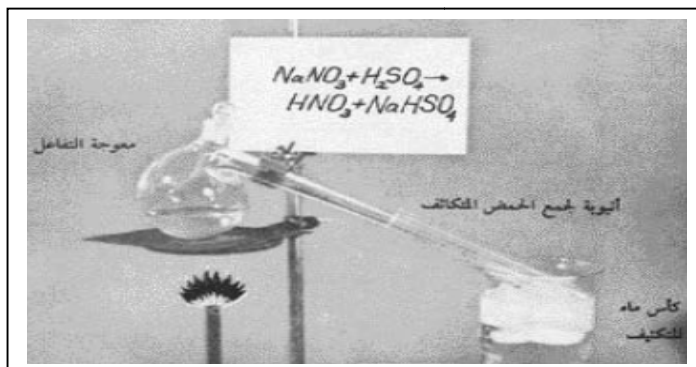
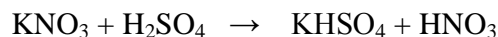
(٣) نقلب الدورق وندخل الطرف الخارجي للأنبوب في دورق آخر يحتوي على كمية من الماء مع دليل الفينولفثالين.

(٤) ننفخ قليلاً من الهواء في الأنبوب القصير المنحني.

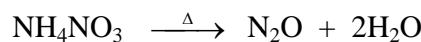
(٥) نتيجة لدخول الهواء سيتصاعد الماء مندفعاً إلى الدورق العلوي ويذوب غاز النشادر

في الماء ثم يتصاعد مزيداً من الماء على شكل نافورة مما يدل على شدة ذائبية النشادر في الماء.

س٨) كيف تحضر حمض النيتروجين (النيتريك) في المختبر ، أكتب معادلة التفاعل ، وارسم الجهاز المستخدم ؟ وما أهم استعمالاته.
عن طريق تفاعل نترات البوتاسيوم مع حمض الكبريت المركز كما في المعادلة التالية:



- ١) يستخدم في تحضير المواد العضوية التي تحتوي على مجموعة النيتروز (NO_2^-) التي تدخل في صناعة الأصباغ والمتفجرات.
- ٢) يستخدم في تحضير أملاح النترات خاصة الداخلة في صناعة الأسمدة.
- ٣) يستخدم في إذابة كثير من الفلزات ويعرف بالحمض الفاصل لأنه يفصل الفضة عن الذهب بإذابة الفضة دون الذهب.
- ٤) يستخدم في صناعة الماء الملكي الذي يتكون من مزيج من حمض الكلور (الهيدروكلوريك) ٦٥% و حمض النيتروجين (النيتريك) ٣٥% الذي له قدرة على إذابة الفلزات التي لا تذوب في الأحماض المعروفة كالذهب.
- س٩) علل مع كتابة المعادلات الموزونة كلما أمكن ذلك:-
- أ) أكسيد النيتروز يساعد على الاشتعال أكثر من الهواء .
- ب) حمض النيتروجين (النيتريك) لا لون له ، إلا أنه يكتسب لوناً أصفر عند تعرضه للضوء.
- ج) يجمع غاز النشادر بإزاحة الهواء لأسفل عند تحضيره.
- د) لأنه يعطي عند تفككه في الهواء غاز ثلث حجمه من الأكسجين بينما الهواء يعطي عند تفككه غازاً خمس حجمه من الأكسجين كما في المعادلة التالية:



ب) لأنه شديد الحساسية للضوء حيث يتحلل إلى ثاني أكسيد النيتروجين والأكسجين والماء كما في المعادلة التالية:



ج) لأن كثافته أخف من الهواء.