

تم تحميل هذا الملف من موقع المناهج الإماراتية



*للحصول على أوراق عمل لجميع الصفوف وجميع المواد اضغط هنا

<https://almanahj.com/ae>

* للحصول على أوراق عمل لجميع مواد الصف الثاني عشر المتقدم اضغط هنا

<https://almanahj.com/ae/15>

* للحصول على جميع أوراق الصف الثاني عشر المتقدم في مادة كيمياء وجميع الفصول, اضغط هنا

<https://almanahj.com/ae/15chemistry>

* للحصول على أوراق عمل لجميع مواد الصف الثاني عشر المتقدم في مادة كيمياء الخاصة بـ الفصل الأول اضغط هنا

<https://almanahj.com/ae/15chemistry1>

* لتحميل كتب جميع المواد في جميع الفصول للـ الصف الثاني عشر المتقدم اضغط هنا

<https://almanahj.com/ae/grade15>

* لتحميل جميع ملفات المدرس ماهر ملكاوي اضغط هنا

للتحدث إلى بوت المناهج على تلغرام: اضغط هنا

https://t.me/almanahj_bot

تغذية راجعة وتدريبات

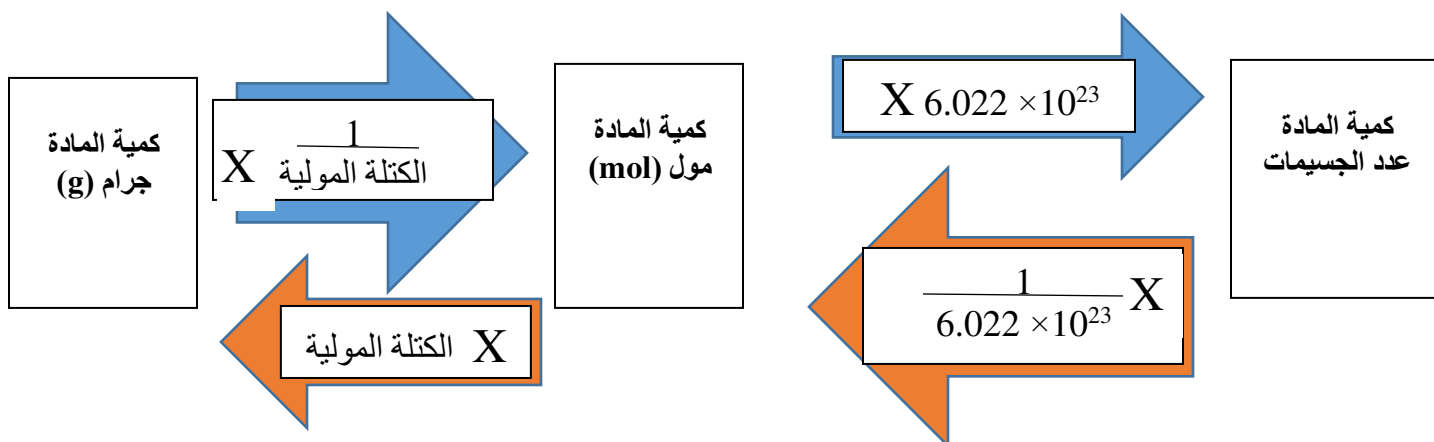
المول والحسابات المتعلقة به

المول (mol): وحدة قياس كمية المادة (في النظام العالمي SI)، ويمثل كمية المادة التي تحتوي على عدد من الجسيمات يساوي عدد الذرات في 12 g من كربون . 12.

عدد أفوجادرو: هو عدد الجسيمات الموجودة في مول واحد من المادة النقية ويساوي 6.022×10^{23} جسيم.

الكتلة المولية: هي كتلة مول واحد من المادة النقية. والكتلة المولية لعنصر تساوي عددياً الكتلة الذرية لهذا العنصر مقدرة بوحدة جرام/مول (g/mol)، بينما الكتلة المولية لمركب فتساوي مجموع الكتل الذرية للذرات المكونة لجزيء المركب (أو وحدة الصيغة) مقدرة بوحدة جرام/مول (g/mol).

يمكن التعبير عن كمية المادة بالمول، أو بالجرام، أو بعدد الجسيمات. والمخطط الآتي يوضح العلاقة بينها:



تطبيقات

1. أحسب الكتلة المولية لكل من الصيغ الكيميائية الآتية:



2. ما عدد المولات في كل مما يأتي:



تغذية راجعة وتدريبات

ب . 3.82 g من غاز ثاني أكسيد الكبريت SO_2 [O = 15.99 ، S = 32.06]

ج . 1.39×10^{19} جزيئاً من الماء .

3 . ما الكتلة بالجرام لكلٍ مما يأتي:

أ . للخارصين في 0.20 mol Zn [Zn = 65.39]

ب . للزرنيخ في 0.25×10^{22} ذرة من الزرنيخ [As = 74.92]

ج . 0.257 mol من نترات الكالسيوم $Ca(NO_3)_2$ [O = 15.99 ، N = 14.00 ، Ca = 40.07]

د . 1.75×10^{25} جزيء من غاز الأمونيا NH_3 [$NH_3 = 17.00 \text{ g / mol}$]

4 . أوجد كلٍ مما يأتي:

أ . عدد ذرات البوتاسيوم في $0.86 \times 10^{-3} \text{ mol}$ من البوتاسيوم

تغذية راجعة وتدريبات

ب . عدد ذرات الكبريت في g 16.25 من الكبريت [S = 32.06]

ج . عدد جزيئات كلوريد الهيدروجين HCl في g 12.09 من غاز كلوريد الهيدروجين [Cl = 35.45 ، H = 1.00]

د . عدد وحدات الصيغة لكلوريد الصوديوم NaCl في 3.8 mol منه

التركيب النسبي (المئوي) للمركبات الكيميائية

يمثل التركيب النسبي المئوي للمركبات الكيميائية النسب المئوية الكتلية لجميع العناصر المكونة للمركب. ويتم حساب النسبة المئوية لكل عنصر في المركب باستعمال العلاقات:

$$100 \times \frac{\text{كتلة العنصر في عينة من المركب}}{\text{كتلة عينة المركب}} = \text{النسبة المئوية لعنصر في مركب}$$

$$100 \times \frac{\text{كتلة العنصر في مول واحد من المركب}}{\text{الكتلة المولية للمركب}} = \text{النسبة المئوية لعنصر في مركب}$$

الصيغ الأولية والجزيئية للمركبات الكيميائية

الصيغة الأولية لمركب كيميائي: هي الصيغة التي تتألف من رموز العناصر المكونة للمركب مع أرقام سفلية تظهر أبسط النسب المولية بين أعداد ذرات هذه العناصر.

الصيغة الجزيئية لمركب كيميائي: هي الصيغة الفعلية المعبرة عن المركب وتتألف من رموز العناصر المكونة للمركب مع أرقام سفلية تظهر عدد ذرات هذه العناصر في جزيء واحد من المركب.

تغذية راجعة وتدريبات

مثلاً: الصيغة الجزيئية لمركب رابع أكسيد النيتروجين الثنائي N_2O_4 صيغته الأولية NO_2 .

قد تتفق الصيغة الجزيئية لمركب كيميائي مع صيغته الأولية وقد تختلف.

ونستطيع الحصول على الصيغة الجزيئية لمركب من صيغته الأولية باستعمال العلاقة:

$$n \times \text{الصيغة الأولية للمركب} = \text{الصيغة الجزيئية للمركب}$$

يمثل n رقم التضاعف ويأخذ قيم صحيحة (1 ، 2 ، 3 ، ...)

ويحسب باستعمال العلاقة:

$$n = \frac{\text{كتلة الصيغة الجزيئية}}{\text{كتلة الصيغة الأولية}}$$

تطبيقات

1 . النسبة المئوية لتركيب الأكسجين في الماء H_2O [H = 1.00 ، O = 16.0] تساوي :

أ . 32.0 % ب . 88.8 % ج . 16.0 % د . 11.2 %

2 . عينة من مركب كتلتها 20.0 g وتحتوي 2.7 g من الحديد فإن النسبة المئوية للحديد في المركب:

أ . 18.1 % ب . 13.5 % ج . 31.4 % د . 22.7 %

3 . النسبة المئوية للتركيب لمركب كبريتيد نحاس (Cu_2S) [Cu = 63.55 ، S = 32.07] هي:

أ . 50.0%Cu ، 50.0%S ب . 66.6%Cu ، 33.4%S

ج . 79.8%Cu ، 20.2%S د . 60.7%Cu ، 39.3%S

4 . الصيغة الجزيئية المحتملة لمركب صيغته الأولية CH_2 :

أ . CH_3 ب . C_2H_6 ج . C_3H_6 د . C_3H_4

5 . الصيغة الأولية لمركب صيغته الجزيئية C_6H_6 :

أ . C_2H_2 ب . CH ج . CH_2 د . C_6H_6

6 . أوجد النسبة المئوية للتركيب لمركب كبريتات الفضة (Ag_2SO_4) [Ag = 108.0 ، S = 32.0 ، O = 16.0]

تغذية راجعة وتدريبات

7. ما الصيغة الجزيئية لمركب صيغته الأولية CH وله كتلة صيغة 78.0 amu [H = 1.0 , C = 12.0]

8. الكتلة المولية لمركب كيميائي 92.0 g/mol ، وعند تحليل عينه منه تبين أنها تحتوي 0.606 g نيتروجين و 1.39 g أكسجين. أوجد الصيغة الجزيئية للمركب. [N = 14.0 , O = 16.0]

الأحماض والقواعد

الخصائص الفيزيائية:

1. تتميز الأحماض بمذاق حمضي لاذع، بينما القواعد فنتميز بطعم مر (طعم الصابون).
2. تتميز القواعد بلمس زلق (لمسها صابوني). (لا تستخدم خاصية المذاق واللمس في الكشف عن الأحماض والقواعد).
3. المحاليل المائية للأحماض والقواعد موصلة للتيار الكهربائي لاحتوائها على أيونات حرة الحركة (تسمى إلكترونات).

الخصائص الكيميائية:

1. تتفاعل الأحماض والقواعد مع صبغة تباغ الشمس: فالمحاليل المائية للأحماض تلون صبغة تباغ الشمس بالأحمر، بينما القواعد فتلونها بالأزرق. وتستخدم هذه الخاصية للتمييز بين المحاليل الحمضية والمحاليل القاعدية.

تغذية راجعة وتدريبات

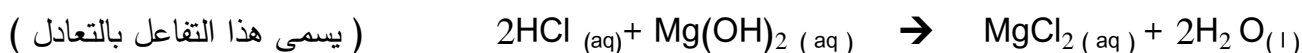
2. تتفاعل الأحماض مع الفلزات النشطة وتنتج غاز الهيدروجين.



3. تتفاعل الأحماض مع أملاح الكربونات والبيكربونات للفلزات وتنتج غاز ثاني أكسيد الكربون.



4. تتفاعل الأحماض مع القواعد مكونة ملح وماء.



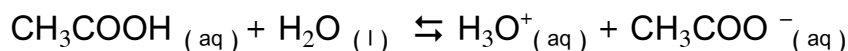
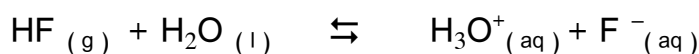
(يسمى هذا التفاعل بالتعادل)

تعريف الأحماض والقواعد وفق النظريات الثلاث

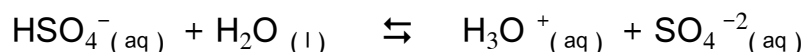
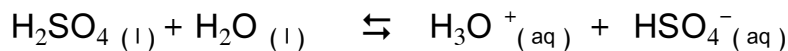
النظرية	تعريف الحمض	تعريف القاعدة
أرهينيوس	منتج H^+	منتج OH^-
برونستد - لوري	مانح H^+	مستقبل H^+
لويس	يستقبل زوجًا من الإلكترونات	يمنح زوجًا من الإلكترونات

تصنيف الأحماض

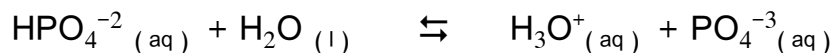
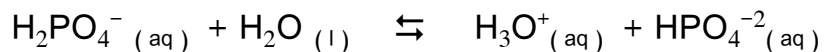
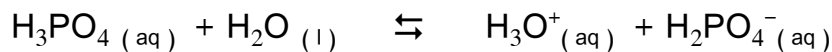
1. الأحماض الأحادية البروتون: وهي الأحماض التي تمنح أيون هيدروجين واحد فقط من كل جزيء (تحتوي ذرة هيدروجين واحدة قابلة للتأين في الجزيء). لذا فهذا النوع من الأحماض يتأين بمرحلة واحدة. مثالها:



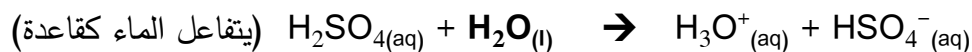
2. الأحماض المتعددة البروتونات: وهي الأحماض التي تستطيع أن تمنح أكثر من أيون هيدروجين من كل جزيء. ومثالها: حمض الكبريتيك (ثنائي البروتونات): يتأين بمرحلتين



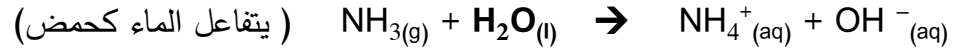
حمض الفوسفوريك (ثلاثي البروتون): يتأين بثلاثة مراحل



المادة الأمفوتيرية: هي المادة التي يمكنها أن تتفاعل كحمض أو كقاعدة. ومثالها الماء.

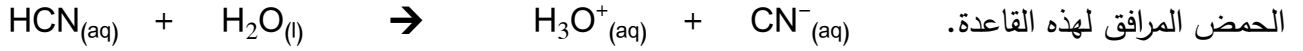


تغذية راجعة وتدريبات



الأحماض والقواعد المرافقة:

الجزء المتبقي من الحمض بعد منحه البروتون يمكنه استقبال بروتون من جديد لذا فهو يعمل كقاعدة تسمى القاعدة المرافقة لهذا الحمض. والجزء الناتج عن القاعدة بعد استقبالها للبروتون يمكنه منح بروتون من جديد لذا فهو يعمل كحمض يسمى



قاعدة مرافقة 1 حمض مرافق 2 قاعدة 2 حمض 1

قوة الأحماض والقواعد:

1. الأحماض القوية: وهي الأحماض التي تتأين بشكل تام في المحلول المائي (جميع جزيئات الحمض تقريباً تتأين) وتنتج الكثير من أيونات الهيدروجين لذا تكون محاليلها موصلة جيدة للتيار الكهربائي، وتعتبر هذه الأحماض إلكتروليات قوية.



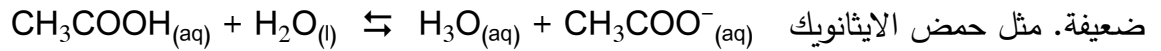
(HCl , HBr , HNO₃ , HClO₄ , HClO₃)

2. القواعد القوية: مركبات أيونية تتمثل في هيدروكسيدات الفلزات وهي تتفكك تماماً عند ذوبانها في الماء.

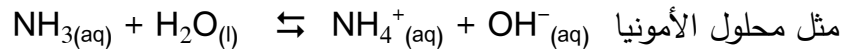
مثالها (LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH , Ca(OH)₂ , Sr(OH)₂ , Ba(OH)₂)



3. الأحماض الضعيفة: وهي الأحماض التي تتأين بدرجة ضعيفة في المحلول المائي (القليل من جزيئات الحمض تتأين) وتنتج القليل من أيونات الهيدروجين لذا تكون محاليلها موصلة ضعيفة للتيار الكهربائي، وتعتبر هذه الأحماض إلكتروليات



4. القواعد الضعيفة: مركبات جزيئية تتأين جزئياً عند ذوبانها في الماء مكوّنة مزيج متزن من الجزيئات غير المتأينة والأيونات.



ملاحظة: بقدر ما يكون الحمض قوياً تكون قاعدته المرافقة ضعيفة، وبقدر ما تكون القاعدة قوية يكون حمضها المرافق ضعيفاً.

ثوابت تأين الأحماض والقواعد الضعيفة:

جميع الأحماض والقواعد الضعيفة غير تامة التأين (تتأين جزئياً)، لذا تكون في محاليلها المائية عبارة عن مزيج متزن من

الجزيئات غير المتأينة، والأيونات الناتجة عن الجزيئات المتأينة. لذا يميزها ثابت اتزان يسمى ثابت التأين

ثابت تأين الحمض K_a ، ثابت تأين القاعدة K_b . وبارتداد قيمة ثابت التأين تزداد قوة الحمض أو القاعدة.

تغذية راجعة وتدريبات

تطبيقات

1. أي المركبات الآتية ينتج غاز الهيدروجين عند تفاعله مع حمض:
 - أ. هيدروكسيد الصوديوم
 - ب. المغنسيوم
 - ج. كربونات البوتاسيوم
 - د. كربونات الصوديوم الهيدروجينية
2. أي الخواص الآتية لا تتميز بها الأحماض؟
 - أ. طعم لاذع
 - ب. تغير ألوان الصبغات الكيميائية (الكواشف)
 - ج. محاليلها توصل التيار الكهربائي
 - د. ملمسها زلق
3. أي المواد الآتية يتفاعل مع أملاح الكربونات وينتج غاز ثاني أكسيد الكربون؟
 - أ. KOH
 - ب. H₂SO₄
 - ج. Ca(OH)₂
 - د. NH₃
4. المادة التي تتأين بشكل جزئي في المحلول المائي وتنتج OH⁻ تعتبر :
 - أ. حمضاً قوياً
 - ب. حمضاً ضعيفاً
 - ج. قاعدة قوية
 - د. قاعدة ضعيفة
5. أي الأنواع الآتية يوجد في محلول مائي مخفف لحمض الأسيتيك (CH₃COOH حمض ضعيف) ؟
 - أ. H⁺ , CH₃COOH
 - ب. H⁺ , CH₃COO⁻
 - ج. H⁺ , CH₃COO⁻ , CH₃COOH
 - د. CH₃COO⁻ , CH₃COOH
6. أي من الصيغ الآتية تمثل حمضاً يحتوي على ذرة هيدروجين واحدة قابلة للتأين (أحادي البروتون)؟
 - أ. KOH
 - ب. H₂SO₄
 - ج. CH₃COOH
 - د. H₃PO₄
7. أي من الأزواج الآتية يعتبر زوجاً مترافقاً؟
 - أ. HCl / H₃O⁺
 - ب. H₃O⁺ / NH₃
 - ج. Na₂O / NaOH
 - د. NH₄⁺ / NH₃
8. فيما يتعلق بالتفاعل HF_(aq) + HPO₄⁻²_(aq) → F⁻_(aq) + H₂PO₄⁻_(aq) أي العبارات الآتية صحيحة؟
 - أ. HF هو القاعدة
 - ب. F⁻ هو القاعدة المرافقة
 - ج. HPO₄⁻² هو الحمض
 - د. H₂PO₄⁻ هو القاعدة المرافقة
9. الحمض الأقوى من الأحماض الآتية:
 - أ. CH₃COOH (K_a = 1.8 × 10⁻⁵)
 - ب. HCOOH (K_a = 4.5 × 10⁻⁴)
 - ج. HF (K_a = 7.2 × 10⁻⁴)
 - د. HCN (K_a = 6.2 × 10⁻¹⁰)
10. أكتب معادلة التآين وتعبير ثابت التآين لحمض النيتروز HNO₂

تغذية راجعة وتدريبات

11 . أكتب معادلة التأيّن وتعبير ثابت التأيّن لقاعدة ميثيل أمين CH_3NH_2

12 . صف العلاقة بين قوة القاعدة وقوة الحمض المرافق لها.

13 . حدد الأزواج المترافقة في التفاعل: $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$

تغذية راجعة وتدريبات

الرقم الهيدروجيني (درجة الحموضة)

التأين الذاتي للماء: هي عملية يُنتج فيها جزيئين من الماء أيون هيدرونيوم وأيون هيدروكسيد وذلك بانتقال بروتون من جزيء ماء إلى الآخر.

$$\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$$

ويظهر هنا أن أحد جزيئي الماء عمل كحمض بمنحه بروتون والجزيء الآخر عمل كقاعدة باستقباله البروتون. ومن المعادلة نجد أن عدد أيونات H_3O^+ الناتجة يساوي عدد أيونات OH^- الناتجة أي أن $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$. وقد وجد عملياً أنه يساوي $1 \times 10^{-7} \text{ M}$ عند 25°C .

ثابت تأين الماء (K_w): مقدار ثابت بثبات درجة الحرارة في جميع المحاليل المائية، ويمثل الحاصل الرياضي لتركيز أيونات الهيدرونيوم والهيدروكسيد في المحلول. $K_w = [\text{OH}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+] = 1.0 \times 10^{-14}$ عند 25°C . تزداد قيمة K_w بارتفاع درجة الحرارة، وتقل بانخفاضها.

طبيعة المحاليل: يحددها تركيز كلٍ من أيونات الهيدرونيوم، وأيونات الهيدروكسيد في المحلول. فعند درجة الحرارة 25°C :
في المحاليل المتعادلة يكون $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$,

في المحاليل الحمضية يكون $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$ أي $1.0 \times 10^{-7} \text{ M} < [\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$,

وفي المحاليل القاعدية يكون $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$ أي $1.0 \times 10^{-7} \text{ M} < [\text{OH}^-] < [\text{H}_3\text{O}^+] > 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$.

تدريج (سلم) الرقم الهيدروجيني والهيدروكسيدي: بسبب صغر قيم $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $[\text{OH}^-]$ في المحاليل المائية اصطلح استخدام الرقم الهيدروجيني والرقم الهيدروكسيدي للتعرف على طبيعة المحاليل.

الرقم الهيدروجيني pH: هو سالب لوغاريتم تركيز كاتيون الهيدرونيوم للأساس 10. $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$

الرقم الهيدروكسيدي pOH: هو سالب لوغاريتم تركيز أنيونات الهيدروكسيد للأساس 10. $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$

ولأن $[\text{OH}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+] = 1.0 \times 10^{-14}$ عند 25°C يكون $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

سلم (تدريج) pH و pOH

pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
$[\text{H}_3\text{O}^+]$	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
	← زيادة الحمضية			متعاد				زيادة القاعدية →							
	أحماض قوية			أحماض أضعف				قواعد أضعف				قواعد قوية			
pOH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
$[\text{OH}^-]$	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
	← زيادة القاعدية			متعاد				زيادة الحمضية →							
	قواعد قوية			قواعد أضعف				أحماض أضعف				أحماض قوية			

تغذية راجعة وتدريبات

تطبيقات: الرقم الهيدروجيني (درجة الحموضة)

- 1 . عند تبريد عينة من الماء المقطر (النقي) إلى الدرجة 10°C أي العلاقات الآتية تكون صحيحة:
- أ . $[\text{OH}^-] \neq [\text{H}_3\text{O}^+]$.
 ب . $[\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$.
 ج . $[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$.
 د . $[\text{OH}^-] < [\text{H}_3\text{O}^+]$.
- 2 . أكمل الجدول الآتي والذي يحتوي بيانات محاليل مائية عند الدرجة 25°C :

طبيعة المحلول	$[\text{H}^+] \text{ M}$	$[\text{OH}^-] \text{ M}$
		5.0×10^{-5}
	3.8×10^{-11}	
متعادل		

- 3 . ما قيمة pH ، pOH للمحلول الذي يكون فيه $[\text{H}_3\text{O}^+] \text{ يساوي } 3.4 \times 10^{-5} \text{ M}$ ؟

- 4 . ما قيمة pH لمحلول $1.0 \times 10^{-3} \text{ M NaOH}$ ؟

- 5 . : الرقم الهيدروجيني pH لمحلول معين يساوي 7.52 ، أحسب كلٍ مما يأتي:
- أ . تركيز أيون الهيدرونيوم ، ب . تركيز أيون الهيدروكسيد ، ج . pOH ، د . هل المحلول حمضي أم قلوي أم متعادل .

معايرة محاليل الأحماض والقواعد

تغذية راجعة وتدريبات

المعايرة: هي عملية أضافة متحكم فيها لكميات يتم قياسها من محلول معلوم التركيز ولازمة لإتمام التفاعل مع كمية معينة من محلول مجهول التركيز.

يسمى التفاعل بين الحمض والقاعدة بتفاعل التعادل وتمثله المعادلة $H_3O^+(aq) + OH^-(aq) \rightleftharpoons 2H_2O(l)$ ، يعني أن مول واحد من كاتيونات الهيدرونيوم تتعادل تماماً مع مول واحد من أنيونات الهيدروكسيد ويتكوّن الماء.

تستخدم الكواشف الكيميائية والتي تتأثر ألوانها بتغيرات pH في عمليات معايرة الحمض . القاعدة لتحديد نقطة نهاية. وبحسب قوة الحمض والقاعدة يتم تحديد الكاشف المناسب.

نقطة التكافؤ للمعايرة: النقطة التي يكون فيها المحلولان المستخدمان في عملية المعايرة بكميات متكافئة كيميائياً.

نقطة نهاية المعايرة: النقطة التي يتغير عندها لون الكاشف خلال عملية المعايرة.

تتغير pH المحلول عند نقطة التكافؤ بتغير قوة الحمض والقاعدة المستخدمين في المعايرة (طبيعة الملح الناتج عن تفاعلها). عند معايرة حمض قوي مع قاعدة قوية ينتج محلول ملحي متعادل، وقيمة pH عند نقطة التكافؤ تساوي 7 ، فنختار كاشف يكون مداه حول هذه النقطة مثل أزرق البروموثيمول (6.2-7.6).

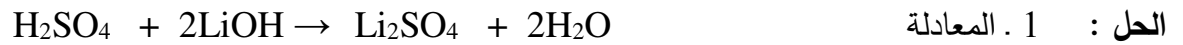
عند معايرة حمض قوي مع قاعدة ضعيفة ينتج محلول ملحي حمضي، pH عند نقطة التكافؤ أقل من 7 ، فنختار كاشف يقع مداه في الوسط الحمضي مثل برتقالي الميثيل (3.1 – 4.4) .

عند معايرة حمض ضعيف مع قاعدة قوية ينتج محلول ملحي قاعدي، pH عند نقطة التكافؤ أكبر من 7 فنختار كاشف يقع مداه في الوسط القاعدي مثل الفينولفتالين (8.0 – 10.0).

خطوات حل مسائل المعايرة:

- 1 . اكتب معادلة التفاعل موزونة.
- 2 . حدد عدد مولات الحمض (أو القاعدة) من المحلول المعلوم حجمه باستخدام العلاقة: عدد المولات = $M \times \text{الحجم باللتر}$
- 3 . من عدد مولات المحلول المعلوم حدد عدد مولات المحلول المجهول باستخدام النسبة المولية للتفاعل في المعادلة الموزونة
- 4 . حدد مولارية المحلول المجهول باستخدام العلاقة $M = \text{عدد المولات} \div \text{الحجم باللتر}$.

مثال: في تجربة معايرة تعادل 17.6 mL من محلول حمض الكبريتيك مع 27.4 mL من محلول LiOH تركيزه 0.0165 M ، ما مولارية محلول الحمض ؟



2 . عدد مولات LiOH معلوم التركيز = $M \times \text{الحجم باللتر}$ $0.0156 \times 0.0274 = 4.52 \times 10^{-4} \text{ mol}$

3 . من المعادلة نجد أن عدد مولات الحمض يساوي نصف عدد مولات القاعدة

∴ عدد مولات الحمض اللازم للتعادل $\frac{1}{2} \times 4.52 \times 10^{-4} = 2.26 \times 10^{-4} \text{ mol}$

4 . مولارية الحمض = عدد المولات ÷ الحجم باللتر $2.26 \times 10^{-4} \div 17.6 \times 10^{-3} = 0.0128 \text{ M}$

تغذية راجعة وتدريبات

تطبيقات: معايرة محاليل الأحماض والقواعد

1 - في عملية معايرة أضيف 27.4 mL من 0.0145 M Ba(OH)₂ إلى 20.0 mL من محلول HCl المجهول التركيز ، للوصول إلى نقطة التكافؤ . احسب مولارية المحلول الحمضي.

2 — محلول حجمه 500. mL من هيدروكسيد الصوديوم ، لزم لمعادلة 100. mL منه حجم يبلغ 50.0 mL من حمض الهيدروكلوريك تركيزه 0.150 M والمطلوب : احسب مولارية محلول هيدروكسيد الصوديوم؟

المحاليل المنظمة وتميؤ الأملاح

المحاليل المنظمة: هي محاليل تقاوم التغيرات في الرقم الهيدروجيني عند إضافة قليل من حمض أو قاعدة إليها. يتكوّن المحلول المنظم من مزيج حمض ضعيف وقاعدته المرافقة، أو مزيج من قاعدة ضعيفة وحمضها المرافق.

- 1 . محلول منظم مكوّن من حمض الأسيتيك وأسيئات الصوديوم ($\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})} + \text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}$)
- 2 . محلول منظم مكوّن من حمض الكربونيك وكربونات الصوديوم الهيدروجينية ($\text{HCO}_3^-_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{CO}_{3(\text{aq})}$)

تغذية راجعة وتدريبات

3. محلول منظم مكون من محلول الأمونيا وكلوريد الأمونيوم ($\text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{NH}_3(\text{aq})$)

4. محلول منظم مكون من إيثيل أمين وكلوريد إيثيل الأمونيوم ($\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+(\text{aq}) + \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2(\text{aq})$)

من تطبيقات المحاليل المنظمة المحافظة على ثبات pH في الدم (7.3 - 7.5).

تميو الأملاح: هو تفاعل بين أيونات الملح وجزيئات الماء. فالمح مركب يتكون خلال تعادل حمض وقاعدة برونشتد . لوري ، ويتكون من كاتيون القاعدة وأنيون الحمض. وعند ذوبانه في الماء يتفكك إلى هذين الأيونين. والمتوقع أن يكون تأثير محلول الملح متعادلاً. إلا أن هناك ثلاثة أنواع من يوضحها المخطط الآتي:

أنواع الأملاح	
تنتج عن حمض قوي وقاعدة قوية، لا تتماياً أيوناتها في الماء، و pH محاليلها = 7 ومثالها $\text{NaCl} , \text{KNO}_3$	أملاح متعادلة
تنتج عن حمض قوي وقاعدة ضعيفة، تتماياً كاتيوناتها في الماء، و pH محاليلها > 7 ومثالها $\text{NH}_4\text{Cl} , (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ معادلة التميؤ: $\text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{NH}_3$	أملاح حمضية
تنتج عن حمض ضعيف وقاعدة قوية، تتماياً أنيوناتها في الماء، و pH محاليلها < 7 ومثالها $\text{CH}_3\text{COONa} , \text{KHCO}_3 , \text{LiCN}$ معادلة التميؤ: $\text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{OH}^-$	أملاح قاعدية

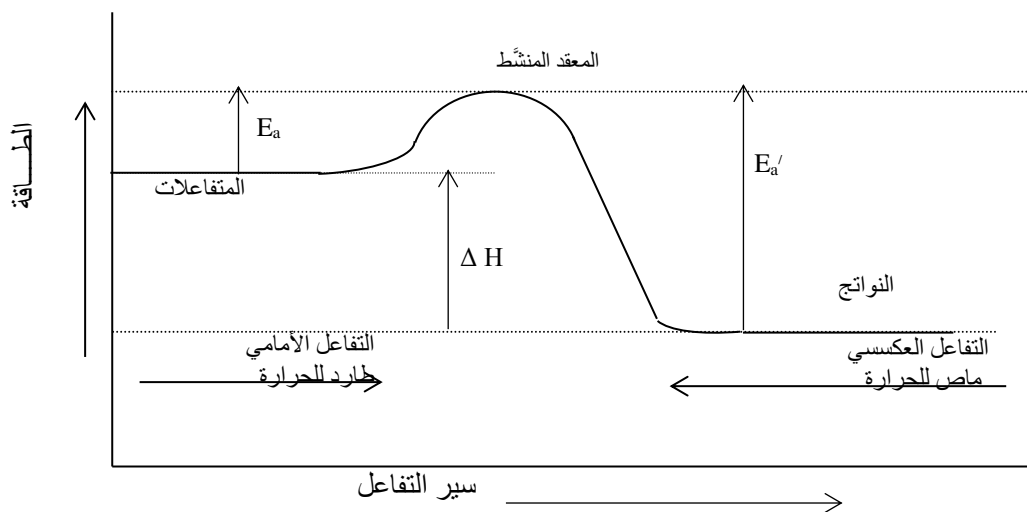
سرعة التفاعلات الكيميائية والعوامل المؤثرة عليها

يتميز للتفاعلات الكيميائية نوعين التفاعلات المتجانسة: وهي التفاعلات التي تكون فيها المتفاعلات والنواتج في حالة فيزيائية واحدة (في طور واحد). والتفاعلات غير المتجانسة: وهي التفاعلات التي تكون فيها المتفاعلات والنواتج في أكثر من حالة فيزيائية (أكثر من طور). تحدث التفاعلات الكيميائية بمعدلات متباينة فبعض تفاعلات تتم ببطء شديد مثل صدأ الحديد، وبعضها يتم بسرعة كبيرة مثل احتراق غاز الطبخ. تعتمد سرعة التفاعل على مسار الطاقة التي يتبعها التفاعل، والتغيرات التي تحدث للجزيء خلال التفاعل. وتؤكد نظرية التصادم أنه لحدوث التفاعل يجب أن تتصادم جسيمات المواد المتفاعلة (جزيئات

تغذية راجعة وتدريبات

أو ذرات أو أيونات)، كما يجب أن يتحقق في التصادم وجود طاقة كافية للتغلب على قوى التنافر بين السحب الإلكترونية للجسيمات المتصادمة (طاقة التنشيط E_a)، وأن يكون وضع الجسيمات المتصادمة في اتجاه مناسب لحدوث التفاعل بينها. آلية التفاعل: هي سلسلة خطوات التفاعل التي يحدث بموجبها التفاعل، ويتم تحديدها من خلال التجارب العملية. طاقة التنشيط E_a : هي الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لتنشيط التفاعل.

لمعقد المنشط: هو التركيب الانتقالي الناتج عن التصادم الفعال، والذي يبقى أثناء تكسر الروابط الأصلية وتكون الروابط الجديدة.



سرعة التفاعل الكيميائي: معدل التغير في تركيز المتفاعلات خلال وحدة الزمن.

العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي: إن أي عامل يؤثر على عدد التصادمات، وطاقة التصادمات بين جسيمات المتفاعلات يؤثر على سرعة التفاعل. وهذه العوامل هي:

1. طبيعة المتفاعلات: تختلف المواد في ميلها للتفاعل (طبيعة روابطها)، فبعضها نشط كيميائياً وتفاعلها سريع، وبعضها أقل نشاطاً وتفاعلها أبطأ.

2. المساحة السطحية للتفاعل: يؤثر على سرعة التفاعلات غير المتجانسة حيث يحدث التفاعل فقط عند سطح التلامس بين الأطوار، لذا في هذه التفاعلات وبازدياد المساحة السطحية للتفاعل تزيد فرص التصادم بين جسيمات المتفاعلات مما يزيد سرعة التفاعل.

3. درجة الحرارة: تغير درجة الحرارة يؤثر في الطاقة الحركية للجسيمات، فعند زيادة درجة الحرارة تزداد الطاقة الحركية للجسيمات مما يزيد من التصادمات الفعالة بينها فتزداد سرعة التفاعل.

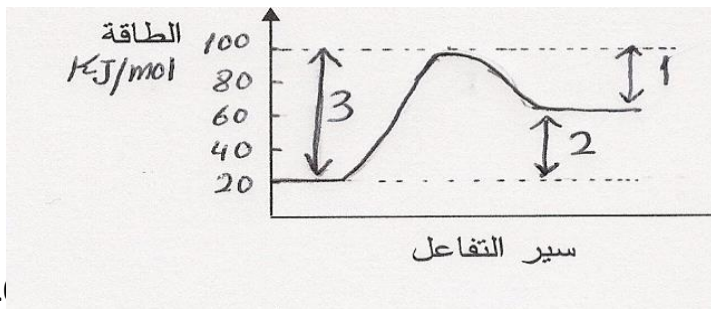
4. التركيز: تزداد سرعة التفاعلات بزيادة تركيز مادة متفاعلة لأنه يزيد من فرص التصادم بين الجسيمات المتفاعلة.

5. وجود المحفزات: الحفاز: هو مادة تزيد سرعة التفاعل الكيميائي دون أن تستهلك، يعمل الحفاز على تقليل طاقة التنشيط اللازمة للتفاعل مما يزيد من عدد التصادمات الفعالة فتزداد سرعة التفاعل. (المثبطات: مواد يعاكس عملها عمل الحفاز)

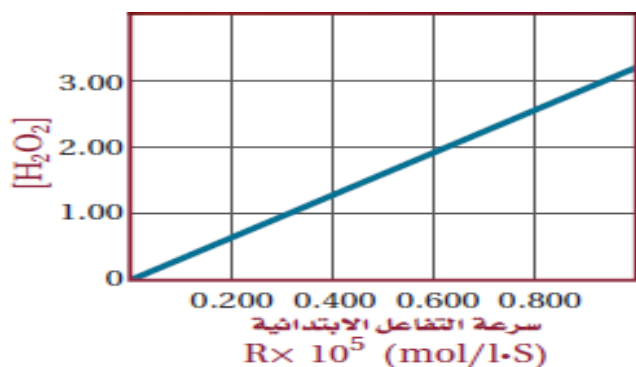
تغذية راجعة وتدريبات

تطبيقات: سرعة التفاعلات الكيميائية والعوامل المؤثرة عليها

1. لحدوث التفاعل بين المتفاعلات يجب:
 - أ. أن تكون في نفس الحالة الفيزيائية
 - ب. أن تكون عند نفس درجة الحرارة
 - ج. أن تمتلك نفس الطاقة الحركية
 - د. أن تتصادم مع بعضها
2. العلاقة بين طاقة التنشيط وسرعة التفاعل:
 - أ. عكسية
 - ب. طردية
 - ج. تساوي
 - د. لا يوجد علاقة
3. التفاعل الأسرع يكون بين محلول حمض الهيدروكلوريك و:
 - أ. قطعة كبيرة من كربونات الكالسيوم
 - ب. قطع صغيرة من كربونات الكالسيوم
 - ج. مسحوق كربونات الكالسيوم
 - د. جميع الإجابات محتملة
4. مع مرور الزمن فإن سرعة التفاعل:
 - أ. تقل
 - ب. تزداد
 - ج. لا تتغير
 - د. قد تزداد أو تقل
5. يؤثر الحفّاز في سرعة التفاعلات من خلال:
 - أ. زيادة درجة حرارة النظام
 - ب. زيادة مساحة سطح التفاعل بين المتفاعلات
 - ج. تخفيض طاقة التنشيط اللازمة
 - د. زيادة طاقة التنشيط اللازمة
6. يؤثر تغير درجة الحرارة في سرعة التفاعل لأنه يؤثر في:
 - أ. طاقة التنشيط للتفاعل
 - ب. طاقة التفاعل
 - ج. عدد التصادمات وطاقتها
 - د. مساحة سطح التفاعل
7. أي العوامل الآتية لا تؤثر سرعة التفاعل $\text{Zn (s)} + 2 \text{HCl (aq)} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \text{(aq)} + \text{H}_2 \text{(g)}$
 - أ. زيادة تركيز محلول HCl
 - ب. زيادة تركيز الهيدروجين
 - ج. تقليل درجة الحرارة
 - د. سحق الخارصين
8. عند إضافة حفّاز إلى نظام تفاعل يمثله منحنى الطاقة الآتي فإن الأبعاد التي تتغير في الرسم هي:
 - أ. 1 ، 2 فقط
 - ب. 1 ، 3 فقط
 - ج. 2 ، 3 فقط
 - د. 1 ، 2 ، 3



تغذية راجعة وتدريبات



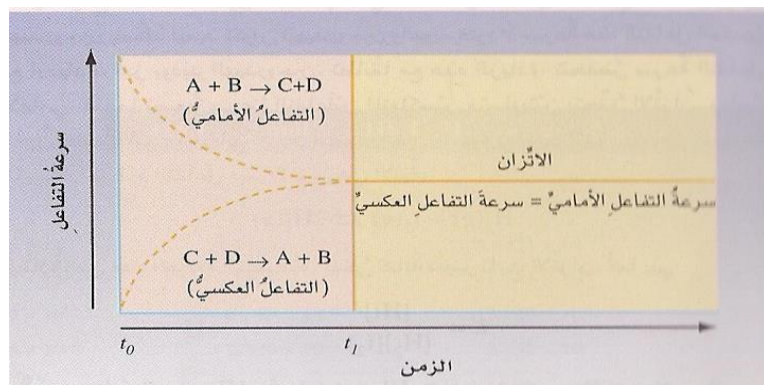
9. يتحلل فوق أكسيد الهيدروجين تبعاً للمعادلة
 $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ وهو تفاعل من الرتبة الأولى.
 يمثل الرسم البياني المجاور العلاقة بين $[\text{H}_2\text{O}_2]$ الابتدائي
 والسرعة الابتدائية للتفاعل. وظف الرسم البياني في تحديد
 سرعة التفاعل عندما يكون $[\text{H}_2\text{O}_2] = 2.5 \text{ mol/L}$ ؟

10. تحترق قطعة من الكربون في الهواء وفق المعادلة $\text{C (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{ (g)}$ اقترح طريقتين مختلفتين
 يمكن من خلالهما زيادة سرعة التفاعل مع تفسير زيادة السرعة في كل طريقة مقترحة تبعاً لنظرية التصادم.

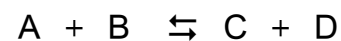
الاتزان الكيميائي والعوامل المؤثرة فيه

التفاعل العكسي: هو تفاعل كيميائي يحدث في اتجاهين أمامي وعكسي.

الاتزان الكيميائي: حالة نظام التفاعل العكسي عندما تتساوى فيه سرعتي التفاعلين الأمامي والعكسي، وتثبت تراكيز المواد
 المتفاعلة والنواتجة.



فمثلاً في التفاعل المتجانس الانعكاسي الافتراضي:



الشكل المجاور يمثل تغيرات سرعة كلٍ من التفاعلين
 الأمامي والعكسي مع الزمن.

وعند حالة الاتزان يستمر التفاعلين الأمامي والعكسي
 بالحدوث ولكن بالسرعة نفسها، مما يجعل تراكيز

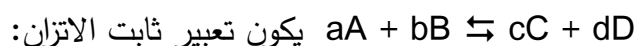
تغذية راجعة وتدريبات

جميع المواد في نظام التفاعل ثابتاً مع الزمن.

ثابت الاتزان (K_{eq}): هو القيمة العددية لنسبة حاصل ضرب تراكيز النواتج على حاصل ضرب تراكيز المتفاعلات، ويرفع كل تركيز إلى أس مساوٍ للمعامل الخاص به في المعادلة الموزونة.

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

فمثلاً في التفاعل الافتراضي المتجانس:



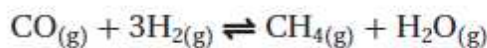
يكون تعبير ثابت الاتزان:

خصائص ثوابت الاتزان:

1. تعين قيمة ثابت الاتزان من خلال التجربة حيث يحل وسط الاتزان وتعين تراكيز جميع المواد وتحسب قيمة K_{eq} الرقمية.
2. إن قيمة K_{eq} الرقمية لتفاعل معين ثابتة بثبات درجة حرارة النظام ولا تتغير بتغير تركيز المتفاعلات أو النواتج.
3. قيمة K_{eq} الرقمية لتفاعل معين وعند درجة حرارة معينة تدل على الكميات النسبية للمتفاعلات والنواتج عند الاتزان (مردود التفاعل). ففي حالة $K_{eq} < 1$ فهذا يعني أن المتفاعلات توجد بكميات أكبر من النواتج عند الاتزان (النظام يرحح تكوين المتفاعلات). وفي حالة $K_{eq} > 1$ فهذا يعني أن النواتج توجد بكميات أكبر من المتفاعلات عند الاتزان (النظام يرحح تكوين النواتج).

العوامل المؤثرة في الاتزان الكيميائي:

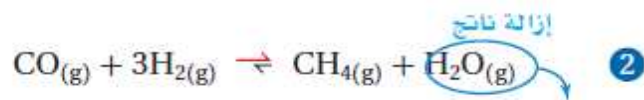
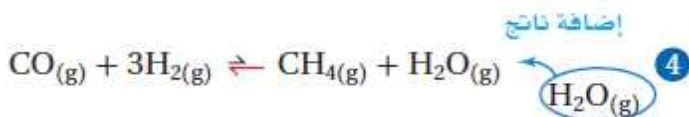
- مبدأ لوتشاتلييه: إذا بذل جهد على نظام في حالة اتزان، فإن ذلك يؤدي إلى إزاحة النظام في اتجاه يخفف أثر هذا الجهد. (الجهد هو أي تغيير يؤثر في اتزان النظام مثل تغيير تركيز مواد النظام أو تغيير ضغط النظام، أو تغيير درجة حرارة النظام).
- . التغيير في التركيز: يوضح المخطط الآتي تأثير تغيرات التركيز على موضع الاتزان لنظام متزن.



اتجاه الاتزان نحو اليسار



اتجاه الاتزان نحو اليمين



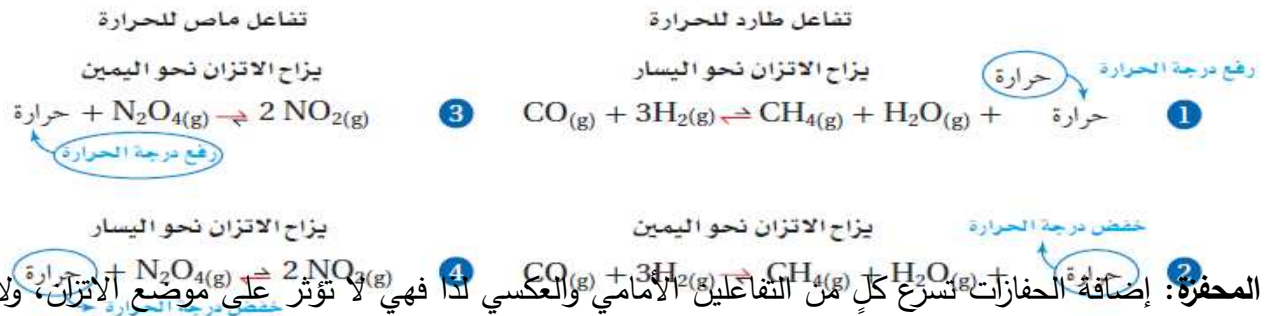
مع ملاحظة أن تغيرات التركيز لا تؤثر على قيمة ثابت الاتزان.

- . التغيير في الحجم والضغط: يؤثر الضغط فقط على الأنظمة الغازية المتزنة، لأن الغازات فقط قابلة للانضغاط. وبحسب مبدأ لوتشاتلييه فإن زيادة الضغط على النظام المتزن (تقليل الحجم) يؤدي إلى إزاحة موضع الاتزان في اتجاه عدد المولات الغازية

تغذية راجعة وتدريبات

الأقل. بينما تقليل الضغط على النظام المتزن (زيادة الحجم) يؤدي إلى إزاحة موضع الاتزان في اتجاه عدد المولات الغازية الأكثر. وإذا تساوى عدد المولات الغازية في طرفي التفاعل المتزن فإن تغيرات الضغط لا تؤثر على موضع الاتزان. مع ملاحظة أن تغيرات الضغط لا تؤثر على قيمة ثابت الاتزان.

. **تغير درجة الحرارة:** يؤثر تغير درجة الحرارة لنظام متزن على كل من موضع الاتزان، والقيمة الرقمية لثابت الاتزان. وبحسب مبدأ لوتشاتيليه فإن زيادة درجة الحرارة لنظام متزن (تسخين) يؤدي إلى إزاحة موضع الاتزان في الاتجاه الماص للحرارة. بينما تقليل درجة الحرارة لنظام متزن (تبريد) يؤدي إلى إزاحة موضع الاتزان في الاتجاه الطارد للحرارة. مع ملاحظة أن تغيرات درجة الحرارة تؤثر على قيمة ثابت الاتزان. ففي التفاعلات الماصة زيادة درجة الحرارة تزيد من قيمة ثابت الاتزان، وتخفيض درجة الحرارة يقلل من قيمة ثابت الاتزان. وفي التفاعلات الطاردة زيادة درجة الحرارة تقلل من قيمة ثابت الاتزان، وتخفيض درجة الحرارة يزيد من قيمة ثابت الاتزان. والشكل التالي يوضح تأثير تغير درجة الحرارة على موضع الاتزان:



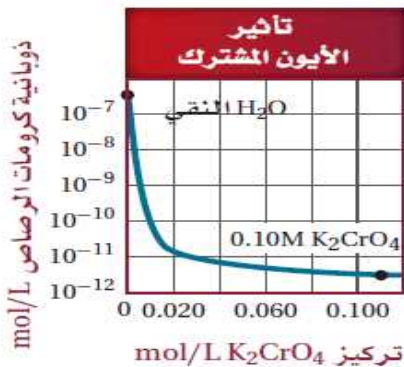
. **العوامل المحفزة:** إضافة المحفزات تسرع كل من التفاعلين الأمامي والعكسي لذا فهي لا تؤثر على موضع الاتزان، ولا تؤثر على قيمة ثابت الاتزان.

المحلول المشبع: هو محلول يحتوي الكمية القصوى من المادة الذائبة في حالة اتزان. وفي المحاليل المشبعة قد يكون تركيز المادة الذائبة عالي، وقد يكون منخفض، وقد يكون منخفض جداً، وذلك بحسب ذائبية هذه المادة.

يتميز للمركبات قليلة الذوبان في محاليلها المشبعة ثابت اتزان يسمى ثابت حاصل الذائبية (K_{sp}) ويساوي حاصل ضرب تراكيز الأيونات الذائبة كل منها مرفوع إلى أس يساوي معاملها في المعادلة الكيميائية. فمثلاً هيدروكسيد المغنسيوم في محلوله المشبع يخضع للاتزان: $\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Mg}^{+2}(\text{aq}) + 2\text{OH}^{-}(\text{aq})$ تعبير ثابت حاصل الذائبية: $K_{sp} = [\text{Mg}^{+2}] [\text{OH}^{-}]^2$

الأيون المشترك: هو أيون يدخل في تركيب اثنين أو أكثر من المركبات الأيونية.

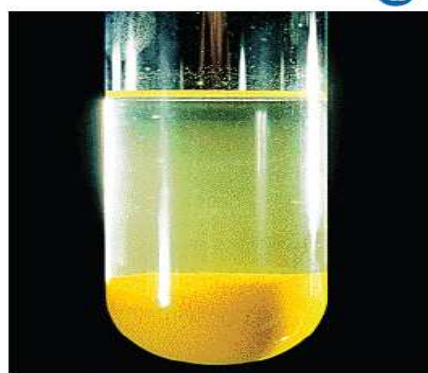
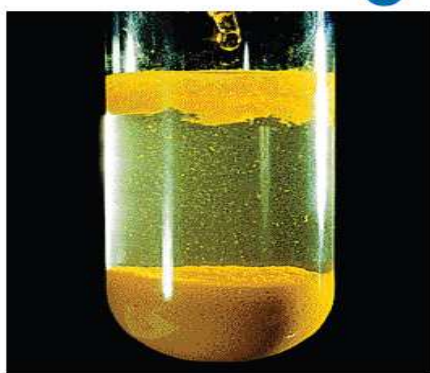
يقل وجود الأيون المشترك من ذائبية المركبات الأيونية قليلة الذوبان والشكل المجاور يوضح ذائبية كرومات الرصاص II .



تغذية راجعة وتدريبات

يفسر مبدأ لوتشاتلييه تأثير إضافة أيون المشترك إلى محلول مشبع متزن لمركب أيوني.

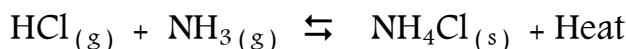
اتزان الذائبية لكرومات الرصاص II في المحلول المشبع: $PbCrO_4 (s) \rightleftharpoons Pb^{2+}_{(aq)} + CrO_4^{-2}_{(aq)}$ (الشكل a)
عند إضافة محلول نترات الرصاص II إليه (الشكل b) نجد تكوّن المزيد من الراسب في المحلول المشبع. يفسر مبدأ لوتشاتلييه ذلك بسبب زيادة تركيز أيون Pb^{2+} وهو أيون مشترك مما سبب إزاحة اتزان الذائبية لكرومات الرصاص II باتجاه اليسار فتكوّن المزيد من الراسب.



تغذية راجعة وتدريبات

تطبيقات: الاتزان الكيميائي والعوامل المؤثرة فيه

1. يحضر كلوريد الأمونيوم في وعاء مغلق وفق الاتزان:



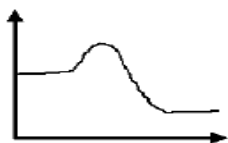
أي الظروف التالية تنتج كمية أكبر من كلوريد الأمونيوم:

- أ. ضغط مرتفع ودرجة حرارة مرتفعة
ب. ضغط منخفض ودرجة حرارة منخفضة
ج. ضغط مرتفع ودرجة حرارة منخفضة
د. ضغط منخفض ودرجة حرارة مرتفعة

2. في النظام المتزن: $\text{S}_{(s)} + \text{O}_2_{(g)} \rightleftharpoons \text{SO}_2_{(g)}$ فإن انخفاض الضغط يؤدي إلى:

- أ. زيادة كمية SO_2 ونقص كمية O_2
ب. نقص كمية SO_2 وزيادة كمية O_2
ج. نقص كمية SO_2 وزيادة كمية كل من O_2 و S
د. لا يحدث أي تغير للاتزان

3. في نظام متزن غازي أي مما يأتي يمثل العلاقة بين قيمة ثابت الاتزان K_{eq} والضغط؟



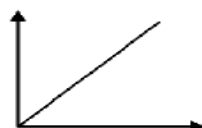
D.

د . الشكل D



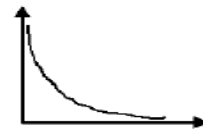
C.

ج . الشكل C



B.

ب . الشكل B



A.

أ . الشكل A

4. يصل تفاعل كيميائي لحالة الاتزان عندما:

- أ. لا يبقى متفاعلات
ب. يتوقف التفاعل الأمامي والتفاعل العكسي
ج. يتساوى تركيز المتفاعلات والنواتج
د. تتساوى سرعتي التفاعلين الأمامي والعكسي

5. أي الآتي يصف تأثير إضافة أيون مشترك إلى محلول مشبع لمادة؟

- أ. يزيد قيمة ثابت حاصل الذائبية للمادة.
ب. يقلل قيمة ثابت حاصل الذائبية للمادة.
ج. يزيد ذائبية المادة.
د. يقلل ذائبية المادة.

7. في النظام الغازي المتزن : $\Delta H^0 = + 75 \text{ kJ / mol}$ $2\text{NH}_3_{(g)} \rightleftharpoons \text{N}_2_{(g)} + 3\text{H}_2_{(g)}$ أي الجهود الآتية

يزيد من تفكك غاز الأمونيا؟

- أ. زيادة الضغط ورفع درجة الحرارة
ب. تقليل الضغط وخفض درجة الحرارة
ج. زيادة الضغط وخفض درجة الحرارة
د. تقليل الضغط وزيادة درجة الحرارة

8. أي العبارات الآتية غير صحيحة فيما يتعلق بالاتزان الكيميائي؟

تغذية راجعة وتدريبات

أ . حالة النظام عندما تتساوى سرعتي التفاعل الأمامي والعكسي .

ب . حالة النظام عندما تصبح فيه نسب تراكيز المتفاعلات والنواتج ثابتة .

ج . حالة النظام عندما يتساوى تركيز المواد المتفاعلة والمواد الناتجة .

د . حالة النظام عندما يثبت الضغط .

9 . ما الجهد الذي يزيد من كمية Cl_2 في النظام المتزن حرارة $H_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2HCl(g)$

أ . زيادة حجم وعاء التفاعل

ب . زيادة درجة حرارة النظام

ج . زيادة تركيز H_2

د . إزالة HCl

10 . بحسب مبدأ لوتشاتيليه فإن الاتزان يستجيب للإجهاد عن طريق:

أ . زيادة قيمة ثابت الاتزان

ب . إزاحة موضع الاتزان باتجاه تخفيف الاجهاد

ج . زيادة تركيز المتفاعلات

د . إزاحة موضع الاتزان باتجاه عدد المولات الغازية الأقل

11 — إذا كانت قيمة ثابت الاتزان للتفاعل $2 SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2 SO_3(g)$ تساوي 2×10^{-2} عند درجة حرارة

معينة، فإن قيمة ثابت الاتزان للتفاعل $O_2(g) + 2 SO_2(g) \rightleftharpoons 2 SO_3(g)$ عند نفس الدرجة تساوي:

أ . 2×10^{-2} ب . 50 ج . 4×10^{-2} د . 1×10^{-2}

12 . تعبير ثابت الاتزان للنظام المتزن؟ $NH_4Cl(s) \rightleftharpoons NH_3(g) + HCl(g)$

أ . $K_{eq} = [NH_4Cl]$ ب . $K_{eq} = [NH_3] \times [HCl]$

ج . $K_{eq} = [NH_3]$ د . $K_{eq} = [HCl]$

13 . في تفاعل ماص للحرارة وعند حالة الاتزان فإن رفع درجة الحرارة يؤدي إلى:

أ . إزاحة الاتزان بالاتجاه الأمامي ونقصان قيمة K_{eq}

ب . إزاحة الاتزان بالاتجاه العكسي ونقصان قيمة K_{eq}

ج . إزاحة الاتزان بالاتجاه الأمامي وزيادة قيمة K_{eq}

د . إزاحة الاتزان بالاتجاه العكسي وزيادة قيمة K_{eq}

14 . فيما يتعلق بالاتزان: حرارة $2 NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$

عديم اللون بني

أي الجهود الآتية تقلل شدة اللون البني:

أ . خفض درجة الحرارة

ب . تقليل الضغط

ج . زيادة تركيز N_2O_4

د . زيادة حجم الوعاء

15 . تحسب قيمة ثابت الاتزان K_{eq} لنظام متزن بالاعتماد على:

أ . الكتل المولية للمتفاعلات والنواتج

ب . حرارتي التفاعلين الأمامي والعكسي

ج . الخصائص الكيميائية للمتفاعلات والنواتج

د . البيانات التجريبية

تغذية راجعة وتدريبات

- 16 . أي الاستدلالات التالية صحيح إذا كانت قيمة ثابت الاتزان ($K < 1$) عند درجة حرارة معينة لنظام متزن ؟
- أ . التفاعل يصل لحالة الاتزان ببطء .
ب . ناتج التفاعل منخفض .
ج . التفاعل يتم عند درجة حرارة منخفضة .
د . التفاعل الأمامي أبطأ من التفاعل العكسي .
- 17 . أي المواد التالية تؤدي إلى ترسب ملح KBr إذا أضيفت إلى محلوله المشبع :
- أ . بلورة من ملح أسيتات الصوديوم
ب . بلورة من ملح نترات البوتاسيوم
ج . بلورة من ملح كبريتات الليثيوم
د . امرار غاز كلوريد الهيدروجين
- 18 — في التفاعل المتزن التالي: $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$ وعند درجة حرارة معينة وجد أن خليط التفاعل عند الاتزان يحتوي $1.40 \text{ mol/L } H_2$ ، $0.20 \text{ mol/L } NH_3$ ، فإذا علمت أن قيمة ثابت الاتزان K_{eq} في درجة حرارة التجربة يساوي 2.4×10^{-3} فإن تركيز N_2 عند حالة الاتزان يساوي:
- أ . 6.07 ب . 0.16 ج . 3.50×10^{-5} د . 60.1
- 19 . إذا علمت أن K_{sp} لكلوريد الفضة $AgCl$ يساوي 2.3×10^{-10} عند درجة حرارة $298K$ ، فإن تركيز (mol/L) لأيونات الفضة في المحلول المشبع لكلوريد الفضة عند درجة حرارة $298K$ يساوي:
- أ . 1.15×10^{-10} ب . 1.52×10^{-5} ج . 3.50×10^{-5} د . 2.3×10^{-10}

تغذية راجعة وتدريبات

الكيمياء الحرارية

علم يعني بدراسة انتقال الطاقة على صورة حرارة والذي يصاحب التفاعلات الكيميائية والتغيرات الفيزيائية.

درجة الحرارة: هي قياس رقمي لمعدل الطاقة الحركية لجسيمات عينة من المادة. وتقاس إما بالمقياس المئوي (السييليزي) $^{\circ}\text{C}$

أو بمقياس كلفن K ويربط بينهما العلاقة: $[K = 273 + ^{\circ}\text{C}]$

الجرول (J): وحدة قياس الطاقة في النظام الدولي.

الحرارة: هي صورة الطاقة التي تنتقل تلقائياً من جسم أعلى في درجة الحرارة (ساخن) إلى جسم أقل في درجة الحرارة (بارد).

وتعتمد كمية الطاقة المنتقلة كحرارة على:

1. طبيعة المادة (نوع المادة) ، 2. كتلة المادة (m) ، 3. مقدار التغير في درجة حرارة المادة (ΔT) .

الحرارة النوعية c_p : هي كمية الطاقة اللازمة لرفع درجة حرارة جرام واحد من المادة درجة واحدة (1°C أو 1K) .

تحسب كمية الطاقة الحرارية المنطلقة أو الممتصة من العلاقة: $q = c_p \times m \times \Delta T$

المحتوى الحراري H : هو مجموع الطاقات لمكونات نظام ما. وهو رمز لكمية ولا توجد طريقة لقياسها في نظام مباشرة.

التغير في المحتوى الحراري ΔH : هو كمية الطاقة الممتصة أو المنطلقة على صورة حرارة من قبل نظام معين خلال عملية

تجري تحت ضغط ثابت.

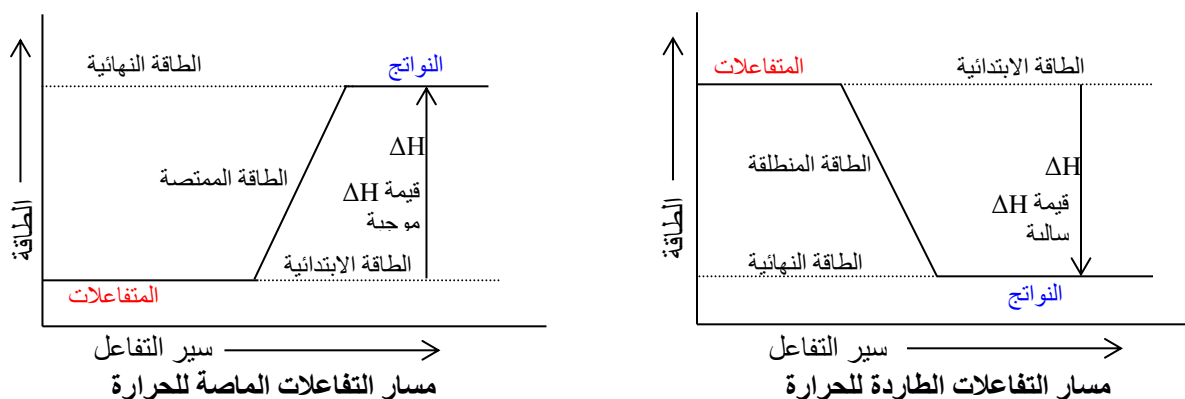
حرارة التفاعل: هي كمية الطاقة المنتقلة (الممتصة أو المنطلقة) كحرارة أثناء التفاعل الكيميائي (التغير في المحتوى الحراري

المرافق لتفاعل كيميائي). $\Delta H = H$ (النواتج) - H (المتفاعلات)

ففي التفاعلات الطاردة للحرارة تكون إشارة ΔH سالبة (H للمتفاعلات أكبر من H للنواتج) ، وفي التفاعلات الماصة للحرارة

تكون إشارة ΔH موجبة (H للمتفاعلات أقل من H للنواتج) . والشكلين التاليين يبينان العلاقة بين سير التفاعل والطاقة لكل

من التفاعلات الطاردة والماصة للحرارة :



حرارة التكوين ΔH_f° : هو تغير الحرارة الذي يحصل لدى تكوين مول واحد من مركب من عناصره في حالتها القياسية.

تغذية راجعة وتدريبات

كلما كانت القيمة العددية لحرارة التكوين بإشارتها السالبة كبيرة كان المركب أكثر ثباتاً حرارياً، وكلما كانت القيمة العددية لحرارة التكوين بإشارتها الموجبة كبيرة كان المركب أقل استقراراً.

حرارة الاحتراق ΔH^0_c : هي كمية الحرارة (الطاقة) المنطلقة عند احتراق مول واحد من المادة احتراقاً تام

قانون هس: التغير في المحتوى الحراري ΔH لأي تفاعل كيميائي قيمته ثابتة، سواء تم التفاعل في خطوة واحدة أو في عدة خطوات. يتيح لنا قانون هس حساب درجات التفاعلات، ودرجات التكوين التي يصعب أو يستحيل قياسها بشكل مباشر.

كذلك يمكننا حساب حرارة التفاعل اعتماداً على درجات التكوين للمواد في التفاعل باستعمال العلاقة:

$$\Delta H^0 = \text{مجموع } \Delta H^0_f \text{ للمتفاعلات} - \text{مجموع } \Delta H^0_f \text{ للنواتج} = \Delta H^0$$

الإنتروبي (العشوائية) S: هي قياس درجة عشوائية (عدم الانتظام) الجسيمات في نظام معين.

تغير الإنتروبي ΔS : هو الفرق بين إنتروبي النواتج وإنتروبي المتفاعلات (المتفاعلات) S - (النواتج) S = ΔS

الطاقة الحرة G: هي الدالة التي تربط الإنتروبي بالتغير في المحتوى الحراري.

التغير في الطاقة الحرة ΔG : يعتبر ΔG مؤشراً على تلقائية التفاعلات الكيميائية ويحسب باستعمال العلاقة:

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0$$

يكون التفاعل تلقائياً إذا كانت ΔG سالبة، ويكون غير تلقائي إذا كانت ΔG موجبة.

تطبيقات: الكيمياء الحرارية

1. يتم تحويل درجة الحرارة بالكلفن إلى الدرجة المئوية (السيليزية):

أ . بإضافة 273 ب . بالقسمة على 273 ج . بالضرب في 273 د . بطرح 273

2. يعبر عن الحرارة بوحدة:

أ . kJ ب . درجة كلفن (K) ج . J / g . K د . kJ / mol

3. في التفاعلات الكيميائية الطاردة للحرارة يكون:

أ . المحتوى الحراري للمتفاعلات أكبر من المحتوى الحراري للنواتج ب . إشارة حرارة التفاعل سالبة

ج . طاقة النواتج أقل من طاقة المتفاعلات د . جميع الإجابات صحيحة

4. في التفاعلات الكيميائية الماصة للحرارة يكون:

أ . طاقة المتفاعلات = طاقة النواتج ب . طاقة المتفاعلات < طاقة النواتج

ج . طاقة المتفاعلات > طاقة النواتج د . جميع الإجابات محتملة

5. لا تتأثر قيمة ΔH لتفاعل كيميائي بـ:

أ . عدد مولات المتفاعلات والنواتج ب . الحالة الفيزيائية للمتفاعلات والنواتج

ج . تغير درجة الحرارة د . كمية المتفاعلات والنواتج

تغذية راجعة وتدريبات

6. ماذا يطلق على كمية الطاقة المنطلقة أو الممتصة على صورة حرارة خلال التفاعل الكيميائي؟

أ. حرارة التفاعل ب. حرارة التكوين ج. طاقة التنشيط د. طاقة المعقد المنشط

7. قيمة ΔH للتفاعل $N_2(g) + O_2(g) + 106.5 \text{ kJ} \rightarrow 2NO(g)$ تعبر عن:

أ. حرارة التكوين ب. ضعف حرارة التكوين

ج. ضعف حرارة الاحتراق د. نصف حرارة التكوين

8 - أي المركبات التالية أكثر استقراراً:

أ. $CuO \quad \Delta H_f^0 = -175 \text{ kJ/mol}$ ب. $CaO \quad \Delta H_f^0 = -635 \text{ kJ/mol}$

ج. $NO_2 \quad \Delta H_f^0 = +82 \text{ kJ/mol}$ د. $C_2H_2 \quad \Delta H_f^0 = +228 \text{ kJ/mol}$

9 — كتلتان صلبتان متساويتان من الألمنيوم والرصاص تكتسبان نفس الكمية من الطاقة الحرارية فإذا كانت الحرارة النوعية

للألمنيوم والرصاص هي على الترتيب 0.897 J/g.K ، 0.129 J/g.K فإن:

أ. درجة حرارة الألمنيوم ترتفع أكثر ب. درجة حرارة الألمنيوم والرصاص ترتفعا بالقدر نفسه

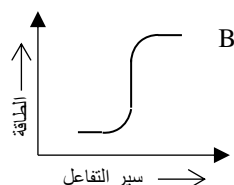
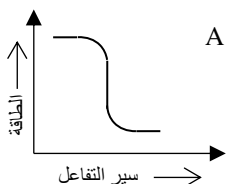
ج. درجة حرارة الرصاص ترتفع أكثر د. جميع الإجابات محتملة بحسب الدرجة الابتدائية لكل منهما

10. تأمل كلاً من الشكلين والتفاعلين التاليين، وأجب عن الأسئلة التي تليها:

المعادلة الأولى $2CO(g) + O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 220.6 \text{ kJ}$

المعادلة الثانية $H_2O(g) \rightarrow H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \quad \Delta H = +241.8 \text{ kJ/mol}$

أ. أي الشكلين يمثل المعادلة الثانية؟ برر إجابتك



11 — موزفاً التفاعل: $2 N_2(g) + 5 O_2(g) \rightarrow 2 N_2O_5(g) \quad \Delta H = 28.4 \text{ kJ}$ فإن الطاقة الممتصة من تكوّن

0.5 mol من خامس أكسيد النيتروجين الثنائي:

أ. $+28.4 \text{ kJ}$ ب. -14.2 kJ ج. $+14.2 \text{ kJ}$ د. $+7.1 \text{ kJ}$

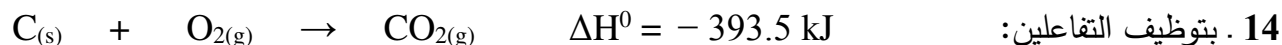
12. حرارة التكوين القياسية للعناصر:

تغذية راجعة وتدريبات

أ . موجبة دوماً ب . سالبة دوماً ج . قد تكون موجبة أو سالبة د . صفر

13 . أي مما يلي يصف حرارة تكوين المركب الأقل استقراراً ويتفكك بسهولة؟

أ . صغيرة وسالبة ب . صغيرة وموجبة ج . كبيرة وسالبة د . كبيرة وموجبة



فإن حرارة تفاعل تكوين غاز أول أكسيد الكربون $\Delta H^0 = ?$

أ . + 110.5 kJ ب . - 110.5 kJ ج . - 959.5 kJ د . + 172.5 kJ

15 . في التفاعلات الكيميائية تتكسر روابط وتتكون روابط فإن وصف تغيرات الطاقة يكون:

أ . تكسر وتكوّن الروابط ماص للطاقة ب . تكسر الروابط ماص للطاقة وتكونها طارد للطاقة

ج . تكسر وتكوّن الروابط طارد للطاقة د . تكسر الروابط طارد للطاقة وتكونها ماص للطاقة

16 . إذا كانت الطاقة الحرارية اللازمة لرفع درجة حرارة عينة من الألمنيوم كتلتها 55 g من $22.4^{\circ}C$ إلى $94.6^{\circ}C$ تساوي 3573.9 J ، فإن الحرارة النوعية للألمنيوم (J / g . $^{\circ}C$):

أ . 1.11 ب . 0.9 ج . 28.09 د . 0.19

17 . افترض أن $\Delta H = + 230 \text{ KJ}$ لتفاعل A ، و $\Delta H = + 120 \text{ KJ}$ لتفاعل B وأن التفاعل C ينتج من جمع التفاعل الأمامي لـ B مع التفاعل العكسي لـ A فإن قيمة ΔH للتفاعل C تساوي:

أ . 110 kJ ب . 350 kJ ج . - 110 kJ د . -350 kJ

18 . أي من العمليات التالية تخفض الإنتروبي:

أ . تجميد سائل ب . مزج الغازات ج . إذابة سائل في سائل د . إذابة صلب في سائل

19 . يكون التفاعل حتماً تلقائياً إذا كان :

أ . $\Delta H < \text{صفر}$ و $\Delta S > \text{صفر}$ ب . $\Delta H < \text{صفر}$ و $\Delta S < \text{صفر}$

ج . $\Delta H > \text{صفر}$ و $\Delta S > \text{صفر}$ د . $\Delta H > \text{صفر}$ و $\Delta S < \text{صفر}$

تغذية راجعة وتدريبات

الكيمياء النووية

فرع الكيمياء الذي يدرس التفاعلات النووية، وهي تفاعلات تتم على أنوية الذرات، والأنوية غير المستقرة حيث تخضع لتغيرات في مكوناتها، وتتطلق كمية كبيرة من الطاقة. يرمز لنواة العنصر برمز العنصر نفسه مثبتاً عليه العدد الكتلي والعدد الذري. مثلاً نواة الصوديوم $^{23}_{11}\text{Na}$.

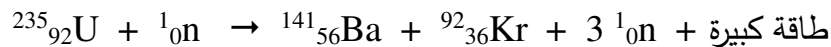
في التفاعل النووي يجب أن يكون مجموع الأعداد الذرية ومجموع الأعداد الكتلية في طرفي المعادلة متساويين. الانحلال الإشعاعي: عملية انحلال تلقائي للنواة (للعناصر المشعة)، تتحول إلى نواة أكثر استقراراً مع إطلاق أشعة نووية (ألفا، بيتا، جاما، ...).

أشعة ألفا (α): جسيم ألفا هو نواة هيليوم ويتكون من بروتونين ونيوترونين ويحمل شحنتين موجبتين ورمزها ^4_2He وعند انبعاث جسيم ألفا من نواة ذرة العنصر المشع، ينتج عنصر جديد ينقص العدد الذري 2، وينقص العدد الكتلي 4. وهذا يحدث في العناصر الثقيلة مثل بولونيوم . 210 ويتم ذلك من أجل الوصول إلى نواة أكثر استقراراً. مثال : $^{210}_{84}\text{Po} \rightarrow ^{206}_{82}\text{Pb} + ^4_2\text{He}$

أشعة بيتا (β): جسيم بيتا هو إلكترون ينبعث من النواة بتحول نيوترون إلى بروتون ورمزه $^0_{-1}\beta$ أو $^0_{-1}e$ أي أن شحنته سالبة 1 وكتلته صفر. $^1_0n \rightarrow ^1_1p + ^0_{-1}\beta$. وعند انبعاث جسيم بيتا من نواة ذرة العنصر المشع، ينتج عنصر جديد يزداد العدد الذري 1، ولا يتغير العدد الكتلي. مثال : $^{14}_6\text{C} \rightarrow ^{14}_7\text{N} + ^0_{-1}\beta$

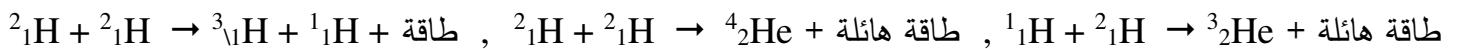
أشعة جاما (γ): أشعة كهرومغناطيسية ذات طاقة عالية لا كتلة لها ولا شحنة تنبعث من النواة لدى تحولها من حالة مستثارة إلى حالة الطاقة الأدنى. وعند انبعاث أشعة جاما من نواة ذرة العنصر المشع، لا ينتج عنصر جديد. يتم الكشف عن الإشعاعات النووية بجهاز عداد جيجر.

الانشطار النووي: هو تفاعل نووي يتم فيه انشطار الأنوية الثقيلة إلى أنوية أخف وأكثر استقراراً. وبعض هذه التفاعلات تحدث تلقائياً، وبعضها يحدث لدى تعرض الأنوية لقذيفة نووية (مثل جسيمات ألفا، نيوترون، ...). ومثاله التفاعل النووي الانشطاري لليورانيوم . 235 المستخدم في المفاعلات النووية لإنتاج الطاقة.



نلاحظ من المعادلة انطلاق ثلاثة نيوترونات ثانوية تحدث انشطار لأنوية يورانيوم جديدة مما يجعل التفاعل النووي متسلسل تلقائياً تتضاعف فيه الطاقة الناتجة.

الاندماج النووي: هو تفاعل نووي يتم فيه اندماج لنواتين خفيفتين أو أكثر لتكوين نواة أثقل. ويتطلب هذا التفاعل كمية هائلة من الطاقة لبدء التفاعل. يطلق الاندماج النووي طاقة أكبر بكثير من تلك الناتجة عن الانشطار النووي. وطاقة الشمس ناتجة عن اندماج نووي حيث تندمج أنوية الهيدروجين عند درجة حرارة عالية لتكوين أنوية الهيليوم.



تغذية راجعة وتدريبات

يستفاد من النظائر المشعة في الطب مثل الكوبلت-60، وفي تقدير أعمار الأحافير (الكربون-14)، وفي الزراعة (دراسة أو مبيدات)، ...

تطبيقات: الكيمياء النووية

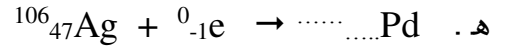
1. أحد الرموز الآتية تدل على دقيقة بيتا:



2. الدقيقة التي تنطلق عند تحول نظير اليورانيوم (${}^{238}_{92}\text{U}$) إلى نظير الثوريوم (${}^{234}_{90}\text{Th}$):



3. أكمل المعادلات الآتية:



4 - عنصر مشع (${}^{231}_{90}\text{X}$) انطلق من نواته جسيمان ألفا فتحول إلى العنصر (Y)، ثم انطلق من نواة العنصر Y ثلاث جسيمات بيتا فتحول إلى العنصر (Z). ما العدد الذري والكتلي للعنصرين Y, Z ؟

5. أكمل بيانات الجدول الآتي:

اسم الأشعة	ألفا	بيتا	جاما
طبيعة الأشعة			
كتلتها			
شحنتها			
رمزها			
نفاذيتها خلال الأجسام			

تغذية راجعة وتدريبات

المحاليل

المخاليط: مواد غير نقية تتكون من أكثر من نوع من الجسيمات المختلفة في التركيب، وتحفظ كل مادة في المخروط بخصائصها الكيميائية. وتصنف المخاليط إلى نوعين رئيسيين: * مخاليط متجانسة و * مخاليط غير متجانسة. فالمخاليط غير المتجانسة هي مخاليط لا تمتزج جسيماتها مع بعضها ويميز لها نوعين * المعلقات و * الغرويات. **المعلقات:** مخاليط غير متجانسة تحتوي جسيمات كبيرة الحجم نسبياً (قطر الجسيم أكبر من 1000 nm) تترسب هذه الجسيمات إذا تركت دون تحريك (ترويق)، ويمكن فصلها بسهولة بعملية الترشيح العادية (أو الإبانة). ومثالها الماء الموحل. **الغرويات:** مخاليط غير متجانسة تحتوي جسيمات متوسطة الحجم النسبي (أقطارها تتراوح بين 1 nm , 1000 nm). لا تترسب جسيمات الغرويات بالترويق، ولا يمكن فصلها بعملية الترشيح العادي مثالها الحليب.

أما المخاليط المتجانسة فتسمى المحاليل تحتوي مادتين أو أكثر. جسيماتها صغيرة نسبياً (قطر الجسيم أقل من 1 nm). فالمحلول هو خليط متجانس من مادتين أو أكثر في طور واحد، يتكوّن المحلول الثنائي من مادتين، المذيب وهو المادة الأكثر تواجداً في المحلول، والمذاب وهو المادة الأقل تواجداً في المحلول، وتكون حالة المحلول مشابهة لحالة المذيب. توجد المحاليل في الحالات الفيزيائية الثلاث للمادة، ويعتبر الماء من أوسع المذيبات شيوعاً في المحاليل. **تركيز المحلول:** قياس يعبر عن كمية المذاب في كمية محددة من المذيب أو كمية محددة من المحلول. وقد يعبر عنه بشكل نوعي وتقريبي باستخدام كلمات مركز ومخفف،

أو بشكل كمي ودقيق، وهو ما يتعامل معه الكيميائيون، وله أنواع عديدة جميعها تدل على النسبة بين المذاب والمذيب أو بين المذاب والمحلول. والجدول المجاور يوضح طرق التعبير الكمي عن تركيز المحاليل الأكثر استعمالاً ويعتمد الكيميائي في اختيار تعبير القياس لتركيز المحلول على كل من نوع المحلول وطبيعة الدراسة التي تطبق عليه.

النسبة	وصف التركيز
$100 \times \frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{كتلة المحلول}}$	النسبة المئوية بالكتلة
$100 \times \frac{\text{حجم المذاب}}{\text{حجم المحلول}}$	النسبة المئوية بالحجم
$\frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المحلول باللتر}}$	المولارية
$\frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{كتلة المذيب بالكيلوجرام}}$	المولالية
$\frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{عدد مولات المذاب} + \text{عدد مولات المذيب}}$	النسبة المولية

تخفيف المحاليل: هو تقليل تركيز المذاب في المحلول بإضافة كمية من المذيب إلى المحلول، حيث يزداد حجم المحلول لكن عدد مولات المذاب لا تتغير **عدد مولات المذاب في المحلول قبل التخفيف = عدد مولات المذاب في المحلول بعد التخفيف** قانون التخفيف: (بعد التخفيف) $M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$ (قبل التخفيف)

تغذية راجعة وتدريبات

=====

الذوبان والعوامل المؤثرة فيه: الذوبان عملية يتم فيها انفصال جسيمات المذاب عن بعضها وامتزاجها تماماً بجسيمات المذيب. وبشكل عام فإن المركبات الأيونية والمركبات الجزيئية القطبية يتوقع ذوبانها في المذيبات القطبية (مثل الماء)، والمركبات الجزيئية غير القطبية يتوقع ذوبانها في المذيبات غير القطبية (مثل البنزين، التولوين، ...). أي الشبيه يذيب الشبيه.

وعملية الذوبان تكون إما طاردة أو ماصة للحرارة، وتسمى كمية الطاقة الحرارية المنطلقة أو الممتصة خلال عملية الذوبان وتكون المحلول بحرارة المحلول.

حرارة المحلول = الطاقة الممتصة (لفصل جسيمات المذاب وتحرك وابتعاد جسيمات المذيب عن بعضها) — الطاقة المنطلقة (نتيجة تجاذب جسيمات المذيب والمذاب).

العوامل المؤثرة في الإذابة:

1 — تحريك المحلول: يساعد تحريك المحلول (أو هزّه) على سرعة انتشار جسيمات المذاب الذائبة عن سطح التماس بين المذاب والمذيب، مما يتيح لجسيمات المذيب الوصول لجسيمات مذاب أخرى وفصلها مما يزيد سرعة الإذابة.

2. مساحة سطح المذاب: زيادة مساحة سطح المذاب تتيح فرص أكبر للتصادم مع جسيمات المذيب مما يسرع الذوبان.

3 — درجة حرارة: معظم المذابات تزداد سرعة ذوبانها بارتفاع درجة حرارة المذيب (المحلول)، لأن ارتفاع درجة حرارة المذيب يزيد من الطاقة الحركية لجزيئاته، فيزداد معدل التصادم بينها وبين المذاب مما يساعد على فصل جزيئات المذاب وتشتيتها بسرعة أكبر. كما أن ارتفاع درجة حرارة المحلول تجعله يستوعب كمية ذائبة أكبر من المذاب، ولكن هناك مواد يقل ذوبانها بارتفاع درجة الحرارة مثل الغازات.

أنواع المحاليل:

1 — المحلول المشبع: هو المحلول الذي يحتوي على الكمية القصوى من المذاب الذائبة في المحلول، والتي توصله إلى حالة الاتزان الديناميكي بين عمليتي الذوبان وإعادة التبلور.

2 - المحلول غير المشبع: هو المحلول الذي يحتوي على كمية من المذاب أقل من الكمية التي يحتويها المحلول المشبع تحت الظروف ذاتها. (المحلول لم يصل إلى حالة الاتزان الديناميكي).

3 — المحلول فوق المشبع: هو المحلول الذي يحتوي على كمية من المذاب أكبر من الكمية التي يحتويها المحلول المشبع تحت الظروف ذاتها. ويحضر بتسخين محلول مشبع به كمية صلبة من المذاب غير الذائب، هذا المذاب يذوب حتى نصل إلى محلول مشبع ساخن، وإذا ما تم تبريد المحلول المشبع الساخن ببطء، دون هزّه أو تحريكه (لا يحدث ترسيب للمذاب)، نحصل على محلول فوق مشبع. المحاليل فوق المشبعة غير ثابتة، فعند هزّ المحلول فوق المشبع أو إضافة بلورة صغيرة (نواة تبلور) إليه، تحدث عملية تكوين سريع لبلورات المذاب الفائضة (يتحول إلى محلول مشبع).

تغذية راجعة وتدريبات

ذوبان الغازات: عند تماس غاز مع سطح سائل تدخل جزيئات الغاز في السائل (تذوب فيه)، وفي الوقت نفسه تنفلت بعض جزيئات الغاز الذائبة من المحلول وعند ضغط خارجي معين نصل إلى حالة اتزان. محلول \rightleftharpoons غاز + سائل

ولكن بزيادة ضغط الغاز فوق سطح السائل، يزداد الذوبان، ويزداد معه الانفلات ونصل إلى حالة اتزان جديدة تحت الضغط

قانون هنري

$$\frac{S_1}{P_1} = \frac{S_2}{P_2}$$

الجديد، مع ذائبية أكبر للغاز. قانون هنري: ينص على أن ذائبية غاز في سائل تتناسب طردياً مع الضغط الجزئي للغاز على سطح السائل وذلك بثبات درجة الحرارة. وإذا كان هناك مزيج من عدة غازات فإن كل غاز يمارس ضغطاً على السائل كما لو كان منفرداً.

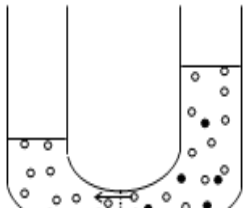
الخصائص التجميعة للمحاليل: وجود جسيمات المذاب في المحلول يؤثر في بعض الخصائص الفيزيائية للمذيب. ويعتمد هذا التأثير على عدد جسيمات المذاب، ولا يعتمد على نوعها، تسمى هذه الخصائص بالخصائص التجميعة للمحاليل وهي:

1 — انخفاض الضغط البخاري: ينخفض الضغط البخاري للمذيب عند إذابة مادة فيه وتحوّله إلى محلول، ومقدار الانخفاض في الضغط البخاري للمحلول يعتمد على عدد جسيمات المذاب (تركيز المذاب) فيه.

2 — الارتفاع في درجة الغليان: درجة غليان المحلول أكبر من درجة غليان المذيب النقي، ومقدار الارتفاع في درجة غليان المحلول يعتمد على عدد جسيمات المذاب (تركيز المذاب) فيه. يحسب مقدار الارتفاع في درجة الغليان للمحلول من العلاقة: $\Delta t_b = K_b m$ ، حيث يمثل (Δt_b) الفرق بين درجتي غليان المذيب النقي والمحلول، (K_b) ثابت درجة الغليان المولالي للمذيب، m التركيز المولالي للجسيمات في المحلول.

3 — الانخفاض في درجة التجمد: درجة تجمد المحلول أقل من درجة تجمد المذيب النقي، ومقدار الانخفاض في درجة تجمد المحلول يعتمد على عدد جسيمات المذاب (تركيز المذاب) فيه. يحسب مقدار الانخفاض في درجة التجمد للمحلول من العلاقة: $\Delta t_f = K_f m$ ، حيث يمثل (Δt_f) الفرق بين درجتي غليان المذيب النقي والمحلول، (K_f) ثابت درجة التجمد المولالي للمذيب، m التركيز المولالي للجسيمات في المحلول.

4 — الضغط الأسموزي: عند وضع محلولين مختلفين في التركيز ويفصل بينهما غشاء شبه منفذ (يسمح بمرور جسيمات



المذيب ولا يسمح بمرور جسيمات المذاب) كما في الشكل الآتي فإن مستوى السائل ناحية المحلول الأعلى تركيز يرتفع. يسمى الضغط الذي يمارسه ارتفاع السائل ناحية المحلول الأعلى تركيز عند حالة اتزان بالضغط الأسموزي، ويعتمد على عدد جسيمات المذاب (التركيز)

ملاحظة هامة: إن مقدار الانخفاض في الضغط البخاري، والارتفاع في درجة الغليان، والانخفاض في درجة التجمد، والضغط الأسموزي في حالة المحاليل الإلكتروليتية أكبر منه في المحاليل اللاإلكتروليتية لأنها تتفكك إلى أيونات منتجة عدد جسيمات أكبر في المحلول.

تغذية راجعة وتدريبات

- أ . أيونية ب . غير قطبية ج . ذات روابط هيدروجينية د . قطبية
- 10 . إذابة الغازات في السوائل بشكل عام:
- أ . ماصة للحرارة ب . طاردة للحرارة ج . سريعة د . لا تحدث
- 11 — عندما تكون الطاقة المنطلقة من تجاذبات مذيب. مذاب، أقل من الطاقة الممتصة في التغلب على تجاذبات مذيب . مذيب وتجاذبات مذاب . مذاب فإن عملية الذوبان تكون:
- أ . ذات حرارة محلول موجبة ب . ذات حرارة محلول سالبة
- ج . طاردة للحرارة د . غير ممكنة الحدوث
- 12 . ذوبانية الغازات في السوائل:
- أ . تزداد بارتفاع درجة الحرارة ب . تتخفض بزيادة الضغط
- ج . تزداد بزيادة الضغط د . لا تتأثر بكل من الضغط ودرجة الحرارة
- 13 . يربط قانون هنري:
- أ . الضغط بذوبانية صلب . سائل ب . الضغط بدرجة الحرارة
- ج . الضغط بذوبانية غاز . سائل د . درجة الحرارة بذوبانية غاز . سائل
- 14 . محلول مشبع درجة حرارة 60°C تم تبريده إلى الدرجة 20°C دون تحريكه فإنه:
- أ . يبقى مشبع ب . يصبح فوق مشبع
- ج . يصبح غير مشبع د . تترسب بلورات من المادة المذابة
- 15 . لا يذوب رابع كلوريد الكربون في الماء لأنه:
- أ . قطبي ب . غير قطبي ج . مادة نقية د . سائل
- 16 - أي الآتي يعبر عن النسبة المئوية بالكتلة لكاربونات الصوديوم الهيدروجينية NaHCO_3 في محلول حضر بإذابة 20.0 g منها في 80.0 g من الماء؟
- أ . 20% ب . 100% ج . 25% د . 60%
- 17 — لديك 150.0 g من محلول مبيض الملابس (محلول مائي لهيبو كلوريت الصوديوم NaOCl) 3.62 % بالكتلة. أي الآتي يعبر عن كتلة المذاب في المحلول؟
- أ . 96.4 g ب . 41.4 g ج . 2.41 g د . 5.43 g
- 18 — أي الآتي يعبر عن النسبة المئوية بالحجم للايثانول في محلول حضر بإذابة 35 mL من الايثانول في 155 mL من الماء؟
- أ . 22.6% ب . 18.4% ج . 4.4% د . 35%

تغذية راجعة وتدريبات

- 19 . أي الآتي يمثل مولارية محلول حجمه 2.00 L ويحتوي 14.6 g من NaCl. [NaCl = 58.5 g / mol]
- أ . 0.125 M ب . 0.499 M ج . 0.250 M د . 7.10 M
- 20 . أي الآتي يمثل كتلة هيدروكسيد الكالسيوم Ca(OH)₂ المذابة في محلول حجمه 1.5 L وتركيزه 0.25 M (الكتلة المولية لـ Ca(OH)₂ = 74.0 g / mol)
- أ . 0.375 g ب . 444. g ج . 27.75 g د . 5.068 x 10⁻³ g
- 21 . أي الآتي لا يحدث عند تخفيف محلول:
- أ . يزداد حجم المحلول ب . يقل تركيز المذاب في المحلول
ج . يزداد عدد مولات المذيب في المحلول د . يزداد عدد مولات المذاب في المحلول
- 22 — إذا تم تخفيف محلول قياسي من HCl حجمه 0.50 L وتركيزه 5.00 M ليصبح حجمه 2.0 L . فأأي الآتي يمثل تركيز المحلول بعد التخفيف؟
- أ . 1.25 M ب . 2.50 M ج . 2.00 M د . 0.250 M
- 23 — حضر طالب في المختبر محلول لكلوريد الصوديوم Na₂CO₃، فقام بإذابة 5.3 g من الملح النقي في 100.0 g من الماء . أي الآتي يمثل التركيز المولالي للمحلول المحضر؟ (Na₂CO₃ = 106.0 g / mol).
- أ . 0.25 m ب . 0.50 m ج . 1.00 m د . 1.50 m
- 24 . أي الآتي يمثل الكسر المولي لحمض الهيدروكلوريك HCl في محلول يحتوي 10.6 g من HCl و 64.7 g من H₂O؟ (HCl = 36.5 g / mol , H₂O = 18 g / mol)
- أ . 0.14 ب . 0.19 ج . 0.075 د . 0.29
- 25 . في السؤال السابق، أي الآتي يمثل الكسر المولي للماء في المحلول؟
- أ . 0.925 ب . 99.925 ج . 1.187 د . 0.278
- 26 — إذا ذاب 0.55 g من غاز في 10.0 L من الماء عند ضغط مقداره 20.0 kPa . فأأي الآتي يمثل كمية الغاز التي ستذوب عند ضغط مقداره 110.0 kPa؟
- أ . 0.182 g ب . 6.111 x 10⁻³ g ج . 3.025 g د . 5.000 x 10⁻³ g
- 27 — أي الآتي يمثل مقدار الارتفاع في درجة الغليان لمحلول مائي يحتوي 90.0 g من الجلوكوز (C₆H₁₂O₆) مذابة في 500 g من الماء . [C₆H₁₂O₆ = 180. g/mol , K_b (H₂O) = 0.512 °C/m]
- أ . 0.512 °C ب . 0.256 °C ج . 1.512 °C د . 100.512 °C
- 28 . في السؤال السابق، أي الآتي يمثل درجة تجمد المحلول؟ [K_f (H₂O) = 1.86 °C/m]
- أ . - 3.72 °C ب . - 1.86 °C ج . 0.00 °C د . - 1.00 °C

تغذية راجعة وتدريبات

29 . أي المحاليل المائية الآتية متساوية التركيز بالمولالية له أعلى درجة غليان؟

أ . NaCl ب . $Al_2(SO_4)_3$ ج . K_3PO_4 د . $CaCl_2$

30 . أي المحاليل الآتية متساوية التركيز المولالي له أعلى ضغط بخاري؟

أ . NaCl ب . $C_6H_{12}O_6$ ج . KBr د . $CaCl_2$

31 . محلول مائي لا إلكتروليتي درجة غليانه $102.805^\circ C$. أي الآتي يمثل مولالية المحلول: ($0.51 C / m = H_2O K_p$)

أ . $1.43 m$ ب . $5.50 m$ ج . $3.315 m$ د . $2.295 m$

أجب عن الأسئلة الآتية

32 . ثلاثة محاليل مائية لملاح كبريتات نحاس II (أ ، ب ، ج) وضعنا في كلٍ منها قطعة صلبة صغيرة من كبريتات نحاس

II فلوحظ في المحلول (أ) أن حجم القطعة الصلبة قد زاد، ولوحظ في المحلول (ب) أن القطعة الصلبة قد اختفت،

ولوحظ في المحلول (ج) أن حجم القطعة الصلبة لم يتغير. ماذا نصف كلٍ من المحلول أ ، والمحلول ب ، والمحلول ج:

المحلول (أ) :

المحلول (ب) :

المحلول (ج) :

33 . وضح الفرق بين التركيز المولالي والتركيز المولالي لمحلول.

المادة وخواصها

الكيمياء علم يدرس تركيب المادة، وخواصها، والتغيرات التي تخضع لها. فكل نشاطات الإنسان وعملياته الحيوية والصناعية

تمثل سلسلة من التغيرات الفيزيائية والكيميائية للمادة.

والمادة كل شيء له كتلة وله حجم. وتعتبر الذرات والجزيئات هي الوحدات الأساسية لبناء المادة.

خواص المادة: تعتبر خواص المادة هي المحددة لهويتها. وتصنف خواص المواد إلى نوعين:

أ . خواص تعتمد على كمية المادة، حيث بتغير كمية المادة تتغير هذه الخواص ومثالها: حجم المادة، كتلة المادة، كمية الطاقة

التي تفقدها أو تكتسبها المادة، ...

ب — خواص لا تعتمد على كمية المادة حيث بتغير كمية المادة لا تتغير هذه الخواص ومثالها: درجة انصهار المادة، درجة

غليان المادة، درجة تجمد المادة، كثافة المادة، التوصيل الكهربائي للمادة، درجة حرارة المادة، ...

تغذية راجعة وتدريبات

حالات المادة: يميز للمادة ثلاث حالات أساسية:

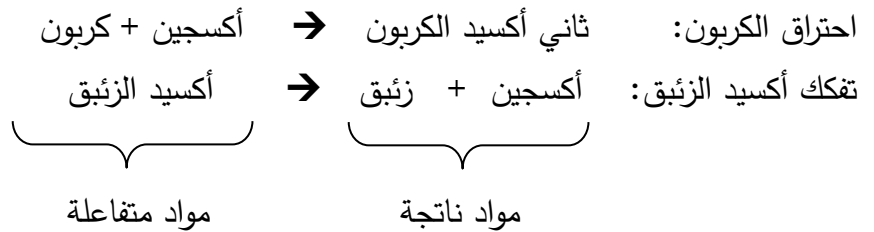
أ . الصلبة: وتتميز بشكل وحجم ثابتين، وتكون فيها جسيمات المادة قريبة ومتماسكة وتتحرك حركة اهتزازية بسيطة.
ب — السائلة: وتتميز بحجم ثابت وشكل متغير. وتكون فيها جسيمات المادة أكثر تباعداً وأقل تماسكاً من الحالة الصلبة وتتحرك حركة عشوائية.

ج . الغازية: وتتميز بحجم وشكل غير ثابتين. وتكون فيها جسيمات المادة متباعدة جداً وتتحرك حركة عشوائية.
هنالك حالة رابعة للمادة تسمى البلازما وتنتج عند تعرض المادة لدرجات حرارة عالية جداً حيث تفقد ذرات المادة بعض إلكتروناتها ومثالها النجوم، الشمس، البرق، مصابيح الفلوروسنت ... وتشكل هذه الحالة 99 % من الكون.

تغيرات المادة: يميز للتغيرات التي تخضع لها المادة إلى نوعين:

التغيرات الفيزيائية: وهي تغيرات في خواص المادة الفيزيائية ولا تغير من هوية المادة. مثل طحن المادة، صهر المادة، تجمد المادة، تبخير المادة، ...

التغيرات الكيميائية: وتسمى بالتفاعلات الكيميائية وهي تغيرات تحول المادة إلى مواد أخرى أي تغير هوية المادة مثل احتراق الكربون (الفحم)، صدأ الحديد، اتحاد الفضة بالكبريت، تفكك أكسيد الزئبق بالتسخين ويعبر عن التفاعل الكيميائي بمعادلة.



تترافق التغيرات الفيزيائية والكيميائية للمادة بتغيرات في طاقة المادة تظهر على أشكال مختلفة مثل الحرارة أو الضوء وقد يصاحب التغير بانطلاق طاقة أو امتصاصها.

تصنيف المادة: بصورة عامة تصنف المواد إلى نوعين هما المواد النقية، والمخاليط.

أ - المخاليط: إن معظم المواد المتداولة في حياتنا هي مخاليط مثل الهواء، العصائر، الطعام، ... والمخلوط يتكون من مادتين نقيتين أو أكثر وتحتفظ كل مادة فيه بهويتها وخواصها. ويمكن إعادة فصل مكونات المخلوط بطرق مختلفة (التبخير، الترشيح، الترويق، الاستشراب، ...)، أما خواص المخلوط فيحددها خواص مكوناته. ويتغير المخلوط وخواصه بتغير النسب المئوية لمكوناته. تصنف المخاليط إلى نوعين:

- A . مخاليط متجانسة: وهي مخاليط تحتوي نفس نسب المكونات في أي عينة مأخوذة منها.
B . مخاليط غير متجانسة (متغايرة): وهي مخاليط تختلف نسب مكوناتها من عينة إلى أخرى.

تغذية راجعة وتدريبات

ب — المواد النقية: هي مواد لها التركيب نفسه في أي جزء منها (متجانسة). تتميز المواد النقية بنفس الخواص الفيزيائية والكيميائية وبنفس التركيب الكمي في أي عينة منها، ويمكن استخدام هذه الخواص لتحديد هوية المادة. وقد تكون عنصر مثل الكربون (C)، الأكسجين (O₂)، أو تكون مركب مثل الماء (H₂O)، ملح الطعام (كلوريد الصوديوم NaCl).

تطبيقات: المادة وخواصها

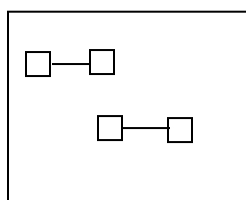
1. أي التغيرات التالية يعتبر تغيراً كيميائياً:

- أ. تبخير الماء ب. تفكك الماء ج. غليان الماء د. تجمد الماء

2. أي الخواص الآتية تعتمد على كمية المادة:

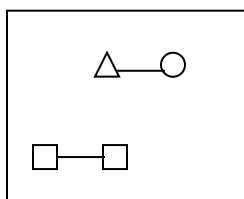
- أ. درجة غليان المادة ب. حجم المادة ج. كثافة المادة د. التوصيل الكهربائي للمادة

3. أي الأشكال التالية يمثل مخلوط:



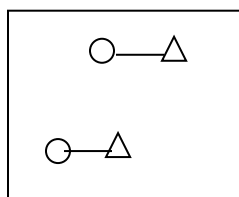
D

د . فقط C



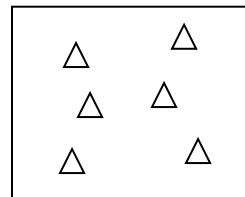
C

ج . فقط B



B

ب . A , D



A

أ . A , B , C , D

4. الحالة التي يكون فيها حجم المادة ثابتاً وشكلها متغير هي:

- أ. الصلبة ب. السائلة ج. الغازية د. البلازما

5. من أمثلة التغيرات الكيميائية تفكك أكسيد الزئبق إلى الزئبق والأكسجين. أي الآتي يمثل المادة المتفاعلة:

- أ. الزئبق ب. الأكسجين ج. أكسيد الزئبق د. الزئبق والأكسجين

6. أي المواد الآتية مثلاً لمادة نقية:

- أ. محلول السكر ب. ماء البحر ج. عصير البرتقال د. ثاني أكسيد الكربون

7. أي العمليات الآتية يمثل تغير فيزيائي:

- أ. انصهار الحديد ب. اسوداد الفضة ج. فساد الحليب د. حرق الخشب

تغذية راجعة وتدريبات

البنية الذرية:

الذرة: تتكون جميع المواد من ذرات، والذرة جسيم حجمه صغير جداً [يقدر نصف قطر الذرة بوحدة pm، $1\text{pm} = 10^{-12}\text{m}$] وتتكون جميع الذرات من جزأين:

أ. النواة: تم اكتشافها من خلال نتائج تجربة رذفورد عندما قذف صفيحة ذهب رقيقة بأشعة ألفا. وهي جزء صغير يتوسط الذرة تتجمع فيه معظم كتلة الذرة، وتحتوي من نوعين من الجسيمات دون الذرية هي البروتونات موجبة الشحنة والنيوترونات متعادلة الشحنة.

ب. السحابة الإلكترونية: وهي المنطقة المحيطة بالنواة، حجمها كبير جداً مقارنة بحجم النواة، تحتوي جسيمات دون ذرية سالبة الشحنة هي الإلكترونات والتي تم اكتشافها من خلال الأشعة المهبطية (الكاثودية) في تجارب التفريغ الكهربائي.

الشحنة الكهربائية للإلكترون تساوي الشحنة الكهربائية للبروتون إلا أنهما متعاكستين، أما كتلة الإلكترون فهي صغيرة جداً (مهملة) مقارنة بكتلة البروتون [كتلة الإلكترون = $\frac{1}{1836}$ كتلة البروتون]، أما النيوترون فكتلته مساوية تقريباً لكتلة البروتون [كتلة النيوترون = $1.675 \times 10^{-27}\text{kg}$]. وفي الذرة المتعادلة فإن عدد الإلكترونات السالبة الشحنة يساوي عدد البروتونات الموجبة الشحنة. يسمى عدد البروتونات في الذرة بالعدد الذري، بينما يسمى مجموع عدد البروتونات والنيوترونات في الذرة بالعدد الكتلي. [عدد النيوترونات في الذرة = العدد الكتلي - العدد الذري]. تختلف ذرات العناصر عن بعضها بالعدد الذري.

النظائر: ذرات لعنصر واحد تتشابه بالعدد الذري وتختلف بالعدد الكتلي (عدد النيوترونات). ومعظم العناصر تتوافر في الطبيعة على صورة مزيج من النظائر، لذا تقدر كتلتها الذرية بمعزل الكتل الذرية للنظائر المكونة لها.

تطبيقات: البنية الذرية

1. قارن بين خواص الجسيمات دون الذرية من خلال الجدول الآتي:

الإلكترون	النيوترون	البروتون	الجسيم الخاصية
			الموقع في الذرة
			الشحنة الكهربائية
			الكتلة

2. قارن بين نظائر العنصر الواحد من حيث أوجه التشابه وأوجه الاختلاف

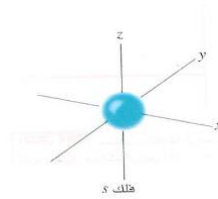
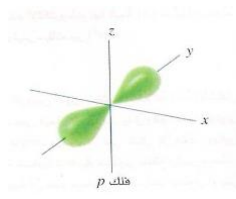
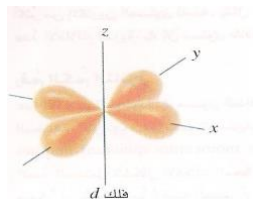
تغذية راجعة وتدريبات

ترتيب الإلكترونات في الذرة: اعداد الكم

تترتب الإلكترونات في الذرة في مستويات طاقة رئيسية حول النواة يميزها عدد الكم الرئيسي (n)، وتزداد طاقتها بالابتعاد عن النواة. كل مستوى طاقة رئيسي يحتوي مستويات طاقة ثانوية (تحت المستويات، المستويات الفرعية، الأفلاك) يحدد عددها

وشكلها عدد الكم الثانوي (l)،

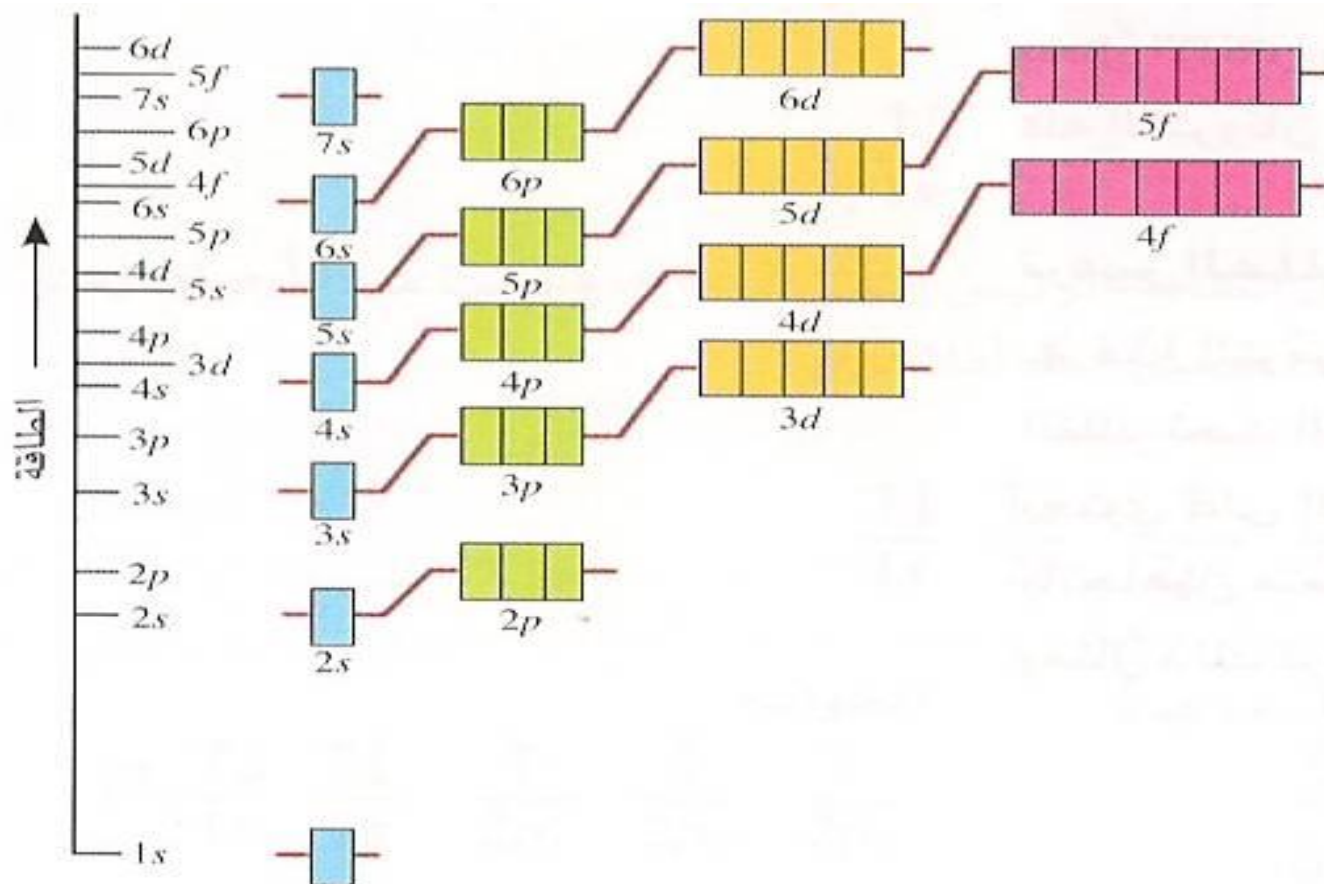
ويميز لهل أربع أنواع s, p, d, f .



كل مستوى ثانوي (فلك) يأخذ عدد من الاتجاهات في المجال المغناطيسي يحددها عدد الكم المغناطيسي (m)، وكل اتجاه يتسع لإلكترونين يدوران حول محوريهما باتجاهين متعاكسين يحدد جهة دوران الإلكترون عدد كم مغزلي (m_s).

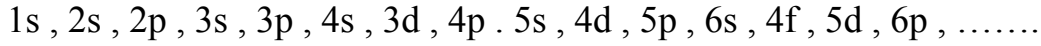
يتبع توزيع الإلكترونات في الذرة إلى ثلاثة قواعد هي:

1. مبدأ أوفباو: يشغل الإلكترون الفلك ذو الطاقة الأدنى الذي يستطيع احتواءه.
 2. مبدأ باولي للاستبعاد: لا يوجد إلكترونين في الذرة نفسها لهما أرقام الكم الأربعة نفسها.
 3. قاعدة هوند: لا يحدث تزواج بين إلكترونين في تحت مستوى معين إلا بعد أن تشغل جميع أفلاكه فرادى أولاً.
- والشكل الآتي يوضح ترتيب طاقة المستويات الثانوية (الأفلاك):

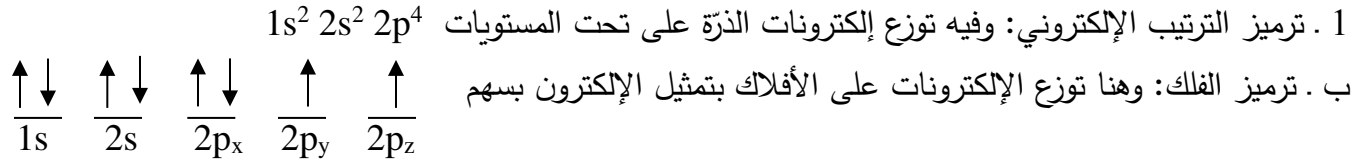


تغذية راجعة وتدريبات

من الشكل نلاحظ أن ترتيب تحت المستويات (الأفلاك) حسب طاقتها المتزايدة:



يتسع كل مستوى طاقة رئيسي لعدد أقصى من الإلكترونات بحسب بالعلاقة $(2n^2)$ حيث n رقم المستوى.
تسمى الإلكترونات التي تقع في المستوى الرئيسي الخارجي (الأعلى في التوزيع الإلكتروني) بالإلكترونات التكافؤ للذرة.
وهناك عدّة طرق للترميز الإلكتروني للذرة وسنأخذ مثال ذرة الأكسجين ($8O$):



ج. ترميز الغاز النبيل: وهنا يستخدم رمز الغاز النبيل الذي يسبق العنصر $[He]2s^2 2p^4$

تطبيقات: اعداد الكم

اختر الإجابة الصحيحة من البدائل فيما يأتي:

1. أي أعداد الكم الذي الآتية يحدد طاقة وشكل المستويات الثانوية:

أ. n ب. l ج. m د. m_s

2. عدد المستويات الفرعية في المستوى الرئيسي الرابع ($n = 4$) يساوي:

أ. 1 ب. 2 ج. 3 د. 4

3. الحد الأقصى من الإلكترونات التي يتسع إليها المستوى الرئيسي الثالث يساوي:

أ. 3 ب. 8 ج. 18 د. 32

4. العنصر الذي ينتهي توزيعه الإلكتروني بـ $2P^5$ يكون عدده الذري يساوي :

أ. 5 ب. 7 ج. 9 د. 11

5. عدد الإلكترونات المفردة في ذرة الكلور ^{17}Cl يساوي :

أ. 1 ب. 2 ج. 3 د. 4

6. أي تحت المستويات الآتية يملأ أولاً بالإلكترونات:

أ. $4f$ ب. $3d$ ج. $4s$ د. $4p$

7. الحد الأقصى من الإلكترونات التي يتسع إليها الفلك d يساوي:

تغذية راجعة وتدريبات

أ . اثنان ب . ستة ج . عشرة د . اربعة عشر

8 . أي مستوى طاقة رئيسي يحتوي أربع مستويات طاقة فرعية:

أ . المستوى الأول ب . المستوى الثاني ج . المستوى الثالث د . المستوى الرابع

9 . ذرة توزيعها الإلكتروني $1s^22s^22p^63s^23p^4$ أي الآتي يمثل عدد إلكترونات التكافؤ لهذه الذرة:

أ . 16 ب . 14 ج . 6 د . 4

10 . أكتب ترميز الترتيب الإلكتروني، لذرات الفوسفور $15p$ والحديد $26Fe$.

11 . أكتب ترميز الفلك لذرتي $7N$ و $11Na$ ، وحدد عدد الإلكترونات المفردة (غير المتزاوجة) في كلٍ منها.

12 . أكمل بيانات الجدول الآتي:

عدد الإلكترونات اللازمة لتشعبه	العدد الكلي للأفلاك الذرية	رموز تحت المستويات فيه	رقم المستوى الرئيسي
			الثاني
			الرابع

أكمل الفراغات في العبارات التالية بما يناسبها:

13 . طاقة المستوى الرئيسي كلما اقترب من النواة.

14 . عدد الكم الذي يحدد جهة دوران الإلكترون حول محوره يسمى عدد الكم

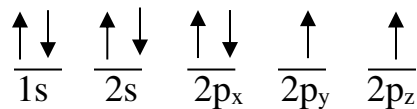
15 . عدد الإلكترونات اللازمة لإشباع المستوى الرئيسي الرابع يساوي إلكترون.

16 . عدد الأفلاك الذرية في تحت المستوى P يساوي أفلاك.

18 . العنصر الذي ينتهي توزيعه الإلكتروني بـ $3P^6$ يكون عدده الذري

19 . عدد إلكترونات التكافؤ في ذرة عنصر عدده الذري 20 يساوي

تغذية راجعة وتدريبات



20 . ذرة لها التوزيع الإلكتروني الموضح جانباً

حدد أوجه الشبه والاختلاف في أعداد الكم الأربعة للإلكترونين المحاط كلٍ منهما بدائرة.

الجدول الدوري

تاريخ الجدول الدوري: استطاع العالم الروسي ديمتري مندلييف من تنظيم وترتيب العناصر الكيميائية المعروفة تصاعدياً حسب كتلتها الذرية وخواصها حيث ظهرت توافقات دورية في خواصها الكيميائية، واحتوى الجدول الدوري لمندلييف على بعض الفراغات التي فسرها بوجود عناصر لم تكتشف بعد وقد توقع خواص هذه العناصر، كم ظهرت فيه بعض التناقضات.

فيما بعد اكتشف العالم الإنجليزي هنري موزلي نتيجة دراساته نمطاً جديداً لترتيب العناصر، حيث رتبها تصاعدياً حسب أعدادها الذرية فحصل على جدول أكثر انسجاماً وتوافقاً من جدول مندلييف، مما قاده لوضع القانون الدوري: الخواص الكيميائية والفيزيائية للعناصر ترتبط دورياً بأعدادها الذرية.

بعد ذلك تم اكتشاف عناصر جديدة، كما تم اصطناع عناصر أخرى (الغازات النبيلة، اللانثانيدات، الأكتينيدات، ...)، حيث أضيفت حسب أعدادها الذرية لجدول موزلي لنحصل على الجدول الدوري الحديث.

الترتيب الإلكتروني والجدول الدوري الحديث: تتكرر الدورية في الجدول حسب الأعداد الذرية للعناصر المتعاقبة في نفس المجموعة بالأعداد 8 , 8 , 18 , 18 , 32 ، كما أن الترتيب الإلكتروني لمستوى الطاقة الأعلى المشغول بالإلكترونات لأي عنصر يحدد الخواص الكيميائية المميزة لهذا العنصر .

دورات ومجموعات الجدول الدوري الحديث: تترتب العناصر في الجدول في أعمدة رأسية تسمى مجموعات وعددها 18 مجموعة، والعناصر التي تقع في عمود واحد (نفس المجموعة) تشترك فيما بينها بالخواص الكيميائية، كما تترتب في صفوف أفقية تسمى دورات وعددها 7 دورات، يحدد طول الدورة وعدد العناصر فيها تحت المستويات التي يتم ملؤها في الدورة والجدول التالي يوضح ذلك:

عدد العناصر	تحت المستويات التي يتم ملؤها	رقم الدورة
2	1s	1
8	2s , 2p	2
8	3s , 3p	3
18	4s , 3d , 4p	4
18	5s , 4d , 5p	5
32	6s , 4f , 5d , 6p	6
لم تكتمل بعد	7s , 5f , 6d ,	7

تغذية راجعة وتدريبات

يتم التعرف على الدورة التي يقع بها عنصر ما من خلال رقم المستوى الرئيسي الأخير والمشغول بالإلكترونات في الترتيب الإلكتروني لهذا العنصر كما في الأمثلة الآتية:

أمثلة: عنصر x ترتيبه الإلكتروني: $1s^2, 2s^2, 2p^5$ يقع في الدورة الثانية.

عنصر z ترتيبه الإلكتروني: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1$ يقع في الدورة الرابعة.

عنصر y ترتيبه الإلكتروني: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^3$ يقع في الدورة الثالثة.

الجدول الدوري للعناصر

1	2											13	14	15	16	17	18	
1	2											13	14	15	16	17	18	
1	2											13	14	15	16	17	18	
1	2											13	14	15	16	17	18	
2	3	4											5	6	7	8	9	10
2	3	4											5	6	7	8	9	10
3	11	12	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
3	11	12	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
6	55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
6	55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
7	87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118
7	87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118

اللانثانيدات

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
140.1	140.9	144.2	(145)	150.4	152.0	157.3	158.9	162.5	164.9	167.3	168.9	173.0	175.0
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
232.0	231.0	238.0	237.0	(244)	(243)	(247)	(247)	(251)	(252)	(257)	(258)	(259)	(260)

الأكينيدات

مجمعات الجدول الدوري الحديث: اعتماداً على الترتيب الإلكتروني للعناصر يقسم الجدول إلى أربع مجموعات هي: مجمع s، مجمع p، مجمع d، مجمع f. ويحدد المجمع الذي يقع به عنصر ما من خلال آخر تحت مستوى مشغول بالإلكترونات في الترتيب الإلكتروني لهذا العنصر. كما في الأمثلة الآتية:

أمثلة: عنصر x ترتيبه الإلكتروني: $1s^2, 2s^2, 2p^3$ يقع في المجمع p.

عنصر z ترتيبه الإلكتروني: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1$ يقع في المجمع s.

عنصر y ترتيبه الإلكتروني: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^7$ يقع في المجمع d.

تغذية راجعة وتدريبات

1. مجمّع s: يضم المجموعتين 1 و 2 .

المجموعة الأولى: تحتوي عناصرها على إلكترون واحد (يساوي رقم المجموعة) في تحت مستوى s من المستوى الرئيسي الخارجي $1s^1 n$، وتسمى عناصرها بالفلزات القلوية، وهي فلزات لينة كثافتها منخفضة ودرجات انصهارها منخفضة أيضاً، نشطة جداً كيميائياً تتحد بشدة مع الأكسجين والماء واللافلزات لذا لا توجد منفردة في الطبيعة، وتحفظ مغمورة بالكروسيين، وأكاسيدها قلوية تتفاعل مع الأحماض.

المجموعة الثانية: تحتوي عناصرها على إلكترونين (يساوي رقم المجموعة) في تحت مستوى s من المستوى الرئيسي الخارجي $2s^1 n$، وتسمى عناصرها بالفلزات القلوية الأرضية، وهي فلزات أكثر صلابة وكثافة ودرجات انصهار من الفلزات القلوية، نشطة كيميائياً لكنها أقل نشاطية من الفلزات القلوية، لا توجد منفردة في الطبيعة بسبب نشاطيتها الكيميائية وأكاسيدها قلوية تتفاعل مع الأحماض.

ملاحظة هامة: بالرغم من أن الهيدروجين (H) له ترتيب إلكتروني $1s^1$ يشابه الفلزات القلوية ووضع معها إلا أنه لا يشترك معها في الخواص فله خواص فريدة مختلفة عنها. وكذلك الهليوم (He) له ترتيب إلكتروني $1s^2$ يشابه الفلزات القلوية الأرضية لكنه لا يشترك معها أيضاً في الخواص فهو غاز نبيل مستقر وخامل كيميائياً ويوجد منفرد في الطبيعة.

2. مجمّع d: ويضم المجموعات من 3 إلى 12، يتم فيه ملء فلك d بالإلكترونات بدءاً من المجموعة الثالثة $[\dots (n-1) d^1 n s^2]$ وحتى المجموعة 12 $[\dots (n-1) d^{10} n s^2]$. تسمى عناصر المجمع d بالعناصر الانتقالية وهي فلزات نموذجية أقل نشاطاً كيميائياً من الفلزات القلوية، والقلوية الأرضية، وبعضها يوجد منفرداً في الطبيعة لضعف نشاطه الكيميائي، لكنها أكثر صلابة وكثافة وأعلى درجات انصهار من فلزات المجموعتين 1, 2، وأكاسيدها قلوية تتفاعل مع الأحماض. إن عدد الإلكترونات الخارجية لعناصر المجمع d يساوي رقم المجموعة.

3. مجمّع p: يضم المجموعات من 13 إلى 18. يتم فيه ملء فلك p بدءاً من المجموعة 13 $[\dots n s^2 n p^1]$ وحتى المجموعة 18 $[\dots n s^2 n p^6]$ عدد الإلكترونات الخارجية لعناصر المجمع p يساوي (رقم المجموعة - 10). يحتوي مجمّع p على عناصر فلزية (على يسار المجمع) أكاسيدها قلوية تتفاعل مع الأحماض، وعناصر لافلزية (على يمين المجمع) أكاسيدها حمضية تتفاعل مع القواعد. وعناصر شبه فلزية (وسط المجمع) أكاسيدها مترددة تتفاعل مع الأحماض والقواعد. تسمى عناصر المجموعة 17 بالهالوجينات وتضم (فلور، كلور، بروم، يود، استاتين) وهي عناصر نشطة كيميائياً، وتسمى عناصر المجموعة 18 بالغازات النبيلة وتضم (هليوم، نيون، أرجون، كربتون، كزينون، رادون) وهي عناصر مستقرة وخاملة كيميائياً.

ملاحظة: تسمى عناصر المجمعين s, p بالعناصر الرئيسية.

4. مجمّع f: تسمى بالعناصر الانتقالية الداخلية ويضم مجموعتين هما:

تغذية راجعة وتدريبات

اللانتانيدات: وتضم 14 عنصر وتقع في الدورة السادسة ويتم فيها ملء تحت مستوى 4 f بالإلكترونات وهي فلزات تشبه الفلزات القلوية والقلوية الأرضية إلا أنها أقل نشاطية كيميائية.

ب . الأكتينيدات: وتضم 14 عنصر وتقع في الدورة السابعة ويتم فيها ملء تحت مستوى 5 f بالإلكترونات ومعظم عناصرها مشعة حضرت صناعياً وغير متوفرة في الطبيعة.

تطبيقات: الجدول الدوري

اختر الإجابة الصحيحة من البدائل فيما يأتي:

1 . أهم ما يميز الغازات النبيلة كونها:

أ . فلزات ب . عناصر انتقالية ج . غير نشطة كيميائياً د . توجد في دورة واحدة

2 . عنصر يقع في مجّع p والمجموعة 17 والدورة الثالثة يكون الترتيب الإلكتروني للمستوى الخارجي فيه:

أ . $2s^2 2p^5$ ب . $3s^2 3p^5$ ج . $4s^2 3d^5$ د . $3s^2 3p^4$

3 . الفلزات القلوية الأرضية هي عناصر المجموعة:

أ . الأولى ب . الثانية ج . السابعة عشر د . الثامنة عشر

4 . في عناصر مجموعة الأكتينيدات يتم ملء الإلكترونات في تحت المستوى:

أ . 4d ب . 4f ج . 5f د . 7s

5 . عدد الإلكترونات في المستوى الخارجي لعناصر المجّع p يساوي:

أ . رقم المجموعة للعنصر ب . رقم الدورة للعنصر

ج . رقم مجموعة العنصر — 10 د . رقم مجموعة العنصر + 10

6 . تحت المستويات التي يتم ملؤها في الدورة الثالثة:

أ . 2s , 2p ب . 3s , 3p , 3d ج . 3s , 3p , 4s د . 3s , 3p

7 . العناصر الرئيسية في الجدول الدوري هي عناصر:

أ . المجمعين f , d ب . المجمعين p , s

ج . المجمعين f , d , p د . مجمع s

8 . أنشط العناصر الفلزية تقع في المجموعة:

أ . الأولى ب . الثانية ج . اللانتانيدات د . السابعة عشر

9 . أي العناصر الآتية تشترك بالخواص الكيميائية:

أ . عناصر المجمع الواحد ب . عناصر الدورة الواحدة

تغذية راجعة وتدريبات

د . العناصر الانتقالية

ج . عناصر المجموعة الواحدة

10 . أي العناصر الآتية توجد على صورة ذرات منفردة في الطبيعة

أ . الهالوجينات ب . الفلزات القلوية ج . الفلزات القلوية الأرضية د . الغازات النبيلة

11 . أي الخصائص الآتية تشترك فيها عناصر المجموعة الواحدة في الجدول الدوري الحديث:

أ . العدد الذري ب . عدد مستويات الطاقة الرئيسية المشغولة بالإلكترونات

ج . عدد البروتونات في النواة ج . عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الرئيسي الخارجي

فيما يأتي نموذج للجدول الدوري الحديث استخدمت فيه الأحرف للدلالة على رموز بعض العناصر، أدرس الجدول ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

1																	18	
	2												13	14	15	16	17	
	ل												ع				ف	
		3	4	5	6	7	8	9	10	11	12			س		ز		ج
									د									ق
		ح																ط
	ب						ث											

	أ																	
							هـ											

1 . أكتب ترميز الترتيب الإلكتروني للعنصر الذي يمثله الحرف ف

2 . ما هو العدد الذري للعنصر الذي يمثله الحرف ك؟

3 . رقم الدورة ورقم المجموعة للعنصر الذي يمثله الحرف ث

4 . الحروف التي تمثل غازات نبيلة

5 . الحروف التي تمثل هالوجينات

6 . الحروف التي تمثل عناصر انتقالية

7 . الحروف التي تمثل عناصر انتقالية داخلية

8 . الحروف التي تمثل عناصر تحت المستوي s

تغذية راجعة وتدريبات

- 9 . الحرف الذي يمثل عنصراً ينتمي إلى الفلزات القلوية الأرضية
- 10 . اسم المجموعة التي ينتمي إليها العنصر هـ
- 11 . الحرف الذي يمثل عنصر ينتهي توزيعه الإلكتروني بـ $2P^1$
- 12 . الترتيب الإلكتروني للمستوى الخارجي للعنصر الذي يمثله الحرف س

أكمل بيانات الجدول:

العدد الذري للعنصر	المجمّع الذي يقع به العنصر	رقم دورة العنصر	رقم مجموعة العنصر	الترتيب الإلكتروني للمستوى الخارجي للعنصر
				$3 s^2$
				$2 s^2 2 p^5$
				$4 s^2 3 d^3$
				$4 s^2 3 d^{10} 4 p^2$
				$5 s^2 4 d^8$
				$6 s^1$

الخواص الدورية للعناصر في الجدول الدوري الحديث

- 1 – أنصاف الأقطار الذرية والأيونية: يعرف نصف القطر الذري بأنه نصف المسافة بين نواتي ذرتين متشابهتين ومتراپطتين كيميائياً. يتناقص نصف القطر الذري تدريجياً عبر الدورة مع زيادة العدد الذري (من يسار الجدول إلى يمينه) بسبب زيادة شحنة النواة مع زيادة العدد الذري دون تغير مستوي الطاقة الرئيسي الخارجي، مما يزيد من قوة جذبها لسحابة الإلكترونات في المستوي الخارجي فيقل نصف القطر الذري. بينما يزداد نصف القطر الذري عبر المجموعة الواحدة في الجدول الدوري مع زيادة العدد الذري (من أعلى المجموعة إلى أسفلها) والسبب يعود إلى تزايد عدد مستويات الطاقة الرئيسية حيث يقل جذب النواة لسحابة الإلكترونات الخارجية لابتعادها عن النواة فيزداد نصف القطر الذري.
- الأيون الموجب يسمى كاتيون وله نصف قطر ذري أقل من الذرة المتعادلة (زيادة جذب النواة لسحابة الإلكترونات الخارجية ذات عدد الإلكترونات الأقل). والأيون السالب يسمى أنيون وله نصف قطر ذري أكبر من الذرة المتعادلة (زيادة عدد الإلكترونات في السحابة الإلكترونية الخارجية مما يزيد التنافر بينها وتتباعده).
- 2 . طاقة التأين: يقصد بالتأين نزع إلكترون من ذرة إذا توفر ما يكفي من الطاقة والتي تسمى بطاقة التأين.

تغذية راجعة وتدريبات

طاقة التأين الأولى: الطاقة اللازمة لنزع إلكترون واحد من ذرة متعادلة وهي في حالتها الغازية. ويمكن تمثيلها بالمعادلة:

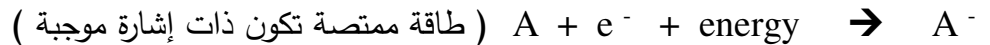
$A + \text{energy} \rightarrow A^+ + e^-$ (ذرة في الحالة الغازية). تزداد طاقة التأين الأولى عبر الدورة من اليسار إلى اليمين فالفلزات القلوية لها أقل طاقة تأين أي تفقد إلكترونها الوحيد الخارجي بسهولة وتصل لبنية إلكترونية مستقرة، لذا فهي نشطة جداً كيميائياً، بينما نجد أن للغازات النبيلة أكبر طاقة تأين وهذا ما يجعلها خاملة كيميائياً، ويفسر ازدياد طاقات التأين عبر الدورة من اليسار إلى اليمين بسبب تناقص نصف القطر الذري وزيادة جذب النواة للإلكترونات مستوى الطاقة الخارجي مما يستلزم طاقة أكبر لنزع إلكترون من هذا المستوى. بينما تقل طاقة التأين الأولى عبر المجموعة الواحدة نزولاً من أعلى إلى أسفل المجموعة، ويعل ذلك بسبب زيادة نصف القطر الذري مما يضعف قوة جذب النواة الموجبة للإلكترونات المستوى الخارجي فيسهل نزع إلكترون منها بطاقة تأين قليلة.

طاقة التأين الثانية: الطاقة اللازمة لنزع إلكترون من أيون موجب والمعادلة الآتية تمثل ذلك:



إن طاقة التأين الثانية دوماً أكبر من طاقة التأين الأولى، ويفسر ذلك بأن طاقة التأين الأولى يتم بها نزع إلكترون من ذرة متعادلة، بينما طاقة التأين الثانية يتم بها نزع إلكترون من أيون موجب يكون فيه جذب الإلكترونات إلى النواة أكبر. ملاحظة هامة: للغازات النبيلة بنية إلكترونية مستقرة لذا فطاقة تأينها كبيرة جداً، وكذلك فإن أيون له ترتيب إلكتروني مشابه لغاز نبيل تكون طاقة تأينه عالية جداً.

3. الميل الإلكتروني: تغير الطاقة الذي يحصل عند اكتساب ذرة متعادلة لإلكترون.



يزداد الميل الإلكتروني بالقيمة السالبة عبر الدورة مع زيادة العدد الذري بسبب زيادة سهولة اكتساب الإلكترونات فالهالوجينات (أقصى يمين الجدول) لها أكبر قيمة عددية سالبة للميل الإلكتروني. بينما يقل الميل الإلكتروني عبر المجموعة مع زيادة العدد الذري (من أعلى إلى أسفل) حيث يكون تأثير زيادة الحجم الذري أكبر من تأثير زيادة شحنة النواة وتناقص القدرة على جذب الإلكترونات.

4. الكهروسالبية (السالبية الكهربائية): قدرة الذرة على جذب الإلكترونات من ذرة أخرى مترابطة معها في مركب كيميائي.

تزداد السالبية الكهربائية عبر الدورة من اليسار إلى اليمين، وتتنخفض السالبية الكهربائية في المجموعة من الأعلى إلى الأسفل. أعلى العناصر في السالبية الكهربائية هو عنصر الفلور وقد أعطي قيمة للسالبية = 4 ثم حددت قيم السالبية للعناصر الأخرى قياساً له.

5. إلكترونات التكافؤ: هي الإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الأعلى (المستوى الرئيسي الخارجي) للذرة. وهي المسؤولة عن عمليات الارتباط بين الذرات.

تغذية راجعة وتدريبات

تطبيقات: الخواص الدورية للعناصر في الجدول الدوري الحديث

1. أي عناصر الدورة الثانية الآتية له أصغر نصف قطر ذري:

أ . ${}^3\text{Li}$ ب . ${}^7\text{N}$ ج . ${}^8\text{O}$ د . ${}^9\text{F}$

2. أي عناصر الدورة الثالثة الآتية له أعلى سالبية كهربائية:

أ . ${}^{14}\text{Si}$ ب . ${}^{15}\text{P}$ ج . ${}^{16}\text{S}$ د . ${}^{17}\text{Cl}$

3. أي عناصر الدورة الثالثة الآتية له أعلى طاقة تأين:

أ . ${}^{11}\text{Na}$ ب . ${}^{15}\text{P}$ ج . ${}^{17}\text{Cl}$ د . ${}^{18}\text{Ar}$

4. أي عناصر المجموعة الأولى الآتية له أعلى طاقة تأين:

أ . ${}^{11}\text{Na}$ ب . ${}^{19}\text{K}$ ج . ${}^{37}\text{Rb}$ د . ${}^{55}\text{Cs}$

5. أي عناصر المجموعة الثانية الآتية له أكبر نصف قطر ذري:

أ . ${}^{12}\text{Mg}$ ب . ${}^{20}\text{Ca}$ ج . ${}^{38}\text{Sr}$ د . ${}^{56}\text{Ba}$

6. أي ذرات الهالوجينات الآتية لها أكبر ميل إلكتروني بالسالب:

أ . ${}^9\text{F}$ ب . ${}^{17}\text{Cl}$ ج . ${}^{35}\text{Br}$ د . ${}^{53}\text{I}$

7. أي عناصر المجموعة الثانية الآتية له أقل سالبية كهربائية:

أ . ${}^{12}\text{Mg}$ ب . ${}^{20}\text{Ca}$ ج . ${}^{38}\text{Sr}$ د . ${}^{56}\text{Ba}$

8. يتساوى عدد إلكترونات التكافؤ لذرات العناصر:

أ . في المجموعة الواحدة ب . في الدورة الواحدة ج . في المجمع الواحد د . في اللانثانيدات

9. خمسة عناصر الترتيب الإلكتروني الخارجي للمستوى الخارجي لها:

أ . حدد عنصرين يوجدان في دورة واحدة. $\text{X} \dots 3s^2 3p^5$ ، $\text{Y} \dots 2s^1$ ، $\text{Z} \dots 4d^{10} 5s^2 5p^5$ ، $\text{Q} \dots 3s^2 3p^1$ ، $\text{A} \dots 3d^{10} 4s^2 4p^3$

ب . حدد عنصرين يوجدان في مجموعة واحدة.

ج . أي عنصر تتوقع أن يكون له أعلى طاقة تأين أولى؟

تغذية راجعة وتدريبات

د . أي عنصر تتوقع أن يكون له أعلى طاقة تأيين ثانية؟

هـ . أي عنصر تتوقع أن يكون له أكبر نصف قطر ذري؟

10 - لديك العناصر أ ، ب ، ج ، د طاقات تأيينها الأولى (KJ / mol) على الترتيب 738 ، 1681 ، 520 ،

1402 ، ، توقع الترتيب الإلكتروني الخارجي من الترتيبات الآتية لكل عنصر:



العنصر المرجح: ، ، ،

11 . ما العلاقة بين رقم المجموعة وعدد إلكترونات التكافؤ في كل من عناصر المجمع s ، وعناصر المجمع p

الترابط الكيميائي

من النادر جداً وجود ذرات منفردة في الطبيعة، فمعظم المواد تتكوّن من ذرات متماسكة بروابط كيميائية. فالذرة المنفردة تكون غير مستقرة (عدا الغازات النبيلة) لذا تلجأ إلى الارتباط مع ذرات أخرى بروابط كيميائية لتصل إلى بنية إلكترونية مستقرة (أن يحتوي المستوى الخارجي للإلكترونات في الذرة على ثمانية إلكترونات أو أن يكون ممتلئ).

والرابطة الكيميائية هي القوة التي تربط ذرتين معاً. ويميز لها نوعين:

الرابطة التساهمية (التشاركية): هي رابطة تنتج من تشارك ذرتين في أزواج من الإلكترونات تكون ملكاً للذرتين المترابطتين. تتكون غالباً بين ذرات اللافلزات.

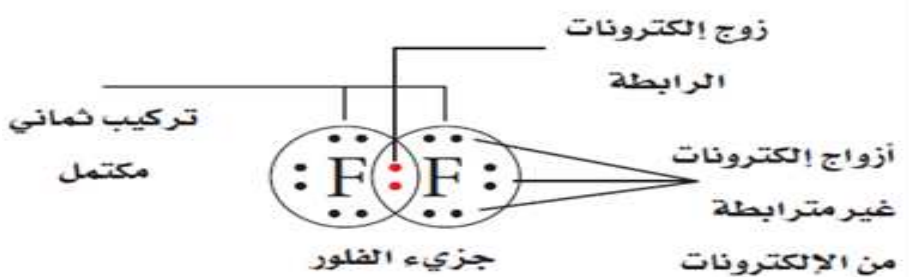
الرابطة التساهمية والمركبات الجزيئية: إن معظم المركبات الكيميائية المعروفة تتكوّن من جزيئات، **والجزيء:** مجموعة متعادلة يتكوّن من ذرات ترتبط فيما بينها بروابط تساهمية، والجزيء وحدة منفردة ومستقلة فجزئيات العناصر تتكوّن من ذرتين متشابهتين، بينما جزيئات المركبات تتكوّن من ذرات مختلفة، يعبر عن أي مركب جزيئي بصيغة كيميائية تسمى الصيغة الجزيئية، وهي الرموز تدل على العناصر والعدد النسبي لذرات كل عنصر المكونة لجزيء المركب.

طول الرابطة: المسافة الفاصلة بين نواتي الذرتين المترابطتين.

طاقة الرابطة: هي الطاقة اللازمة لكسر الرابطة الكيميائية وتكوين ذرات منفصلة.

الروابط التساهمية الأحادية: ومثالها:

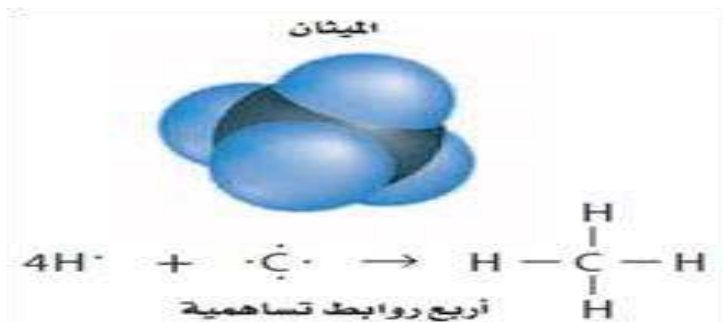
جزيء الفلور F_2



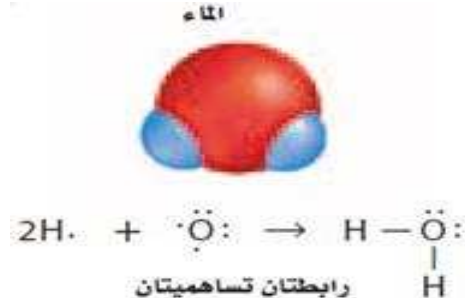
تغذية راجعة وتدريبات



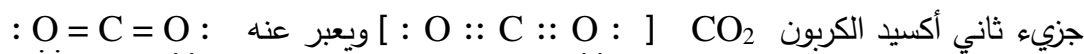
جزيء الميثان CH₄



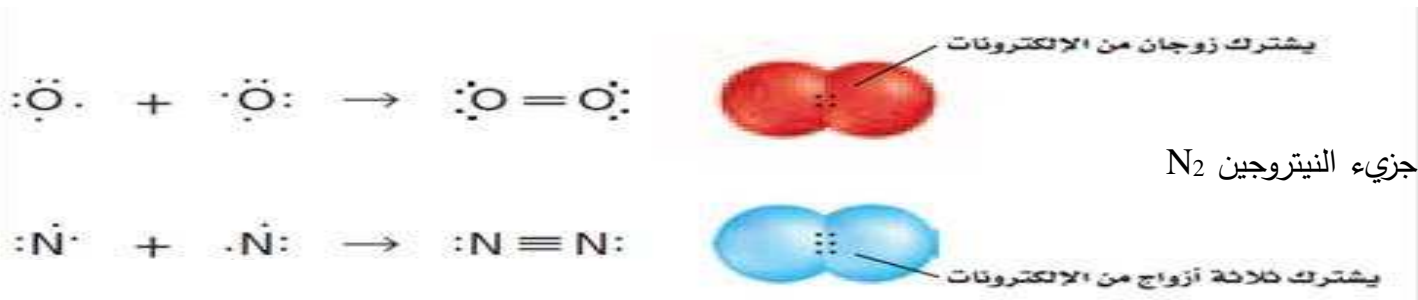
جزيء الماء H₂O



الروابط التساهمية المتعددة: ومثالها:

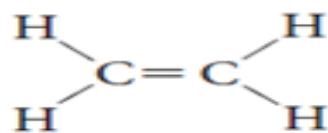


جزيء الأكسجين O₂



جزيء الايثين C₂H₄

ملاحظات هامة:



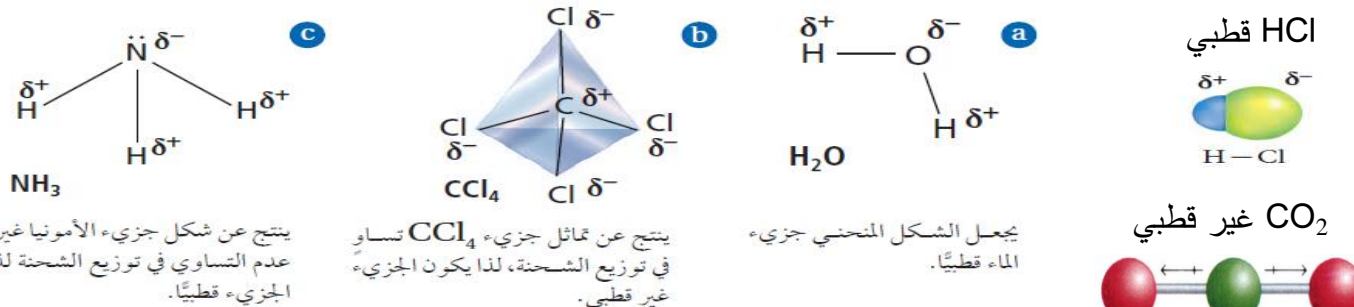
أ . بازدياد عدد أزواج الإلكترونات المشتركة للرابطة التساهمية بين الذرتين يقل طول الرابطة وتزداد طاقتها.

ب - الروابط التساهمية الأحادية جميعها من نوع سيغما (σ)، أما الرابطة التساهمية الثنائية فتتكوّن من رابطة سيغما ورابطة باي (π)، أما الرابطة التساهمية الثلاثية فتتكوّن من رابطة سيغما ورابطتين باي. (الرابطة سيغما أقوى من الرابطة باي)

الروابط التساهمية والقطبية: عند تكوّن الرابطة التساهمية بين ذرتين مختلفتين بينهما فرق كبير نسبياً في السالبية الكهربائية فإن إلكترونات الرابطة تتجذب بقوة أكبر نحو الذرة الأعلى سالبية كهربائية، مما يجعل الكثافة الإلكترونية عند الذرتين غير متساوية، فينتج عن ذلك شحنة كهربائية جزئية سالبة عند الذرة الأعلى سالبية كهربائية وبالمقابل ينتج شحنة جزئية موجبة عند

تغذية راجعة وتدريبات

الذرة الأقل سالبية كهربائية. حيث تسمى هذه الرابطة بالتساهمية القطبية. وهناك جزيئات غير قطبية على الرغم من احتوائها على روابط تساهمية قطبية. والسبب يعود إلى الشكل الهندسي للجزيء. فإذا كانت محصلة الثنائيات القطبية في الجزيء لا تساوي الصفر كان الجزيء قطبي، وإذا كانت محصلتها تساوي صفر كان الجزيء غير قطبي.



القوى بين الجزيئات: تتوقف معظم الخواص الفيزيائية والكيميائية للمركب الجزيئي التساهمي على نوع القوى التي تربط جزيئاته مع بعضها، وتسمى هذه القوى بقوى فاندرفال. ويميز لها ثلاثة أنواع:

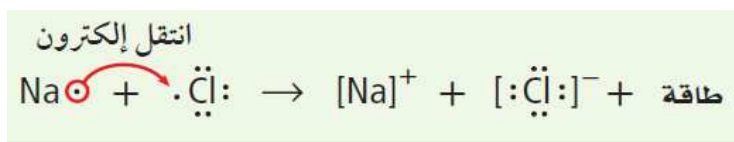
أ. قوى التشتت (قوى تشتت لندن): وهي قوى ضعيفة تربط الجزيئات التساهمية غير القطبية مع بعضها. وتعتبر هذه القوى من أضعف القوى بين الجزيئات. (مثل قوى الترابط بين جزيئات غاز الميثان أو غاز ثاني أكسيد الكربون أو البنزين أو البرافين ..)

ب. قوى ثنائية القطب: وهي قوى تربط الجزيئات التساهمية القطبية مع بعضها، وتعتبر أقوى من السابقة. (مثل قوى الترابط بين جزيئات فلوريد البروم BrF).

ج. الرابطة الهيدروجينية: وهي رابطة تربط الجزيئات التساهمية القطبية التي تحتوي في تركيبها على ذرة هيدروجين مرتبطة بذرة عنصر عالي السالبية الكهربائية مثل الفلور أو الأكسجين أو النيتروجين. وتعتبر هذه الرابطة من أقوى الروابط بين الجزيئات.

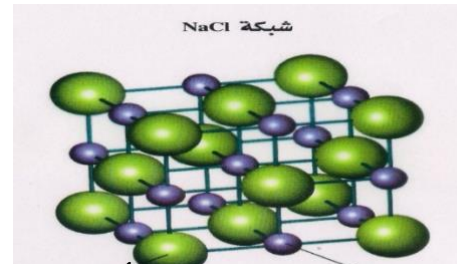
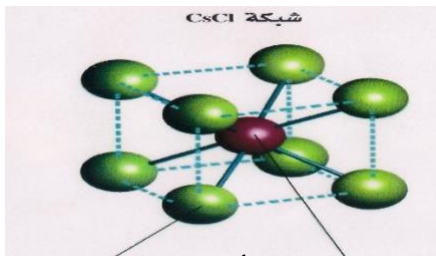
الخصائص الفيزيائية للمركبات التساهمية (الجزيئية): تتوقف معظم الخواص الفيزيائية والكيميائية للمركب الجزيئي التساهمي على نوع القوى بين جزيئاته. وبما أن هذه القوى تعتبر ضعيفة إذا ما قورنت بالقوى بين الأيونات في الشبكة البلورية للمركب الأيوني، لذا نجد أن غالبية المركبات الجزيئية التساهمية تكون في الدرجة العادية في الحالة الغازية، والمركبات الجزيئية التساهمية الصلبة تترتب جزيئاتها في شبكات بلورية يحددها شكل الجزيء قوى التجاذب بين الجزيئات ضعيف مما يجعلها لينة (مثل الشمع) وبدرجات انصهارها وجليان منخفضة.

الرابطة الأيونية والمركبات الأيونية: رابطة كيميائية ناتجة عن تجاذب كهربائي بين أعداد كبيرة من الكاتيونات والأيونات. تتكون الرابطة الأيونية غالباً بين ذرات الفلزات وذرات اللافلزات، حيث تميل ذرات الفلزات إلى فقد إلكترونات وتكوين كاتيونات (أيونات موجبة)، بينما تميل ذرات اللافلزات لاكتساب إلكترونات وتكوين أنيونات (أيونات سالبة). مثل تفاعل فلز الصوديوم مع غاز الكلور لتكوين مركب أيوني كلوريد الصوديوم.

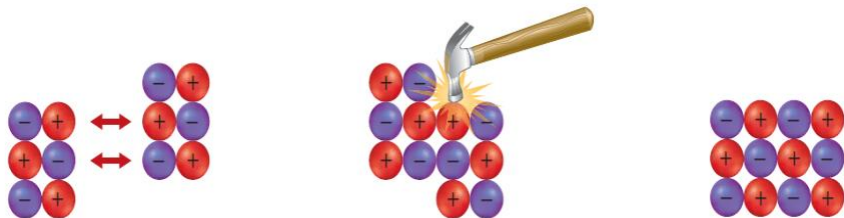


تغذية راجعة وتدريبات

وتترتب الأيونات في المركبات الأيونية في شبكة ثلاثية الأبعاد وبشكل هندسي منتظم ومتكرر يسمى الشبكة البلورية بحيث تكون قوى التجاذب بين الأيونات متعكسة الشحنة وقوى التنافر بين الأيونات متماثلة الشحنة متوازنة.



الخصائص الفيزيائية للمركبات الأيونية: المركبات الأيونية تتكوّن من تجمع كبير من الأيونات الموجبة والسالبة ترتبط مع بعضها بقوى تجاذب كبيرة نسبياً مما يجعلها تنتظم في شبكات في مواقع ثابتة. لذا نجد بأن درجات الانصهار والغليان لها مرتفعة نسبياً، حيث تحتاج لطاقة كبيرة لتفكيك البلورة وفصل الأيونات عن بعضها، لذا فهي تتميز بالصلابة ودرجات انصهار وغليان عالية نسبياً. ولكنها مواد هشة فأى حركة للأيونات من مواقعها بتأثير قوة خارجية يؤدي تقارب أيونات متشابهة الشحنة من بعضها فتتنافر بقوة مؤدية إلى تفتت البلورة.



لا يوصل المركب الأيوني التيار الكهربائي في الحالة الصلبة، وذلك لأن الأيونات تكون مقيدة في الشبكة البلورية في مواقع ثابتة وغير حرة الحركة، ولكن عند صهر المركب الأيوني أو إذابته في محلول فإن أيوناته تنفصل وتصبح حرة الحركة، لذا نجد مصاهير ومحاليل المركبات الأيونية توصل التيار الكهربائي وتسمى إلكتروليات.

تطبيقات: الترابط الكيميائي

اختر الإجابة الأصح من البدائل فيما يأتي:

تغذية راجعة وتدريبات

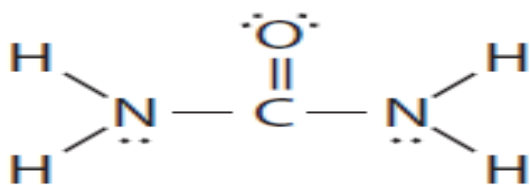
1. تميل الذرات للترابط الكيميائي مع بعضها بسبب:

- أ. الوصول لحالة الاستقرار
ب. تحقيق قاعدة الثمانية
ج. لتصبح طاقتها الكامنة أقل
د. جميع الإجابات صحيحة

2. تتكوّن الرابطة التساهمية غالباً بين:

- أ. ذرات الفلزات واللافلزات
ب. ذرات اللافلزات
ج. ذرات الغازات النبيلة
د. ذرات الفلزات

3. عدد ونوع الروابط في جزيء الميثانال الموضح بالشكل:



- أ. ثلاث روابط (σ)، ورابطة واحدة (π).
ب. ثلاث روابط (π)، ورابطة واحدة (σ).
ج. أربع روابط (σ).
د. أربع روابط (π).

4. أي العناصر التالية يوجد على صورة ذرات منفردة؟

- أ. الأكسجين
ب. الهيدروجين
ج. الهليوم
د. الكلور

5. الرابطة بين ذرتي النيتروجين ($7N$) في جزيء النيتروجين (N_2):

- أ. تساهمية أحادية
ب. تساهمية ثنائية
ج. تساهمية ثلاثية
د. أيونية

6. تتشارك ذرتي الأكسجين ($8O$) في جزيء الأكسجين (O_2):

- أ. بزوج إلكترون واحد
ب. بزوجين من الإلكترونات
ج. بثلاثة أزواج من الإلكترونات
د. بأربعة أزواج من الإلكترونات

7. تتربط الجزيئات غير القطبية مع بعضها بروابط:

- أ. تساهمية
ب. ثنائي قطب
ج. قوى تشتت لندن
د. هيدروجينية

8. الرابطة التساهمية الثلاثية تتكوّن من :

- أ. روابط سيجما (σ) فقط
ب. روابط باي (π) فقط
ج. روابط سيجما (σ) وروابط باي (π)
د. روابط ثنائية قطب

9. الرابطة التساهمية الأحادية بين ذرتين في جزيء:

- أ. سيجما حتماً
ب. باي حتماً
ج. هيدروجينية حتماً
د. ثنائية قطب حتماً

10. تتربط جزيئات الماء (H_2O) مع بعضها بروابط :

- أ. تساهمية
ب. ثنائي قطب
ج. قوى تشتت لندن
د. هيدروجينية

تغذية راجعة وتدريبات

11 . قارن بين المركب الأيوني والمركب التساهمي وفقاً للمخطط الآتي:

المركب التساهمي	أوجه الاختلاف	المركب الأيوني
	- 1	- 1
	- 2	- 2
	- 3	- 3