

كيمياء 4

الفصل الأول: الغازات

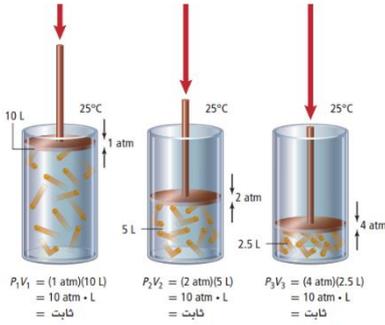
الدرس الأول: قوانين الغازات

قانون بويل

كيف يرتبط الضغط مع الحجم؟

ينص **قانون بويل** على أن حجم كمية محددة من الغاز يتناسب عكسياً مع الضغط الواقع عليه عند ثبوت درجة حرارته.

العلاقة بين الضغط والحجم (**عكسية**)؛ حيث يتجه المنحنى إلى الأسفل.



قانون بويل:

$$P_1V_1 = P_2V_2 \quad (\text{حيث } P \text{ تمثل الضغط / و } V \text{ تمثل الحجم})$$

حاصل ضرب ضغط كمية محددة من الغاز في حجمها عند ثبوت درجة حرارتها يساوي كمية ثابتة.

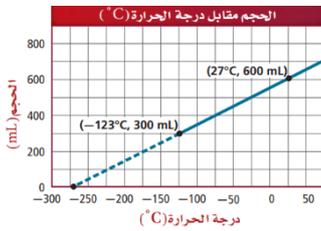
قانون شارل

كيف يرتبط الحجم مع درجة الحرارة؟

كلا من درجة حرارة وحجم عينة من الغاز يزداد عندما يبقى كل من كمية العينة والضغط ثابتين.

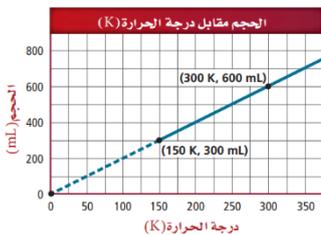
يمكن تفسير هذه الخاصية بناء على **نظرية الحركة الجزيئية**: فعندما تزداد درجة الحرارة تتحرك جسيمات الغاز وتصطدم **أسرع** بجدار الإناء الذي توجد فيه وبقوة أكبر. ولأن الضغط يعتمد على عدد اصطدامات جسيمات الغاز بجدار الإناء فإن هذا يؤدي إلى زيادة الضغط، وحتى يبقى الضغط ثابتاً لا بد أن يزيد الحجم؛ إذ تحتاج الجسيمات إلى الانتقال إلى مسافات أبعد قبل أن تصطدم بالجدار، مما يقلل من عدد اصطدامات الجسيمات بجدار الإناء.

رسم العلاقة بين درجة الحرارة والحجم.

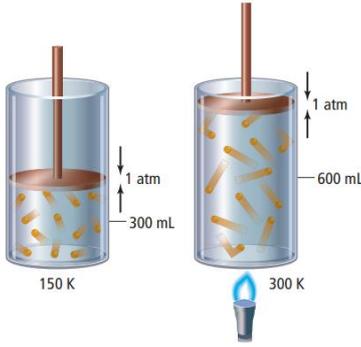


يوضح الشكل العلاقة بين درجة الحرارة والحجم لمقدار محدد من الغاز تحت تأثير **ضغط ثابت**؛ حيث إن منحنى درجة الحرارة مع الحجم خط مستقيم.

العلاقة بين درجة الحرارة المقاسة بالكلفن (K) والحجم علاقة (**طردية**) والتناسب مباشر؛ وعند مضاعفة درجة الحرارة يتضاعف الحجم.



ويعرف الصفر على تدرج كلفن **بالصفر المطلق**، وهو يمثل أقل قيمة ممكنة لدرجة الحرارة التي تكون عندها طاقة الذرات أقل ما يمكن.



$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{300 \text{ mL}}{150 \text{ K}} = 2 \text{ mL/K} = \text{ثابت}$$

$$\frac{V_2}{T_2} = \frac{600 \text{ mL}}{300 \text{ K}} = 2 \text{ mL/K} = \text{ثابت}$$

ينص **قانون شارل** على أن حجم كمية محددة من الغاز يتناسب طردي درجة حرارته بالكلفن عند ثبوت الضغط.

$$*C + 273.15 = k$$

العلاقة بين درجة الحرارة والحجم (طردياً): حيث يتجه المنحنى إلى الأعلى.

قانون شارل:

$$\left(\text{حيث } T \text{ تمثل درجة الحرارة بالكلفن / و } V \text{ تمثل الحجم} \right) \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

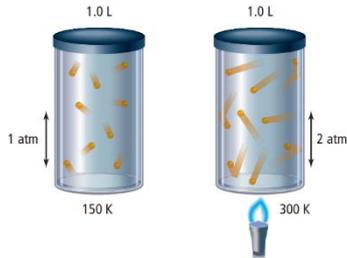
حاصل قسمة حجم كمية محددة من الغاز على درجة حرارته بالكلفن عند ثبوت ضغطه يساوي كمية ثابتة.

قانون جاي لوساك

كيف ترتبط درجة الحرارة مع ضغط الغاز؟

ينص **قانون جاي لوساك** على أن ضغط مقدار محدد من الغاز يتناسب طردياً مع درجة حرارته بالكلفن.

العلاقة بين درجة الحرارة والضغط (طردياً): حيث يتجه المنحنى إلى الأعلى.



$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{1.5 \text{ atm}}{150 \text{ K}} = 0.01 \text{ atm/K} = \text{ثابت}$$

$$\frac{P_2}{T_2} = \frac{3.0 \text{ atm}}{300 \text{ K}} = 0.01 \text{ atm/K} = \text{ثابت}$$

قانون جاي لوساك:

$$\left(\text{حيث } T \text{ تمثل درجة الحرارة بالكلفن / و } P \text{ تمثل الضغط} \right) \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

حاصل قسمة الضغط على درجة الحرارة بالكلفن لمقدار محدد من الغازي حجم ثابت يساوي مقداراً ثابتاً.

القانون العام للغازات

يمكن جمع قانون بويل وقانون شارل وقانون جاي لوساك في قانون واحد

يسمى **القانون العام للغازات**، وهو يحدد العلاقة بين الضغط ودرجة الحرارة والحجم لكمية محددة من الغاز.

الضغط يتناسب عكسياً مع الحجم، وطردياً مع درجة الحرارة.

القانون العام للغازات:

$$\left(\text{حيث } T \text{ تمثل درجة الحرارة بالكلفن / و } P \text{ تمثل الضغط / و } V \text{ الحجم} \right) \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

حيث حاصل ضرب الضغط في الحجم مقسوماً على درجة الحرارة بالكلفن لمقدار محدد من الغاز يساوي مقداراً ثابتاً.

قوانين الغازات				الجدول 1-1
القانون العام	جاي لوساك	شارل	بويل	القانون
$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$	$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$	$P_1V_1 = P_2V_2$	الصيغة
مقدار الغاز	مقدار الغاز والحجم	مقدار الغاز والضغط	مقدار الغاز ودرجة الحرارة	ما الثابت؟
				رسم تنظيمي

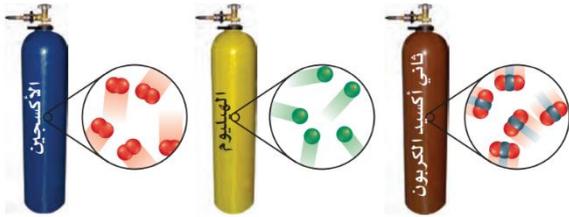
الدرس الثاني: قانون الغازات المثالي

مبدأ أفوجادرو

وينص مبدأ أفوجادرو على أن الحجم المتساوية من الغازات المختلفة تحتوي العدد نفسه من الجسيمات عند نفس درجة الحرارة والضغط، ويساوي 6.02×10^{23} .

لماذا لا ينطبق مبدأ أفوجادرو على السوائل والمواد الصلبة؟

على الرغم من تفاوت حجوم الجسيمات التي تتكون منها الغازات المختلفة، إلا أن نظرية الحركة الجزيئية تنص على أن جزيئات الغاز تكون متباعدة بصورة تضمن ألا يكون للحجم الحقيقي للجسيم أثر في تحديد حجم الغاز، أما في السوائل والمواد الصلبة فتكون الجزيئات متقاربة بعضها إلى بعض بحيث تحدث اختلافاً في حجومها.



الحجم وعدد المولات:

الحجم المولاري لغاز هو الحجم الذي يشغله 1 mol منه عند الظروف المعيارية (1 atm/0.0°C).

قانون الغاز المثالي

ثابت الغاز المثالي ويرمز له بالرمز R

فإذا كان الضغط مقيسًا بوحدة atm فإن قيمة R هي 0.0821 L.atm/mol.K

لاحظ أن وحدة R تجمع ببساطة وحدات المتغيرات الأربع. وبين الجدول القيم الرقمية لـ R بوحدة مختلفة للضغط.

الجدول 1-2	قيم R
قيمة R	وحدات R
0.0821	$\frac{L \cdot atm}{mol \cdot K}$
8.314	$\frac{L \cdot kPa}{mol \cdot K}$
62.4	$\frac{L \cdot mmHg}{mol \cdot K}$

يصف قانون الغاز المثالي السلوك الفيزيائي للغاز المثالي من حيث الضغط والحجم ودرجة الحرارة وعدد مولات الغاز المتوافرة.

قانون الغاز المثالي:

$$PV = nRT$$

(T درجة الحرارة بالكلفن / P الضغط / V الحجم / n عدد المولات / R ثابت الغاز المثالي)

إن حاصل ضرب الضغط في الحجم في كمية معينة من الغاز عند درجة حرارة ثابتة يساوي مقداراً ثابتاً.

قانون الغاز المثالي – الكتلة المولية والكثافة

• الكتلة المولية وقانون الغاز المثالي: $PV = nRT$ بالتعويض $n = \frac{m}{M}$ $PV = \frac{mRT}{M}$

• الكثافة وقانون الغاز المثالي: $M = \frac{mRT}{PV}$ بالتعويض $D = \frac{m}{V}$ $M = \frac{DRT}{P}$

لماذا تحتاج إلى معرفة كثافة الغاز؟ فكر في طرائق إطفاء الحريق. تعتمد إحدى طرائق إطفاء الحريق على منع غاز الأوكسجين من الوصول للمادة المحترقة من خلال تغطية الحريق بغاز آخر لا يحترق ولا يساعد على الاحتراق، لذا يجب أن تكون كثافة هذا الغاز أكبر من كثافة الأوكسجين ليحل محله.

الغاز الحقيقي مقابل الغاز المثالي

ماذا يعني مصطلح الغاز المثالي؟

- حجم جسيمات الغاز المثالي يكاد يكون معدوماً.
- كما أن هذه الجسيمات لا تشغل حيزاً.
- ولا توجد قوى تجاذب بينها، ولا تتجاذب مع جدران الوعاء الموجودة فيه، ولا تتنافر معه.
- وتتحرك هذه الجسيمات حركة عشوائية دائمة في خطوط مستقيمة حتى يصطدم بعضها ببعض أو بجدار الوعاء الذي يحتويها، وهذه التصادمات مرنة، مما يعني أن الطاقة الحركية للنظام لا تتغير.

ولكن في الحقيقة ليس هناك غاز مثالي؛ فجسيمات الغاز لها حجم وإن كان صغيراً، وتوجد بينها قوى

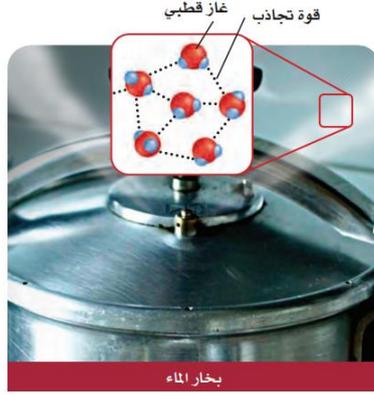
تجاذب، كما أن التصادمات فيما بينها وبين الوعاء ليست تصادمات مرنة تماماً.

أقصى ضغط ودرجة حرارة:

متى يكون قانون الغاز المثالي غير مناسب للاستخدام مع الغاز الحقيقي؟

تحديد معظم الغازات الحقيقية في سلوكها عن الغاز المثالي عند الضغط العالي ودرجات الحرارة المنخفضة.

القطبية وحجم الجسيمات:

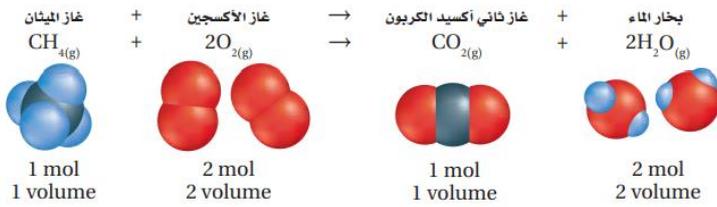


تؤثر طبيعة الجسيمات التي يتكون منها الغاز في سلوكه بطريقة مثالية. فمثلاً يوجد بين جسيمات الغاز القطبية كما في بخار الماء قوى تجاذب أكبر من القوى التي تكون بين جسيمات الغازات غير القطبية كالهيليوم. فتتجذب الأطراف المختلفة للجسيمات القطبية بعضها نحو بعض بقوى تجاذب كهروستاتيكية، لذا لا تسلك الغازات

القطبية سلوك الغاز المثالي. وتشغل جسيمات الغازات غير القطبية الكبيرة الحجم كالبيوتان C_4H_{10} حيزاً أكبر من الحيز الذي يشغله عدد مماثل من جسيمات غاز صغيرة الحجم كالهيليوم. He ولهذا السبب تميل جسيمات الغاز الكبيرة إلى الابتعاد عن السلوك المثالي أكثر من جسيمات الغاز الصغيرة.

الدرس الثالث: الحسابات المتعلقة بالغازات

الحسابات الكيميائية: حساب الحجم



لإيجاد غاز متفاعل أو ناتج عن في التفاعل الكيميائي يجب عليك معرفة المعادلة الكيميائية الموزونة لهذا التفاعل وحجم غاز آخر مشارك في التفاعل على الأقل.

* المعاملات في المعادلة الموزونة تمثل النسب الحجمية للغازات المشاركة في التفاعل *

الحسابات الكيميائية: حسابات الحجم – الكتلة

المعادلة الكيميائية الموزونة تبين أعداد المولات والحجوم النسبية للغازات فقط وليس كتلتها لذا يجب أن يتم تحويل كل الكتل المعطاة إلى مولات أو حجوم قبل استخدامها جزءاً من النسبة.

-المسائل التدريبية في الكتاب ص32-33-34-

الفصل الثاني: المخاليط والمحاليل

الدرس الأول: أنواع المخاليط

المخاليط غير المتجانسة

المخلوط مزيج من مادتين نقيتين أو أكثر، تحتفظ فيه كل مادة بخصائصها الكيميائية، وأن المخاليط غير المتجانسة لا تمتزج مكوناتها تمامًا معاً؛ أي يمكن تمييز كل منها. هناك نوعان من المخاليط غير المتجانسة: هما المعلق والغروي.

المخلوط المعلق:

المخلوط المعلق: مخلوط يحتوي على جسيمات يمكن أن تترسب بالترويق؛ وذلك بتركه فترة دون تحريك.



فالوحل يعد مخلوط معلق. وعند تمرير المخلوط المعلق السائل خلال ورقة ترشيح تفصل الجسيمات المعلقة. وقد تنفصل بعض المخاليط المعلقة إلى طبقتين واضحتين إذا تركت فترة دون تحريك؛ حيث تتكون مادة شبيهة صلبة في القاع، وسائل فوقها.

أنواع المخاليط الغروية وأمثلة عليها			الجدول 2-1
وسط الانتشار	الجسيمات المنتشرة	مثال	التصنيف
صلب	صلب	الأحجار الكريمة الملونة	صلب في صلب
سائل	صلب	الدم، الجيلاتين	صلب في سائل
صلب	سائل	الزبد، الجبن	مستحلب صلب
سائل	سائل	الحليب، المايونيز	مستحلب
صلب	غاز	الصابون الذي يطفو، حلوى الخطمي	رغوة صلبة
غاز	صلب	الدخان، الغبار في الهواء	* الهباء الجوي الصلب
غاز	سائل	الغيوم، الضباب، رذاذ مزبل العرق	* الهباء الجوي السائل

المخاليط الغروية:

لأن أحجام جسيمات المخلوط المعلق أكبر كثيراً من أحجام جسيمات الوسط فإنها قد تترسب في المخلوط.

ويسمى المخلوط غير المتجانس الذي يتكون من جسيمات متوسطة الحجم **المخلوط الغروي**.

ولا تترسب الجسيمات في المخلوط الغروي. فعلى سبيل المثال يعد الحليب مخلوطاً غروياً لا يمكن فصل مكوناته المتجانسة بالترويق أو الترشيح.

تسمى المادة الأكثر توافراً في المخلوط وسط الانتشار.

وتصنف المخاليط الغروية تبعاً للحالة الفيزيائية لكل من الجسيمات المنتشرة ووسط الانتشار. **فالحليب مستحلب غروي؛ لأن الجسيمات المنتشرة السائلة تنتشر بين جسيمات وسط الانتشار السائل.**

تمنع الجسيمات المنتشرة من الترسب في المخاليط الغروية؛ وذلك لوجود مجموعات ذرية أو قطبية مشحونة على سطحها، تقوم بجذب المناطق الموجبة أو السالبة لجسيمات وسط الانتشار، فتتكون طبقات كهروستاتيكية حول الجسيمات؛ مما يجعل الطبقات يتنافر بعضها مع بعض عندما تصطدم الجسيمات المنتشرة معاً، لذا تبقى الجسيمات في المخلوط الغروي ولا تترسب.

الحركة البراونية:

تتحرك الجسيمات المنتشرة في المخاليط الغروية السائلة حركة عشوائية عنيفة تسمى **الحركة البراونية**.

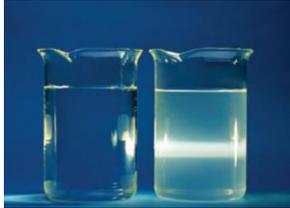
تنتج الحركة البراونية عن تصادم جسيمات الوسط مع الجسيمات المنتشرة؛ بحيث تمنع هذه

التصادمات الجسيمات المنتشرة من الترسب في المخلوط.

تأثير تندال:

يظهر **المخلوط الغروي المركز عادة معتمًا أو معكراً** ولكن **المخلوط الغروي المخفف يظهر أحياناً صافياً كالمحاليل.**

وتبدو **المخاليط الغروية المخففة كالمحاليل المتجانسة؛ لأن عدد الجسيمات المنتشرة فيها قليل جداً، إلا أنها تعمل على تشتيت الضوء، وتسمى هذه الظاهرة تأثير تندال.**



المخاليط المتجانسة

أنواع المحاليل:

المحاليل المائية: هي المحاليل التي يكون فيها الماء مذيباً للمحاليل السائلة.

فالماء أكثر المذيبات شيوعاً في المحاليل السائلة، وقد توجد المحاليل في أشكال مختلفة، وقد تكون المواد الذائبة في المحاليل غازية أو سائلة أو صلبة، اعتماداً على الحالة الفيزيائية للمذيب. كما هو موضح في الجدول.

أنواع المحاليل وأمثلة عليها			الجدول 2-2
المذاب	المذيب	مثال	أنواع المحاليل
الأكسجين (غاز)	النيتروجين (غاز)	الهواء	غاز
ثاني أكسيد الكربون (غاز)	الماء (سائل)	ماء غازي	سائل
الأكسجين (غاز)	الماء (سائل)	ماء البحر	سائل
الإيثيلين جلايكول (سائل)	الماء (سائل)	مانع التجمد	سائل
حمض الإيثانويك (سائل)	الماء (سائل)	الخل	سائل
كلوريد الصوديوم (صلب)	الماء (سائل)	ماء البحر	سائل
الزئبق (سائل)	الفضة (صلب)	ملمغم الأسنان	صلب
الكربون (صلب)	الحديد (صلب)	الفولاذ	صلب

تكوين المحاليل:

تسمى المادة التي تذوب في المذيب **المادة الذائبة**. فمثلاً ذوبان السكر في الماء حقيقة يمكن أن تكون قد تعلمتها من إذابة السكر في الماء لعمل شراب محلى كالشاي أو عصير الليمون.

وتسمى المادتان السائلتان اللتان تذوب إحداهما في الأخرى بأي نسبة **المواد القابلة للامتزاج**.

وتسمى المادة التي لا تذوب في المذيب **مادة غير ذائبة**، فالرمل مثلاً لا يذوب في الماء.

وتسمى السوائل التي تمتزج معاً فترة قصيرة عند خلطها، ثم تنفصل بعدها **السوائل غير الممتزجة**. فالزيت مثلاً لا يمتزج مع الخل؛ أي أن الزيت لا يذوب في الخل.

أمثلة على أنواع المخاليط الغروية	
الأحجار الكريمة الملونة	صلب في صلب
الدم – الجيلاتين	صلب في سائل
الدخان – الغبار في الهواء	الهباء الجوي الصلب
الغيوم – الضباب	الهباء الجوي السائل
الحليب	مستحلب

الدرس الثاني: تركيز المحلول

التعبير عن التركيز

يعد **تركيز المحلول** مقياساً يعبر عن كمية المذاب الذائبة في كمية محددة من المذيب أو المحلول.

كيف يمكن تحديد الطريقة المستخدمة للتعبير عن تركيز المحلول؟

يعتمد استعمال الطريقة على نوع المحلول الذي يتم تحليله، فإذا كان أحد الكيمائيين مثلاً يعمل على تفاعل في محلول مائي فسوف يستعمل **المولارية** غالباً للتعبير عن تركيز المحلول؛ لأنه يحتاج إلى معرفة عدد الجسيمات في التفاعل.

الجدول 2-3	
نسب التركيز	وصف التركيز
$100 \times \frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{كتلة المحلول}}$	النسبة المئوية بدلالة الكتلة
$100 \times \frac{\text{حجم المذاب}}{\text{حجم المحلول}}$	النسبة المئوية بدلالة الحجم
$\frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المحلول (بالتر)}} \times 1000$	المولارية (التركيز المولاري)
$\frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{كتلة المذيب kg}}$	المولالية (التركيز المولالي)
$\frac{\text{عدد مولات المذاب أو المذيب}}{\text{عدد مولات المذاب + عدد مولات المذيب}}$	الكسر المولي

النسبة المئوية بدلالة الكتلة:

هي نسبة كتلة المذاب إلى كتلة المحلول، ويعبر عنها بنسبة مئوية. وكتلة المحلول هي مجموع كتل المذاب والمذيب.

النسبة المئوية بدلالة الكتلة:

$$\text{كتلة المذاب/كتلة المذيب} \times 100 = \text{النسبة المئوية بدلالة الكتلة}$$

النسبة المئوية بدلالة الحجم:

تصف عادة المحاليل التي يكون فيها المذيب والمذاب في الحالة السائلة.

النسبة المئوية بدلالة الحجم:

$$\text{حجم المذاب/حجم المحلول} \times 100 = \text{النسبة المئوية بدلالة الحجم}$$

المولارية (التركيز المولاري) (M):

إن النسبة المئوية بدلالة الكتلة وبدلالة الحجم طريقتان من طرائق التعبير الكمي عن تركيز المحلول. ومن أكثر الوحدات شيوعاً المولارية. والمولارية (M) هي عدد مولات المذاب الذائبة في لتر من المحلول، وتعرف أيضاً بالتركيز المولاري.

فتركيز لتر من محلول يحتوي على مول من المذاب هو 1.0M، كما أن تركيز لتر من المحلول يحتوي 1.0mol من المذاب هو 0.1M ولحساب مولارية المحلول يجب معرفة حجم المحلول باللتر وعدد مولات المذاب.

المولارية:

$$\text{المولارية (M)} = \text{عدد مولات المذاب (mol)} / \text{حجم المحلول (L)}$$

-المسائل التدريبية ص56,57-

تخفيف المحاليل المولارية:

ويمكنك تحضير محلول أقل تركيزاً عن طريق تخفيف كمية من المحلول القياسي بإضافة المزيد من المذيب.

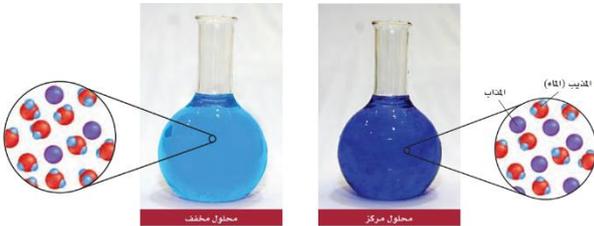
معادلة التخفيف:

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

(M المولارية / V الحجم)

تمثل M_1 و V_1 المولارية وحجم المحلول القياسي. وتمثل M_2 و V_2 مولارية وحجم المحلول المخفف.

-المسائل التدريبية ص59-



المولالية (التركيز المولالي) (m):

يتغير حجم المحلول عند تغير درجة الحرارة؛ فقد يتمدد أو يتقلص، مما يؤثر في مولالية المحلول.

لكن لا تتأثر كتل المواد في المحلول بدرجات الحرارة، لذا من المفيد أحيانا وصف المحاليل بعدد مولات المذاب في كتلة معينة من المذيب. ويسمى مثل هذا الوصف **المولالية**، ويرمز إليه بالرمز m ، ويكون تركيز المحلول الذي يحتوي 1 mol من المذاب في 1 kg من المذيب 1 m (1 محلول مائي).

$$\text{المولالية (m) = عدد مولات المذاب (mol) / كتلة المذيب (kg)}$$

-المسائل التدريبية ص60-

الكسر المولي:

إذا عرفت عدد مولات المذاب والمذيب أمكنك التعبير عن تركيز المحلول بما يعرف **بالكسر المولي**، وهو نسبة عدد مولات المذاب أو المذيب في المحلول إلى عدد المولات الكلية للمذيب والمذاب. يستعمل الرمز X عادة للكسر المولي مع الإشارة إلى المذيب أو المذاب.

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} \quad X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

(حيث X_A, X_B تمثل الكسر المولي لكل مادة / و n_A, n_B يمثلان عدد مولات كل مادة)

-المسائل التدريبية ص61-

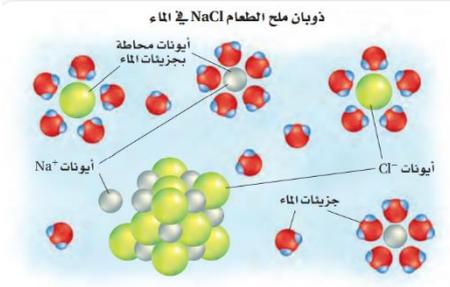
الدرس الثالث: العوامل المؤثرة في الذوبان

عملية الذوبان

وتسمى عملية إحاطة جسيمات المذاب بجسيمات المذيب **الذوبان**.

فالذوبان يذوب شبيهه، قاعدة عامة تستعمل لتحديد ما إذا كانت عملية الذوبان تحدث في مذيب معين. ولتحديد ما إذا كان المذيب والمذاب متماثلين يجب دراسة قطبية المركبات ونوع الروابط بين الجزيئية فيها.

محاليل المركبات الأيونية



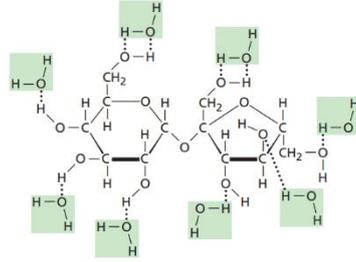
جزيئات الماء قطبية، وهي في حركة مستمرة، بحسب نظرية الحركة الجزيئية. فعند وضع بلورة من مركب أيوني مثل كلوريد الصوديوم (NaCl) في الماء تصطدم جزيئات الماء بسطح البلورة. وعندها تجذب أقطاب جزيئات الماء المشحونة أيونات الصوديوم الموجبة وأيونات الكلوريد السالبة. وهذا التجاذب بين الأقطاب والأيونات أكبر من

التجاذب بين الأيونات في البلورة. لذلك تنزلق الأيونات متعددة عن سطح البلورة. وتحيط جزيئات الماء بالأيونات وتسحبها نحو المحلول، معرضة أيونات أخرى على سطح البلورة للذوبان، وهكذا تستمر عملية الذوبان حتى تذوب البلورة كلها.

لا يمكن إذابة جميع المركبات الأيونية في الماء؛ فالجس مثلًا لا يذوب في الماء؛ **لأن قوى التجاذب بين أيونات الجبس قوية؛** بحيث لا تستطيع قوى التجاذب بين جزيئات الماء والأيونات التغلب عليها.

محاليل المركبات الجزيئية

يعد الماء مذيبًا جيدًا للكثير من المركبات الجزيئية، فسكر المائدة عبارة عن المركب الجزيئي السكروز، وتحتوي جزيئاته القطبية على عدة روابط من H-O، وبمجرد ملامسة بلورات السكر الماء، تصطدم جزيئات الماء بالسطح الخارجي للبلورات، وتصبح كل رابطة H-O في السكروز موقعًا لتكوين روابط هيدروجينية مع الماء، لذا يتم التغلب



على قوى التجاذب بين جزيئات السكروز بقوى التجاذب التي تتكون بين جزيئاته وجزيئات الماء القطبية، فتترك جزيئات السكروز البلورة، وتصبح ذائبة في الماء.

حرارة الذوبان:

تنفصل جسيمات المذاب بعضها عن بعض خلال عملية الذوبان، وتتباعد جسيمات المذيب لتسمح لجسيمات المذاب بالدخول بينها. ويلزم طاقة للتغلب على قوى التجاذب التي بين جسيمات المذاب والتي بين جسيمات المذيب، والتي تعرف بطاقة الترتيب البلوري، لذلك فكلتا الخطوتين ماصبة للطاقة. وعند خلط جسيمات المذيب مع جسيمات المذاب تتجاذب جسيماتهما وتنطلق طاقة تعرف بطاقة التميح، لذا فإن هذه الخطوة في عملية الذوبان طاردة للطاقة.

ويسمى التغير الكلي للطاقة الذي يحدث خلال عملية تكون المحلول **حرارة الذوبان.**

لماذا تنتج بعض المحاليل طاقة في أثناء تكونها بينما يمتص بعضها الأخر طاقة في أثناء تكونه؟ بسبب أن الطاقة الناتجة عن ارتباط المذيب بالمذاب أكبر من الطاقة اللازمة لفصل جزيئات المذاب بعضها عن بعض والمذيب بعضها عن بعض.

العوامل المؤثرة في الذوبان

- **التحريك:** يعمل تحريك المحلول على إبعاد جسيمات المذاب عن سطوح التماس بسرعة أكبر، وبذلك يسمح بحدوث تصادمات أخرى بين جسيمات المذاب والمذيب.
- **مساحة السطح:** وتساعد الزيادة في مساحة السطح على زيادة عدد التصادمات التي تحدث بين جسيماته وجسيمات المذيب.
- **الحرارة:** تتأثر سرعة الذوبان بدرجة الحرارة؛ فالمذيب الساخن يذيب كمية أكبر من المذاب مقارنة بالمذيب البارد.

الذائبية

تعرف **الذائبية** على أنها أقصى كمية من المذاب يمكن أن تذوب في كمية محددة من المذيب عند درجة حرارة معينة.

واعتماداً على كمية المذاب، قد تتساوى سرعة الذوبان والتبلور في النهاية.

• المحلول غير المشبع:

يحتوي المحلول **غير المشبع** على كمية مذاب أقل مما في المحلول المشبع عند درجة حرارة وضغط معينين. أي أنه يمكن إضافة كميات أكبر من المذاب إلى المحلول غير المشبع.

• المحلول المشبع:

رغم استمرار ذوبان جسيمات المذاب وتبلورها في المحلول الذي وصل إلى حالة الاتزان إلا أن كمية المذاب الذائبة في المحلول تبقى ثابتة. ويعرف هذا المحلول **بالمحلول المشبع**، وهو يحتوي على أكبر كمية من المذاب ذائبة في كمية محددة من المذيب عند درجة حرارة وضغط معينين.

• درجة الحرارة والمحاليل فوق المشبعة:

تتأثر الذائبية بارتفاع درجة حرارة المذيب؛ حيث تزداد طاقة حركة جسيماته، فتزداد التصادمات ذات الطاقة الكبيرة مقارنة بالتصادمات عند درجة حرارة منخفضة. إن ذائبية الكثير من المواد أكبر عند درجات الحرارة المرتفعة.

الذائبية تتغير عند تغير درجة الحرارة كما أن بعض المواد تصبح أكثر قابلية للذوبان عند زيادة درجة الحرارة، وهذا هو المفتاح الأساسي لتكوين المحاليل فوق المشبعة. يحتوي **المحلول فوق المشبع** على كمية أكبر من المادة المذابة مقارنة بمحلول مشبع عند درجة الحرارة نفسها. ولعمل محلول فوق مشبع يتم تحضير محلول مشبع عند درجة حرارة عالية ثم يبرد تدريجياً وببطء؛ إذ يسمح التبريد البطيء للمادة المذابة الزائدة أن تبقى مذابة في المحلول عند درجات حرارة منخفضة.

المحاليل فوق المشبعة غير ثابتة؛ فعند إضافة قطعة صغيرة جدا من مذاب تسمى نواة التبلور. إلى محلول فوق مشبع ترسب المادة المذابة الزائدة بسرعة

• ذائبية الغازات:

تقل ذائبية غازي الأكسجين وثنائي أكسيد الكربون عند درجات الحرارة المرتفعة مقارنة بدرجات الحرارة المنخفضة. وهذا سلوك متوقع لجميع المواد الغازية المذابة في المذيبات السائلة.

هل تستطيع تفسير هذا السلوك؟ تذكر أن الطاقة الحركية لجسيمات الغاز تسمح للجسيمات بالتحرك أو النفاد من المحلول بسهولة أكبر عند درجات الحرارة المرتفعة. ولذلك كلما زادت درجة حرارة المحلول قلت ذائبية المذاب الغازي.

• الضغط وقانون هنري:

يؤثر الضغط في ذائبية المواد الغازية المذابة في المحاليل؛ فكلما ازداد الضغط فوق المحلول زادت ذائبية الغاز في أي مذيب.

ينص **قانون هنري** على أن " تتناسب ذائبية الغاز في سائل (S) تناسب طردياً مع ضغط الغاز (P) الموجود فوق السائل عند ثبوت درجة الحرارة."

قانون هنري:

$$\frac{S_1}{P_1} = \frac{S_2}{P_2} \quad (\text{حيث } S \text{ تمثل الذائبية و } P \text{ تمثل الضغط})$$

يبقى ناتج قسمة الذائبية على الضغط ثابتا عند درجة حرارة معينة.

-المسائل التدريبية ص71-

الدرس الرابع: الخواص الجامعة للمحاليل

المواد المتأينة والخواص الجامعة

تسمى الخواص الفيزيائية للمحاليل التي تتأثر بعدد جسيمات المذاب وليس بطبيعتها **الخواص الجامعة**.

تشمل الخواص الجامعة:

- الانخفاض في الضغط البخاري
- الارتفاع في درجة الغليان
- الانخفاض في درجة التجمد
- والضغط الأسموزي.

المواد المتأينة في محلول مائي:

المركبات الأيونية مواد توصل محاليلها التيار الكهربائي، لذا تسمى مواد إلكتروليتيّة: وذلك لأنها تتفكك في الماء إلى أيونات، كما في الصورة.



كما تتأين بعض المركبات الجزيئية في الماء وتكوّن محلولاً متأيناً.

وتسمى المواد المتأينة التي تنتج أيونات كثيرة في المحلول **مواد متأينة قوية**.

أما التي تنتج عددًا قليلًا من الأيونات في المحلول فتسمى **المواد المتأينة الضعيفة**.

وكلوريد الصوديوم مادة متأينة قوية؛ حيث يتفكك في المحلول وينتج أيونا Na^+ و Cl^- .



المواد غير المتأينة في المحلول المائي:

تذوب الكثير من المركبات الجزيئية في المذيبات، ولكنها لا تتأين. ومثل هذه المحاليل لا توصل التيار الكهربائي، وتسمى **المواد المذابة مواد غير متأينة**. والسكروز مثال على المواد غير المتأينة؛ حيث يحتوي محلول السكروز الذي تركيزه 1 m على 1 mol فقط من جزيئات السكروز.

أي المركبين له تأثير أكبر في الخواص الجامعة: كلوريد الصوديوم أم السكروز؟ كلوريد الصوديوم له الأثر الأكبر، وذلك لأنه يتفكك إلى أيونات.

الانخفاض في الضغط البخاري

الضغط البخاري هو الضغط الناتج عن بخار السائل عندما يكون في حالة اتزان ديناميكي مع سائله في وعاء مغلق عند درجة حرارة وضغط ثابتين، وعند هذه النقطة تتساوي سرعتي التبخر والتكاثف.

* عند إضافة مذاب غير متطاير إلى مذيب يقلل الضغط البخاري للمذيب*

كلما ازداد عدد جسيمات المذاب في المذيب قل الضغط البخاري الناتج.

الانخفاض في الضغط البخاري يعتمد على عدد جسيمات المذاب في المحلول، ولذلك فهو من الخواص الجامعة للمحاليل.

تأثير mol 1 من كل المواد المتأينة NaCl / Na_2SO_4 / AlCl_3 زيادة الضغط البخاري تسبب تزايد أعداد الأيونات التي ينتجها كل منها في محلولها.

- **NaCl :** $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ عدد الأيونات التي ينتجها = 2
- **Na₂SO₄ :** $\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ عدد الأيونات التي ينتجها = 3
- **AlCl₃ :** $\text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}^{+3} + 3\text{Cl}^-$ عدد الأيونات التي ينتجها = 4

الارتفاع في درجة الغليان

يؤثر المذاب غير المتطاير في درجة غليان المذيب لأنه يقلل الضغط البخاري له، حيث أن السائل يغلي عندما يعادل ضغطه البخاري الضغط الجوي.

ويسمى الفرق بين درجة حرارة غليان المحلول ودرجة غليان المذيب النقي **الارتفاع في درجة الغليان**.

الارتفاع في درجة الغليان:

$$\Delta T_b = k_b m$$

(حيث ΔT_b تمثل الارتفاع في درجة الغليان / و k_b ثابت الارتفاع في درجة الغليان المولي / و m مولالية المحلول)

ثابت ارتفاع درجة الغليان المولي k_b هو الفرق بين درجة غليان محلول يحتوي على 1 m من مذاب غير متطاير وغير متأين ودرجة غليان المذيب النقي.

الوحدة المستعملة للتعبير عن ارتفاع درجة الغليان هي $^\circ\text{C}/m$.

بما أن الانخفاض في الضغط البخاري خاصية جامعة فإن الارتفاع في درجة الغليان خاصية جامعة أيضاً.

ثابت الارتفاع في درجة الغليان المولي k_b		الجدول 2-5
k_b $^\circ\text{C}/m$	درجة الغليان $^\circ\text{C}$	المذيب
0.512	100.0	الماء
2.53	80.1	البنزين
5.03	76.7	رابيع كلوريد الكربون
1.22	78.5	الإيثانول
3.63	61.7	الكلوروفورم

*وتتناسب قيمة الارتفاع في درجة الغليان

تناسباً طردياً مع مولالية المذاب في المحلول،

أي أنه كلما زاد عدد جسيمات المذاب في

المحلول زاد الارتفاع في درجة الغليان.*

الانخفاض في درجة التجمد

تترتب الجسيمات في بنية أكثر تنظيماً في الحالة الصلبة: أما في المحلول فتعمل جسيمات المذاب على

إضعاف قوى التجاذب بين جسيمات المذيب، مما يمنع المذيب من الوصول إلى الحالة الصلبة عند درجة

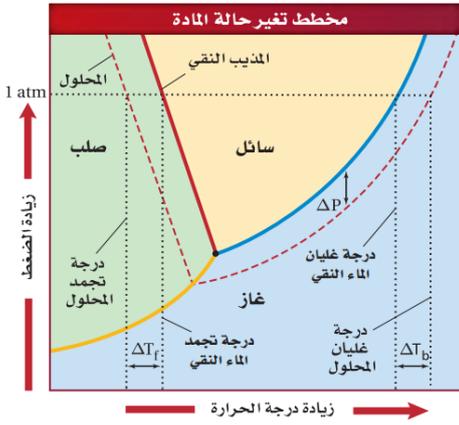
التجمد.

ثابت الانخفاض في درجة التجمد المولي K_f		الجدول 2-6
K_f $^\circ\text{C}/m$	درجة التجمد $^\circ\text{C}$	المذيب
1.86	0.0	الماء
5.12	5.5	البنزين
29.8	-23.0	رابيع كلوريد الكربون
1.99	-114.1	الإيثانول
4.68	-63.5	الكلوروفورم

وتكون درجة تجمد المحلول دائماً أقل من درجة تجمد المذيب النقي.

ويبين الشكل الفرق بين درجات الغليان والتجمد للماء النقي والمحلول

المائي .



وعند مقارنة الخطوط المتصلة مع المتقطعة في الرسم سوف تلاحظ أن نطاق درجة الحرارة للمحلول المائي في الحالة السائلة أكبر مما للماء النقي.

الانخفاض في درجة تجمد المحلول ΔT_f هو الفرق بين درجة تجمد المحلول ودرجة تجمد المذيب النقي الموجود في المحلول.

الانخفاض في درجة التجمد:

$$\Delta T_f = k_f m$$

(حيث ΔT_f تمثل درجة الحرارة / و K_f ثابت الانخفاض في درجة التجمد / و m المولالية)

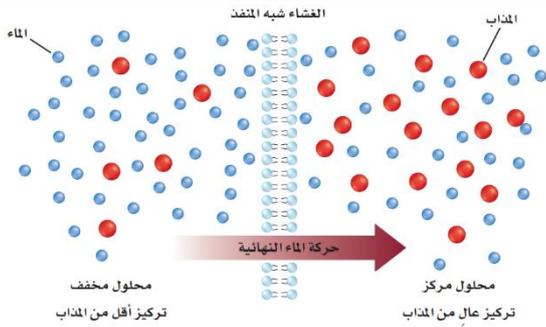
- المسائل التدريبية ص77-

الضغط الأسموزي

الانتشار هو اختلاط الغازات أو السوائل، والناتج عن حركتها العشوائية.

الخاصية الأسموزية: انتشار المذيب خلال غشاء شبه منفذ من المحلول الأقل تركيزاً إلى المحلول الأكثر

تركيزاً.



يبين الشكل نظاماً يكون فيه المحلول المخفف مفصولاً عن المحلول المركز بغشاء شبه منفذ. تتحرك جزيئات الماء خلال العملية الأسموزية في الاتجاهين عبر الغشاء، ولكن جزيئات المذاب لا تستطيع العبور. وتنتشر جزيئات الماء عبر الغشاء من المحلول المخفف إلى المحلول المركز.

وتسمى كمية الضغط الإضافي الناتج عن انتقال جزيئات الماء إلى المحلول المركز بالضغط الأسموزي.

الفصل الثالث: الأحماض والقواعد

الدرس الأول: مقدمة في الأحماض والقواعد

خواص الأحماض والقواعد

الخواص الفيزيائية:

- المحاليل الحمضية طعمها لاذع.
- والمحاليل القاعدية طعمها، ولها ملمس زلق.

التوصيل الكهربائي: للمحاليل الحمضية والقاعدية القدرة على توصيل الكهرباء بسبب تأينها. فالماء النقي غير موصل للكهرباء، إلا أن إضافة حمض أو قاعدة إليه تنتج أيونات تجعل المحلول الناتج موصلاً للكهرباء.

الخواص الكيميائية:

- التفاعلات مع ورق تباغ الشمس:



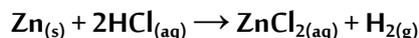
تحول القواعد ورق تباغ الشمس الأحمر إلى أزرق

تحول الأحماض ورق تباغ الشمس الأزرق إلى أحمر

يعد تباغ الشمس نوعاً من الأصباغ المستعملة عادة في التمييز بين محاليل الأحماض والقواعد، كما في الشكل المجاور؛ إذ تحول محاليل الأحماض لون ورق تباغ الشمس الأزرق إلى الأحمر، وتحول محاليل القواعد لون ورق تباغ الشمس الأحمر إلى الأزرق.

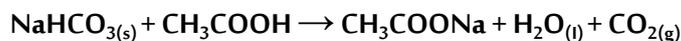
- التفاعلات مع الفلزات وكربونات الفلزات:

تفاعل كل من الماغنسيوم والخارصين مع محاليل الأحماض، فينتج عن هذا التفاعل غاز الهيدروجين. وتصف المعادلة الآتية التفاعل بين الخارصين وحمض الهيدروكلوريك:

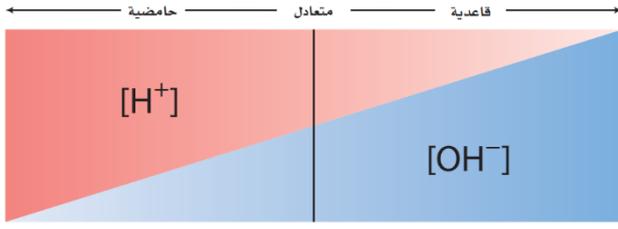


وتتفاعل كربونات الفلزات CO_3^{2-} وكربونات الفلزات الهيدروجينية HCO_3^- أيضاً مع محاليل الأحماض منتجة ثاني أكسيد الكربون CO_2^*

فعند إضافة الخل إلى صودا الخبز يحدث تفاعل بين حمض الإيثانويك (الخل) CH_3COOH الذائب في الخل وكربونات الصوديوم الهيدروجينية NaHCO_3 ، وينتج غاز CO_2 الذي يسبب ظهور الفقاعات.



أيونات الهيدرونيوم والهيدروكسيد:



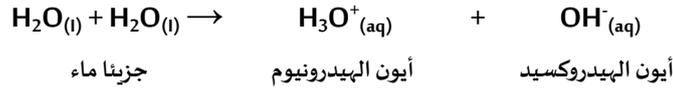
تحتوي المحاليل المائية جميعها على أيونات الهيدروجين H^+ و أيونات الهيدروكسيد OH^- . وتحدد الكميات النسبية من الأيونين ما إذا كان المحلول حمضيًا أو قاعديًا أو متعادلاً.

المحلول الحمضي: يحتوي على أيونات هيدروجين أكثر من أيونات الهيدروكسيد.

المحلول القاعدي: يحتوي المحلول القاعدي على أيونات هيدروكسيد أكثر من أيونات الهيدروجين.

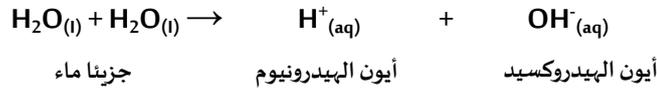
المحلول المتعادل: يحتوي على تركيزين متساويين من أيونات الهيدروجين و أيونات الهيدروكسيد.

ينتج الماء أعدادًا متساوية من أيونات H^+ و أيونات OH^- في عملية تسمى **التأين الذاتي**؛ إذ تتفاعل جزيئات الماء منتجة أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ و أيونات الهيدروكسيد.



أيون الهيدرونيوم عبارة عن هيدروجين مرتبط مع جزيء ماء برابطة تساهمية.

ويمكن استعمال الرمز H_3O^+ / H_+ بالتبادل، كما في المعادلة المبسطة التالية.



نظرية أرهينيوس

إذا كان الماء النقي متعادلا فكيف يصبح المحلول المائي حمضيًا أو قاعديًا؟

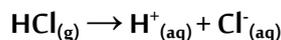
نظرية أرهينيوس: للأحماض والقواعد، التي تنص على أن الحمض مادة تحتوي على الهيدروجين، وتتأين في المحاليل المائية منتجة أيونات الهيدروجين. والقاعدة مادة تحتوي على مجموعة الهيدروكسيد، وتتفكك في المحلول المائي منتجة أيون الهيدروكسيد.

أحماض وقواعد أرهينوس:

- **الحمض:** مادة تحتوي على الهيدروجين، وتتأين في المحاليل المائية منتجة أيونات الهيدروجين.
- **القاعدة:** مادة تحتوي على مجموعة الهيدروكسيد، وتتفكك في المحلول المائي منتجة أيون الهيدروكسيد.

ماذا يحدث عند إذابة غاز كلوريد الهيدروجين في الماء بوصفه مثالا على نظرية أرهينوس للأحماض والقواعد؟

تتأين جزيئات HCl مكونة أيونات H⁺ التي تجعل المحلول حمضيًا.



وعندما يذوب المركب الأيوني هيدروكسيد الصوديوم NaOH في الماء فإنه يتحلل لينتج أيونات OH⁻ التي تجعل المحلول قاعديًا.



* وعلى الرغم من أن نموذج أرهينوس يفسر الكثير من المحاليل الحمضية والقاعدية، إلا أنه لا يخلو من بعض السلبيات؛ فمثلا لا تحتوي الأمونيا NH₃ وكربونات الصوديوم Na₂CO₃ على مجموعة الهيدروكسيد إلا أنهما ينتجان في الماء أيون الهيدروكسيد*

نظرية برونستد – لوري

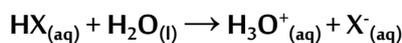
نظرية برونستد – لوري للأحماض والقواعد؛ يكون الحمض فيها هو المادة المانحة لأيون الهيدروجين، في حين تكون القاعدة هي المادة المستقبلة لهذا الأيون.

- الحمض: الحمض هو المادة المانحة لأيون الهيدروجين.
- القاعدة: القاعدة هي المادة المستقبلة لأيون الهيدروجين.

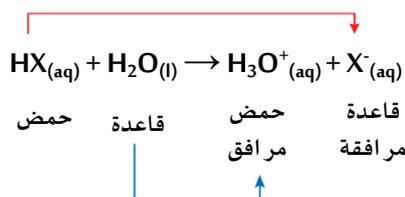
المواد المانحة لأيون الهيدروجين والمستقبلة له:

إذا افترضنا أن الرمز X و Y يمثلان عنصرين غير فلزيين أو أيونات سالبة متعددة الذرات فإننا نستطيع كتابة الصيغة العامة في صورة HX أو HY.

وعندما يذوب جزيء من حمض HX في الماء يعطى أيون H⁺ لجزيء ماء، فيسلك جزيء الماء سلوك القاعدة، ويكتسب أيون H⁺ كما في المعادلة التالية:



وعند اكتساب جزيء H⁺ يصبح حمضًا، فتصبح صيغته H₃O⁺، ويسمى أيون الهيدرونيوم ويعد حمضًا. لأن لديه أيون H⁺ إضافيًا.



الأحماض والقواعد المترافقة:

الحمض المترافق (المقترن): هو المركب الكيميائي الذي ينتج عندما تستقبل القاعدة أيون الهيدروجين.

القاعدة المترافقة (المقترنة): فهي المركب الكيميائي الذي ينتج عندما يمنح الحمض أيون الهيدروجين.

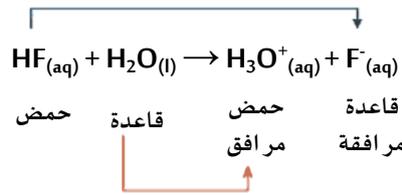
وتتكون تفاعلات برونستد - لوري من أزواج مترافقة من الحمض والقاعدة؛ أي من مادتين ترتبطان معا عن طريق منح واستقبال أيون هيدروجين واحد.



فلوريد الهيدروجين - حمض برونستد - لوري:

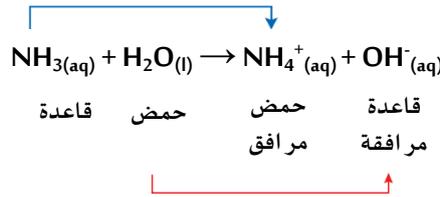
أي الزوجين هو الحمض، وأيهما هو القاعدة المترافقة؟

- الحمض هو فلوريد الهيدروجين وقاعدته المترافقة F⁻ ، ويعد القاعدة في التفاعل العكسي.
- القاعدة هي الماء وحمضها المترافق H₃O⁺ ، ويعد الحمض في التفاعل العكسي.



الأمونيا - قاعدة برونستد - لوري:

عندما تذوب الأمونيا في الماء يكون الماء حمضاً بحسب تعريف برونستد - لوري، ولأن جزيء الأمونيا NH₃ يستقبل أيون H⁺ ليكوّن أيون الأمونيوم NH₄⁺ فإن الأمونيا تصنف قاعدة.



أما في التفاعل العكسي فيعطي أيون الأمونيوم NH₄⁺ أيون H⁺ ليكوّن جزء أمونيا. ويكون بذلك أيون الأمونيوم هو الحمض المترافق للقاعدة (الأمونيا).

الماء - حمض وقاعدة برونستد - لوري:

- عندما يذوب HF في الماء فإن الماء يسلك سلوك القاعدة.
- عندما تذوب الأمونيا NH₃ في الماء، فإن الماء يسلك سلوك الحمض.

يسمى الماء والمواد الأخرى التي تستطيع أن تسلك سلوك الأحماض والقواعد مواد مترددة (أمفوتيرية).

-المسائل التدريبية ص 96-

الأحماض الأحادية البروتون والمتعددة البروتونات

الحمض الذي يستطيع أن يمنح أيون هيدروجين واحدًا فقط يسمى حمضًا أحادي البروتون.

من الأحماض الأحادية البروتون:

- حمض البيروكلوريك HClO_4
- حمض النيتريك HNO_3
- حمض الهيدروبروميك HBr
- حمض الإيثانويك (حمض الخل) CH_3COOH

ذرات الهيدروجين القابلة للتأين:

*الفرق بين ذرة الهيدروجين القابلة للتأين في حمض الإيثانويك وذرات الهيدروجين الثلاث الأخرى هو أن

الذرة القابلة للتأين مرتبطة مع عنصر الأكسجين الأكثر كهروسالبية من الهيدروجين*

- الفرق في الكهروسالبية يجعل الرابطة بين الأكسجين والهيدروجين قطبية.
- أما ذرات الهيدروجين في البنزين فكل منها مرتبط مع ذرة كربون ذات كهروسالبية تساوي تقريبًا كهروسالبية الهيدروجين. فتكون هذه الروابط غير قطبية، لذا يعد البنزين غير حمضي.

الأحماض متعددة البروتونات:

من الأحماض الثنائية البروتونات (تمنح أيوني هيدروجين):

- حمض الكبريتيك H_2SO_4
- حمض الكربونيك H_2CO_3

من الأحماض الثلاثية البروتونات

(تمنح ثلاث أيونات هيدروجين):

- حمض الفوسفوريك H_3PO_4
- حمض البوريك H_3BO_3

بعض الأحماض الشائعة وقواعدها المرافقة		الجدول 3-1	
القاعدة المرافقة		الحمض	
الصيغة الكيميائية	الاسم	الصيغة الكيميائية	الاسم
Cl^-	أيون الكلوريد	HCl	حمض الهيدروكلوريك
NO_3^-	أيون النترات	HNO_3	حمض النيتريك
HSO_4^-	أيون الكبريتات الهيدروجينية	H_2SO_4	حمض الكبريتيك
SO_4^{2-}	أيون الكبريتات	HSO_4^-	أيون الكبريتات الهيدروجينية
F^-	أيون الفلوريد	HF	حمض الهيدروفلوريك
CN^-	أيون السيانيد	HCN	حمض الهيدروسيانيك
CH_3COO^-	أيون الإيثانوات	CH_3COOH	حمض الإيثانويك
H_2PO_4^-	أيون ثنائي هيدروفوسفات	H_3PO_4	حمض الفوسفوريك
HPO_4^{2-}	أيون هيدروفوسفات	H_2PO_4^-	أيون ثنائي هيدروفوسفات
PO_4^{3-}	أيون الفوسفات	HPO_4^{2-}	أيون الهيدروفوسفات
HCO_3^-	أيون الكربونات الهيدروجينية	H_2CO_3	حمض الكربونيك
CO_3^{2-}	أيون الكربونات	HCO_3^-	أيون الكربونات الهيدروجينية

نظرية لويس

وبحسب نظرية لويس فإن حمض لويس مادة مستقبلة لزوج من الإلكترونات، وقاعدة لويس مادة مانحة لزوج من الإلكترونات.

- حمض لويس: مادة مستقبلة لزوج من الإلكترونات.
- قاعدة لويس: مادة مانحة لزوج من الإلكترونات.

مانحات ومستقبلات أزواج الإلكترونات:

-المعادلة ص98-

ملخص النظريات الثلاث للأحماض والقواعد:		
النظرية:	تعريف الحمض	تعريف القاعدة
أرهنينوس	منتج H^+	منتج OH^-
برونستد - لوري	مانح H^+	مستقبل H^+
لويس	يستقبل زوجًا من الإلكترونات	يمنح زوجًا من الإلكترونات

لماذا يعد تفاعل SO_3 مع MgO مهمًا؟

لأنه ينتج بلورات من ملح كبريتات الماغنسيوم، تعرف باسم ملح إبسوم $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ ، ولهذا الملح استعمالات كثيرة، منها تخفيف آلام العضلات، وهو مغذٍ للنباتات.

إذا ترك SO_3 لينتشر في الغلاف الجوي فسوف يتحد مع الماء الموجود في الهواء مكونًا حمض الكبريتيك الذي يسقط على الأرض في صورة مطر حمضي.

الأمهيدريدات:

(هي جزيئات منزوع منها الماء) حيث تتحد جزيئات غاز ثاني أكسيد الكربون بجزيئات الماء في الجو لتكوين حمض الكربونيك H_2CO_3 ، الذي يهطل مع المطر، مكونًا المطر الحمضي.

الدرس الثاني: قوة الأحماض والقواعد

تتأين الأحماض والقواعد القوية في المحاليل تأينًا تامًا، بينما الأحماض والقواعد الضعيفة في المحاليل تأينًا جزئيًا

قوة الأحماض

من خواص المحاليل الحمضية والقاعدية أنها توصل الكهرباء. ما المعلومات التي تستطيع معرفتها عن أيونات الهيدروجين و أيونات الهيدروكسيد في هذه المحاليل المائية من خلال توصيلها للكهرباء؟

الأحماض القوية:

يعتمد توصيل التيار الكهربائي على عدد الأيونات في المحلول.

الأحماض القوية: هي الأحماض التي تتأين كلياً.

ولأن الأحماض القوية تنتج أكبر عدد من الأيونات، لذا فهي موصلات جيدة للكهرباء

أمثلة: $H_2SO_4 / HNO_3 / HCl$

الأحماض الضعيفة:

الحمض الضعيف: هي الأحماض التي تتأين جزئياً.

ولأن الأحماض الضعيفة تنتج أيونات أقل، لذا فإنها لا توصل الكهرباء جيداً مثل الأحماض القوية

أمثلة: $H_2CO_3 / CH_3COOH / HF$

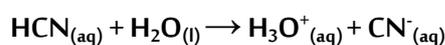
وبين الجدول معادلات التآين لبعض الأحماض الضعيفة والأحماض القوية الشائعة.

أحماض ضعيفة		أحماض قوية	
معادلات التآين	الاسم	معادلات التآين	الاسم
$HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$	الهيدروفلوريك	$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$	الهيدروكلوريك
$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + C_2H_3O_2^-$	الإيثانويك	$HI \rightarrow H^+ + I^-$	الهيدروأوديكيك
$H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^-$	كبريتيد الهيدروجين	$HClO_4 \rightarrow H^+ + ClO_4^-$	البيروكلوريك
$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$	الكربونيك	$HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$	النيتريك
$HClO \rightleftharpoons H^+ + ClO^-$	الهيبوكلوروز	$H_2SO_4 \rightarrow H^+ + HSO_4^-$	الكبريتيك

ثابت تآين الحمض:

يعد تعبير ثابت الاتزان قياساً كمياً لقوة الحمض، وفيما يأتي معادلة التآين، وتعبير ثابت الاتزان لحمض

الهيدروسيانيك:



$$K_{eq} = \frac{[H_3O^+][CN^-]}{[HCN][H_2O]}$$

$$K_{eq}[H_2O] = K_a = \frac{[H_3O^+][CN^-]}{[HCN]} = 6.2 \times 10^{-10}$$

الحمض	ثوابت تآين الأحماض الضعيفة	الجدول 3-4
معادلة التآين	K _a (298 K)	الحمض
$H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^-$	8.9×10^{-8}	كبريتيد الهيدروجين، التآين الأول
$HS^- \rightleftharpoons H^+ + S^{2-}$	1×10^{-19}	كبريتيد الهيدروجين، التآين الثاني
$HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$	6.3×10^{-4}	الهيدروفلوريك
$HCN \rightleftharpoons H^+ + CN^-$	6.2×10^{-10}	الهيدروسيانيك
$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$	1.8×10^{-5}	الإيثانويك (حمض الخل)
$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$	4.5×10^{-7}	الكربونيك، التآين الأول
$HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-}$	4.7×10^{-11}	الكربونيك، التآين الثاني

يسمى K_a ثابت تآين الحمض، وهو قيمة ثابت الاتزان لتآين الحمض الضعيف.

-المسائل التدريبية ص103-

قوة القواعد

القواعد القوية:

القاعدة التي تتحلل كلياً منتجة أيونات فلزية و أيونات الهيدروكسيد تعرف بأنها قاعدة قوية.

أمثلة: هيدروكسيدات الفلزات -ومنها هيدروكسيد الصوديوم NaOH-

تعد بعض هيدروكسيدات الفلزات -ومنها هيدروكسيد الكالسيوم Ca(OH)₂- مصدرًا ضعيفًا لأيونات OH⁻ لأن ذائبيتها منخفضة

ومع ذلك فإن هيدروكسيد الكالسيوم وغيره من هيدروكسيدات الفلزات القليلة الذوبان قواعد قوية: لأن كل ما يذوب فيها يتأين كلياً.

يبين الجدول معادلات تحلل بعض القواعد القوية.

معادلات التآين للقواعد القوية	الجدول 3-5
$\text{NaOH}_{(s)} \rightarrow \text{Na}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$	
$\text{KOH}_{(s)} \rightarrow \text{K}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$	
$\text{RbOH}_{(s)} \rightarrow \text{Rb}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$	
$\text{CsOH}_{(s)} \rightarrow \text{Cs}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$	
$\text{Ca(OH)}_{2(s)} \rightarrow \text{Ca}^{2+}_{(aq)} + 2\text{OH}^-_{(aq)}$	
$\text{Ba(OH)}_{2(s)} \rightarrow \text{Ba}^{2+}_{(aq)} + 2\text{OH}^-_{(aq)}$	

القواعد الضعيفة:

تتأين القواعد الضعيفة جزئيًا فقط في المحاليل المائية المخففة.

الجدول 3-6	ثابت التآين لبعض القواعد	القاعدة
K_b (298 K)	معادلة التآين	
5.0×10^{-4}	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$	إيثيل أمين
4.3×10^{-4}	$\text{CH}_3\text{NH}_2_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$	ميثيل أمين
2.5×10^{-5}	$\text{NH}_3_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$	الأمونيا
4.3×10^{-10}	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$	الأنيلين

ثابت تأين القواعد:

تكوّن القواعد الضعيفة مخاليط اتزان من الجزيئات والأيونات في المحاليل المائية، كما في الأحماض الضعيفة، ويعد ثابت الاتزان قياساً لمُدَى تآين القاعدة.

ويمكن تعريف ثابت تآين القاعدة K_b بأنه قيمة تعبر عن ثابت الاتزان لتآين القاعدة. وكلما صغرت قيمة K_b كانت القاعدة أضعف.

-المسائل التدريبية ص105-

الدرس الثالث: أيونات الهيدروجين والرقم الهيدروجيني

ثابت تأين الماء

ثابت تأين الماء K_w :

ثابت تأين الماء:

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

(حيث K_w تمثل ثابت تأين الماء / و $[H^+]$ تركيز أيون الهيدروجين / و $[OH^-]$ تركيز أيون الهيدروكسيد)

حاصل ضرب تراكيز أيون الهيدروجين و أيون الهيدروكسيد في المحاليل المائية المخففة يساوي K_w .

والتعبير K_w هو حالة خاصة لثابت الاتزان، ينطبق فقط على الماء. ويسمى ثابت تأين الماء، وهو قيمة تعبر عن ثابت الاتزان للتأين الذاتي للماء.

K_w ومبدأ لوتشاتلييه:

حاصل ضرب $[H^+]$ و $[OH^-]$ يساوي دائماً 1.0×10^{-14} عند درجة حرارة 298 K.

لماذا لا يتغير K_w عند زيادة تركيز أيونات الهيدروجين؟ عندما يزداد تركيز H^+ ينقص تركيز OH^- ، بحيث يكون حاصل ضرب تركيز الأيونين ثابتاً دائماً.

-المسائل التدريبية ص 107-

الرقم الهيدروجيني pH والرقم الهيدروكسيدي pOH

ما الرقم الهيدروجيني pH؟

يُعبّر عن تركيز أيونات الهيدروجين باستعمال تدرج الرقم الهيدروجيني pH المبني على اللوغاريتمات.

لذا فإن الرقم الهيدروجيني pH لمحلول ما هو سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروجين.

الرقم الهيدروجيني pH:

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

(حيث $[H^+]$ تمثل تركيز أيون الهيدروجين)

قيمة pH لمحلول ما تساوي سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروجين.

ما الرقم الهيدروكسيدي pOH؟

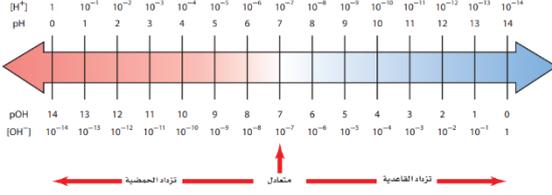
ويعرف الرقم الهيدروكسيدي pOH لمحلول ما بأنه سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروكسيد.

الرقم الهيدروكسيدي pOH:

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

(حيث $[H^+]$ تمثل تركيز أيون الهيدروكسيد)

قيمة pOH لمحلول ما تساوي سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروكسيد.



- قيم pH للمحاليل الحمضية عند درجة حرارة 298 K أقل من 7. وللمحاليل المتعادلة تساوي 7؛ بينما يكون المحلول الذي قيمة pH له أعلى من 7.

- قيم pOH للمحاليل الحمضية عند درجة حرارة 298 K أقل من 7. وللمحاليل المتعادلة تساوي 7؛ بينما يكون المحلول الذي قيمة pOH له أعلى من 7.

ما العلاقة بين pH و pOH؟

$$pH + pOH = 14.00$$

(حيث $[H^+]$ تمثل $-\log[H^+]$ / بينما pOH تمثل $-\log[OH^-]$)

مجموع pH و pOH يساوي 14.00 .

-المسائل التدريبية ص 106/110/111/112/113-

قياس الرقم الهيدروجيني pH:

يعد ورق تباع الشمس مثلاً على نوع من أوراق كاشف الحموضة، فكل هذه الأوراق معالجة بمادة تسمى الكواشف؛ حيث يتغير لونها اعتماداً على تركيز أيونات الهيدروجين في المحلول.

عند غمص ورقة كاشف pH في محلول حمضي أو قاعدي يتغير لونها، ثم يتم مقارنة لونها الجديد للورقة بألوان كاشف pH المعياري الموجود على ورقة مدرجة.

الدرس الرابع: التعادل

التفاعلات بين الأحماض والقواعد

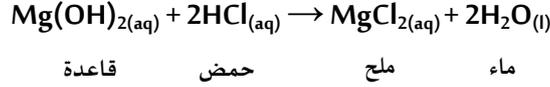
عندما يتفاعل $Mg(OH)_2$ مع حمض HCl يحدث تفاعل تعادل.

وتفاعل التعادل تفاعل محلول حمض مع محلول قاعدة لينتج ملحاً وماءً.

والمحلول المركب أيوني يتكون من أيون موجب من قاعدة و أيون سالب من حمض، لذا يكون تفاعل التعادل إحللاً مزدوجاً.

كتابة معادلات التبادل:

في التفاعل بين هيدروكسيد المغنيسيوم وحمض الهيدروكلوريك يحل المغنيسيوم محل الهيدروجين HCl،
ويحل الهيدروجين محل المغنيسيوم في $Mg(OH)_2$.



معايرة الأحماض والقواعد:

المعايرة طريقة لتحديد تركيز محلول ما؛ وذلك بتفاعل حجم معلوم منه مع محلول تركيزه معلوم.

كيف تتم معايرة حمض وقاعدة؟ يستخدم نوع من المعدات في عملية المعايرة حيث يستعمل مقياس pH لمراقبة التغير في قيم pH أثناء عملية المعايرة.

خطوات المعايرة:

- i. يوضع حجم معين من المحلول الحمضي أو القاعدي غير المعروف التركيز في كأس زجاجية، ثم تغمس أقطاب مقياس pH في هذا المحلول، وتقرأ قيمتها الابتدائية للمحلول وتسجل.
- ii. تملأ السحاحة بمحلول المعايرة المعلوم تركيزه.

يسمى هذا المحلول **المحلول القياسي**.

- iii. تضاف أحجام معلومة من المحلول القياسي ببطء إلى المحلول الموجود في الكأس وتخلط معه. ثم تقرأ قيمة pH وتسجل بعد كل إضافة. تستمر هذه العملية إلى أن يصل التفاعل إلى نقطة التكافؤ.

نقطة التكافؤ (نقطة التبادل): هي نقطة يتساوى عندها عدد مولات H^+ من الحمض مع عدد مولات OH^- من القاعدة.

كواشف الأحماض والقواعد:

وتسمى الأصباغ الكيميائية التي تتأثر ألوانها بالمحاليل الحمضية والقاعدية **كواشف الأحماض والقواعد**.

الكواشف ونقطة المعايرة:

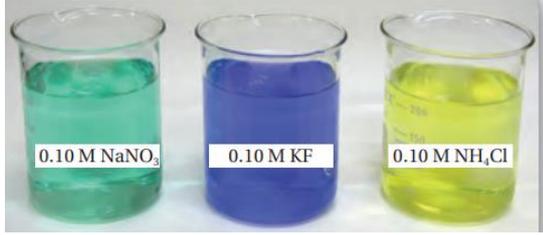
الكثير من الكواشف المستعملة في المعايرة أحماضاً ضعيفة، لكل منها قيمة pH خاصة به، أو مدى pH يتغير لونه بعده.

وتسمى النقطة التي يتغير لون الكاشف عندها **نقطة نهاية المعايرة**.

-المسائل التدريبية ص 120-

تميه الأملاح

أضيفت بضع قطرات من محلول كاشف البروموثيمول الأزرق . إلى محاليل مائية وهي:



- أملاح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl
- نترات الصوديوم NaNO_3
- فلوريد البوتاسيوم KF

تركيزها 0.10M

غير محلول نترات الصوديوم NaNO_3 لون الكاشف إلى اللون الأخضر ، وهذا يعني أن المحلول متعادل.

ويشير اللون الأزرق في محلول KF إلى أن المحلول قاعدي.

بينما يدل اللون الأصفر لمحلول كلوريد NH_4Cl الأمونيوم على أن المحلول حمضي.

لماذا تكون بعض محاليل الأملاح متعادلة، وبعضها قاعدي وبعضها الآخر حمضي؟

يتفاعل الكثير من الأملاح مع الماء في عملية تعرف باسم تميه الأملاح؛ حيث تستقبل الأيونات السالبة من الملح المتأين أيونات الهيدروجين من الماء، أو تمنح الأيونات الموجبة من الملح المتفكك أيونات الهيدروجين للماء.

الأملاح التي تنتج محاليل قاعدية:

مثال: ينتج ملح فلوريد البوتاسيوم عن قاعدة قوية KOH وحمض ضعيف HF .

الأملاح التي تنتج محاليل حمضية:

مثال: ينتج ملح NH_4Cl عن قاعدة ضعيفة NH_3 وحمض قوي HCl .

الأملاح التي تنتج محاليل متعادلة:

مثال: تنتج نترات الصوديوم NaNO_3 عن حمض قوي HNO_3 وقاعدة قوية NaOH يصبح محلول نترات الصوديوم متعادلاً.

-المسائل التدريبية ص 122-

المحاليل المنظمة

ما المحلول المنظم؟

المحاليل المنظمة محاليل تقاوم التغيرات في قيم pH عند إضافة كميات محددة من الأحماض أو القواعد.

كيف تعمل المحاليل المنظمة؟

وتتكون من خليط حمض ضعيف مع قاعدته المرافقة، أو قاعدة ضعيفة مع حمضها المرافق.

سعة المحلول المنظم: تسمى كمية الحمض أو القاعدة التي يستطيع المحلول المنظم أن يستوعبها دون تغير مهم في pH . وكلما زادت تراكيز الجزيئات والأيونات المنظمة في المحلول زادت سعة المحلول المنظم.

اختيار المحلول المنظم:

المحاليل المنظمة والأزواج المترافقة		الجدول 3-7
قيمة pH	الأزواج المترافقة من الأحماض والقواعد في المحاليل المنظمة	معادلات تأين المحاليل المنظمة
3.20	HF/F ⁻	$\text{HF}_{(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{F}^-_{(\text{aq})}$
4.76	CH ₃ COOH/CH ₃ COO ⁻	$\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}$
6.35	H ₂ CO ₃ /HCO ₃ ⁻	$\text{H}_2\text{CO}_{3(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{HCO}_3^-_{(\text{aq})}$
7.21	H ₂ PO ₄ ⁻ /HPO ₄ ²⁻	$\text{H}_2\text{PO}_4^-_{(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{HPO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$
9.4	NH ₄ ⁺ /NH ₃	$\text{NH}_{3(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})}$
10.70	C ₂ H ₅ NH ₃ ⁺ /C ₂ H ₅ NH ₂	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_{2(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})}$

الفصل الرابع: تفاعلات الأكسدة والاختزال

الدرس الأول: الأكسدة والاختزال

انتقال الإلكترون وتفاعل الأكسدة والاختزال + العوامل المؤكسدة والعوامل المختزلة

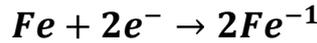
يسمى التفاعل الذي انتقلت فيه الإلكترونات من إحدى الذرات إلى ذرة أخرى **تفاعل الأكسدة والاختزال**.

تعرف عملية **الأكسدة** على أنها **فقدان ذرة المادة للإلكترونات** (أي **زيادة في عدد الأكسدة**) والمادة الناتجة عن فقدان الذرة للإلكترونات تسمى **عامل مختزل**

العامل المختزل: المادة التي يحدث لها أكسدة (تفقد إلكترونات)

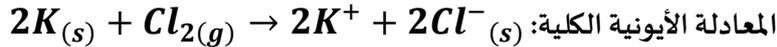


أما عملية **الاختزال** فتعرف على أنها **اكتساب ذرات المادة للإلكترونات** (أي **نقصان في عدد الأكسدة**) والمادة الناتجة عن اكتساب الذرة للإلكترونات تسمى **عامل مؤكسد**



العامل المؤكسد: المادة التي يحدث لها اختزال (تكتسب إلكترونات)

التغير في عدد التأكسد: معادلة تفاعل فلز البوتاسيوم مع غاز الكلور هي على النحو التالي



ذرات البوتاسيوم (K) **قد تأكسدت** من حالة الصفر إلى +1 لأن كل ذرة فقدت إلكترون (عامل مختزل)

أما ذرات الكلور (Cl) **قد اختزلت** من حالة الصفر إلى -1 لأن كل ذرة اكتسبت إلكترون (عامل مؤكسد)

تفاعلات الأكسدة والاختزال والكهروكيميائية

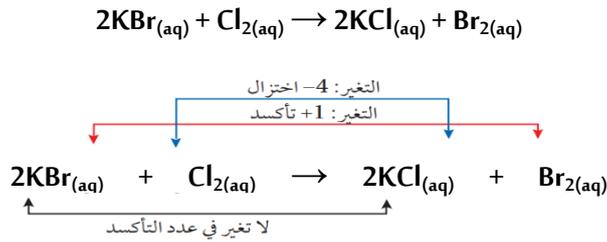
تزداد كهروسالبية العناصر من اليسار إلى اليمين عبر الجدول الدوري وتقل بالاتجاه نحو الأسفل عبر المجموعة الواحدة، وتعد العناصر ذات الكهروسالبية المنخفضة عوامل مختزلة قوية والعناصر ذات الكهروسالبية المرتفعة عوامل مؤكسدة قوية

تحديد أعداد التأكسد

قواعد تحديد أعداد التأكسد للعناصر		
عدد التأكسد (n)	مثال	القاعدة
0	Na, O ₂ , Cl ₂ , H ₂	عدد تأكسد الذرة غير المتحددة يساوي صفر
+2	Ca ⁺²	عدد تأكسد الأيون الأحادي للذرة يساوي شحنة الأيون
-1	Br ⁻	
-3	NH ₃ في N	عدد تأكسد الذرة الأكثر كهروسالبية في الجزيء أو الأيون المعقد هو الشحنة نفسها التي سيكون عليها كما لو كان أيوناً
-2	NO في O	
-1	LiF في F	عدد تأكسد العنصر الأكثر كهروسالبية (الفلور) هو دائماً -1 عندما يرتبط بعنصر آخر
-2	NO ₂ في O	عدد تأكسد الأكسجين في المركب دائماً يساوي -2 ما عدا مركبات فوق الأكاسيد كما في المركب فوق أكسيد الهيدروجين H ₂ O ₂ ، حيث يساوي -1، وعندما يرتبط بالفلور العنصر الوحيد الذي له كهروسالبية أعلى من الأوكسجين يكون عدد تأكسده موجباً
-1	H ₂ O ₂ في O	
+2	OF ₂ في O	
-1	NaH في H	عدد تأكسد الهيدروجين في معظم مركباته يساوي +1، ما عدا الهيدريدات فيساوي -4
+1	K	عدد تأكسد فلزات المجموعتين الأولى والثانية والألمنيوم يساوي عدد إلكترونات المدار الخارجي لها
+2	Ca	
+3	Al	
(+2)+2(-1)=0	CaBr ₂	مجموع أعداد التأكسد في المركبات المتعادلة يساوي صفرًا
(+4)+3(-2)=-2	SO ₃ ⁻²	مجموع أعداد التأكسد للمجموعات الذرية يساوي شحنة المجموعة

-المسائل التدريبية ص145-

أعداد التأكسد في تفاعلات الأكسدة والاختزال



الدرس الثاني: وزن معادلات الأكسدة والاختزال

يصعب وزن معظم معادلات الأكسدة والاختزال باستعمال الطريقة التقليدية.

طريقة عدد التأكسد

فعندما تفقد الذرة الإلكترونات يزداد عدد تأكسدها، وعندما تكتسب الذرة الإلكترونات يقل عدد تأكسدها. ويجب أن يساوي عدد الإلكترونات المكتسبة عددًا لمجموع الإلكترونات المفقودة. ولذا يجب أن يكون مجموع الزيادة في عدد التأكسد مساوي الانخفاض في أعداد التأكسد للذرات المشتركة في التفاعل. وتسمى مثل هذه الطريقة طريقة عدد التأكسد.

وتعتمد على المبادئ التالية:

طريقة عدد التأكسد
حدد أعداد التأكسد لجميع الذرات في المعادلة.
حدد الذرات التي تأكسدت والذرات التي اختزلت.
حدد التغير في عدد التأكسد للذرات التي تأكسدت والذرات التي اختزلت.
اجعل التغير في أعداد التأكسد متساويًا في القيمة؛ وذلك بضبط المعاملات في المعادلة.
استعمل الطريقة التقليدية في وزن المعادلة الكيميائية الكلية، إذا كان ذلك ضروريًا.

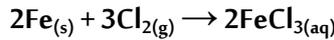
-المسائل التدريبية ص148-

وزن معادلات الأكسدة والاختزال الأيونية الكلية

تحدث بعض تفاعلات الأكسدة والاختزال فقط في المحاليل القاعدية، وعند وزن معادلات هذه التفاعلات يمكنك إضافة أيونات الهيدروكسيد OH^- وجزيئات الماء إلى طرفي المعادلة.

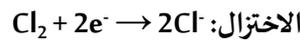
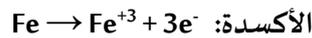
-المسائل التدريبية ص150-

وزن معادلات الأكسدة والاختزال باستعمال طريقة نصف التفاعل



في هذا التفاعل تتأكسد كل ذرة حديد بفقدانها 3 إلكترونات لتصبح أيون Fe^{+3} .

وذرة الكلور في Cl_2 تختزل باكتسابها إلكترونًا واحدًا لتصبح أيون Cl^- .



حيث يمثل كل نصف تفاعل أحد جزئي تفاعل الأكسدة والاختزال؛ أي تفاعل الأكسدة أو تفاعل الاختزال.

ويبين الجدول التنوع في أنصاف تفاعلات الاختزال التي تتضمن تأكسد Fe إلى Fe³⁺.

الجدول 4-5 تفاعلات الأكسدة والاختزال التي يحدث فيها تأكسد الحديد		
التفاعل الكلي (غير الموزون)	نصف تفاعل التأكسد	نصف تفاعل الاختزال
Fe + O ₂ → Fe ₂ O ₃	Fe → Fe ³⁺ + 3e ⁻	O ₂ + 4e ⁻ → 2O ²⁻
Fe + F ₂ → FeF ₃		F ₂ + 2e ⁻ → 2F ⁻
Fe + HBr → H ₂ + FeBr ₃		2H ⁺ + 2e ⁻ → H ₂
Fe + AgNO ₃ → Ag + Fe(NO ₃) ₃		Ag ⁺ + e ⁻ → Ag
Fe + CuSO ₄ → Cu + Fe ₂ (SO ₄) ₃		Cu ²⁺ + 2e ⁻ → Cu

خطوات وزن معادلات الأكسدة والاختزال باستخدام طريقة نصف التفاعل في موضحة في الجدول التالي:

الجدول 4-6 طريقة نصف التفاعل	
1. اكتب المعادلة الأيونية الكلية للتفاعل، مهملاً الأيونات المتفرجة.	
$\text{Fe}_{(s)} + \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)} \rightarrow \text{Cu}_{(s)} + 2\text{Fe}^{3+}_{(aq)} + 3\text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$ $\text{Fe}_{(s)} + \text{Cu}^{2+}_{(aq)} \rightarrow \text{Cu}_{(s)} + 2\text{Fe}^{3+}_{(aq)}$	
2. اكتب نصفي تفاعل الأكسدة والاختزال للمعادلة الأيونية الكلية.	
$\text{Fe}_{(s)} \rightarrow 2\text{Fe}^{3+}_{(aq)} + 6e^{-}$	$\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$
3. زن الذرات والشحنات في كل نصف تفاعل.	
$2\text{Fe}_{(s)} \rightarrow 2\text{Fe}^{3+}_{(aq)} + 6e^{-}$	$\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$
4. زن المعادلات على أن يكون عدد الإلكترونات المفقودة في التأكسد يساوي عدد الإلكترونات المكتسبة في الاختزال.	
$2\text{Fe}_{(s)} \rightarrow 2\text{Fe}^{3+}_{(aq)} + 6e^{-}$	$3\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 6e^{-} \rightarrow 3\text{Cu}_{(s)}$
5. اجمع نصفي التفاعل الموزونين، وأعد الأيونات المتفرجة.	
$2\text{Fe}_{(s)} + 3\text{Cu}^{2+}_{(aq)} \rightarrow 3\text{Cu}_{(s)} + 2\text{Fe}^{3+}_{(aq)}$ $2\text{Fe}_{(s)} + 3\text{CuSO}_4_{(aq)} \rightarrow 3\text{Cu}_{(s)} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3_{(aq)}$	

-المسائل التدريبية ص 153-

الفصل الخامس: الكيمياء الكهربائية

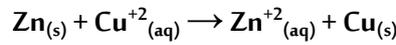
الدرس الأول: الخلايا الجلفانية

الأكسدة والاختزال في الكيمياء الكهربائية

* تحدث الأكسدة في الخلايا الجلفانية عند الأنود (المصعد) منتجة إلكترونات تتدفق نحو الكاثود (المهبط) حيث يحدث الاختزال.*

الكيمياء الكهربائية: هي دراسة عمليات الأكسدة والاختزال التي تتحول من خلالها الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية، وبالعكس.

أنصاف التفاعل:



نصف تفاعل الأكسدة (فقدان الإلكترونات): $\text{Zn}_{(s)} + \text{Zn}^{+2}_{(aq)} \rightarrow 2e^{-}$

نصف تفاعل الاختزال (اكتساب الإلكترونات): $\text{Cu}^{+2}_{(aq)} + 2e^{-} \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$

القنطرة الملحية: هي ممر لتدفق الأيونات من جهة إلى أخرى.

الخلايا الكهروكيميائية:

الخلية الكهروكيميائية: جهاز يستعمل تفاعل الأكسدة والاختزال لإنتاج طاقة كهربائية، أو يستعمل الطاقة الكهربائية لإحداث تفاعل كيميائي.

والخلية الجلفانية: نوع من الخلايا الكهروكيميائية التي تحول الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية بواسطة تفاعل الأكسدة والاختزال التلقائي.

كيمياء الخلايا الجلفانية

تتكون الخلايا الكهروكيميائية من جزأين يطلق على كل منهما **نصف الخلية**؛ حيث يحدث فيهما تفاعلات الأكسدة والاختزال المنفصلين.

ويسمى القطب الذي يحدث عنده تفاعل الأكسدة الأنود (المصعد)، في حين يسمى القطب الذي يحدث عنده تفاعل الاختزال الكاثود (المهبط).

الخلايا الجلفانية والطاقة:

الفولت هو الوحدة المستعملة في قياس جهد الخلية. و**فرق الجهد** في الخلية الجلفانية هو إشارة إلى كمية الطاقة المتوافرة لدفع الإلكترونات من الأنود إلى الكاثود.

كلما زاد الفرق بين القطبين زاد فرق جهد الخلية وزاد معه أيضا جهد الخلية.

حساب فرق الجهد في الخلايا الكهروكيميائية

جهد الاختزال: مدى قابلية المادة لاكتساب الإلكترونات لهذه المادة.

ولا يمكن تحديد جهد اختزال القطب بصورة مباشرة؛ وذلك لأن نصف تفاعل الاختزال لا بد أن يقترن بنصف تفاعل الأكسدة.

قطب الهيدروجين القياسي:

لقياس جهد الاختزال يتم استخدام **قطب الهيدروجين القياسي** الذي يتكون من شريحة صغيرة من البلاتين مغموسة في محلول حمض الهيدروكلوريك HCl الذي يحتوي على أيونات هيدروجين بتركيز 1M ويتم ضخ غاز الهيدروجين H₂ في المحلول عند ضغط 1 atm ودرجة حرارة 25 C°، وتعرف هذه الظروف **بالظروف القياسية (STP)**، ويكون فرق الجهد لقطب الهيدروجين القياسي، المسمى جهد الاختزال القياسي (E°_{H₂}) مساوياً 0.000V، ويعمل هذا القطب بوصفه نصف تفاعل اختزال، أو نصف تفاعل أكسدة؛ اعتماداً على نصف الخلية الموصلة به.

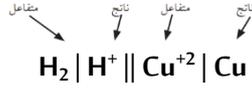
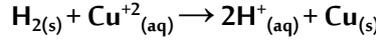
جهود نصف الخلية:

قام الكيميائيون بقياس جهود الاختزال القياسية وتسجيلها لعدد من أنصاف الخلايا. ويرتب الجدول بعض تفاعلات نصف الخلية الشائعة تصاعدياً بحسب قيم جهود الاختزال.

جهود الاختزال القياسية		الجدول 1-5	
نصف التفاعل	E° (V)	نصف التفاعل	E° (V)
Cu ²⁺ + e ⁻ → Cu ⁺	+0.153	Li ⁺ + e ⁻ → Li	-3.0401
Cu ²⁺ + 2e ⁻ → Cu	+0.3419	Ca ²⁺ + 2e ⁻ → Ca	-2.868
O ₂ + 2H ₂ O + 4e ⁻ → 4OH ⁻	+0.401	Na ⁺ + e ⁻ → Na	-2.71
I ₂ + 2e ⁻ → 2I ⁻	+0.5355	Mg ²⁺ + 2e ⁻ → Mg	-2.372
Fe ³⁺ + e ⁻ → Fe ²⁺	+0.771	Be ²⁺ + 2e ⁻ → Be	-1.847
NO ₃ ⁻ + 2H ⁺ + e ⁻ → NO ₂ + H ₂ O	+0.775	Al ³⁺ + 3e ⁻ → Al	-1.662
Hg ₂ ²⁺ + 2e ⁻ → 2Hg	+0.7973	Mn ²⁺ + 2e ⁻ → Mn	-1.185
Ag ⁺ + e ⁻ → Ag	+0.7996	Cr ²⁺ + 2e ⁻ → Cr	-0.913
Hg ²⁺ + 2e ⁻ → Hg	+0.851	2H ₂ O + 2e ⁻ → H ₂ + 2OH ⁻	-0.8277
2Hg ²⁺ + 2e ⁻ → Hg ₂ ²⁺	+0.920	Zn ²⁺ + 2e ⁻ → Zn	-0.7618
NO ₃ ⁻ + 4H ⁺ + 3e ⁻ → NO + 2H ₂ O	+0.957	Cr ³⁺ + 3e ⁻ → Cr	-0.744
Br _{2(l)} + 2e ⁻ → 2Br ⁻	+1.066	S + 2e ⁻ → S ²⁻	-0.47627
Pt ²⁺ + 2e ⁻ → Pt	+1.18	Fe ²⁺ + 2e ⁻ → Fe	-0.447
O ₂ + 4H ⁺ + 4e ⁻ → 2H ₂ O	+1.229	Cd ²⁺ + 2e ⁻ → Cd	-0.4030
Cl ₂ + 2e ⁻ → 2Cl ⁻	+1.35827	PbI ₂ + 2e ⁻ → Pb + 2I ⁻	-0.365
Au ³⁺ + 3e ⁻ → Au	+1.498	PbSO ₄ + 2e ⁻ → Pb + SO ₄ ²⁻	-0.3588
MnO ₄ ⁻ + 8H ⁺ + 5e ⁻ → Mn ²⁺ + 4H ₂ O	+1.507	Co ²⁺ + 2e ⁻ → Co	-0.28
Au ⁺ + e ⁻ → Au	+1.692	Ni ²⁺ + 2e ⁻ → Ni	-0.257
H ₂ O ₂ + 2H ⁺ + 2e ⁻ → 2H ₂ O	+1.776	Sn ²⁺ + 2e ⁻ → Sn	-0.1375
Co ³⁺ + e ⁻ → Co ²⁺	+1.92	Pb ²⁺ + 2e ⁻ → Pb	-0.1262
S ₂ O ₈ ²⁻ + 2e ⁻ → 2SO ₄ ²⁻	+2.010	Fe ³⁺ + 3e ⁻ → Fe	-0.037
F ₂ + 2e ⁻ → 2F ⁻	+2.866	2H ⁺ + 2e ⁻ → H ₂	0.0000

تحديد جهود اختزال الخلية الكهروكيميائية:

تتدفق الإلكترونات من قطب الهيدروجين، إلى قطب النحاس، وتختزل أيونات النحاس إلى فلز النحاس:



مقارنة قطب النحاس بقطب الهيدروجين

$$E^\circ_{\text{Zn}} = +0.342 \text{ V}$$

مقارنة قطب الخارصين بقطب الهيدروجين



$$E^\circ_{\text{Zn}} = -0.762 \text{ V}$$

إن أيونات الهيدروجين عند قطب الهيدروجين تكتسب إلكترونات أسهل من أيونات الخارصين، لذا يكون جهد اختزال أيونات الهيدروجين أعلى من جهد اختزال أيونات الخارصين، يكون قيمة سالبة.

معادلة جهد الخلية:

$$E^\circ_{\text{cell}} = E^\circ_{\text{cathode}} - E^\circ_{\text{anode}}$$

(حيث E°_{cell} تمثل الجهد الكلي القياسي للخلية)

E°_{cathode} تمثل نصف جهد الخلية القياسي لفاعل الاختزال

E°_{anode} تمثل نصف جهد الخلية القياسي لتفاعل التأكسد)

جهد الخلية القياسي يساوي الجهد القياسي لنصف خلية الاختزال مطروحا منه الجهد القياسي لنصف خلية التأكسد.

-المسائل التدريبية ص 176-

الدرس الثاني: البطاريات

الخلايا الجافة

البطارية: عبارة عن خلية جلفانية أو أكثر في عبوة واحدة تنتج التيار الكهربائي.

خلية الخارصين والكربون الجافة:

الخلية الجافة هي خلية جلفانية.

البطاريات القلوية:

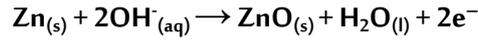
لقد حلت الخلية القلوية الجافة الأكثر كفاءة، محل خلية الخارصين والكربون الجافة، ولا تحتاج البطاريات القلوية إلى عمود الكربون بوصفه كاثودًا؛ لذا يمكن تصنيعها بأحجام صغيرة، ولها استعمالات متعددة في الأجهزة الصغيرة.

بطاريات الفضة:

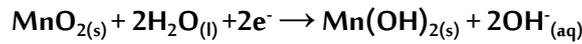
بطاريات الفضة تعد أصغر حجمًا، وتستهلك في تزويد الأجهزة بالطاقة، ومنها سماعات الأذن والساعات وآلات التصوير، وتستهلك بطاريات الفضة تفاعل أنود نصف خلية البطاريات القلوية.

حدد أنصاف التفاعلات المشتركة التي تحدث في كل من البطاريات القلوية، وبطاريات الفضة.

في البطاريات القلوية: يمكن تمثيل تفاعل الأنود لنصف الخلية على النحو الآتي:

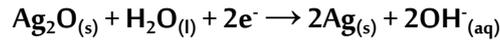


أما تفاعل الكاثود لنصف الخلية هو:



في بطاريات الفضة: تستعمل بطاريات الفضة تفاعل أنود نصف خلية البطاريات القلوية

أما تفاعل الكاثود لنصف الخلية فهو على النحو التالي:



البطاريات الأولية والثانوية:

تقسم البطاريات إلى نوعين اعتمادًا على عملياتها الكيميائية، وتصنف خلايا الخارصين والكربون، والقلوية، والفضة على أنها بطاريات أولية.

البطاريات الأولية: هي التي تنتج طاقة كهربائية من تفاعل الأكسدة والاختزال الذي لا يحدث بشكل عكسي بسهولة، وتصبح البطارية غير صالحة للاستعمال بعد انتهاء التفاعل.

ويسمى النوع الآخر **البطاريات الثانوية:** وهي تعتمد على تفاعل الأكسدة والاختزال العكسي، لذا فإنه يمكن شحنها.

المقارنة	البطارية الأولية	البطارية الثانوية
نوع التفاعل	التفاعل غير عكسي	التفاعل عكسي
صلاحية البطارية (إمكانية شحنها)	غير صالحة بعد انتهاء التفاعل	يمكن شحن البطارية
أمثلة	بطاقة الخارصين / الكربون / البطارية القلوية / بطارية الفضة	بطارية الرصاص الحمضية / بطارية النيكل / كادميوم / بطارية الليثيوم

بطاريات تخزين المرمك الرصاصي الحمضية

تستخدم بطاريات تخزين المرمك الرصاصي الحمضية في السيارات وهو الاسم الأكثر شيوعًا لها؛ لأن

المحلول الموصل في البطارية هو محلول حمض الكبريتيك، وهي بطارية غير جافة.

بطاريات الليثيوم

بطارية ذات وزن خفيف، تخزن كميات كبيرة من الطاقة بالنسبة لحجمها لذا ركز المهندسون انتباههم على عنصر الليثيوم.

ولذلك لعدة أسباب منها:

- أن الليثيوم أخف فلز معروف.
- أن له أقل جهد اختزال قياسي بالنسبة إلى العناصر الفلزية الأخرى.
- أن بطاريات الليثيوم تستمر فترة أطول.

تستعمل عادة في الساعات والحواسيب وغيرها للحفاظ على الزمن والتاريخ.. حتى عند إطفاء الجهاز

خلايا الوقود

خلية الوقود: هي خلية جلفانية؛ حيث ينتج تأكسد الوقود طاقة كهربائية.

وتختلف خلايا الوقود عن البطاريات الأخرى؛ لأنها تزود بالوقود باستمرار من مصدر خارجي.

وبسبب المصدر الخارجي فإنها لا تنفذ مثل سائر البطاريات؛ حيث تستمر في إنتاج الكهرباء ما دام الوقود متوافر.

التآكل

التآكل: هو خسارة الفلز الناتج عن تفاعل أكسدة واختزال بين الفلز والمواد التي في البيئة.

على الرغم من الاعتقاد أن الصدأ ناتج عن تفاعل الحديد مع الأكسجين إلا أنه تفاعل أكثر تعقيداً، لذا فإن قطعة الحديد التي تركت معرضة للهواء والرطوبة تكون أكثر عرضة للصدأ.

منع التآكل:

ومن هذه الطرائق:

- عمل غطاء من الطلاء لعزل الماء والهواء؛ لأن الطلاء يتلف مع الزمن، لذا فإنه يجب إعادة طلائه مرات عديدة.
- توصيل كتل من الفلز مثل الماغنسيوم أو الألومنيوم أو التيتانيوم بالهيكل الفولاذي، فتتأكسد هذه الكتل أسهل من الحديد، فيتآكل الماغنسيوم بدلا من الأنابيب.
- الجلفنة: إذ يتم بها تغليف الحديد بفلز أكثر مقاومة للتآكسد. وكمثال على ذلك يتم تغليف الحديد بطبقة من الخارصين؛ إما عن طريق غمس القطعة الحديدية بمصهور الخارصين، وإما بطلاء الجسم بالخارصين كهربائياً.

الدرس الثالث: التحليل الكهربائي

يؤدي وجود مصدر تيار كهربائي في التحليل الكهربائي إلى حدوث تفاعل غير تلقائي في الخلايا الكهروكيميائية

عكس تفاعلات الأكسدة والاختزال

ويسمى استعمال الطاقة الكهربائية لإحداث تفاعل كيميائي التحليل الكهربائي.

وتسمى الخلية الكهروكيميائية التي يحدث فيها تحليل كهربائي خلية التحليل الكهربائي.

فعند إعادة شحن بطارية ثانوية مثلاً فإنها تعمل عمل خلية تحليل كهربائي.



تعمل أكسدة الخارصين في هذه الخلية على تزويد المصباح بالالكترونات لإضاءته واختزال أيونات النحاس، ويستمر التفاعل التلقائي حتى يستهلك الخارصين.



عندما يتم تزويد الخلية بطاقة خارجية ينعكس تدفق الإلكترونات ويحدث التفاعل غير التلقائي، الذي يستعيد الوضع الأصلي للخلية.

عللي: يمكن تجديد الخلية إذا تم تزويدها بتيار في الاتجاه المعاكس باستعمال مصدر طاقة خارجي؟ لأن التفاعل في الاتجاه العكسي غير تلقائي.

تطبيقات التحليل الكهربائي

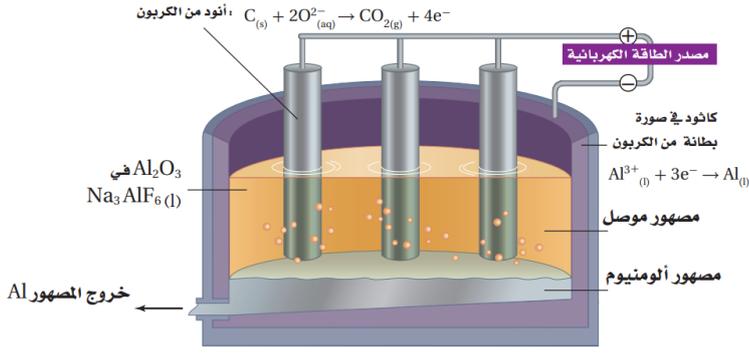
● التحليل الكهربائي لمصهور NaCl:

- i. داخل خلية داون.
- ii. يعمل مصهور كلوريد الصوديوم كموصل للتيار الكهربائي.
- iii. يتأكسد أيون الكلوريد إلى غاز الكلور عند الأنود.
- iv. يختزل أيونات الصوديوم عند الكاثود.

● التحليل الكهربائي لماء البحر:

- i. يتم تحليل ماء البحر باعتباره محلول مائي لكلوريد الصوديوم.
- ii. تختزل أيونات الهيدروجين في الماء عند الكاثود بدلاً من أيونات الصوديوم لأنه أسهل.
- iii. تتأكسد أيونات الكلوريد عند الأنود بدلاً من أيونات الهيدروكسيد لأنه أسهل.

• إنتاج الألمنيوم:



تتم عملية (هول - هيروليت) عند درجة حرارة 1000°C في مصهر مشابه لهذا، ويستعمل الجرافيت أنودًا وكاثودًا، وتتم إضافة الألمنيوم المعاد تدويره إلى الخلية مع الألمنيوم لتساعد على خفض درجة الانصهار.

• تقنية الخامات:

تستعمل في تنقية الفلزات من الشوائب مثل النحاس.

• الطلاء بالكهرباء:

يمكن طلاء الأشياء كهربائيًا ببعض الفلزات النفيسة مثل الذهب والفضة.

عللي: لا يمكن أن تختزل أيونات الصوديوم؟ بسبب أن اختزال أيونات الهيدروجين في الماء أسهل حدوثًا.

عللي: لا يمكن أن تتأكسد أيونات الهيدروكسيد؟ بسبب أن تأكسد أيونات الكلوريد أسهل حدوثًا.

المقارنة	الخلايا الجلفانية	خلايا التحليل الكهربائي
تحول الطاقة	تحول الطاقة الكيميائية إلى كهربائية	تحول الطاقة الكهربائية إلى الكيميائية
نوع التفاعل	تلقائي	غير تلقائي
الأنود	القطب السالب (نصف تفاعل الأكسدة)	القطب الموجب (نصف تفاعل الأكسدة)
الكاثود	القطب الموجب (نصف تفاعل الاختزال)	القطب السالب (نصف تفاعل الاختزال)
سير التيار	من الأنود إلى الكاثود	من الأنود إلى الكاثود
القنطرة الملحية	تحتاج إلى قنطرة ملحية	لا تحتاج إلى قنطرة ملحية
الأقطاب	لابد أن يكون القطبان مختلفان حتى ينشأ بينهما فرق جهد	لا يشترط أن تكون الأقطاب مختلفة

الفصل السادس: المركبات العضوية الحيوية

الدرس الأول: البروتينات

تؤدي البروتينات وظائف أساسية تشمل تنظيم التفاعلات الكيميائية والدعم البنائي ونقل المواد وتقلصات العضلات.

تركيب البروتين

تعد الإنزيمات نوعًا من البروتينات.

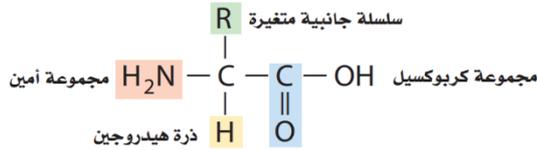
البروتينات: بوليمرات عضوية تتكون من أحماض أمينية مرتبطة معا بترتيب معين.

الأحماض الأمينية:

الأحماض الأمينية: جزيئات عضوية توجد فيها مجموعة

الأمين ومجموعة الكربوكسيل الحمضية.

الشكل الآتي يبين التركيب العام للحمض الأميني:



يوجد في كل حمض أميني ذرة كربون مركزية محاطة بأربع مجموعات:

- مجموعة الأمين (-NH₂)
- مجموعة الكربوكسيل (-COOH)
- ذرة هيدروجين
- سلسلة جانبية متغيرة R

أمثلة على الأحماض الأمينية

الجدول 6-1

$ \begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{NH}_2 \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{H}_2\text{N} - \text{C} - \text{C} - \text{OH} \\ \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \quad \quad \text{O} \\ \text{اللايسين} \end{array} $	$ \begin{array}{c} \text{SH} \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{H}_2\text{N} - \text{C} - \text{C} - \text{OH} \\ \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \quad \quad \text{O} \\ \text{السيستين} \end{array} $	$ \begin{array}{c} \text{OH} \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{H}_2\text{N} - \text{C} - \text{C} - \text{OH} \\ \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \quad \quad \text{O} \\ \text{السيرين} \end{array} $	$ \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}_2\text{N} - \text{C} - \text{C} - \text{OH} \\ \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \quad \quad \text{O} \\ \text{الجلاليسين} \end{array} $
$ \begin{array}{c} \text{C}_6\text{H}_5 \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{H}_2\text{N} - \text{C} - \text{C} - \text{OH} \\ \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \quad \quad \text{O} \\ \text{فينيل الألفين} \end{array} $	$ \begin{array}{c} \text{CH}_3 \quad \text{CH}_3 \\ \diagdown \quad / \\ \text{CH} \\ \\ \text{H}_2\text{N} - \text{C} - \text{C} - \text{OH} \\ \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \quad \quad \text{O} \\ \text{الفالين} \end{array} $	$ \begin{array}{c} \text{O} \quad \text{NH}_2 \\ \diagdown \quad / \\ \text{C} \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{H}_2\text{N} - \text{C} - \text{C} - \text{OH} \\ \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \quad \quad \text{O} \\ \text{الجلوتامين} \end{array} $	$ \begin{array}{c} \text{O} \quad \text{OH} \\ \diagdown \quad / \\ \text{C} \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{H}_2\text{N} - \text{C} - \text{C} - \text{OH} \\ \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \quad \quad \text{O} \\ \text{حمض الجلوتامك} \end{array} $

الرابطه الببتيدية:

يستطيع حمضان أمينيان أن يتحدا لتكوين أميد، وينطلق ماء في هذه العملية. هذا التفاعل هو تفاعل تكثف.

يطلق على رابطه الأמיד التي تجمع حمضين أمينيين اسم **الرابطه الببتيدية**.

كما يطلق على السلسله المكونه من حمضين أمينيين أو أكثر مرتبطة معا بروابط ببتيدية **الببتيد**.

أما الجزيء المكون من حمضين أمينيين مرتبطين معا برابطه ببتيدية فيسمى **ثنائي الببتيد**.

ما الفرق بين الببتيد وثنائي الببتيد؟ الببتيد عبارة عن سلسله مكونه من حمضين أمينيين أو أكثر مرتبطة معا بروابط ببتيدية، وعندما تجمع الرابطه الببتيدية حمضين أمينيين فقط يتكون ثنائي الببتيد.

عديد الببتيد:

فالسلسله المكونه من عشرة أحماض أمينية أو أكثر متصله معا بروابط ببتيدية تسمى **عديد الببتيد**.

تركيب البروتين الثلاثي الأبعاد:

قد تتكون بعض أجزاء عديد الببتيد في صورة **شكل حلزوني** يشبه لفات سلك الهاتف. وقد تنثني بعض الأجزاء الأخرى إلى الأمام وإلى الخلف بصورة متكررة مكونة **تركيباً على هيئة صحيفة مطوية** عدة طيات. وقد تنثني سلسله العديد الببتيد إلى الخلف على نفسها وتغير اتجاهها. كما يمكن أن **يحتوي بروتين معين على عدة لواءب، وصحائف، ولفات، وقد لا يحتوي على أي منها.**

تغير الخواص الطبيعية:

ينتج عن التغيرات في درجة الحرارة وقوة الرابطه الأيونية والرقم الهيدروجيني pH والعوامل الأخرى انفكالك طيات البروتين ولواءبه.

فيؤدي هذا إلى **تغير الخواص الطبيعية** الأصلية للبروتين، وهي العملية التي تشوه تركيب البروتين الطبيعي الثلاثي الأبعاد وتمزقه أو تلتفه.

* ويؤدي الطبخ عادة إلى تغير الخواص الطبيعية للبروتينات في الأغذية*

وظائف البروتينات المتعددة

تسريع التفاعلات:

يعمل العدد الأكبر من البروتينات في معظم المخلوقات الحية **عمل الإنزيمات**.

عد الإنزيم عاملاً محفزاً حيوياً، حيث يعمل على تسريع التفاعل الكيميائي دون أن يستهلك في هذا التفاعل. ويؤدي عادة إلى تخفيض طاقة تنشيط التفاعل عن طريق تثبيت الحالة الانتقالية.

كيف يعمل الإنزيم؟

إن مصطلح **مادة خاضعة لفعل الإنزيم** يشير إلى مادة متفاعلة في تفاعل يعمل الإنزيم فيه عمل عامل محفز.

وتسمى النقطة التي ترتبط بها المواد الخاضعة لفعل الإنزيم **الموقع النشط** للإنزيم.

*بعدما ترتبط المادة الخاضعة بالموقع النشط يغير هذا الموضع شكله قليلاً ليحيط بالمادة الخاضعة بصورة أكثر إحكاماً، وتسمى هذه العملية **المطابقة التأثرية**؛ إذ يجب أن تتطابق أشكال المواد الخاضعة مع شكل الموقع النشط، بالطريقة نفسها التي تتطابق بها قطع الألغاز أو القفل والمفتاح. ولن يرتبط الجزيء الذي يختلف شكله قليلاً عن شكل المادة الخاضعة المعتادة للإنزيم بصورة جيدة بالموقع النشط، وقد لا يحدث التفاعل*

بروتينات النقل:

وهي البروتينات التي تنقل جسيمات أصغر منها في أرجاء الجسم.

ومنها **بروتين الهيموجلوبين**، الذي ينقل الأكسجين في الدم من الرئتين إلى سائر الجسم. وهناك بروتينات أخرى تتحد بجزيئات حيوية تسمى **ليبيدات**؛ لتنقلها من جزء من الجسم إلى جزء آخر خلال مجرى الدم.

الدعم البنائي:

تقتصر بعض البروتينات على وظيفة وحيدة هي تكوين تراكيب حيوية للمخلوقات الحية، وتعرف هذه الجزيئات باسم البروتينات البنائية.

والبروتين البنائي الأكثر توافراً في معظم الحيوانات هو **الكولاجين**، وهو جزء من الجلد والأوتار والأربطة والعظام. وتشمل البروتينات البنائية الأخرى: الريش والفرو والصوف والحوافر والأظفار والشرنقات، والشعر.

الاتصالات:

لهرمونات جزيئات تحمل الإشارات من أحد أجزاء الجسم إلى جزء آخر. وبعض الهرمونات بروتينات. الأمثلة: فالأنسولين الذي ينظم السكر في الدم – هرمونات الغدة الدرقية – هرمونات النمو.

الدرس الثاني: الكربوهيدرات

تزود الكربوهيدرات المخلوقات الحية بالطاقة والمواد البنائية.

الصيغة الكيميائية العامة لهذه المركبات هي $C_n(H_2O)_n$ ، **الوظيفة الرئيسة** للكربوهيدرات في المخلوق الحي هي أنها مصدر للطاقة المختزنة. من الأغذية الغنية بها: الحليب والفواكه والخبز والبطاطس

الكربوهيدرات: مركبات عضوية تحتوي على عدة مجموعات من الهيدروكسيل (-OH) بالإضافة إلى مجموعة الكربونيل الوظيفية (C=O).

السكريات الأحادية:

- أبسط أنواع الكربوهيدرات، حيث تسمى **السكريات الأحادية** بالسكريات البسيطة.
- تحتوي أكثر السكريات الأحادية شيوعاً **خمسة** أو ست ذرات كربون.
- قابلة للذوبان في الماء، ودرجات انصهار عالية.
- ومنها:
 - i. **الجلوكوز:** سكر سداسي الكربون، وله تركيب ألدهيد. ويوجد بتركيز عالٍ في الدم؛ لأنه يعمل بوصفه مصدرًا رئيسًا للطاقة الفورية للجسم (ولهذا السبب يسمى الجلوكوز سكر الدم)
 - ii. **الجالاكتوز:** سكر على علاقة وثيقة بالجلوكوز، ويختلف عنه فقط في كيفية اتجاه ذرة الهيدروجين ومجموعة الهيدروكسيل في الفراغ حول إحدى ذرات الكربون الست (شبيه الجلوكوز)
 - iii. **الفركتوز:** يعرف بـ(سكر الفاكهة) لأنه موجود في معظم الفواكه، هو سكر أحادي يتكون من ست ذرات كربون له تركيب كيتون.

عندما تكون السكريات الأحادية في محلول مائي فإنها توجد في الصورة الحلقية وتركيب السلسلة المفتوحة، ولكنها تغير شكلها باستمرار وبسرعة. والتراكيب الحلقية هي الأكثر استقرارًا

السكريات الثنائية:

- تستطيع السكريات الأحادية أن ترتبط معا عن طريق تفاعل التكثف الذي يطلق الماء، كما هو الحال في الأحماض الأمينية، وعندما يرتبط سكران أحاديان معا يتكون **سكر ثنائي**.
- ومنها:
 - i. **السكروز:** هو أحد السكريات الثنائية، ويعرف أيضا بـ(سكر المائدة)؛ لأنه يستعمل بشكل رئيس في التحلية. ويتكون السكروز من اتحاد الجلوكوز مع الفركتوز.
 - ii. **اللاكتوز:** سكر ثنائي شائع أيضا، وهو الكربوهيدرات الأهم في الحليب، ويسمى (سكر الحليب). ويتكون اللاكتوز عندما يتحد الجلوكوز والجالاكتوز.

السكريات العديدة التسكر:

- يستعمل اسم الكربوهيدرات المعقدة أو **السكريات عديدة التسكر** للبوليمرات التي تتكون من السكريات البسيطة وتحتوي على 12 وحدة بناء أساسية أو أكثر.
- ترتبط الوحدات الأساسية فيها بروابط من نوع الروابط التي تجمع سكرين أحاديين لتكوين سكر ثنائي.
- ومنها:
 - i. **الجلالاكتوزين:** ويتألف من وحدات جلوكوز تخزن الطاقة، ويوجد غالباً للإنسان وحيوانات أخرى. كما يوجد في بعض أنواع المخلوقات المجهرية، ومنها البكتيريا والفطريات.
 - ii. **النشا والسيليلوز:** بسبب كون الروابط التي تربط الوحدات الأساسية معاً تتجه اتجاهات مختلفة في الفراغ.

الدرس الثالث: الليبيدات

تكون الليبيدات الأغشية الخلوية وتخزن الطاقة وتنظم العمليات الخلوية.

ما الليبيد؟

الليبيدات جزيئات حيوية كبيرة غير قطبية.

ولما كانت الليبيدات غير قطبية فهي غير قابلة للذوبان في الماء.

وتؤدي الليبيدات وظيفتين رئيسيتين في المخلوقات الحية: **تخزن الطاقة بشكل فعال، وتكون معظم تركيب الأغشية الخلوية.**

الأحماض الدهنية:

على الرغم من أن الليبيدات ليست بوليمرات، إلا أن لها وحدة بناء رئيسية مشتركة. ووحدات البناء هذه هي الأحماض الدهنية.

الأحماض الدهنية: وهي أحماض كربوكسيلية ذات سلاسل طويلة. وتحتوي معظم الأحماض الدهنية الطبيعية ما بين 12 و 24 ذرة كربون.

ويمكن تمثيل تركيبها بالصيغة الآتية: $CH_3(CH_2)_nCOOH$

تحتوي معظم الأحماض الدهنية على عدد زوجي من ذرات الكربون، وهذا ناتج عن إضافة ذرتين معا في الوقت نفسه في تفاعلات إنزيمية

تعرف الأحماض الدهنية التي لا تحتوي على روابط ثنائية بالمشبعة.

في حين تسمى غير المشبعة إذا احتوت على رابطة ثنائية أو أكثر.

وتستطيع كل ذرة كربون غير مشبعة أن تستوعب ذرة هيدروجين إضافية واحدة لتصبح مشبعة

الجليسريدات الثلاثية:

عندما ترتبط ثلاثة أحماض دهنية بالجليسرول بروابط إستريتكون الجليسرید الثلاثي.

ويمكن أن تكون الجليسریدات الثلاثية صلبة أو سائلة في درجة حرارة الغرفة.

- وعندما تكون سائلة تسمى عادة زيوتًا.
- فإذا كانت صلبة في درجة حرارة الغرفة تسمى دهونًا.

يسمى تفاعل تمييه الجليسرید الثلاثي مع وجود محلول مائي لقاعدة قوية لتكوين أملاح الكربوكسيلات **التصبن.**

لجزيء الصابون طرفان: طرف قطبي، وآخر غير قطبي.

يستعمل الصابون مع الماء في تنظيف الأوساخ والزيوت غير القطبية ترتبط بالطرف غير القطبي لجزيئات الصابون، في حين يكون الطرف القطبي لجزيئات الصابون قابلاً للذوبان في الماء.

الليبيدات الفسفورية:

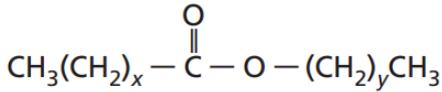
الليبيدات الفوسفورية: جليسيريدات ثلاثية استبدل فيها أحد الأحماض الدهنية بمجموعة فوسفات قطبية، تكون الجزء القطبي من الجزيء رأساً.

وتبدو الأحماض الدهنية غير القطبية في صورة ذبول. ويتكون الشكل النموذجي للغشاء البلازمي من طبقتين من الليبيد الفوسفوري، وهي مرتبة بحيث تكون ذبولها غير القطبية متجهة نحو الداخل ورؤوسها القطبية متجهة إلى الخارج. ويسمى هذا الترتيب الليبيد الثنائي الطبقة.

الشموع:

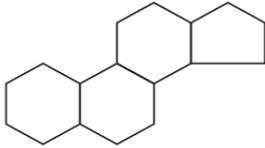
الشموع: ليبيدات تتكون من اتحاد حمض دهني مع كحول ذي سلسلة طويلة.

وتبين الصيغة المجاورة التركيب العام لهذه الدهون الصلبة الطرية ذات درجات الانصهار المنخفضة، حيث تمثل x و y أعداداً مختلفة من مجموعات CH₂.



الستيرويدات:

لا تحتوي جميع الليبيدات على سلاسل أحماض دهنية: فالستيرويدات ليبيدات تحتوي تراكيها على حلقات متعددة. وجميع الستيرويدات مبنية من تركيب الستيرويد الأساسي المكون من الحلقات الأربع المبينة في الشكل.



ومنها:

- الهرمونات الجنسية
- الكولسترول
- فيتامين د

الدرس الثالث: الأحماض النووية

تخزن الأحماض النووية المعلومات الوراثية وتنقلها.

تركيب الأحماض النووية

الحمض النووي: مبلمر حيوي يحتوي على النيتروجين، ويقوم بتخزين المعلومات الوراثية ونقلها.

وتسمى وحدة البناء الأساسية للحمض النووي **النيوكليوتيد**.

ولكل نيوكليوتيد ثلاثة أجزاء:

- مجموعة فوسفات غير عضوية.
- وسكر أحادي ذو خمس ذرات كربون.
- وتركيب يحتوي على نيتروجين يسمى قاعدة نيتروجينية.

DNA: اللولب المزدوج + RNA

DNA و RNA هما نوعين من الأحماض النووية التي توجد في الخلايا الحية، ووظيفة DNA و RNA هي تخزين المعلومات الوراثية للخلية في النواة.

مقارنة بين DNA و RNA	
RNA	DNA
الحمض النووي الريبونوكلييك RNA يحوي نيوكليوتيدات تتكون من مجموعة فوسفات. وسكر رايبوز خماسي ذرات الكربون وقاعدة نيتروجينية.	الحمض النووي ديوسكي رايبونوكلييك DNA. يحوي نيوكليوتيدات تتكون من فوسفات. وسكر ديوسكي رايبوز خماسي ذرات الكربون وقاعدة نيتروجينية.
يحوي القواعد النيتروجينية الأدينين (A) السيتوسين (C) والجوانين (G) واليوراسيل (U)	يحوي القواعد النيتروجينية الأدينين (A) السيتوسين (C) والجوانين (G) والثايمين (T)
يتكون RNA من شريط واحد بدون وجود روابط هيدروجينية بين القواعد النيتروجينية.	يتكون DNA من شريطين على شكل لولب مزدوج يربط بين القواعد النيتروجينية بروابط هيدروجينية.

اللهم إني أسألك فهم النبيين، وحفظ المرسلين والملائكة المقربين، اللهم اجعل ألسنتنا عامرة بذكرك، وقلوبنا بخشيتك، وأسرارنا بطاعتك، إنك على كل شيء قدير. اللهم يا معلم موسى علمني، ويا مفهم سليمان فهمني، ويا مؤتي لقمان الحكمة وفصل الخطاب آتني الحكمة وفصل الخطاب، اللهم اجعل ألسنتنا عامرة بذكرك، وقلوبنا بخشيتك، وأسرارنا بطاعتك، إنك على كل شيء قدير. اللهم إني استودعتك ما قرأت وما حفظت وما تعلمت، فردّه عند حاجتي إليه، إنك على كل شيء قدير، حسبنا الله ونعم الوكيل.

ملخص بيان