

تم تحميل وعرض المادة من :



موقع واجباتي

www.wajibati.net

موقع واجباتي منصة تعليمية تساهم بنشر حل المناهج الدراسية بشكل متميز لترتقي بمجال التعليم على الإنترنت ويستطيع الطلاب تصفح حلول الكتب مباشرة لجميع المراحل التعليمية المختلفة



حمل التطبيق من هنا



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.



فالوحد 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 شبه صلبة في القاع، وسائل فوقها.

أنواع المخاليط الغروية وأمثلة عليها			الجدول 1-2
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 غروبياً لا يمكن فصل مكوناته المتجانسة بالترويق أو الترشيح.

تسمى المادة الأكثر توافراً في المخلوط وسط الانتشار.

وتصنف المخاليط الغروية تبعًا 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 معا، لذا تبقى الجسيمات في المخلوط الغروي ولا تترسب.

الحركة البراونية:

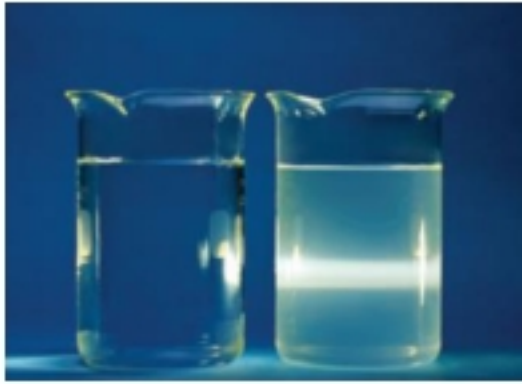
تتحرك الجسيمات المنتشرة في المخاليط الغروية السائلة حركة عشوائية عنيفة تسمى **الحركة البراونية.**

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 معتماً 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
$\frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المحلول (بالتر)}}$	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:
كتلة المذاب / كتلة المذيب $\times 100 =$ النسبة المئوية بدلالة الكتلة

النسبة المئوية بدلالة الحجم:

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

النسبة المئوية بدلالة الحجم:
حجم المذاب / حجم المحلول $\times 100 =$ 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:
المولارية (M) = عدد مولات المذاب (mol) / حجم المحلول (L)

-المسائل التدريبية ص 56,57-

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 ص 59-



المولالية (التركيز المولي) (m):

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

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

-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.

$$\text{الكسر المولي:} \\ X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} \quad X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B} \\ \text{(حيث } X_A, X_B \text{ تمثل الكسر المولي لكل مادة / و } n_A, n_B \text{ يمثلان عدد مولات كل مادة)}$$

-المسائل التدريبية ص61-

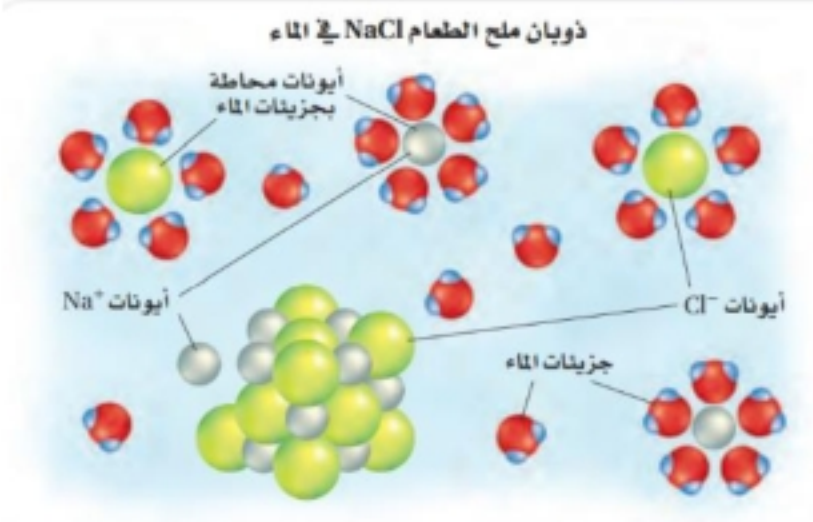
الدرس الثالث: العوامل المؤثرة في الذوبان

عملية الذوبان

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

فالمذيب يذيب 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



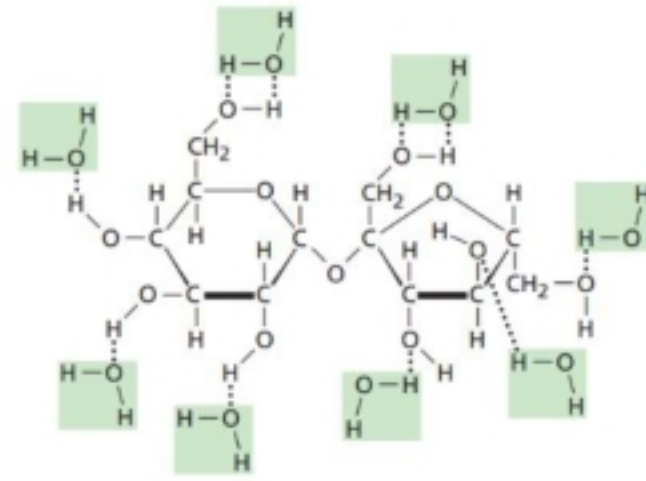
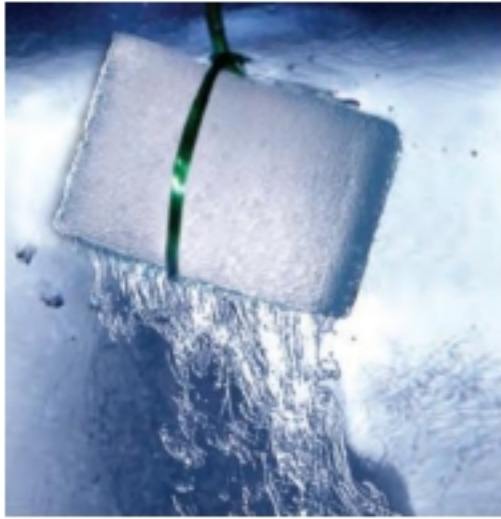
جزيئات الماء قطبية، وهي في حركة مستمرة، بحسب نظرية الحركة الجزيئية. فعند وضع بلورة من مركب أيوني مثل كلوريد الصوديوم (NaCl) في الماء تصطدم جزيئات الماء بسطح البلورة. وعندها تجذب أقطاب جزيئات الماء المشحونة أيونات الصوديوم الموجبة وأيونات الكلوريد السالبة. وهذا التجاذب بين الأقطاب والأيونات أكبر من

التجاذب بين الأيونات في البلورة. لذلك تنزلق الأيونات مبتعدة 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؛ فالجبس 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 مذيبيًا 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 ماصة 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 الآخر 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.

واعتمادًا 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 تدريجيًا 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 تترسب 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 النفاذ 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 ثابتاً 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 السكر الذي تركيزه 1 m على 1 mol فقط من جزيئات السكر.

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 1 mol من كل المواد المتأينة $\text{AlCl}_3 / \text{Na}_2\text{SO}_4 / \text{NaCl}$ 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
- **Na_2SO_4 :** $\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ عدد الأيونات التي ينتجها = 3
- **AlCl_3 :** $\text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}^{+3} + 3\text{Cl}^-$ 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 / k_b ثابت الارتفاع في درجة الغليان المولي / 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.

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

*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.

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

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:

$$\Delta T_f = k_f m$$

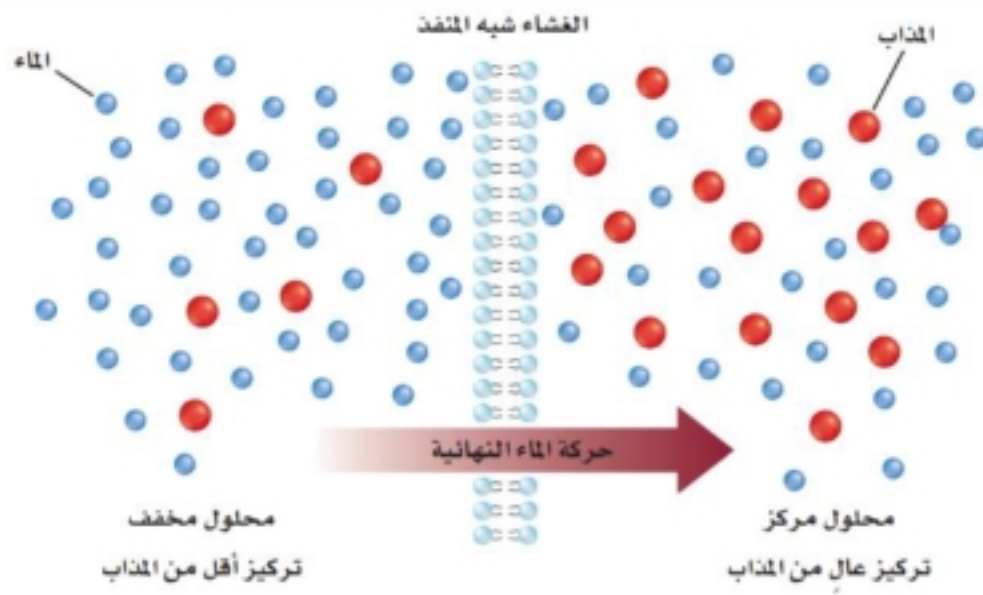
(حيث ΔT_f تمثل درجة الحرارة / و k_f ثابت الانخفاض في درجة التجمد / و m المولالية)

- المسائل التدريبية ص 77-

الضغط الأسموزي

الانتشار هو اختلاط الغازات أو السوائل، والنتيجة 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 مفصلاً 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.

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 موصلًا للكهرباء.

الخواص الكيميائية:

- التفاعلات مع ورق تباع الشمس:



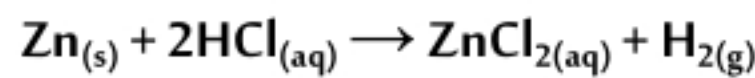
تحول القواعد ورق تباع الشمس الأحمر إلى أزرق

تحول الأحماض ورق تباع الشمس الأزرق إلى أحمر

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

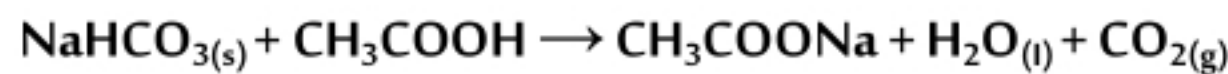
- التفاعلات مع الفلزات وكربونات الفلزات:

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

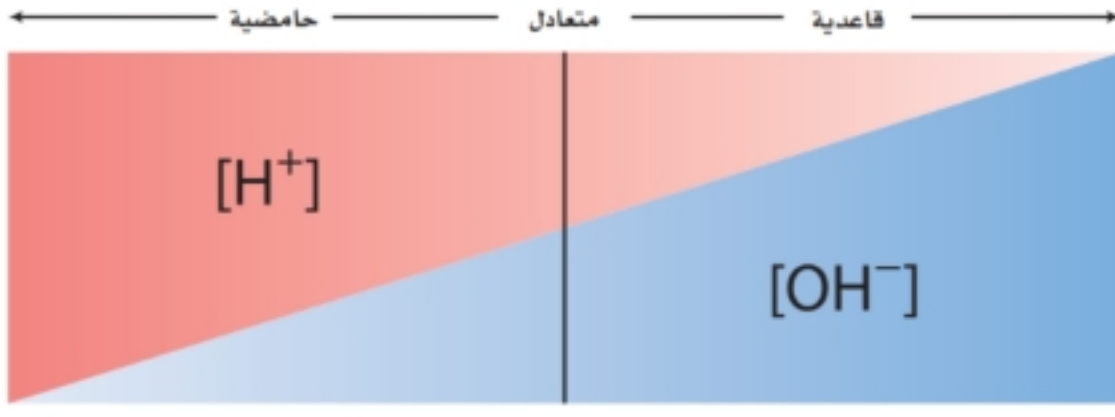


وتتفاعل كربونات الفلزات CO_3^{2-} وكربونات الفلزات الهيدروجينية HCO_3^- أيضًا مع محاليل الأحماض منتجة ثاني أكسيد الكربون CO_2^*

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:



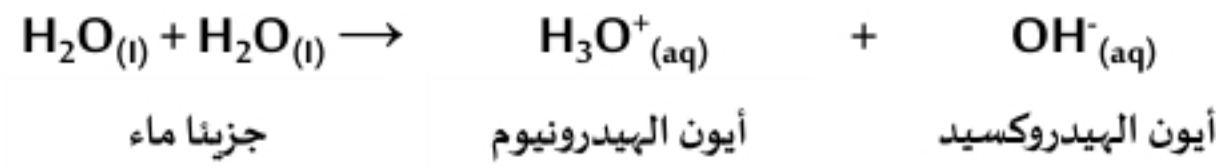
تحتوي المحاليل المائية جميعها على أيونات الهيدروجين H^+ و أيونات الهيدروكسيد OH^- ، وتحدد الكميات النسبية من الأيونين ما إذا كان المحلول حمضيًا أو قاعديًا أو متعادلاً.

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

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

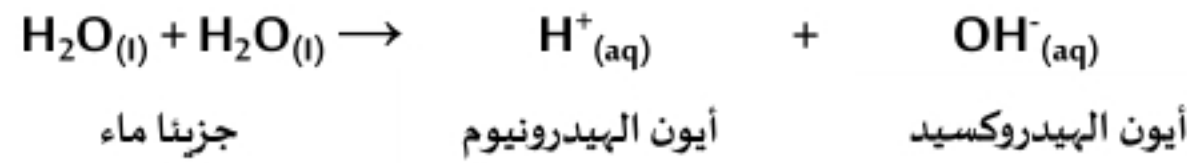
المحلول المتعاد: يحتوي على تركيزين متساويين من أيونات الهيدروجين و أيونات الهيدروكسيد.

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؟

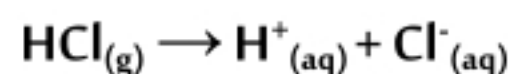
نظرية أرهينيوس: للأحماض والقواعد، التي تنص على أن الحمض مادة تحتوي على الهيدروجين، وتتأين في المحاليل المائية منتجة أيونات الهيدروجين. والقاعدة مادة تحتوي على مجموعة الهيدروكسيد، وتتفكك في المحلول المائي منتجة أيون الهيدروكسيد.

أحماض وقواعد أرهينيوس:

- **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 مثالاً على نظرية أرهينيوس 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 أرهينيوس يفسر الكثير من المحاليل الحمضية والقاعدية، إلا أنه لا يخلو من بعض السلبيات؛ فمثلاً لا تحتوي الأمونيا NH₃ وكربونات الصوديوم Na₂CO₃ على مجموعة الهيدروكسيد إلا أنهما ينتجان في الماء أيون الهيدروكسيد*

نظرية برونستد - لوري

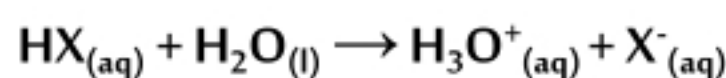
نظرية برونستد - لوري للأحماض والقواعد؛ يكون الحمض فيها هو المادة المانحة لأيون الهيدروجين، في حين تكون القاعدة هي المادة المستقبلة لهذا الأيون.

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

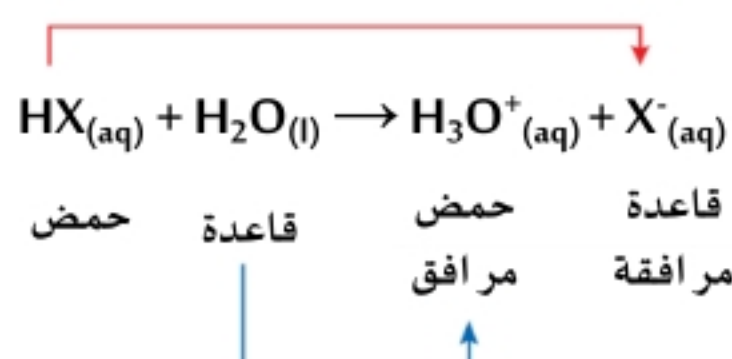
المواد المانحة لأيون الهيدروجين والمستقبلة له:

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.

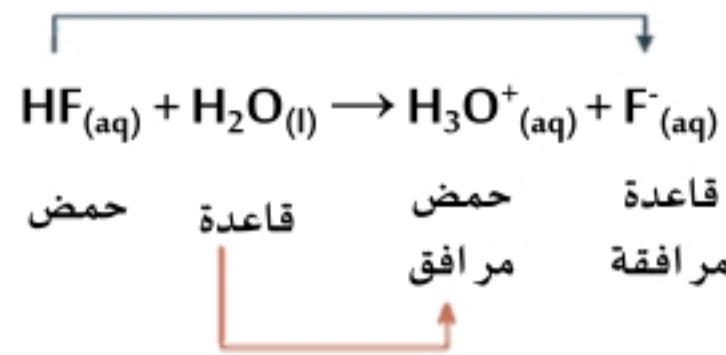
وتتكون تفاعلات برونستد - لوري من أزواج مترافقة من الحمض والقاعدة؛ أي من مادتين ترتبطان معا عن طريق منح واستقبال أيون هيدروجين واحد.



فلوريد الهيدروجين - حمض برونستد - لوري:

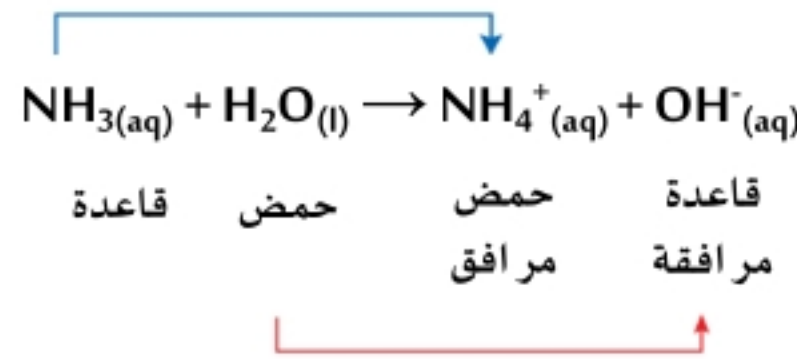
أي الزوجين هو الحمض، وأيهما هو القاعدة المترافقة؟

- 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 حمضًا بحسب تعريف برونستد - لوري، ولأن جزيء الأمونيا NH₃ يستقبل أيون H⁺ ليكون أيون الأمونيوم NH₄⁺ فإن الأمونيا تصنف قاعدة.



أما في التفاعل العكسي فيعطي أيون الأمونيوم NH₄⁺ أيون H⁺ ليكون 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 **متردة (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
أرهينوس	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.

الأنهيدريدات:

(هي جزيئات منزوع منها الماء) حيث تتحد جزيئات غاز ثاني أكسيد الكربون بجزيئات الماء في الجو لتكون 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: $H_2CO_3 / CH_3COOH / HF$

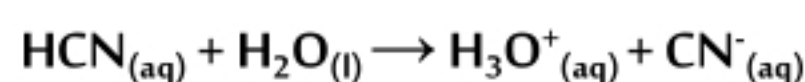
وبين الجدول معادلات التأيين لبعض الأحماض الضعيفة والأحماض القوية الشائعة.

الجدول 3-3		معادلات التأيين	
أحماض ضعيفة		أحماض قوية	
معادلات التأيين	الاسم	معادلات التأيين	الاسم
$HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$	الهيدروفلوريك	$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$	الهيدروكلوريك
$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + C_2H_3O_2^-$	الإيثانويك	$HI \rightarrow H^+ + I^-$	الهيدروأبيديك
$H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^-$	كبريتيد الهيدروجين	$HClO_4 \rightarrow H^+ + ClO_4^-$	البيركلوريك
$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$	الكربونيك	$HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$	النيتريك
$HClO \rightleftharpoons H^+ + ClO^-$	الهيوكلوروز	$H_2SO_4 \rightarrow H^+ + HSO_4^-$	الكبريتيك

ثابت تأين الحمض:

يعد تعبير ثابت الاتزان قياساً كميًا لقوة الحمض، وفيما يأتي معادلة التأيين، وتعبر ثابت الاتزان لحمض

الهيدروسيانيك:



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

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

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

يسمى K_a ثابت تأين الحمض، وهو قيمة ثابت الاتزان لتأيين الحمض الضعيف.

-المسائل التدريبية ص 103-

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.

القواعد الضعيفة:

تتأين القواعد الضعيفة جزئيًا فقط في المحاليل المائية المخففة.

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

الجدول 3-6	ثابت التآين لبعض القواعد	
القاعدة	معادلة التآين	K _b (298 K)
إيثيل أمين	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_{2(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$	5.0×10^{-4}
ميثيل أمين	$\text{CH}_3\text{NH}_{2(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$	4.3×10^{-4}
الأمونيا	$\text{NH}_{3(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$	2.5×10^{-5}
الأنيلين	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_{2(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$	4.3×10^{-10}

ثابت تآين القواعد:

تكوّن القواعد الضعيفة مخاليط اتزان من الجزيئات والأيونات في المحاليل المائية، كما في الأحماض الضعيفة، ويعد ثابت الاتزان قياساً لمدى 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 ص 105-

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؟

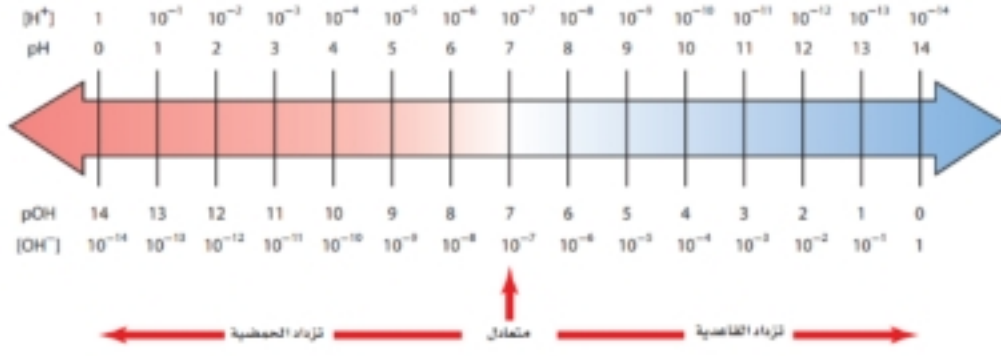
ويعرف الرقم الهيدروكسيدي pOH لمحلول ما بأنه سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروكسيد.

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

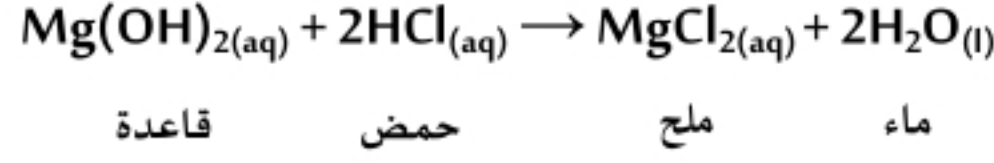
عندما يتفاعل $Mg(OH)_2$ مع حمض HCl يحدث تفاعل تعادل.

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

والمح مركب 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**.

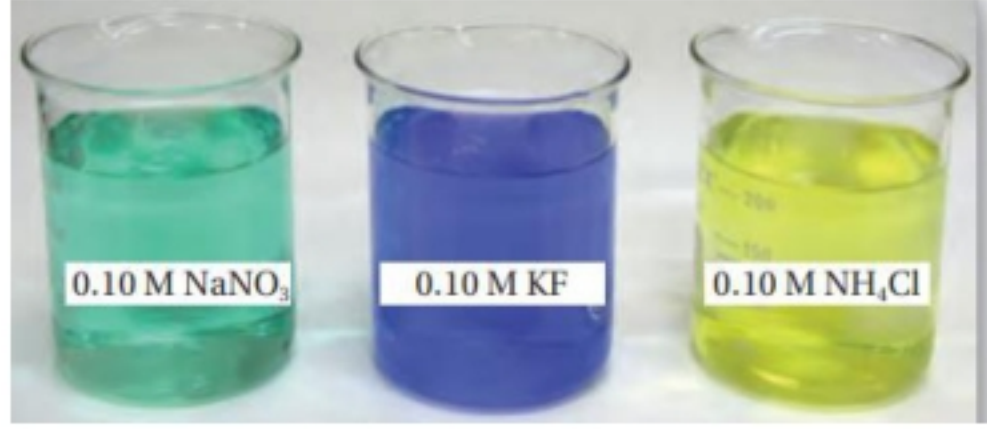
الكواشف ونقطة المعايرة:

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**.

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 ص122-

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 المترافقة، أو قاعدة ضعيفة مع حمضها المترافق.

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 ⁻	$\text{HF}_{(aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+_{(aq)} + \text{F}^-_{(aq)}$
4.76	CH ₃ COOH/CH ₃ COO ⁻	$\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+_{(aq)} + \text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)}$
6.35	H ₂ CO ₃ /HCO ₃ ⁻	$\text{H}_2\text{CO}_{3(aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+_{(aq)} + \text{HCO}_3^-_{(aq)}$
7.21	H ₂ PO ₄ ⁻ /HPO ₄ ²⁻	$\text{H}_2\text{PO}_4^-_{(aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+_{(aq)} + \text{HPO}_4^{2-}_{(aq)}$
9.4	NH ₄ ⁺ /NH ₃	$\text{NH}_3_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$
10.70	C ₂ H ₅ NH ₃ ⁺ /C ₂ H ₅ NH ₂	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$

تفاعلات الأكسدة والاختزال

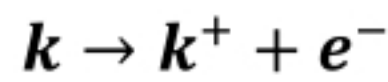
الدرس الأول: الأكسدة والاختزال

انتقال الإلكترون وتفاعل الأكسدة والاختزال + العوامل المؤكسدة والعوامل المختزلة

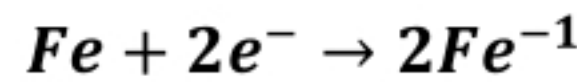
يسمى التفاعل الذي انتقلت فيه الإلكترونات من إحدى الذرات إلى ذرة أخرى **تفاعل الأكسدة والاختزال**.

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)

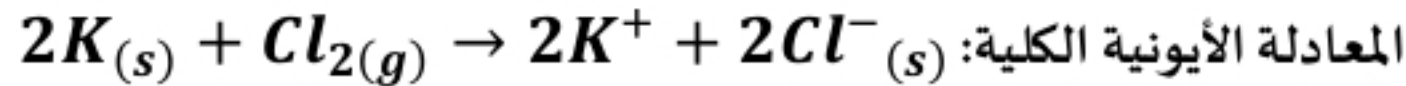


أما عملية **الاختزال** فتعرف على أنها **اكتساب ذرات المادة للإلكترونات (أي نقصان في عدد الأكسدة)** والمادة الناتجة عن اكتساب الذرة للإلكترونات تسمى **عامل مؤكسد**



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 والكهروسالبية

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

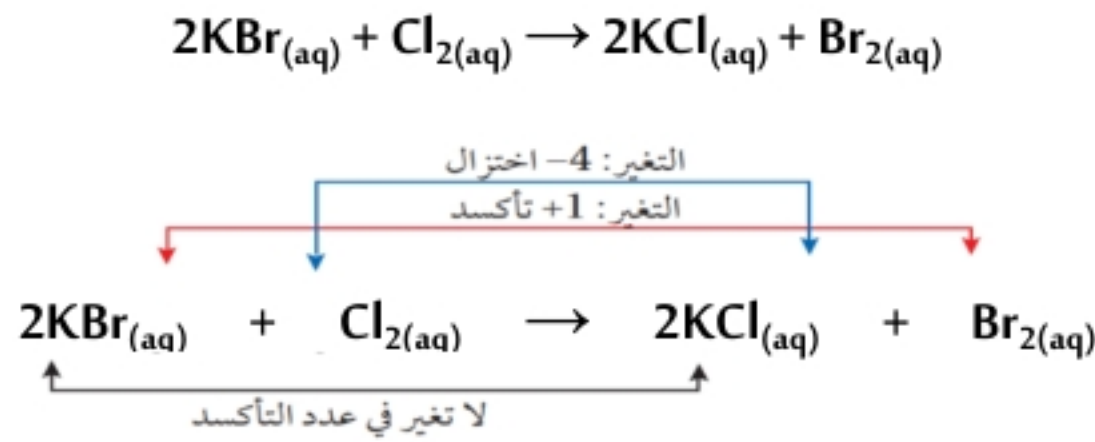
-المسائل التدريبية ص 143-

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	N في NH ₃	عدد تأكسد الذرة الأكثر كهروسالبية في الجزيء أو الأيون المعقد هو الشحنة نفسها التي سيكون عليها كما لو كان أيوناً
-2	O في NO	
-1	F في LiF	عدد تأكسد العنصر الأكثر كهروسالبية (الفلور) هو دائماً -1 عندما يرتبط بعنصر آخر
-2	O في NO ₂	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	O في H ₂ O ₂	
+2	O في OF ₂	
-1	H في NaH	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 صفراً
(+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.

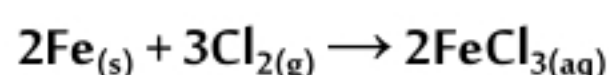
-المسائل التدريبية ص148-

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.

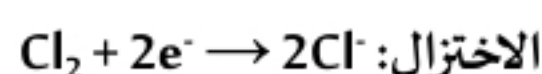
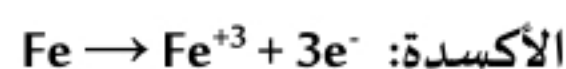
-المسائل التدريبية ص150-

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		
نصف تفاعل الاختزال	نصف تفاعل التأكسد	التفاعل الكلي (غير الموزون)
$O_2 + 4e^- \rightarrow 2O^{2-}$	$Fe \rightarrow Fe^{3+} + 3e^-$	$Fe + O_2 \rightarrow Fe_2O_3$
$F_2 + 2e^- \rightarrow 2F^-$		$Fe + F_2 \rightarrow FeF_3$
$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$		$Fe + HBr \rightarrow H_2 + FeBr_3$
$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$		$Fe + AgNO_3 \rightarrow Ag + Fe(NO_3)_3$
$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$		$Fe + CuSO_4 \rightarrow Cu + Fe_2(SO_4)_3$

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

الجدول 4-6 طريقة نصف التفاعل	
1. اكتب المعادلة الأيونية الكلية للتفاعل، مهملاً الأيونات المتفرجة.	
$Fe_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)} \rightarrow Cu_{(s)} + 2Fe^{3+}_{(aq)} + 3SO_4^{2-}_{(aq)}$	
$Fe_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightarrow Cu_{(aq)} + 2Fe^{3+}_{(aq)}$	
2. اكتب نصفي تفاعل الأكسدة والاختزال للمعادلة الأيونية الكلية.	
$Fe_{(s)} \rightarrow 2Fe^{3+}_{(aq)} + 6e^-$	$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$
3. زن الذرات والشحنات في كل نصف تفاعل.	
$2Fe_{(s)} \rightarrow 2Fe^{3+}_{(aq)} + 6e^-$	$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$
4. زن المعادلات على أن يكون عدد الإلكترونات المفقودة في التأكسد يساوي عدد الإلكترونات المكتسبة في الاختزال.	
$2Fe_{(s)} \rightarrow 2Fe^{3+}_{(aq)} + 6e^-$	$3Cu^{2+}_{(aq)} + 6e^- \rightarrow 3Cu_{(s)}$
5. اجمع نصفي التفاعل الموزونين، وأعد الأيونات المتفرجة.	
$2Fe_{(s)} + 3Cu^{2+}_{(aq)} \rightarrow 3Cu_{(s)} + 2Fe^{3+}_{(aq)}$	
$2Fe_{(s)} + 3CuSO_4_{(aq)} \rightarrow 3Cu_{(s)} + Fe_2(SO_4)_{3(aq)}$	

-المسائل التدريبية ص 153-