

الفصل الأول: المخاليط والمحاليل

المخلوط

تعريفه	{ مزيج من مادتين أو أكثر تحتفظ فيه كل مادة بخصائصها الكيميائية }
نوعاه	متجانس مادتان أو أكثر مُزجت بانتظام دون ترابط بينهما
	غير متجانس مواد غير موزعة بانتظام لا تمتزج مكوناتها تمامًا

المخلوط غير المتجانس

نوعاه	معلق ، غروي
المخلوط المعلق	مخلوط يحوي جسيمات تترسب إذا ترك فترة دون تحريك؛ مثل الوحل
طرق فصل	• الترويق: ترك المخلوط فترة دون تحريك.
المخلوط المعلق	• الترشيح: باستخدام أوراق الترشيح.
التميع	• المقصود به: انسياب المادة الصلبة داخل المخلوط المعلق وكأنها سائل. • كيفية حدوثه: بتحريك المخلوط المعلق.
تعليل	جسيمات المخلوط المعلق يمكن أن تترسب « علل » لأن حجمها أكبر من حجم الذرات

المخلوط الغروي

تعريفه	{ مخلوط غير متجانس يتكون من جسيمات متوسطة الحجم }
تعليان	• الحليب مستحلب غروي « علل » لأن جسيمات المذاب السائل تنتشر بين جسيمات المذيب السائل. • في المخاليط الغروية لا تترسب جسيمات المذاب « علل » لوجود مجموعات ذرية أو قطبية مشحونة على سطحها تجذب المناطق الموجبة أو السالبة لجسيمات المذيب.
ترسيب	بالتأثير في الطبقات الكهروسكونية عن طريق ..
جسيمات	• تحريك مادة كهربية « إلكتروليت » في المخلوط فتتجمع جسيمات المذاب ويتلف المخلوط.
المخلوط الغروي	• التسخين يتلف المخلوط الغروي « علل » لأن الحرارة تعطي الجسيمات المتصادمة طاقة حركية كافية للتغلب على القوى الكهروسكونية فترسبها في المخلوط.

المخاليط الغروية

جسيمات المذيب	جسيمات المذاب	مثال	التصنيف
صلب	صلب	الأحجار الكريمة الملونة	المحلول الصلب
سائل	صلب	الدم ، الجيلاتين	المحلول
صلب	سائل	الزبد ، الجبن	المستحلب الصلب
سائل	سائل	الحليب ، المايونيز	المستحلب
صلب	غاز	الصابون الذي يطفو ، حلوى الخنثي	الرغوة الصلبة
غاز	صلب	الدخان ، الغبار في الهواء	الهباء الجوي الصلب
غاز	سائل	الغيوم ، الضباب ، رذاذ مزيل العرق	الهباء الجوي السائل

الحركة البراونية

المقصود بها	حركة عشوائية وعنيفة لجسيمات المذاب في المخاليط الغروية السائلة
سببها	تصادم جسيمات المذيب مع جسيمات المذاب
دورها في المخلوط	الحركة البراونية تمنع جسيمات المذاب من الترسب في المخلوط

تأثير تندال

المقصود به	تشتيت الضوء بفعل جسيمات المذاب في المخلوط الغروي
أين يلاحظ؟	• المخاليط الغروية المخففة. • المخاليط المعلقة.
أهميته	تحديد كمية المذاب في المخلوط المعلق
تعليل	المخاليط الغروية المخففة تبدو كالمحاليل المتجانسة « علل » لأن جسيمات المذاب فيها صغيرة جداً

المخاليط المتجانسة

مكونات المحلول	• المذاب: المادة التي تذوب. • المذيب: المادة التي تُذيب المذاب.				
أنواع المحاليل	• محاليل غازية. • محاليل سائلة. • محاليل صلبة.				
المحاليل المائية	محاليل يكون فيها الماء مُذيباً				
تقسيم المواد من حيث الذائبة	<table border="1"> <tbody> <tr> <td>مادة ذائبة</td> <td>مادة تذوب في المذيب</td> </tr> <tr> <td>مادة غير ذائبة</td> <td>مادة لا تذوب في المذيب</td> </tr> </tbody> </table>	مادة ذائبة	مادة تذوب في المذيب	مادة غير ذائبة	مادة لا تذوب في المذيب
مادة ذائبة	مادة تذوب في المذيب				
مادة غير ذائبة	مادة لا تذوب في المذيب				
	<table border="1"> <tbody> <tr> <td>مثل السكر في الماء</td> <td>مثل الرمل في الماء</td> </tr> </tbody> </table>	مثل السكر في الماء	مثل الرمل في الماء		
مثل السكر في الماء	مثل الرمل في الماء				

مادتان سائلتان تذوب إحداهما في الأخرى بأي نسبة	مواد قابلة للامتزاج	تقسيم المواد من حيث الامتزاج
مثل: مانع التجمد		
سوائل تمتزج معاً فترة قصيرة عند خلطها وتنفصل بعدها	مواد غير ممتزجة	
مثل: الزيت والخل		

أنواع المحاليل وأمثلة عليها

نوع المحلول	مثال	المذيب	المذاب
غاز	الهواء	النيتروجين	الأكسجين
	الماء الغازي	الماء	ثاني أكسيد الكربون
	ماء البحر	الماء	الأكسجين
سائل	مانع التجمد	الماء	الإيثيلين جلايكول
	الخل	الماء	حمض الإيثانويك
	ماء البحر	الماء	كلوريد الصوديوم
صلب	مملغم الأسنان	الفضة	الزئبق
	الفولاذ	الحديد	الكربون

تركيز المحلول

تعريفه	{ مقياس يعبر عن كمية المذاب الذائبة في كمية محددة من المذيب }
طرق التعبير عن تركيز المحلول	وصفي • استعمال كلمة مركز أو كلمة مخفف
كمي	• التركيز: نسبة بين المذاب والمذيب أو المحلول ككل. • تعابير التركيز الكمية الأكثر شيوعاً: النسبة المئوية بالكتلة أو النسبة المئوية بالحجم أو المولارية أو المولالية.
تعليل	نُعبّر عن تركيز المحلول المائي بالمولارية «علل» للتعرف على عدد الجسيمات المشاركة في التفاعل

النسبة المئوية بالكتلة

تعريفها	{ نسبة كتلة المذاب إلى كتلة المحلول }
علاقتها الرياضية	النسبة المئوية بالكتلة = $100 \times \frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{كتلة المحلول}}$

{ مجموع كتل المذاب والمذيب }

كتلة المحلول

ما النسبة المئوية بالكتلة لمحلول يحوي 20 g من كربونات الصوديوم فيلروجينية NaHCO_3 مذابة في 600 ml من الماء H_2O ؟ علمًا أن كثافة الماء 1 g/ml .

$$\text{الكتلة} = \text{الحجم} \times \text{الكثافة} = 1 \times 600 = 600 \text{ g}$$

$$\text{كتلة المحلول} = 600 + 20 = 620 \text{ g}$$

$$3.2\% = 100 \times \frac{20}{620} = 100 \times \frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{كتلة المحلول}} = \text{النسبة المئوية بالكتلة}$$

مثال توضيحي

النسبة المئوية بالحجم

{ نسبة حجم المذاب إلى حجم المحلول }

تعريفها

$$100 \times \frac{\text{حجم المذاب}}{\text{حجم المحلول}} = \text{النسبة المئوية بالحجم}$$

علاقتها الرياضية

{ مجموع حجم المذاب وحجم المذيب }

حجم المحلول

وصفه وقود بديل نظيف الاحتراق ينتج عن موارد متجددة

وصفه

في محركات الديزل

استخدامه

• سهل الاستعمال.

• قابل للتحلل الحيوي.

• لا يحوي كبريتًا أو مركبات أروماتية أو نפטًا. • غير سام.

خصائصه

الديزل الحيوي

المولارية « التركيز المولاري »

{ عدد مولات المذاب الذائبة في لتر من المحلول }

تعريفها

$$\frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المحلول}} = M \text{ المولارية}$$

علاقتها

الرياضية

احسب مولارية محلول حجمه 1.6 L ومذاب فيه 1.5 g KBr ؛ علمًا أن الكتلة الذرية لـ K تساوي 39.098 g/mol ، ولـ Br تساوي 79.904 g/mol .

$$\text{كتلة المولية لـ KBr} = (39.098 + 79.904) = 119.002 \text{ g/mol}$$

$$n \text{ عدد المولات لـ KBr} = \frac{\text{الكتلة}}{M} = \frac{1.5}{119.002} = 0.0126 \text{ mol}$$

$$7.875 \times 10^{-3} M = \frac{0.0126}{1.6} = \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المحلول}} = M \text{ المولارية}$$

مثال

توضيحي

تخفيف المحاليل المولارية

المقصود به	تحضير محلول أقل تركيزاً بإضافة المزيد من المذيب إلى المحلول القياسي
المحلول القياسي	<ul style="list-style-type: none"> تعريفه: { محلول معروف التركيز يستعمل لمعايرة محلول مجهول التركيز } . من أمثله: محلول حمض الهيدروكلوريك HCl تركيزه 12 M .
المحاليل المركزة	محاليل تحوي كمية كبيرة من المذاب
معادلة التخفيف	$M_1 V_1 = M_2 V_2$ <p> M_1 مولارية المحلول القياسي M_2 مولارية المحلول المخفف V_1 حجم المحلول القياسي V_2 حجم المحلول المخفف </p>
مثال توضيحي	<p>ما حجم المحلول القياسي 3 M KI اللازم لتحضير محلول مخفف منه تركيزه 1.25 M وحجمه 0.3 L ؟</p> $M_1 V_1 = M_2 V_2 \Rightarrow V_1 = \frac{M_2 V_2}{M_1} = \frac{1.25 \times 0.3}{3} = 0.125 \text{ L}$

المولالية « التركيز المولي »

المقصود بها	عدد مولات المذاب المذابة في كيلو جرام من المذيب
علاقتها الرياضية	$\frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{كتلة المذيب}} = m \text{ المولالية}$
تعليل	أحياناً يوصف المحلول بالمولالية بدلاً من المولارية « علل » لأن حجم المحلول يتغير عند تغير درجة الحرارة بالتمدد أو التقلص مما يؤثر في المولارية لكن لا تتأثر كتل المواد
مثال توضيحي	<p>ما مولالية محلول يحوي 10 g Na₂SO₄ ذائبة في 1000 g ماء؟ علماً أن الكتلة الذرية لـ Na تساوي 22.99 g/mol ، ولـ S تساوي 32.065 g/mol ، ولـ O تساوي 15.999 g/mol .</p> $\text{الكتلة المولية} = ((22.99 \times 2) + 32.065 + (15.999 \times 4)) = 142.04 \text{ g/mol}$ $n = \frac{\text{الكتلة}}{M} = \frac{10}{142.04} = 0.0704 \text{ mol}$ $m \text{ المولالية} = \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{كتلة المذيب}} = \frac{0.0704}{1000 \times 10^{-3}} = 0.0704 \text{ mol/Kg}$

الكسر المولي

تعريفه	{ نسبة عدد مولات المذاب أو المذيب في المحلول إلى عدد المولات الكلية للمذاب والمذيب }
--------	--

X_A الكسر المولي للمادة A n_A عدد مولات المادة A

X_B الكسر المولي للمادة B n_B عدد مولات المادة B

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

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

علاقته
الرياضية

ما الكسر المولي لهيدروكسيد الصوديوم NaOH في محلول مائي منه يحوي 22.8% بالكتلة من NaOH ؟ علمًا أن الكتلة الذرية لـ Na تساوي 22.99 g/mol ، ولـ H تساوي 1.008 g/mol ، ولـ O تساوي 15.999 g/mol .

نفرض أن كتلة المحلول 100 g فتكون كتلة هيدروكسيد الصوديوم 22.8 g ..

$$\therefore \text{كتلة الماء} = 100 \text{ g} - 22.8 \text{ g} = 77.2 \text{ g}$$

$$\text{NaOH} \text{ الكتلة المولية لـ} = (22.99 + 15.999 + 1.008) = 39.997 \text{ g/mol}$$

$$\text{H}_2\text{O} \text{ الكتلة المولية لـ} = ((1.008 \times 2) + 15.999) = 18.015 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{\text{الكتلة}}{M} = \frac{77.2}{18.015} = 4.28 \text{ mol} , n_{\text{NaOH}} = \frac{\text{الكتلة}}{M} = \frac{22.8}{39.997} = 0.57 \text{ mol}$$

$$X_{\text{NaOH}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{n_{\text{NaOH}} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{0.57}{0.57 + 4.28} = 0.118$$

مثال

توضيحي

الذوبان

{ إحاطة جسيمات المذاب بجسيمات المذيب }

تعريفه

المذيب يُذيب شبيهه

قاعده

محاليل المركبات الأيونية

من خصائص جزيئات الماء • جزيئات قطبية. • في حالة حركة مستمرة حسب نظرية الحركة الجزيئية.

الجبس لا يذوب في الماء « **علل** » لأن قوى التجاذب بين أيونات الجبس قوية

بحيث لا تستطيع قوى التجاذب بين جزيئات الماء والأيونات التغلب عليها

تعليل

محاليل المركبات الجزيئية

ذوبان السكر • قوى التجاذب بين جزيئات السكر والماء القطبية تتغلب على قوى التجاذب بين جزيئات السكر.

في الماء • جزيئات السكر تترك البلورة وتذوب في الماء.

تعليلان • الزيت يتكون من الكربون والهيدروجين ولا يكون محلولاً في الماء « **علل** » لأن قوى التجاذب التي تتكون بين جزيئات الماء القطبية وجزيئات الزيت غير القطبية ضعيفة.

• الزيت يذوب بمذيب غير قطبي « **علل** » لأن المذاب غير القطبي يذوب بسهولة أكبر في مذيب غير قطبي.

حرارة المحلول

علاقتها بخطوات الذوبانية	<ul style="list-style-type: none"> خطوة ماصة للطاقة: التغلب على قوى التجاذب التي بين جسيمات المذاب والتي بين جسيمات المذيب. خطوة طاردة للطاقة: تجاذب جسيمات المذاب والمذيب عند الخلط.
تعريفها	{ التغير الكلي للطاقة الذي يحدث خلال عملية تكوّن المحلول }
مثالان	ذوبان ماص للطاقة ذوبان نترات الأمونيوم في الماء يجعل الوعاء باردًا
توضيحيان	ذوبان طارد للطاقة ذوبان كلوريد الكالسيوم في الماء يجعل الوعاء ساخنًا

العوامل المؤثرة في الذوبان

أساسيات	<ul style="list-style-type: none"> شرط الذوبان: اتصال جسيمات المذاب والمذيب بعضها ببعض. طرق زيادة سرعة الذوبان: تحريك المحلول، زيادة مساحة سطح المذاب، رفع درجة حرارة المذيب.
أهمية تحريك المحلول	إبعاد جسيمات المذاب الذائبة عن سطح الاتصال بجسيمات المذيب بسرعة أكبر فتحدث تصادمات أخرى بين جسيمات المذيب والمذاب ومن ثم تزداد الذوبانية
زيادة مساحة سطح المذاب	<ul style="list-style-type: none"> كيفية: تكسير المذاب إلى قطع صغيرة. أهميته: زيادة عدد التصادمات بين المذاب والمذيب.
تأثر سرعة الذوبان بدرجة الحرارة	<ul style="list-style-type: none"> الشاي الساخن يستوعب سكرًا ذائبًا أكثر من الشاي المثلج « علل » لأن المذيب الساخن يذيب كمية أكثر من المذاب مقارنة بالمذيب البارد لنفس الكمية. ذوبان بعض المواد ومنها الغازات ينقص بزيادة درجة الحرارة. المشروبات الغازية تفقد طعمها اللاذع عند درجة حرارة الغرفة أسرع مما لو كانت باردة « علل » لأن ذوبان الغاز ينقص بزيادة درجة الحرارة.

الذوبانية

الذوبانية على مستوى الجسيمات	<ul style="list-style-type: none"> عند إضافة المذاب إلى المذيب تتصادم جسيماتهما وتختلط جسيمات المذاب الذائبة بجسيمات المذيب عشوائيًا. زيادة عدد جسيمات المذاب الذائبة تزداد تصادماتها مع بقية البلورة. تلتصق بعض جسيمات المذاب بسطح البلورة أو تتبلور مرة أخرى. باستمرار الذوبان تزداد سرعة التبلور وتبقى سرعة الذوبان ثابتة. يستمر الذوبان ما دامت سرعة الذوبان أعلى من سرعة التبلور.
------------------------------	---

- الاتزان الديناميكي
- شرط حدوثه: تساوي سرعة الذوبان والتبلور.
- بين التبلور والذوبان
- من نتائجه: لا يذوب المزيد من المذاب عند ثبوت درجة الحرارة.

المحاليل حسب التشبع

تصنيفها	• محلول غير مشبع. • محلول مشبع. • محلول فوق مشبع.
المحلول غير المشبع	محلول يحوي كمية من المذاب أقل مما يحويه المحلول المشبع عند نفس الضغط ودرجة الحرارة
المحلول المشبع	محلول يحوي أكبر كمية من المذاب عند ضغط ودرجة حرارة معينين
تعليل	الذوبانية تتأثر بارتفاع درجة حرارة المذيب « علل » لأن رفع درجة حرارة المذيب يزيد طاقة حركة جسيماته فتزداد التصادمات مما يؤثر في الذوبانية
ذوبانية بعض المواد عند درجات حرارة مختلفة	<ul style="list-style-type: none"> • ذوبانية كثير من المواد أكبر عند درجات الحرارة العليا، فمثلاً ذوبانية كلوريد الكالسيوم $CaCl_2$ تزداد بنسبة 50% بزيادة درجة الحرارة من $10^\circ C$ إلى $27^\circ C$. • ذوبانية بعض المواد مثل كبريتات السيريوم تنقص بزيادة درجة الحرارة، لكنها تبقى ثابتة بعد الوصول إلى درجة حرارة معينة.

المحلول فوق المشبع

تكوّنه	السبب الرئيس في تكوّن المحاليل فوق المشبعة هو زيادة درجة حرارة المحلول
تعريفه	{ محلول يحوي كمية أكبر من المادة المذابة مقارنة بمحلول مشبع عند درجة الحرارة نفسها }
تعليل	لعمل محلول فوق مشبع نُحضّر محلولاً مشبعاً عند درجة حرارة عالية ثم نُبرّده تدريجياً « علل » لأن التبريد البطيء يسمح للمذاب الزائد بالبقاء مذاباً في المحلول عند درجات حرارة منخفضة

تكوّن البلورات من المحاليل فوق المشبعة

طرقها	<ul style="list-style-type: none"> • إضافة قطعة صغيرة من مذاب تسمى نواة التبلور إلى محلول فوق مشبع فتترسب المادة المذابة الزائدة بسرعة. • كشط الجزء الداخلي من الكأس الزجاجية الذي يحوي المحلول بساق تحريك زجاجية بلطف. • تعرض المحلول فوق المشبع إلى الحركة أو الرجّ. • باستعمال يوديد الفضة AgI .
استمطار الغيوم	يستعمل يوديد الفضة AgI بوصفه نوى تكاثف في الهواء فوق المشبع ببخار الماء حيث يؤدي إلى تجمع جزيئات الماء في صورة قطرات قد تسقط على الأرض على هيئة مطر

ذوبانية الغازات

علاقتها بدرجة الحرارة	الغازات المذابة في المذيبات السائلة تنقص ذوبانيتها بزيادة درجة الحرارة
مثال توضيحي	الأكسجين وثنائي أكسيد الكربون تنقص ذوبانيتها بزيادة درجات الحرارة
التفسير	زيادة درجة الحرارة تزداد الطاقة الحركية لجسيمات الغاز ومن ثم تهرب الجسيمات من المحلول فتنقص الذوبانية

قانون هنري

نصه	{ ذوبانية الغاز في سائل تتناسب طردياً مع ضغط الغاز الموجود فوق السائل عند درجة حرارة معينة }
علاقته الرياضية	$S_2 = \frac{S_1 P_2}{P_1} \quad \frac{S_1}{P_1} = \frac{S_2}{P_2}$
مثال توضيحي	<p>إذا ذاب 0.55 g من غاز ما في 1 L من الماء عند ضغط 20 kPa فما كمية الغاز نفسه التي تذوب عند ضغط 110 kPa ؟</p> $S_2 = \frac{S_1 P_2}{P_1} = \frac{0.55 \times 110}{20} = 3 \text{ g/L}$

أساسيات عن الخواص الجامعة للمحاليل

المقصود بها	الخواص الفيزيائية للمحاليل التي تتأثر بعدد جسيمات المذاب وليس بطبيعتها
تعليل	يرشّ الناس الملح في المناطق ذات الطقس البارد جداً في الشتاء « علل » لإزالة الثلج والجليد عن الأرصفة والطرق
الخواص الجامعة للمحاليل	<ul style="list-style-type: none"> • انخفاض الضغط البخاري. • ارتفاع درجة الغليان. • انخفاض درجة التجمد. • الضغط الأسموزي.

المواد المتأينة في المحلول المائي

تعليل	محاليل المركبات الأيونية توصل التيار الكهربائي « علل » لأنها تحوي أيونات
المواد المتأينة	<p>المقصود بها مواد تتأين في الماء وتكوّن أيونات في المحلول</p> <ul style="list-style-type: none"> • مواد متأينة قوية: مواد تنتج أيونات كثيرة في المحلول. • مواد متأينة ضعيفة: مواد تنتج أيونات قليلة في المحلول. <p>تصنيفها</p>

مثال
توضيحي

كلوريد الصوديوم مادة متأيّنة قوية حيث يتفكك في المحلول ويتج أيونات Na^+ و Cl^- .
 $NaCl(s) \rightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq)$

المواد غير المتأيّنة في المحلول المائي

من أمثلتها	الكثير من المركبات الجزيئية ومنها السكروز
من خصائصها	• تذوب في المذيبات ولا تتأين. • محاليلها لا توصل التيار الكهربائي.
مثال توضيحي	محلول سكروز تركيزه 1 mol يحوي 1 mol فقط من جزيئات السكروز

أساسيات عن الانخفاض في الضغط البخاري

الضغط البخاري	ضغط واقع على جدران وعاء مغلق تحدّثه جزيئات السائل المتحوّلة من سطح السائل إلى الحالة الغازية
تنبئه	الضغط البخاري للمذيب ينخفض بإضافة مذاب غير متطاير إلى المذيب
فائدة	الانخفاض في الضغط البخاري من الخواص الجامعة للمحاليل حيث يعتمد على عدد جسيمات المذاب في المحلول
تأثير المذاب في الضغط البخاري	• تأثير المواد المذابة غير المتأيّنة في الضغط البخاري هو نفسه بغض النظر عن المادة. • تأثير المواد المذابة المتأيّنة في الضغط البخاري يعتمد على عدد الأيونات الناتجة من التأين.
مثال توضيحي	في الضغط البخاري .. تأثير 1 mol من الجلوكوز = تأثير 1 mol من الإيثانول تأثير 1 mol من كلوريد الصوديوم $NaCl$ > تأثير 1 mol من كلوريد الألومنيوم $AlCl_3$ « علل » لأن $NaCl$ يتج أيونين بينما $AlCl_3$ يتج أربعة أيونات

تأثير المذاب غير المتطاير في درجة الغليان

للتذكير	السائل يغلي إذا كان ضغطه البخاري يساوي الضغط الجوي
تعليقات	• المذاب غير المتطاير يؤثر في درجة غليان المذيب « علل » لأن المذاب غير المتطاير يُنقص الضغط البخاري للمذيب. • المحلول الذي يحوي مذابًا غير متطاير لا يغلي عند درجة غليان المذيب النقي « علل » لأن المذاب غير المتطاير يُنقص الضغط البخاري للمذيب فيصبح أقل من الضغط الجوي. • المحلول الذي يحوي مذابًا غير متطاير يجب تسخينه إلى درجة حرارة أعلى « علل » لتزويده بالطاقة الحركية الإضافية اللازمة لرفع الضغط البخاري له إلى ما يعادل الضغط الجوي حتى يغلي المحلول.

الارتفاع في درجة الغليان

المقصود به	الفرق بين درجة حرارة غليان المحلول ودرجة غليان المذيب النقي
علاقته الرياضية	$\Delta T_b = K_b \cdot m$ <p> ΔT_b الارتفاع في درجة الغليان [°C] K_b ثابت الارتفاع في درجة الغليان المولالي [m/°C] m مولالية المحلول </p>
مقداره	الارتفاع في درجة الغليان يساوي ثابت الارتفاع في درجة الغليان المولالي مضروباً في مولالية المحلول
ثابت ارتفاع درجة الغليان المولالي	الفرق بين درجة غليان محلول يحوي m 1 من مذاب غير متطاير وغير متأين ودرجة غليان المذيب النقي
مثال توضيحي	قيمة K_b للماء هي $0.512 \text{ } ^\circ\text{C}/m$ يعني أن m 1 من محلول مائي يحوي مذاباً غير متطاير وغير متأين يغلي عند درجة حرارة $100.512 \text{ } ^\circ\text{C}$ وهذه الدرجة تزيد بـ $0.512 \text{ } ^\circ\text{C}$ على درجة غليان الماء النقي حرارة $100 \text{ } ^\circ\text{C}$
الارتفاع في درجة الغليان ومولالية المذاب	<ul style="list-style-type: none"> العلاقة: الارتفاع في درجة الغليان يتناسب طردياً مع مولالية المذاب في المحلول. التفسير: كلما زاد عدد جسيمات المذاب في المحلول زاد الارتفاع في درجة الغليان.
مثال توضيحي	احسب درجة الغليان لمحلول مائي تركيزه m 0.625 من أي مذاب غير متطاير وغير متأين؛ علماً أن ثابت الارتفاع في درجة الغليان للماء $0.512 \text{ } ^\circ\text{C}/m$ ودرجة غليان الماء النقي $100 \text{ } ^\circ\text{C}$. $\Delta T_b = K_b \cdot m = 0.512 \times 0.625 = 0.32 \text{ } ^\circ\text{C}$ $T_b = 100 + 0.32 = 100.32 \text{ } ^\circ\text{C}$

تأثير الخواص الفيزيائية للمواد في درجة تجمدها

مخطط تغير	• درجة تجمد المحلول أصغر دائماً من درجة تجمد المذيب النقي.
حالة المادة	• نطاق درجة الحرارة للمحلول المائي في الحالة السائلة أكبر من الماء النقي.
الكيمياء في واقع الحياة	المحافظة على التركيز الملحي المناسب في المناطق القطبية من المحيط ضروري لبقاء المياه بدون تجمد ومن ثم المحافظة على الحياة البحرية
تطبيقات	<ul style="list-style-type: none"> يضاف الملح إلى الجليد لخفض درجة تجمده ومن ثم ينصهر على الطرق. يضاف الملح إلى الثلج عند صنع الآيس كريم فيقوم بخفض درجة تجمد الماء.

الانخفاض في درجة التجمد للمحلول

المقصود به	الفرق بين درجة تجمد المحلول ودرجة تجمد مذيبه النقي
علاقته بالمولية	قيم الانخفاض في درجة تجمد المواد غير المتأينة تتناسب طرديًا مع مولالية المحلول
قيمه	$\Delta T_f = K_f \cdot m$ <p> ΔT_f الارتفاع في درجة الغليان [°C] K_f ثابت الانخفاض في درجة التجمد [°C/m] m مولالية المحلول </p>
مثال توضيحي	المحلول المائي الذي تركيزه m 1 ويجوي مذابًا غير متطاير وغير متأين يتجمد عند درجة أدنى من درجة تجمد الماء النقي لأن قيمة ثابت انخفاض درجة التجمد للماء $1.86 \text{ }^\circ\text{C}/m$
تعليل	كثير من الأسماك والحشرات تنتج الجليسرول وهو أحد المذيبات غير المتأينة « علل » لحماية دمائها من التجمد في الشتاء القارص
الإيثيلين جليكول	مذيب غير متأين يوجد في مانع التجمد
مثال توضيحي	احسب درجة التجمد لمحلول مائي تركيزه m 0.625 من أي مذاب غير متطاير وغير متأين؛ علمًا أن ثابت الانخفاض في درجة التجمد للماء $1.86 \text{ }^\circ\text{C}/m$ ودرجة تجمد الماء النقي $0 \text{ }^\circ\text{C}$.
	$\Delta T_f = K_f \cdot m = 1.86 \times 0.625 = 1.1625 \text{ }^\circ\text{C}$ $T_f = 0 \text{ }^\circ\text{C} - 1.1625 \text{ }^\circ\text{C} = -1.1625 \text{ }^\circ\text{C}$

أساسيات عن الضغط الأسموزي

الانتشار	اختلاط الغازات أو السوائل الناتج عن حركتها العشوائية
الخاصية	• المقصود بها: انتشار المذيب عبر غشاء شبه منفذ.
الأسموزية	• أهميتها: تقوم بكثير من العمليات الحيوية ومنها امتصاص الغذاء في النبات.
الأغشية	• المقصود بها: حواجز تسمح لبعض الجسيمات بالعبور.
شبه المنفذة	• مكانها: تحيط بجميع الخلايا الحية.
الضغط الأسموزي	<ul style="list-style-type: none"> • المقصود به: الضغط الإضافي الناتج عن انتقال جزيئات الماء إلى المحلول المركز. • الضغط الأسموزي من الخواص الجامعة للمحاليل « علل » لأنه يعتمد على عدد جسيمات المذاب في كمية محددة من المحلول.

الفصل الثاني: الطاقة والتغيرات الكيميائية

أساسيات عن الطاقة

تعريفها	{ القدرة على بذل شغل أو إنتاج حرارة }
من صورها	الطاقة الشمسية ، الطاقة النووية ، طاقة الوضع ، الطاقة حركية
طاقة الوضع	{ طاقة تعتمد على تركيب أو موضع جسم ما }
الطاقة الحركية	{ طاقة ناتجة عن حركة الأجسام }
للتذكير	<ul style="list-style-type: none"> الطاقة الحركية للمادة ترتبط مباشرة مع الحركة الدائمة العشوائية لجسيماتها وتتناسب طردياً مع درجة الحرارة. طاقة وضع المادة تعتمد على تركيبها.

قانون حفظ الطاقة

للتذكير	الطاقة تتحول من شكل إلى آخر ولكنها تبقى محفوظة، أي أن مجموع الطاقة يبقى ثابتاً
تطبيقان	<ul style="list-style-type: none"> محطة التوليد الكهرومائية: تحول جزء من الطاقة الحركية للماء إلى طاقة كهربائية. موقد غاز البروبان C_3H_8 : باحتراق غاز البروبان تتحرر طاقة الوضع المخزنة في روابطه في صورة حرارة.
لتحول طاقة الوضع	
قانون حفظ الطاقة	{ في أي تفاعل كيميائي أو عملية فيزيائية يمكن أن تتحول الطاقة من شكل إلى آخر ولكنها لا تستحدث ولا تفتنى }
طاقة الوضع الكيميائية	<ul style="list-style-type: none"> المقصود بها: { الطاقة المخزنة في مادة نتيجة تركيبها }. أهميتها: تلعب دوراً هاماً في التفاعلات الكيميائية.

أساسيات عن الحرارة

الحرارة	{ طاقة تنتقل من الجسم الساخن إلى الجسم الأبرد }
فقد الحرارة وامتصاصها	<ul style="list-style-type: none"> عندما يفقد الجسم الساخن طاقة تنخفض درجة حرارته. عندما يمتص الجسم الأبرد طاقة ترتفع درجة حرارته.

قياس الحرارة

السُّعْر	كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة 1 g من الماء النقي درجة سيليزية واحدة $1^\circ C$
حرارة الجسم	مصدر حرارة الجسم هي تحطم جزيئات السكر والدهون داخل الجسم

• وصفه: وحدة قياس الطاقة الحرارية الناتجة عن الغذاء. • رمزه: Cal .	السعر الغذائي								
• مقداره: 1 Cal = 1 kcal = 1000 cal .									
• وصفه: وحدة قياس الطاقة في النظام الدولي. • رمزه: J .	الجول								
<table border="1"> <thead> <tr> <th>معامل التحويل</th> <th>العلاقة</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>$\frac{0.239 \text{ cal}}{1 \text{ J}}$ ، $\frac{1 \text{ J}}{0.239 \text{ cal}}$</td> <td>1 J = 0.239 cal</td> </tr> <tr> <td>$\frac{4.184 \text{ J}}{1 \text{ cal}}$ ، $\frac{1 \text{ cal}}{4.184 \text{ J}}$</td> <td>1 cal = 4.184 J</td> </tr> <tr> <td>$\frac{1000 \text{ cal}}{1 \text{ Cal}}$ ، $\frac{1 \text{ Cal}}{1000 \text{ cal}}$</td> <td>1 Cal = 1 kcal</td> </tr> </tbody> </table>	معامل التحويل	العلاقة	$\frac{0.239 \text{ cal}}{1 \text{ J}}$ ، $\frac{1 \text{ J}}{0.239 \text{ cal}}$	1 J = 0.239 cal	$\frac{4.184 \text{ J}}{1 \text{ cal}}$ ، $\frac{1 \text{ cal}}{4.184 \text{ J}}$	1 cal = 4.184 J	$\frac{1000 \text{ cal}}{1 \text{ Cal}}$ ، $\frac{1 \text{ Cal}}{1000 \text{ cal}}$	1 Cal = 1 kcal	العلاقة بين وحدات الطاقة
معامل التحويل	العلاقة								
$\frac{0.239 \text{ cal}}{1 \text{ J}}$ ، $\frac{1 \text{ J}}{0.239 \text{ cal}}$	1 J = 0.239 cal								
$\frac{4.184 \text{ J}}{1 \text{ cal}}$ ، $\frac{1 \text{ cal}}{4.184 \text{ J}}$	1 cal = 4.184 J								
$\frac{1000 \text{ cal}}{1 \text{ Cal}}$ ، $\frac{1 \text{ Cal}}{1000 \text{ cal}}$	1 Cal = 1 kcal								
تحتوي حبة حلوى الفواكه 142 Cal من الطاقة، ما مقدار هذه الطاقة بوحدة cal ؟ $142 \text{ Cal} \times \frac{1000 \text{ cal}}{1 \text{ Cal}} = 142000 \text{ cal}$	مثال توضيحي								

الحرارة النوعية

{ كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة جرام واحد من المادة درجة سيليزية واحدة }	تعريفها
كل مادة لها حرارة نوعية مميزة لها « علل » لأن لكل مادة تركيباً مختلفاً عن المواد الأخرى	تعليل
لرفع درجة حرارة كمية من الماء 1 °C فإن كل 1 g من الماء يمتص 4.184 J من الطاقة	مثال توضيحي
عندما تمتص كتلتان متساويتان من الماء والإسمنت كمية الطاقة نفسها فإن درجة حرارة الإسمنت تكون أعلى خمس مرات من درجة حرارة الماء « علل » لأن الحرارة النوعية للماء أعلى خمس مرات من الحرارة النوعية للإسمنت	تعليل

حساب الحرارة الممتصة والمنطقة

$q = c \times m \times \Delta T$	العلاقة الرياضية
q الحرارة الممتصة أو المنطلقة [J] c الحرارة النوعية [J/g.°C]	
m الكتلة [g] ΔT التغير في درجة الحرارة [°C]	
T_f درجة الحرارة النهائية [°C] T_i درجة الحرارة الابتدائية [°C]	$\Delta T = T_f - T_i$
إذا ارتفعت درجة حرارة 34.4 g من الإيثانول من 25 °C إلى 78.8 °C فما كمية الحرارة التي امتصها الإيثانول؟ علماً أن الحرارة النوعية للإيثانول 2.44 J/g.°C . $\Delta T = T_f - T_i = 78.8 - 25 = 53.8 \text{ °C}$ $q = c \times m \times \Delta T = 2.44 \times 34.4 \times 53.8 = 4515.75 \text{ J}$	مثال توضيحي

الطاقة الشمسية

من عوامل تأخر تطوير تقنياتها	• سطوع الشمس فترة محددة كل يوم. • تراكم الغيوم فوق بعض الأماكن.
تعليل	أحياناً يستغل الماء لأخذ الطاقة من الشمس « علل » بسبب حرارته النوعية العالية
الخلايا الكهروضوئية	• أهميتها: تحويل الطاقة الشمسية مباشرة إلى كهرباء. • من استخداماتها: تزويد رواد الفضاء بالطاقة.
تعليل	الخلايا الكهروضوئية لا تستعمل لتوفير الطاقة اللازمة للاحتياجات العادية « علل » لأن تكلفة إنتاج الكهرباء بوساطتها مرتفعة مقارنة بتكلفة حرق الفحم أو البترول

قياس الحرارة

المُسعر	جهاز معزول حرارياً يستخدم لقياس كمية الحرارة الممتصة أو المنطلقة أثناء عملية كيميائية أو فيزيائية
تعليل	توضع كمية من الماء في حجرة معزولة داخل المسعر « علل » لكي تمتص الطاقة المنطلقة من التفاعل أو لتزود الطاقة التي يمتصها التفاعل ومن ثم يمكننا قياس التغير في درجة الحرارة
مسعر البوليسترين	• وصفه: كأس مصنوعة من البوليسترين. • أهميته: قياس الحرارة النوعية للمواد والطاقة المفقودة أو المكتسبة أثناء التفاعل. • التفاعلات في مسعر البوليسترين تحدث تحت ضغط ثابت « علل » لأنه مفتوح على الجو.

الكيمياء الحرارية

ماذا تعني؟	فرع من الكيمياء يدرس تغيرات الحرارة التي ترافق التفاعلات الكيميائية وتغيرات الحالة الفيزيائية
تعليل	الكمامة الساخنة تستخدم للتدفئة « علل » بسبب حدوث تفاعل طارد للحرارة داخلها

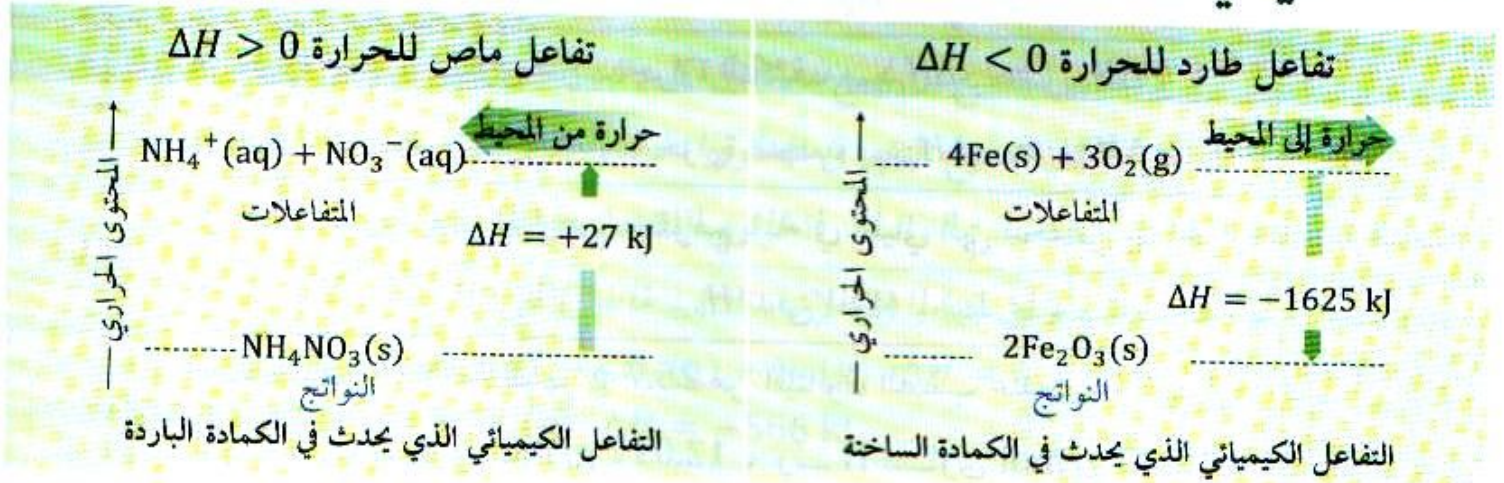
الكون والنظام

النظام	جزء معين من الكون يحوي التفاعل أو العملية التي تريد دراستها
المحيط	كل شيء في الكون غير النظام
الكون	• المقصود به: النظام مع المحيط. • الكون = النظام + المحيط.
تفاعل الكمامة الساخنة	• الحرارة الناتجة عن الكمامة « النظام » تنتقل إلى يدك الباردتين « جزء من المحيط ». • ينعكس انتقال الحرارة؛ إذ تنتقل الحرارة من المحيط إلى النظام.

المحتوى الحراري وتغيراته

من المستحيل معرفة كمية الحرارة الكلية الموجودة في المادة « علل » لأن الحرارة الكلية بالمادة تعتمد على عوامل كثيرة بعضها غير مفهوم تماماً حتى الآن		تعليق	
<ul style="list-style-type: none"> المقصود به: المحتوى الحراري للنظام تحت ضغط ثابت. التغير في المحتوى الحراري: كمية الحرارة الممتصة أو المنطلقة في التفاعل الكيميائي. 		المحتوى الحراري	
$\Delta H_{rxn} = H_{products} - H_{reactants}$			
العلاقة الرياضية		$H_{reactants}$ المحتوى الحراري للمتفاعلات $H_{products}$ المحتوى الحراري للنواتج	
إشارة ΔH_{rxn} سالبة	$H_{products} < H_{reactants}$	التفاعل الطارد للحرارة	إشارة المحتوى الحراري
إشارة ΔH_{rxn} موجبة	$H_{products} > H_{reactants}$	التفاعل الماص للحرارة	

مخططا التغير في الطاقة لتفاعل طارد وتفاعل ماص



المعادلة الكيميائية الحرارية

وصفها	معادلة كيميائية موزونة تشمل حالات المواد والتغير في الطاقة
أمثلة على كتابتها	<ul style="list-style-type: none"> التفاعل الذي يحدث داخل الكمادة الساخنة « طارد للحرارة » .. $4Fe(s) + 3O_2(g) \rightarrow 2Fe_2O_3(s) \quad \Delta H_{rxn} = -1625 \text{ kJ}$
	<ul style="list-style-type: none"> التفاعل الذي يحدث داخل الكمادة الباردة « ماص للحرارة » .. $NH_4NO_3(s) \rightarrow NH_4^+(aq) + NO_3^-(aq) \quad \Delta H_{rxn} = 27 \text{ kJ}$
	<ul style="list-style-type: none"> تفاعل احتراق الجلوكوز أثناء عملية الأيض في الجسم « طارد للحرارة » .. $C_6H_{12}O_6(s) + 6O_2(g) \rightarrow 6CO_2(g) + 6H_2O(l) \quad \Delta H_{comb} = -2808 \text{ kJ}$
حرارة الاحتراق	المحتوى الحراري الناتج عن حرق 1 mol من المادة احتراقاً كاملاً

تغيرات الحالة

حرارة التبخر المولارية	الحرارة اللازمة لتبخّر 1 mol من سائل
حرارة الانصهار المولارية	الحرارة اللازمة لصهر 1 mol من مادة صلبة
تعليلان	<ul style="list-style-type: none"> • عندما تخرج من حمام ساخن يرتعش جسمك « علل » لأن الماء امتص الحرارة من جلدك وتبخّر فتزداد برودة جسمك. • عند تبخر السائل أو صهر المادة الصلبة فإن ΔH تكون موجبة « علل » لأن العمليتين ماصتان للحرارة.

المعادلات الكيميائية الحرارية لتغيرات الحالة

معادلات تغير حالة الماء	<ul style="list-style-type: none"> • $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta H_{\text{vap}} = 40.7 \text{ kJ}$ • $\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H_{\text{fus}} = 6.01 \text{ kJ}$ • $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H_{\text{cond}} = -40.7 \text{ kJ}$ • $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{s}) \quad \Delta H_{\text{solid}} = -6.01 \text{ kJ}$
تنبيهان	<ul style="list-style-type: none"> • حرارة التبخر تساوي سالب حرارة التكثيف $\Delta H_{\text{vap}} = -\Delta H_{\text{cond}}$ • حرارة الانصهار تساوي سالب حرارة التجمد $\Delta H_{\text{fus}} = -\Delta H_{\text{solid}}$
تعليل	<p>في البلاد الباردة يغمر المزارعون حقولهم بالماء في الليالي التي تنخفض بها الحرارة لدرجة التجمد « علل » لأن تجمد الماء يطلق طاقة H_{fus} تدفئ الهواء المحيط مما يمنع تلف الفاكهة والخضراوات</p>
مثال توضيحي	<p>احسب الحرارة اللازمة لصهر 25.7 g من الميثانول الصلب عند درجة انصهاره، علماً أن الكتلة الذرية لـ C تساوي 12.011 g/mol ، ولـ H تساوي 1.008 g/mol ، ولـ O تساوي 15.999 g/mol ، حرارة الانصهار للميثانول $\Delta H_{\text{fus}} = 3.22 \text{ kJ}$.</p> <p>نوجد الكتلة المولية وعدد المولات للميثانول CH_3OH ..</p> <p>$M = (12.011 + 1.008 \times 3 + 15.999 + 1.008) = 32.04 \text{ g/mol}$ الكتلة المولية</p> <p>عدد المولات $n = \frac{\text{الكتلة}}{M} = \frac{25.7}{32.04} = 0.8 \text{ mol}$</p> <p>الآن نوجد الحرارة اللازمة لصهر الميثانول ..</p> <p>$\text{CH}_3\text{OH}(\text{s}) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{l}) \quad \Delta H_{\text{fus}} = 3.22 \text{ kJ}$ 1 mol \rightarrow ... 3.22 kJ 0.8 mol \rightarrow ... x</p> <p>$x = 3.22 \times 0.8 = 2.576 \text{ kJ}$</p>

المقصود به	تفاعل الوقود مع الأكسجين
من أهميته	طهو الطعام ، تدفئة المنزل ، تحريك المركبات
مثال	حرق 1 mol من الميثان يطلق 891 kJ من الطاقة الحرارية ..
توضيحي	$CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(l) + 891 kJ$

قانون هس

تعليل	من المستحيل قياس التغير في المحتوى الحراري لتفاعل تحول الألماس إلى جرافيت « علل » لأن هذا التفاعل يحدث ببطء شديد
تفاعلات يستحيل فيها حساب ΔH	<ul style="list-style-type: none"> • تفاعل يتم ببطء شديد. • تفاعلات تحدث في ظروف يصعب توفرها في المختبر. • تفاعلات تعطي نواتج غير النواتج المطلوبة منها.
فائدة	في التفاعلات التي يستحيل فيها حساب ΔH نستعمل قانون هس للجمع الحراري
قانون هس	{ إذا كنت تستطيع أن تجمع معادلتين كيميائيتين حراريتين أو أكثر لإنتاج معادلة نهائية لتفاعل ما كان مجموع التغير في المحتوى الحراري للتفاعلات الفردية مساوياً لتغير المحتوى الحراري للتفاعل النهائي }
مثال توضيحي	<p>استعمل المعادلتين (a) و (b) لإيجاد ΔH للتفاعل التالي:</p> $2CO(g) + 2NO(g) \rightarrow CO_2(g) + N_2(g) \quad \Delta H = ?$ <p>(a) $2CO(g) + O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) \quad \Delta H = -566 kJ$</p> <p>(b) $N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO(g) \quad \Delta H = -180.6 kJ$</p> <p>نعكس المعادلة (b) ..</p> $2NO(g) \rightarrow N_2(g) + O_2(g) \quad \Delta H = 180.6 kJ$ <p>نجمع المعادلتين • و (b) ..</p> $2NO(g) \rightarrow N_2(g) + O_2(g) \quad \Delta H = 180.6 kJ$ $2CO(g) + O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) \quad \Delta H = -566 kJ$ <hr/> $2NO(g) + 2CO(g) \rightarrow N_2(g) + 2CO_2(g) \quad \Delta H = -385.4 kJ$

حرارة التكوين القياسية

التغير في المحتوى الحراري الذي يرافق تكوين مول واحد من المركب في الظروف المقصود بها القياسية من عناصره في حالاتها القياسية

تسجيل التغير في المحتوى الحراري	يُسجل التغير في المحتوى الحراري للتفاعل الذي يتكون فيه المركب من عناصره في حالاتها القياسية فقط « ضغط 1 atm و 298 K أو 25 °C »
مثال توضيحي	تفاعل تكوين ثالث أكسيد الكبريت SO ₃ وهو غاز خائق يتسبب في إنتاج المطر الحمضي عندما يختلط بالرطوبة الموجودة في الجو .. $S(s) + \frac{3}{2}O_2(g) \rightarrow SO_3(g) \quad \Delta H_f^\circ = -396 \text{ kJ}$

مصدر حرارة التكوين

تعليل	حرارة التكوين لكل من النيتروجين والأكسجين تساوي صفر « علل » لأنهما غازان ثنائيي الذرة أي في الحالة القياسية
مثال توضيحي	$\frac{1}{2}N_2(g) + O_2(g) \rightarrow NO_2(g) \quad \Delta H_f^\circ = +33.2 \text{ kJ}$ <ul style="list-style-type: none"> • لتكوين مول واحد من NO₂ يجب امتصاص 33.2 kJ . • المحتوى الحراري للناتج NO₂ أعلى من المحتوى الحراري للمتفاعلات بـ 33.2 kJ . • على تدرج حرارة التكوين القياسية يوضع NO₂ فوق العناصر المكوّنة له بمقدار 33.2 kJ « علل » لأنه يتكوّن من تفاعل ماص للحرارة.
تعليل	حرارة التكوين القياسية لـ SO ₃ سالبة المقدار « علل » لأنه يتج عن تفاعل طارد للحرارة
فائدة	حرارة التكوين القياسية تستعمل في حساب حرارة التفاعل ΔH_{rxn}° في الظروف القياسية
معادلة التجميع	$\Delta H_{rxn}^\circ = \Sigma \Delta H_f^\circ (\text{النواتج}) - \Sigma \Delta H_f^\circ (\text{المتفاعلات})$
مثال توضيحي	احسب ΔH_{rxn}° للتفاعل التالي .. $4NH_3(g) + 7O_2(g) \rightarrow 4NO_2(g) + 6H_2O(l)$ <p>علماً أن $\Delta H_f^\circ NH_3 = -45.9 \text{ kJ}$ ، $\Delta H_f^\circ H_2O = -285.8 \text{ kJ}$ ، $\Delta H_f^\circ NO_2 = 33.2 \text{ kJ}$ ، $\Delta H_f^\circ O_2 = 0 \text{ kJ}$.</p> $\Delta H_{rxn}^\circ = \Sigma \Delta H_f^\circ (\text{النواتج}) - \Sigma \Delta H_f^\circ (\text{المتفاعلات})$ $\Delta H_{rxn}^\circ = [(4)\Delta H_f^\circ NO_2 + (6)\Delta H_f^\circ H_2O] - [(4)\Delta H_f^\circ NH_3 + (7)\Delta H_f^\circ O_2]$ $\Delta H_{rxn}^\circ = [(4)(33.2 \text{ kJ}) + (6)(-285.8 \text{ kJ})] - [(4)(-45.9 \text{ kJ}) + (7)(0 \text{ kJ})]$ $\Delta H_{rxn}^\circ = -1398.4 \text{ kJ}$

الفصل الثالث: سرعة التفاعلات الكيميائية

سرعة التفاعل

التعبير عنها	متوسط السرعة = $\frac{\text{التغير في كمية المادة المتفاعلة أو الناتجة}}{\text{التغير في سرعة الزمن } \Delta t}$
تعريفها	{ تركيز المواد المتفاعلة أو الناتجة في وحدة الزمن }
سرعة التفاعل	$\text{CO(g)} + \text{NO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{NO(g)}$ <ul style="list-style-type: none"> • حساب سرعة التفاعل بمعرفة سرعة تكوّن NO ..
بمعرفة تركيز المتفاعلات أو النواتج	$\frac{\Delta[\text{NO}]}{\Delta t} = \frac{[\text{NO}]_{t_2} - [\text{NO}]_{t_1}}{t_2 - t_1} = \text{متوسط السرعة}$ <ul style="list-style-type: none"> • حساب سرعة التفاعل بمعرفة متوسط استهلاك غاز CO .. $\frac{\Delta[\text{CO}]}{\Delta t} = \frac{[\text{CO}]_{t_2} - [\text{CO}]_{t_1}}{t_2 - t_1} = \text{متوسط السرعة}$
تعليلان	<ul style="list-style-type: none"> • عند حساب سرعة التفاعل بمعلومية سرعة تكوّن النواتج تكون قيمتها موجبة « علل » لأن تركيز النواتج يزداد بمرور الزمن. • عند حساب سرعة التفاعل بمعلومية سرعة استهلاك المتفاعلات تكون قيمتها سالبة « علل » لأن تركيز المتفاعلات ينقص بمرور الزمن.
العلاقة الرياضية	$\frac{\Delta[\text{المواد المتفاعلة}]}{\Delta t} = - \text{متوسط السرعة}$
مثال توضيحي	<p>احسب متوسط سرعة التفاعل معبراً عنه بعدد مولات H_2 المستهلكة لكل لتر في كل ثانية، علماً أن تركيز $[\text{H}_2]$ في بداية التفاعل يساوي 0.03 M ثم أصبح 0.02 M بعد مرور 4 s ..</p> $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$ $\frac{\Delta[\text{المواد المتفاعلة}]}{\Delta t} = - \text{متوسط السرعة}$ $0.0025 \text{ mol/l.s} = \left(\frac{0.02 - 0.03}{4 - 0} \right) = - \frac{[\text{H}_2]_{t_2} - [\text{H}_2]_{t_1}}{t_2 - t_1} = \text{متوسط السرعة}$

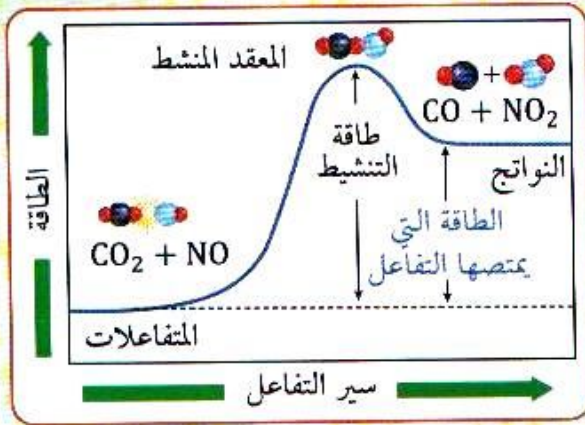
نظرية التصادم وتكوّن المعقد المنشط

نصها	{ حتمية تصادم الذرات والأيونات والجزيئات بعضها ببعض لكي يتم التفاعل }
شروط حدوث التفاعل	يجب أن: تتصادم المتفاعلات ، يكون التصادم في الاتجاه الصحيح ، تتصادم المتفاعلات بطاقة E_a كافية لتكوّن المعقد المنشط

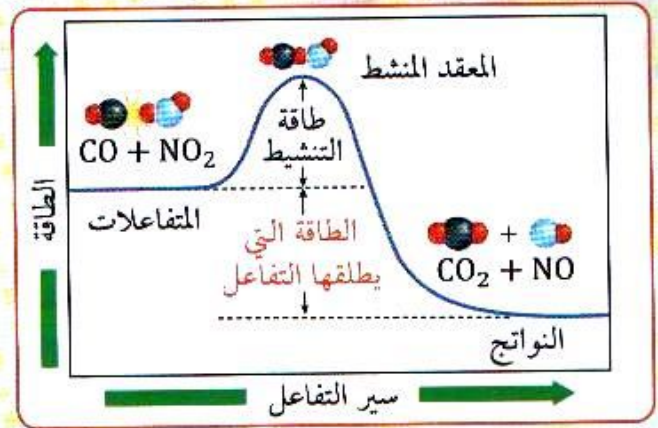
نوعا التصادم	• تصادم مثمر: ينتج عنه تفاعل. • تصادم غير مثمر: لا ينتج عنه تفاعل.
المعقد المنشط	• المقصود به: حالة غير مستقرة من تجمع الذرات فترة بقائها معاً قصيرة جداً.
« الحالة الانتقالية »	• ما يحدث في الحالة الانتقالية: تكسير الروابط وتكوين روابط جديدة.
طاقة التنشيط	• تعريفها: { الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لبدء التفاعل } . • إذا كانت طاقة تنشيط التفاعل E_a عالية تكون سرعته بطيئة « علل » لأن عدداً قليلاً من التصادمات يكون له طاقة كافية لتكوين المعقد المنشط. • إذا كانت طاقة تنشيط التفاعل E_a منخفضة يكون التفاعل أسرع « علل » لأن عدداً كبيراً من التصادمات له طاقة كافية لحدوث التفاعل.

منحطا الطاقة لتفاعل طارد للحرارة وآخر ماص للحرارة

التفاعل الماص للحرارة



التفاعل الطارد للحرارة



- طاقة المتفاعلات أقل من طاقة النواتج.
- لإعادة إنتاج CO و NO₂ نحتاج طاقة عالية أكبر من طاقة التفاعل الأمامي.

- طاقة النواتج أقل من طاقة المواد المتفاعلة.
- المتفاعلات تتصادم بطاقة كافية لتكوّن النواتج.

العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل

- طبيعة المواد المتفاعلة. • تركيز المواد المتفاعلة. • درجة الحرارة. • مساحة السطح. • المحفزات والمثبطات.

أولاً: طبيعة المواد المتفاعلة

تعليل	الخارصين يتفاعل مع نترات الفضة أسرع من النحاس « علل » لأن الخارصين أنشط كيميائياً من النحاس
فائدة	سرعة التفاعل تزداد بزيادة النشاط الكيميائي للمتفاعلات

ثانياً: تركيز المواد المتفاعلة

تأثيرها	زيادة تركيز أحد المتفاعلات تزداد التصادمات فتزداد سرعة التفاعل
---------	--

ثالثاً: مساحة السطح

كتلة سلك تنظيف الأواني المعدنية تشتعل بشدة أكثر من الدبوس الساخن « **علل** » لأن زيادة مساحة سطح التفاعل أدت إلى زيادة عدد التصادمات بين الجسيمات المتفاعلة

تعليل

إذا زادت مساحة سطح التفاعل تزداد سرعة التفاعل بسبب زيادة عدد التصادمات بين الجسيمات المتفاعلة

فائدة

رابعاً: درجة الحرارة

التفاعلات التي تسبب تلف الأطعمة أسرع كثيراً عند درجة حرارة الغرفة منها عند وضع الأطعمة في الثلاجة

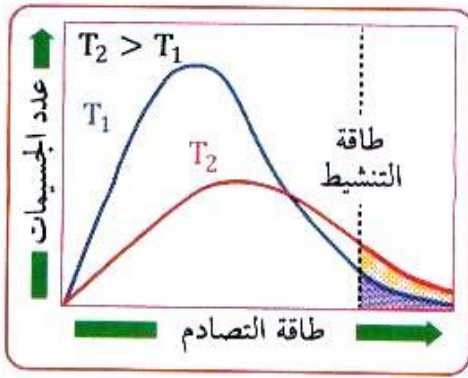
مثال توضيحي

- إذا زادت درجة الحرارة بمقدار 10 K تتضاعف سرعة التفاعل تقريباً.
- زيادة درجة حرارة المادة تزيد الطاقة الحركية للجسيمات فتتصادم أكثر وتزداد سرعة التفاعل.

العلاقة بين

درجة الحرارة

وسرعة التفاعل



- الخط المتقطع يمثل طاقة تنشيط التفاعل E_a .
- المنطقة المظللة تمثل عدد التصادمات التي لها طاقة أكبر من أو تساوي طاقة التنشيط.
- عدد التصادمات عالية الطاقة عند درجة الحرارة العالية T_2 أكثر كثيراً من عدد التصادمات عند درجة الحرارة المنخفضة T_1 .

مخطط طاقة

الجسم ودرجة

الحرارة

- زيادة درجة حرارة التفاعل تزيد من التصادمات التي ينتج عنها تفاعل.

إذا زادت درجة حرارة التفاعل فإن سرعته تزداد « **علل** » لأن زيادة درجة الحرارة تزيد من طاقة حركة الجسيمات فتتصادم أكثر وتزداد سرعة التفاعل

تعليل

خامساً: المحفزات والمثبطات

من المواد التي تؤثر في سرعة التفاعل

وصفهما

{ مادة كيميائية تزيد سرعة التفاعل دون أن تستهلك فيه }

تعريفه

الإنزيم

من أمثله

- في الصناعة يستعمل لإنتاج كمية أكبر من المنتج بسرعة كبيرة فتتقصر تكلفته.
- الإنزيم يسرع التفاعلات في المخلوقات الحية فيحافظ على الحياة عند درجة الحرارة الطبيعية.

المحفز

أهميته

لا يُضمّن المحفّز في المعادلات الكيميائية «علل» لأنه لا يزيد عدد النواتج وليس ضمن المتفاعلات أو النواتج

تعليل

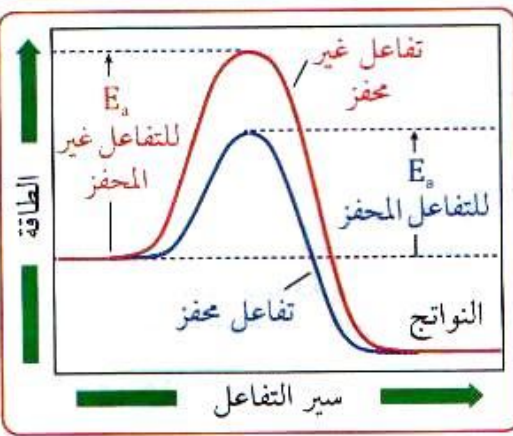
- المقصود به: مادة تؤدي إلى إبطاء سرعة التفاعل.
- **تنبيه:** بعض المثبطات توقف حدوث التفاعل.

المثبط

طاقة التنشيط للتفاعل المحفّز أقل كثيراً من طاقة التنشيط للتفاعل غير المحفّز

مخطط

الطاقة



• غلق المسارات المنخفضة الطاقة فتزيد طاقة التنشيط للتفاعل.

طرق

• بعضها يتفاعل مع المحفّز فتدمره أو تمنعه من أداء وظيفته.

عمل

• في التفاعلات الحيوية ترتبط المثبطات مع الإنزيمات فتمنع حدوث التفاعل.

المثبطات

• في صناعة الأغذية؛ المثبطات تسمى مواد حافظة أو مواد مضادة للأكسدة.

المواد

• آمنة للأكل وتعطي فترة صلاحية أطول للغذاء.

الحافظة

كتابة قوانين سرعة التفاعل

استهلاك المتفاعلات • يبطئ سرعة التفاعل. • يقلل عدد الجسيمات المتوفرة للتصادم.

R سرعة التفاعل

k ثابت سرعة التفاعل [S⁻¹]

[A] تركيز المادة المتفاعلة A

$$R = k[A]$$

فائدة: سرعة التفاعل تتناسب طردياً مع [A].

العلاقة الرياضية

• يربط سرعة التفاعل بتركيز المواد المتفاعلة عند درجة حرارة معينة.

• قيمته محددة لكل تفاعل ويتغير بتغير درجة الحرارة.

ثابت سرعة التفاعل

• وحدات قياسه s⁻¹ ، L/mol·s ، L²/mol²·s .

قانون سرعة التفاعل من الرتبة الأولى

كتابته • $R = k[A]$ ، التعبير [A] يعني [A]¹ . • أس المادة المتفاعلة A يسمى رتبة تفاعل A .

• قانون سرعة تفاعل تحلل فوق أكسيد الهيدروجين

$$R = k[H_2O_2]$$

• تركيز H₂O₂ مرفوع إلى الأس 1 فيكون تحلل H₂O₂

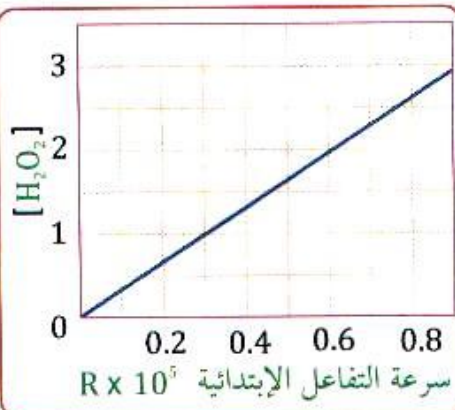
تفاعل من الرتبة الأولى.

مثال

توضيحي

• سرعة التفاعل تتغير بنفس التغير في [H₂O₂] فإذا انخفض

[H₂O₂] إلى النصف فإن سرعة التفاعل تنخفض إلى النصف.



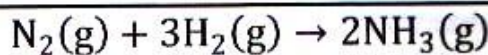
تعريفها	نتاج جمع رتب المتفاعلات في التفاعل
فائدة	التفاعلات التي تحوي أكثر من مادة متفاعلة ليست من الرتبة الأولى
العلاقة الرياضية	$R = k[A]^m[B]^n$ <p>R سرعة التفاعل ثابت سرعة التفاعل $[S^{-1}]$ تركيز المادة A $[A]$ رتبة تفاعل المادة A m تركيز المادة B $[B]$ رتبة تفاعل المادة B n</p>
مثال توضيحي	<p>$2NO(g) + 2H_2(g) \rightarrow N_2(g) + 2H_2O(g)$</p> <p>التفاعل يحدث في أكثر من خطوة تكون سرعته $R = k[H_2][NO]^2$</p> <ul style="list-style-type: none"> • إذا تضاعف $[NO]$ مرتين فإن السرعة تتضاعف أربع مرات. • إذا تضاعف $[H_2]$ مرة واحدة فإن السرعة تتضاعف مرة واحدة. • التفاعل رتبته الكلية الثالثة لأن التفاعل من الرتبة الثانية في NO والأولى في H_2.

تحديد رتبة التفاعل

طريقتها	بمقارنة السرعات الابتدائية للتفاعل بتغير تركيز المواد المتفاعلة																
السرعة الابتدائية	سرعة التفاعل لحظة إضافة المتفاعلات ذات التراكيز المعروفة وخلطها ببعض																
مثال توضيحي	<p>في ضوء البيانات في الجدول التالي حدد قانون سرعة التفاعل: نواتج $aA + bB \rightarrow$</p> <table border="1"> <thead> <tr> <th>المحاولة</th> <th>التركيز الابتدائي $[A]$</th> <th>التركيز الابتدائي $[B]$</th> <th>السرعة الابتدائية $mol/l.s$</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>1</td> <td>0.1</td> <td>0.1</td> <td>2×10^{-3}</td> </tr> <tr> <td>2</td> <td>0.2</td> <td>0.1</td> <td>2×10^{-3}</td> </tr> <tr> <td>3</td> <td>0.2</td> <td>0.2</td> <td>4×10^{-3}</td> </tr> </tbody> </table> <p>بما أن تضاعف $[A]$ في المحاولة 2 لم يؤثر على سرعة التفاعل فإن رتبة التفاعل بالنسبة لـ A تساوي صفر</p> <p>وبما أن تضاعف $[B]$ في المحاولة 3 أدى إلى تضاعف سرعة التفاعل فإن رتبة التفاعل بالنسبة لـ B تساوي واحد</p> <p>$R = k[A]^m[B]^n \Rightarrow R = k[A]^0[B]^1 \Rightarrow R = k[B]^1$</p>	المحاولة	التركيز الابتدائي $[A]$	التركيز الابتدائي $[B]$	السرعة الابتدائية $mol/l.s$	1	0.1	0.1	2×10^{-3}	2	0.2	0.1	2×10^{-3}	3	0.2	0.2	4×10^{-3}
المحاولة	التركيز الابتدائي $[A]$	التركيز الابتدائي $[B]$	السرعة الابتدائية $mol/l.s$														
1	0.1	0.1	2×10^{-3}														
2	0.2	0.1	2×10^{-3}														
3	0.2	0.2	4×10^{-3}														

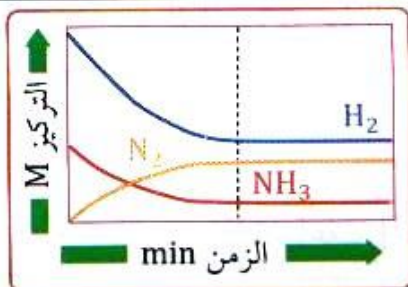
الفصل الرابع: الاتزان الكيميائي

اتزان الأمونيا



- تفاعل تحضير الأمونيا يحدث تلقائياً وبيبط شديد في الظروف القياسية.
- لإنتاج الأمونيا بسرعة عملية يجب إجراء التفاعل في درجات حرارة أعلى وضغط أكبر.

تحضير
الأمونيا



- في بداية التفاعل تركيز الأمونيا NH_3 يساوي صفر ويزداد مع الوقت.

منحنى

- التفاعلات تستهلك أثناء التفاعل فينقص تركيزها تدريجياً.
- بمرور الزمن تصبح جميع التراكيز ثابتة.

تحضير

الأمونيا

- تراكيز N_2 و H_2 لا تساوي صفر لأنه لم يتم تحويل كل التفاعلات إلى نواتج.

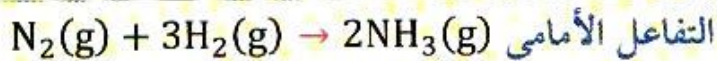
التفاعلات العكسية والاتزان الكيميائي

تفاعل تتحول فيه المتفاعلات كاملة إلى نواتج

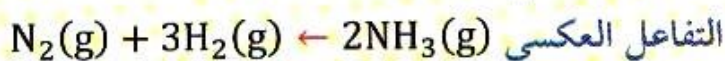
التفاعل المكتمل

تفاعل يحدث في الاتجاهين الأمامي والعكسي

المقصود به

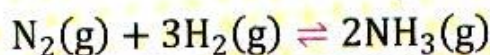


التفاعل



من أمثلته

العكسي



حالة التفاعل التي تتساوى عندها سرعتا التفاعل الأمامي والعكسي

المقصود به

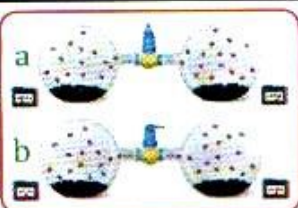
الاتزان

سرعة التفاعل الأمامي = سرعة التفاعل العكسي

شرط حدوثه

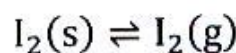
الكيميائي

الطبيعة الديناميكية للاتزان الكيميائي



- الدورق في الجهة اليسرى يحوي جزيئات يود غير مشع I-127.

- الدورق في الجهة اليمنى يحوي جزيئات يود مشع I-131.



مثال

توضيحي

- قراءات عدادات الإشعاع تشير إلى تحقق الاتزان في الحجم الكلي في الدورقين.

الاتزان الكيميائي له طبيعة ديناميكية

فائدة

التعبير عن الاتزان

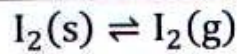
تعليل	في بعض التفاعلات تكون النواتج أقل من المتوقع «علل» لأن هذه التفاعلات تصل إلى الاتزان قبل استهلاك بعض المتفاعلات
قانون الاتزان الكيميائي	{ عند درجة حرارة معينة يمكن للتفاعل الكيميائي أن يصل إلى حالة تصبح فيها نسب تراكيز المتفاعلات والنواتج ثابتة }
تعبير ثابت الاتزان	المعادلة العامة لتفاعل متزن .. $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ $K_{eq} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$
ثابت الاتزان	القيمة العددية لنسبة تراكيز النواتج إلى تراكيز المتفاعلات
قيمة ثابت الاتزان	إذا كان تركيز النواتج أكبر من تركيز المتفاعلات عند الاتزان فإن $K_{eq} > 1$ إذا كان تركيز المتفاعلات أكبر من تركيز النواتج عند الاتزان فإن $K_{eq} < 1$
أنواع الاتزان	• اتزان متجانس. • اتزان غير متجانس.

الاتزان المتجانس

تعريفه	{ حالة اتزان تكون فيها المتفاعلات والنواتج في نفس الحالة الفيزيائية }
التعبير عنه	$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$ <ul style="list-style-type: none"> • نضع تركيز النواتج في البسط وتركيز المتفاعلات في المقام $\frac{[HI]}{[H_2][I_2]}$ • نضع معاملات المعادلة الكيميائية الموزونة أسسًا للتراكيز $K_{eq} = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$
مثال توضيحي	اكتب تعابير ثابت الاتزان للمعادلة $2H_2S(g) \rightleftharpoons 2H_2(g) + S_2(g)$ $K_{eq} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} = \frac{[H_2]^2 [S_2]}{[H_2S]^2}$

التعبير عن الاتزان غير المتجانس

الاتزان غير المتجانس	حالة اتزان توجد فيه المتفاعلات والنواتج في أكثر من حالة فيزيائية
التعبير عن ثابت الاتزان غير المتجانس	$C_2H_5OH(l) \rightleftharpoons C_2H_5OH(g)$ $K = \frac{[C_2H_5OH]}{[C_2H_5OH]}$ <p>المواد السائلة مواد نقية ثابتة التركيز فيكون مقام المعادلة ثابتًا ويدمج المقام مع K لتعطي $K_{eq} = [C_2H_5OH(g)]$</p>



لأن المواد الصلبة مواد نقية ثابتة التركيز يبسط الاتزان الذي يحوي مواد صلبة

مثال توضيحي

$$K_{eq} = [I_2(g)]$$

ثوابت الاتزان

قيم K_{eq}	<ul style="list-style-type: none"> • إذا كانت قيمة K_{eq} عالية فإن النواتج أكبر من المتفاعلات عند الاتزان. • إذا كانت قيمة K_{eq} منخفضة فإن النواتج تكون شبه معدومة عند الاتزان.
خواص الاتزان	<ul style="list-style-type: none"> • النواتج والمتفاعلات في اتزان ديناميكي ثابت. • تبقى درجة الحرارة ثابتة. • التفاعل يتم في نظام مغلق.
<p>المعادلة العامة لتفاعل متزن ..</p> $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ $K_{eq} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$	<p>للتذكير</p> <p>K_{eq} ثابت الاتزان</p> <p>[A] ، [B] تراكيز المواد المتفاعلة</p> <p>[C] ، [D] تراكيز المواد الناتجة</p> <p>d ، c ، b ، a معاملات المعادلة الموزونة</p>
<p>احسب قيمة K_{eq} للاتزان $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$ ؛ علماً أن $[N_2O_4] = 0.0185 \text{ mol/l}$ ، $[NO_2] = 0.0627 \text{ mol/l}$</p> $K_{eq} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{(0.0627)^2}{0.0185} = 0.21$	<p>مثال توضيحي</p>

مبدأ لوتشاتيليه

نصه	{ إذا بذل جهد على نظام في حالة اتزان فإنه يؤدي إلى إزاحة النظام في اتجاه يخفف أثر هذا الجهد }
تطبيقه في الصناعة	عن طريق تعديل أي عامل يؤدي إلى إزاحة الاتزان نحو النواتج في التفاعل
الجهد	أي تغيير يؤثر في اتزان نظام معين
العوامل المؤثرة في الاتزان الكيميائي	<ul style="list-style-type: none"> • التغير في التركيز. • التغير في الحجم والضغط. • تغير درجة الحرارة. • العوامل الحفازة.

التغير في التركيز

طرقه	<ul style="list-style-type: none"> • إضافة المتفاعلات. • إزالة النواتج. • إضافة النواتج.
فائدة	تغيير تركيز النواتج أو المتفاعلات يؤثر في الاتزان

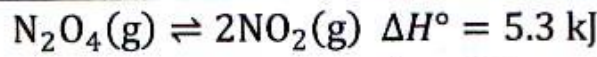
<p>أثرها</p> <p>زيادة تركيز أحد المتفاعلات تؤدي إلى إزاحة الاتزان نحو اليمين فتزداد النواتج</p> <p>مثال</p> <p>زيادة تركيز CO تمثل جهداً مبدولاً على الاتزان فيستجيب النظام باستهلاك CO بسرعة أكبر فيزاح الاتزان نحو اليمين لإنتاج المزيد من CH₄ و H₂O</p> <p>توضيحي</p>	<p>إضافة المتفاعلات</p>
<p>أثرها</p> <p>إزالة أحد النواتج تؤدي إلى إزاحة الاتزان نحو اليمين وإنتاج المزيد من النواتج</p> <p>مثال</p> <p>إزالة الماء يؤدي إلى إزاحة الاتزان نحو زيادة تركيز الماء مرة أخرى أي إزاحة الاتزان نحو اليمين وتكوين المزيد من النواتج</p> <p>توضيحي</p>	<p>إزالة النواتج</p>
<p>إضافة أحد النواتج إلى تفاعل متزن تؤدي إلى إزاحة الاتزان نحو اليسار ومن ثم تخفيف الجهد بتحويل النواتج إلى متفاعلات</p>	<p>إضافة النواتج</p>

التغير في الحجم والضغط

<p> $\text{CO(g)} + 3\text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{CH}_4\text{(g)} + \text{H}_2\text{O(g)}$ </p> <p>• حركة المكبس إلى أسفل تُنقص الحجم فيزداد الضغط.</p> <p>• زيادة الضغط تمثل جهداً على التفاعل المتزن.</p> <p>• تطبيق مبدأ لوتشاتيليه: الاتزان يخفف الجهد الواقع عليه بإزاحة الاتزان نحو اليمين فيقل عدد مولات الغاز وينخفض الضغط داخل الوعاء.</p>	<p>مثال</p> <p>توضيحي</p>
<p>• إذا اختلف عدد مولات المتفاعلات الغازية عن عدد مولات النواتج الغازية فإن تغيير الضغط والحجم في نظام متزن يؤدي إلى إزاحة الاتزان.</p> <p>• إذا تساوى عدد مولات المتفاعلات الغازية مع عدد مولات النواتج الغازية فإن تغيير الضغط والحجم في نظام متزن لا يؤثران في الاتزان.</p>	<p>عدد المولات والتغير في الضغط والحجم</p>

تغير درجة الحرارة

<p> $\text{CO(g)} + 3\text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{CH}_4\text{(g)} + \text{H}_2\text{O(g)} \quad \Delta H^\circ = -206.5 \text{ kJ}$ </p> <p>حسب مبدأ لوتشاتيليه ..</p> <p>إضافة الحرارة الاتزان يتجه نحو استهلاك الحرارة أي نحو اليسار فينقص تركيز الميثان</p> <p>سحب الحرارة الاتزان يتجه نحو اليمين فيقل الجهد بإنتاج كمية أكبر من الميثان</p>	<p>مثال توضيحي</p>
<p>• أي تغيير في درجة الحرارة ينتج عنه تغير في K_{eq}.</p> <p>• ترتفع قيمة K_{eq} بانخفاض درجة الحرارة وتنخفض قيمة K_{eq} بارتفاع درجة الحرارة.</p>	<p>درجة الحرارة و K_{eq}</p>



• N_2O_4 غاز لا لون له و NO_2 غاز لونه بني.

• تبريد مزيج الاتزان في حمام ماء بارد يجعل لونه أخف مقارنة بلونه عندما يسخن المزيج في حمام ماء ساخن.

• التفسير: عند إزالة الحرارة بالتبريد يزاح الاتزان نحو اليسار وينتج المزيد من N_2O_4 أما عند إضافة الحرارة فيزاح الاتزان نحو اليمين وينتج المزيد من غاز NO_2 ذي اللون البني.

مثال توضيحي

العوامل الحفازة

تزيد من سرعة التفاعل بالتساوي في كلا الاتجاهين

أهميتها

تُسرع التفاعل ليصل إلى الاتزان دون تغيير كمية النواتج

تأثيرها على الاتزان

حساب التركيز عند الاتزان

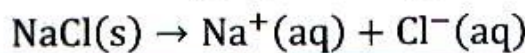
<p>المعادلة العامة لتفاعل متزن ..</p> $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ $K_{eq} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$	<p>ثابت الاتزان K_{eq}</p> <p>$[A]$ ، $[B]$ تراكيز المواد المتفاعلة</p> <p>$[C]$ ، $[D]$ تراكيز المواد الناتجة</p> <p>a ، b ، c ، d معاملات المعادلة الموزونة</p>	<p>للتذكير</p>
<p>ينتج الميثانول عن تفاعل أول أكسيد الكربون مع الهيدروجين ..</p> $\text{CO}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$ <p>إذا كان $K_{eq} = 10.5$ عند درجة حرارة محددة فاحسب تركيز $[\text{CO}]$ في خليط اتزان مجوي</p> <p>0.933 mol/l H_2 و 1.32 mol/l CH_3OH.</p> $K_{eq} = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}][\text{H}_2]^2} \Rightarrow [\text{CO}][\text{H}_2]^2 K_{eq} = [\text{CH}_3\text{OH}]$ $[\text{CO}] = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{K_{eq}[\text{H}_2]^2} = \frac{1.32}{10.5 \times (0.933)^2} = 0.14 \text{ mol/l}$	<p>مثال توضيحي</p>	<p>للتذكير</p>

المركبات الأيونية

• بعضها يذوب بسرعة في الماء ومنها كلوريد الصوديوم.

• بعضها يذوب ببطء في الماء ومنها كبريتات الباريوم BaSO_4 .

• عند الذوبان جميع المركبات الأيونية تتفكك إلى أيونات؛ فمثلاً ..



ذوبانيتها

المحيطات وبعض البحيرات تحوي كميات كبيرة من ملح كلوريد الصوديوم NaCl « **علل** »

بسبب ذوبانيته العالية

تعليل

ذوبان كبريتات الباريوم في الماء وتصل إلى حالة الاتزان ..
 $BaSO_4(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$

ذوبان كبريتات الباريوم في الماء

نتائج ضرب تراكيز الأيونات الذائبة كل منها مرفوع لأس يساوي معاملها في المعادلة الكيميائية المقصود به

يعبر عن ثابت الاتزان للمركبات منخفضة الذوبان

أهميته

ثابت حاصل الذوبانية لكبريتات الباريوم الذائبة في الماء ..

التعبير عنه

$$K_{sp} = [Ba^{2+}][SO_4^{2-}]$$

مقدار K_{sp} الصغير يعني أن النواتج لا يزداد تركيزها عند الاتزان

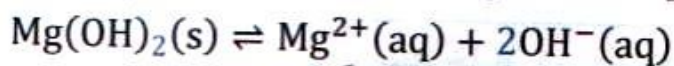
دلالة قيمته

ثابت حاصل الذوبانية

كبريتات الباريوم مادة سامة إلا أنه يمكن شرب محلولها عند أخذ صور للجهاز الهضمي « **علل** » لأن تركيز أيونات الباريوم عند الاتزان صغير جداً فيمكن تناول محلول كبريتات الباريوم بأمان

تعليل

ثابت حاصل الذوبانية لمضاد الحموضة هيدروكسيد الماغنيسيوم $MgOH$..



$$K_{sp} = [Mg^{2+}][OH^{-}]^2$$

مثال توضيحي

- قيمة K_{sp} تعتمد فقط على تركيز الأيونات في المحلول المشبع.
- ثابت حاصل الذوبانية يقاس للنواتج ويسجل للمركبات منخفضة الذوبان فقط.

فائدتان

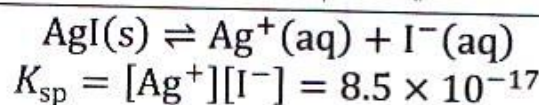
استعمال ثابت حاصل الذوبانية

تحديد ذوبانية المركبات منخفضة الذوبان

استعماله

كمية المادة التي تتفكك في حجم معين من الماء عند درجة حرارة معينة

الذوبانية في الماء



$$K_{sp} = [Ag^{+}][I^{-}] = 8.5 \times 10^{-17}$$

• نعبر عن ذوبانية يوديد الفضة AgI بـ s ..

$$s = [Ag^{+}] \text{ وكل أيون } Ag^{+} \text{ له أيون مصاحب } I^{-} \Leftrightarrow [I^{-}] = s$$

حساب ذوبانية

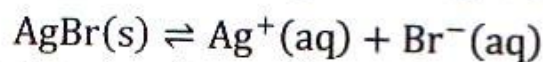
• تصبح صيغة K_{sp} ..

يوديد الفضة AgI

$$K_{sp} = [Ag^{+}][I^{-}] = (s)(s) = s^2 = 8.5 \times 10^{-17}$$

$$s = \sqrt{8.5 \times 10^{-17}} = 9.2 \times 10^{-9} \text{ mol/l}$$

احسب $[Ag^{+}]$ في محلول $AgBr$ عند الاتزان؛ علماً أن $K_{sp} = 5.4 \times 10^{-13}$..



نفرض أن $[Ag^{+}] = s$ ، $[Br^{-}] = s$ لأن هناك أيون Ag^{+} لكل أيون Br^{-} ..

مثال توضيحي

$$K_{sp} = [Ag^{+}][Br^{-}] = (s)(s) = s^2 = 5.4 \times 10^{-13}$$

$$[Ag^{+}] = s = \sqrt{5.4 \times 10^{-13}} = 7.3 \times 10^{-7} \text{ mol/l}$$

- عند خلط أحجام متساوية من محاليل كلوريد الحديد III $FeCl_3$ وسداسي سيانو حديد II البوتاسيوم $K_4[Fe(CN)_6]$ يتكون راسب وربما يحدث تفاعل إحلال مزدوج ..
 $4FeCl_3 + 3K_4[Fe(CN)_6] \rightarrow 12KCl + Fe_4[Fe(CN)_6]_3$
- استعمال K_{sp} لتوقع تكوّن راسب: $K_{sp} \downarrow Fe_4[Fe(CN)_6]_3$ صغير فيترسب إذا كان تركيز أيوناته كبير بشكل كاف بينما KCl لا يترسب لأنه مركب ذائب.
- يحدث اتزان بين الراسب الصلب $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$ وأيوناته في المحلول ..
 $Fe_4[Fe(CN)_6]_3(s) \rightleftharpoons 4Fe^{3+}(aq) + 3Fe(CN)_6^{4-}(aq)$
الحاصل الأيوني Q_{sp} : $Q_{sp} = [Fe^{3+}]^4 [Fe(CN)_6^{4-}]^3$

مثال
توضيحي

$$Q_{sp} > K_{sp}$$

يتكون راسب

$$Q_{sp} = K_{sp}$$

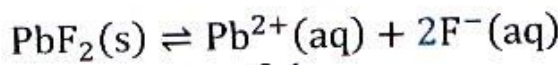
المحلول مشبع ولا يحدث تغير

$$Q_{sp} < K_{sp}$$

المحلول غير مشبع ولا يتكون راسب

العلاقة بين
 K_{sp} و Q_{sp}

- توقع ما إذا سيتكون راسب عند خلط كميات متساوية من المحاليل $0.03 M NaF$ و $0.1 M Pb(NO_3)_2$ ؛ علمًا أن: $K_{sp} = 3.3 \times 10^{-8}$ لـ PbF_2 .
نكتب معادلة التفاعل ثم نوجد تراكيز الأيونات ..



$$[Pb^{2+}] = \frac{0.1}{2} = 0.05 M$$

$$[F^{-}] = \frac{0.03}{2} = 0.015 M$$

$$Q_{sp} = [Pb^{2+}][F^{-}]^2 = (0.05) \times (0.015)^2 = 1.125 \times 10^{-5}$$

$$PbF_2 \text{ من راسب من } (Q_{sp} = 1.125 \times 10^{-5}) > (K_{sp} = 3.3 \times 10^{-8})$$

مثال
توضيحي

تأثير الأيون المشترك

- ذوبانية
 - كرومات
 - الرصاص
 - $PbCrO_4$
- تذوب في الماء النقي أكبر من ذوبانيتها في محلول كرومات البوتاسيوم K_2CrO_4 .
معادلة اتزان الذوبانية لـ $PbCrO_4$ وتعبير ثابت حاصل الذوبانية K_{sp} ..
 $PbCrO_4(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(aq) + CrO_4^{2-}(aq)$
 $K_{sp} = [Pb^{2+}][CrO_4^{2-}]$

CrO_4^{2-} يسمى أيونًا مشتركًا لأنه جزء من المركبين $PbCrO_4$ و K_2CrO_4

تنبيه

أيون مشترك بين اثنين أو أكثر من المركبات الأيونية

المقصود به

الأيون

انخفاض ذوبانية المادة بسبب وجود أيون مشترك

تأثيره

المشترك

عند إضافة محلول $PbNO_3$ إلى محلول مشبع من $PbCrO_4$ يترسب المزيد من $PbCrO_4$ الصلب
« علل » لأن أيونات Pb^{2+} مشتركة بينهما فتُنقص من ذوبانية $PbCrO_4$

تعليل

- الذوبانية المنخفضة لـ $BaSO_4$ تساعد على التأكد من أن كمية أيون الباريوم السام المتص في الجهاز الهضمي قليلة لدرجة لا تؤذي المريض عند تعرضه للأشعة السينية.
- لمزيد من الوقاية تضاف كبريتات الصوديوم Na_2SO_4 لتوفير الأيون المشترك SO_4^{2-} ..
$$BaSO_4(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$
- حسب مبدأ لوتشاتلييه: أيون SO_4^{2-} الذي مصدره Na_2SO_4 يعمل على إزاحة الاتزان نحو اليسار لإنتاج المزيد من $BaSO_4$ الصلب ويقلل عدد أيونات Ba^{2+} الضارة.

مثال


توضيحي

الفصل الخامس: الأحماض والقواعد

الخواص الفيزيائية للأحماض والقواعد

الطعم	• المحاليل الحمضية طعمها حمضي لاذع. • المحاليل القاعدية طعمها مرّ ولها ملمس زلق.
تعليلان	• المشروبات الغازية طعمها لاذع « علل » بسبب احتوائها على حمضي الكربونيك والفوسفوريك. • الليمون والجريب فروت طعمهما لاذع « علل » لاحتوائهما على حمضي الستريك والأسكوربيك.
التوصيل الكهربى	• المحاليل الحمضية والقاعدية لها قدرة على توصيل الكهرباء. • إضافة حمض أو قاعدة للماء النقي تنتج أيونات تجعل المحلول الناتج موصلًا للكهرباء.

الخواص الكيميائية للأحماض والقواعد

ورق تباع الشمس	• محاليل الأحماض: تحول لون ورقة تباع الشمس الأزرق إلى الأحمر. • محاليل القواعد: تحول لون ورقة تباع الشمس الأحمر إلى الأزرق.
	يتفاعل الخارصين مع محاليل الأحماض وينتج غاز الهيدروجين .. $\text{Zn(s)} + 2\text{HCl(l)} \rightarrow \text{ZnCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$
تظهر فقاعات عند إضافة الخل إلى صودا الخبز « علل » بسبب تفاعل حمض الإيثانويك $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ وكربونات الصوديوم الهيدروجينية NaHCO_3 ، وينتج غاز CO_2 الذي يسبب ظهور الفقاعات .. $\text{NaHCO}_3(\text{s}) + \text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O(l)} + \text{CO}_2(\text{g})$	التفاعل مع تباع الشمس التفاعل مع الفلزات التفاعل مع كربونات الفلزات
يستعمل الجيولوجيون محلول حمض الهيدروكلوريك للتعرف على الصخر الجيري CaCO_3 الذي ينتج فقاعات غاز ثاني أكسيد الكربون عند إضافة قطرات من الحمض إليه	تطبيق

أيونات الهيدرونيوم والهيدروكسيد

المحاليل المائية	• تحوي أيونات الهيدروجين H^+ وأيونات الهيدروكسيد OH^- . • الكميات النسبية للأيونين تحدد كون المحلول حمضياً أو قاعدياً أو متعادلاً.
المحلول المتعادل	محلول يحوي تركيزين متساويين من أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد
المحلول الحمضي	{ المحلول الذي يحوي تركيز أيونات هيدروجين أكثر من الهيدروكسيد }
المحلول القاعدي	{ المحلول الذي يحوي تركيز أيونات هيدروكسيد أكثر من الهيدروجين }
التأين الذاتي للماء	تتفاعل جزيئات الماء منتجة أيون الهيدرونيوم وأيون الهيدروكسيد .. $\text{H}_2\text{O(l)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
أيون الهيدرونيوم	أيون هيدروجين مرتبط مع جزيء ماء بواسطة رابطة تساهمية

نموذج أرهينيوس للأحماض والقواعد

مادة تحوي الهيدروجين، وتتأين في المحاليل المائية منتجة أيونات الهيدروجين	الحمض
مادة تحوي مجموعة الهيدروكسيد، وتحلل في المحلول المائي منتجة أيون الهيدروكسيد	القاعدة
إذابة غاز كلوريد الهيدروجين في الماء .. $HCl(g) \rightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$	مثال على حمض أرهينيوس
إذابة هيدروكسيد الصوديوم NaOH في الماء .. $NaOH(s) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$	مثال على قاعدة أرهينيوس
بعض المركبات القاعدية لا تحوي مجموعة الهيدروكسيد إلا أنها تنتج أيونات الهيدروكسيد عند إذابتها في الماء مثل: الأمونيا NH_3 وكربونات الصوديوم Na_2CO_3	عيوبه

نموذج برونستد - لوري للأحماض والقواعد

{ المادة المانحة لأيون الهيدروجين }	الحمض
{ المادة المستقبلة لأيون الهيدروجين }	القاعدة
{ المركب الكيميائي الذي ينتج عندما تستقبل القاعدة أيون الهيدروجين من حمض }	الحمض المرافق
{ المركب الكيميائي الذي ينتج عندما يمنح الحمض أيون الهيدروجين }	القاعدة المرافقة
{ مادتان ترتبطان معاً عن طريق منح واستقبال أيون الهيدروجين }	الأزواج المترافقة
حدد الأزواج المترافقة من الحمض والقاعدة في التفاعل التالي: $NH_4^+(aq) + OH^-(aq) \rightleftharpoons NH_3(aq) + H_2O(l)$	مثال توضيحي
الحمض NH_4^+ القاعدة المرافقة NH_3 القاعدة OH^- الحمض المرافق H_2O	

بعض الأحماض الشائعة وقواعدها المرافقة

صيغة القاعدة المرافقة	اسم القاعدة المرافقة	صيغة الحمض	اسم الحمض
Cl^-	أيون الكلوريد	HCl	حمض الهيدروكلوريك
NO_3^-	أيون النترات	HNO ₃	حمض النيتريك
HSO_4^-	أيون الكبريتات الهيدروجينية	H ₂ SO ₄	حمض الكبريتيك
SO_4^{2-}	أيون الكبريتات	HSO_4^-	أيون الكبريتات الهيدروجينية
F^-	أيون الفلوريد	HF	حمض الهيدروفلوريك
CN^-	أيون السيانيد	H ₂ CN	حمض الهيدروسيانيك
$C_2H_3O_2^-$	أيون الإيثانوات	HC ₂ H ₃ O ₂	حمض الإيثانويك

$H_2PO_4^-$	أيون ثنائي هيدروفوسفات	H_3PO_4	حمض الفوسفوريك
HPO_4^{2-}	أيون الهيدروفوسفات	$H_2PO_4^-$	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^{3-}	أيون الكربونات	HCO_3^-	أيون الكربونات الهيدروجينية

فلوريد الهيدروجين - حمض برونستد - لوري

استخدامه	صنع مركبات متنوعة تحوي الفلور مثل الطبقة المغلفة لأدوات الطبخ غير اللاصقة
تأينه في الماء	$HF(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + F^-(aq)$ <p>اتجاه التفاعل الأمامي → حمض (HF) قاعدة (H₂O) حمض مرافق (H₃O⁺) قاعدة مرافقة (F⁻) ← اتجاه التفاعل العكسي</p>

الأمونيا - قاعدة برونستد - لوري

تعليلان	<ul style="list-style-type: none"> حسب تعريف أرهينيوس لا تُعدّ الأمونيا قاعدة « علل » لأنه لا توجد فيها مجموعة الهيدروكسيد. حسب تعريف برونستد - لوري تُعدّ الأمونيا قاعدة « علل » لأن جزيء الأمونيا يستقبل أيون H^+ ليكوّن أيون الأمونيوم NH_4^+.
تأينه في الماء	$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$ <p>اتجاه التفاعل الأمامي → قاعدة (NH₃) حمض (H₂O) حمض مرافق (NH₄⁺) قاعدة مرافقة (OH⁻) ← اتجاه التفاعل العكسي</p>

الماء - حمض وقاعدة برونستد - لوري

الماء كقاعدة	عندما يذوب HF في الماء فإن الماء يسلك سلوك القاعدة
الماء كحمض	عندما تذوب الأمونيا NH ₃ في الماء فإن الماء يسلك سلوك الحمض
تعليل	الماء مادة مترددة « علل » لأنه يسلك سلوك الحمض أو القاعدة حسب طبيعة المواد المذابة فيه
المواد المترددة	{ المواد التي تسلك سلوك الأحماض والقواعد }

الحمض أحادي البروتون

المقصود به	حمض يستطيع أن يمنح أيون هيدروجين واحداً فقط مثل: HClO ₄ ، HF ، HCl
تعليل	صيغة حمض الإيثانويك تُكتب على الصورة HC ₂ H ₃ O ₂ « علل » لأن به ذرة هيدروجين واحدة فقط من الذرات الأربع قابلة للتأين
ذرة الهيدروجين القابلة للتأين	ذرة هيدروجين ترتبط مع ذرة لها كهرسالبية عالية تجعل الرابطة المتكونة بينهما قطبية مثل: HF ، CH ₃ COOH

الأحماض متعددة البروتونات

الحمض متعدد البروتونات	حمض يحوي أكثر من ذرة هيدروجين قابلة للتأين
الحمض ثنائي البروتونات	حمض يحوي ذرتي هيدروجين قابلتين للتأين في كل جزيء مثل H_2SO_4
الحمض ثلاثي البروتونات	حمض يحوي ثلاث ذرات هيدروجين قابلة للتأين في كل جزيء مثل H_3PO_4

نموذج لويس للأحماض والقواعد

الحمض	{ مادة تستقبل زوجًا من الإلكترونات }	القاعدة	{ مادة تمنح زوجًا من الإلكترونات }
مثال	تكوين فلوريد الهيدروجين		تكوين BF_3NH_3
	$H^+ + :F: \rightarrow H-F:$ قاعدة لويس حمض لويس		$:F: + :N(H)_3 \rightarrow :F-N(H)_3$ حمض لويس قاعدة لويس
مثال توضيحي	حدد أحماض وقواعد لويس في التفاعلات التالية:		
	$SO_3 + H_2O \rightleftharpoons H_2SO_4$ (c) . $Cl^- + BCl_3 \rightleftharpoons BCl_4^-$ (b) . $H^+ + OH^- \rightleftharpoons H_2O$ (a)		
	(c)	(b)	(a)
	SO_3	BCl_3	H^+
	H_2O	Cl^-	OH^-
			حمض لويس
			قاعدة لويس

تطبيق: تفاعل ثالث أكسيد الكبريت مع أكسيد الماغنسيوم

- ينتج من تفاعل SO_3 مع MgO ، صيغته $MgSO_4 \cdot 7H_2O$.
- استعماله: تخفيف آلام العضلات ، مغذٍ للنباتات .

يحقن MgO في الغازات الخارجة من مداخل محطات توليد الطاقة الكهربائية التي تعمل بالفحم « **علل** » للتخلص من غاز SO_3 الذي يُكوّن المطر الحمضي

الأنهيدريد

أنهيدريد قاعدي

أكسيد يستطيع أن يتحد مع الماء ليكون قاعدة
 أكاسيد الفلزات مثل أكسيد الكالسيوم CaO

أنهيدريد حمضي

أكسيد يستطيع أن يتحد مع الماء ليكون حمضاً
 أكاسيد اللافلزات مثل ثاني أكسيد الكربون CO_2

ثابت التأيين للماء

<p>{ تعبير ثابت الاتزان للتأين الذاتي للماء ويساوي حاصل ضرب تراكيز أيون الهيدروجين وأيون الهيدروكسيد في المحاليل المخففة }</p>	<p>تعريفه</p>			
<ul style="list-style-type: none"> • ينتج عن التأين الذاتي للماء النقي تراكيز متساوية لأيونات H^+ وأيونات OH^-. • معادلة التأين الذاتي للماء $H_2O(l) \rightleftharpoons H^+(aq) + OH^-(aq)$. • أيونات H^+ تسلك سلوك الأحماض، وأيونات OH^- تسلك سلوك القواعد. 	<p>التأين الذاتي للماء</p>			
<p>$[K_W]$ ثابت تأين الماء $[H^+]$ تركيز أيون الهيدروجين $[M \equiv mol/l]$ $[OH^-]$ تركيز أيون الهيدروكسيد $[M \equiv mol/l]$</p>	<p>$K_W = [H^+][OH^-]$ حيث: $K_W = 1 \times 10^{-14}$</p> <p>العلاقة الرياضية</p>			
<ul style="list-style-type: none"> • إضافة أيونات H^+ إلى ماء في حالة اتزان تُنقص تركيز أيونات OH^- « علل » لأن أيونات H^+ المضافة تتفاعل مع أيونات OH^- لتكوين جزيئات الماء فينقص تركيز أيونات OH^-. • إضافة أيونات OH^- إلى ماء في حالة اتزان يُنقص تركيز أيونات H^+ « علل » لأن أيونات OH^- المضافة تتفاعل مع أيونات H^+ لتكوين جزيئات الماء فينقص تركيز أيونات H^+. 	<p>تعليلان</p>			
<table border="1" style="width: 100%; text-align: center;"> <tr> <td>محلول قاعدي $[OH^-] > [H^+]$</td> <td>محلول متعادل $[OH^-] = [H^+]$</td> <td>محلول حمضي $[OH^-] < [H^+]$</td> </tr> </table>	محلول قاعدي $[OH^-] > [H^+]$	محلول متعادل $[OH^-] = [H^+]$	محلول حمضي $[OH^-] < [H^+]$	<p>أنواع المحاليل</p>
محلول قاعدي $[OH^-] > [H^+]$	محلول متعادل $[OH^-] = [H^+]$	محلول حمضي $[OH^-] < [H^+]$		
<p>فيما يلي تراكيز H^+ و OH^- لأربعة محاليل مائية عند درجة حرارة 298 K ؛ احسب $[H^+]$ و $[OH^-]$ لكل محلول، ثم حدد ما إذا كان المحلول حمضياً أم قاعدياً أم متعادلاً.</p> <p>(a) $[H^+] = 1 \times 10^{-13} M$.. نحسب $[OH^-]$</p> <p>(b) $[OH^-] = 1 \times 10^{-7} M$.. نحسب $[H^+]$</p> <p>مثال توضيحي</p> <p>$1 \times 10^{-14} = [H^+][OH^-] \Rightarrow [OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{[H^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-13}} = 10^{-1} M$</p> <p>لأن قيمة $[OH^-] > [H^+]$ فإن المحلول قاعدي.</p> <p>(b) نحسب $[H^+]$</p> <p>$1 \times 10^{-14} = [H^+][OH^-] \Rightarrow [H^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-7}} = 10^{-7} M$</p> <p>لأن قيمة $[OH^-] = [H^+]$ فإن المحلول متعادل.</p>	<p>أنواع المحاليل</p>			

الرقم الهيدروجيني

{ سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروجين }

تعريفه

العلاقات الرياضية		$pH = -\log [H^+]$ $[H^+] = 10^{-pH}$			العلاقات الرياضية
الرقم الهيدروجيني [pH]		تركيز أيون الهيدروجين [M \equiv mol/l]			
قيم للمحاليل	أقوى حمض	محلل حمضي	محلل متعادل	محلل قاعدي	أقوى قاعدة
	pH = 0	pH < 7	pH = 7	pH > 7	pH = 14
احسب قيمة pH عند درجة حرارة 298 K إذا كان $[H^+] = 1 \times 10^{-2} M$. $pH = -\log [H^+] = -\log(1 \times 10^{-2}) = 2$					مثال توضيحي

الرقم الهيدروكسيدي

تعريفه		{ سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروكسيد }			
العلاقات الرياضية		$pOH = -\log [OH^-]$ $[OH^-] = 10^{-pOH}$			
الرقم الهيدروكسيدي [pOH]		تركيز أيون الهيدروكسيد [M \equiv mol/l]			
قيم للمحاليل	محلل حمضي	أقوى حمض	محلل متعادل	محلل قاعدي	أقوى قاعدة
	pOH > 7	pOH = 14	pOH = 7	pOH < 7	pOH = 0

العلاقة بين الرقم الهيدروجيني والرقم الهيدروكسيدي

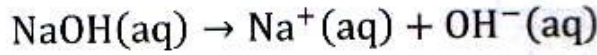
العلاقة الرياضية		$pH + pOH = 14$			
الرقم الهيدروجيني [pH]		الرقم الهيدروكسيدي [pOH]			
احسب قيم pH و pOH عند درجة حرارة 298 K لمحلل مائي تركيزه $[OH^-] = 6.5 \times 10^{-4} M$. $pOH = -\log [OH^-] = -\log(6.5 \times 10^{-4}) = 3.18$ $pH + pOH = 14 \Rightarrow pH = 14 - pOH = 14 - 3.18 = 10.82$					مثال توضيحي

المولارية والرقم الهيدروجيني للأحماض القوية

المولارية		{ عدد المولات من الجزيئات أو وحدات الصيغ التي أذيت في لتر واحد من المحلول }		
تأين الأحماض القوية		<ul style="list-style-type: none"> الأحماض القوية توجد بتركيز 100% في صورة أيونات في المحلول .. تركيز الأحماض القوية أحادية البروتون مساوي لتركيز أيونات H^+ . 		
		$HCl(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + Cl^-(aq)$		

المولارية والرقم الهيدروجيني للقواعد القوية

- تأين القواعد القوية توجد بتركيز 100% في صورة أيونات في المحلول ..
- تركيز القواعد القوية أحادية الهيدروكسيد مساوي لتركيز أيونات OH⁻.



حساب ثابت التآين للحمض الضعيف من الرقم الهيدروجيني

الأحماض الضعيفة تتأين جزئياً	تأين الأحماض الضعيفة
$\text{AB(aq)} \rightleftharpoons \text{A}^+(\text{aq}) + \text{B}^-(\text{aq})$	معادلة تأين الحمض
إذا كان عدد مولات B ⁻ يساوي عدد مولات A ⁺ فإن [A ⁺] = [B ⁻]	تنبيه
<p>K_a ثابت التآين للحمض</p> <p>[AB] تركيز الحمض الضعيف</p> <p>[A⁺] تركيز الأيون الموجب</p> <p>[B⁻] تركيز الأيون السالب</p>	العلاقة الرياضية
$K_a = \frac{[\text{A}^+][\text{B}^-]}{[\text{AB}]}$	
تركيز الهيدروجين - التركيز الابتدائي = تركيز الحمض الضعيف	تركيز الحمض الضعيف
<p>احسب K_a للمحلول الحمضي HClO₂ الذي تركيزه 0.04 M و pH = 1.8</p> <p>HClO₂(aq) ⇌ H⁺(aq) + ClO₂⁻(aq) « معادلة تأين الحمض الضعيف »</p> <p>[H⁺] = 10^{-pH} = 10^{-1.8} = 1.58 × 10⁻² M</p> <p>[ClO₂⁻] = [H⁺] = 1.58 × 10⁻² M</p> <p>تركيز الهيدروجين - التركيز الابتدائي = تركيز الحمض الضعيف</p> <p>[HClO₂] = 0.04 - 1.58 × 10⁻² = 2.42 × 10⁻² M</p> <p>$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{HClO}_2^-]}{[\text{HClO}_2]} = \frac{(1.58 \times 10^{-2})(1.58 \times 10^{-2})}{(2.42 \times 10^{-2})} = 1.03 \times 10^{-2}$</p>	مثال توضيحي

تفاعل التعادل

{ تفاعل محلول حمض مع محلول قاعدة لإنتاج ملح وماء }	تعريفه
تفاعل إحلال متبادل	نوعه
$\text{Mg(OH)}_2(\text{aq}) + 2\text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{MgCl}_2(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	من
قاعدة + حمض → ملح + ماء	أمثله
{ مركب أيوني يتكوّن من أيون موجب من القاعدة وأيون سالب من الحمض }	الملح

المعادلات الأيونية

معادلة	• وصفها: معادلة تحوي صيغ المواد الداخلة والناجمة من التفاعل.
الصيغ	• من أمثلتها: $\text{HCl(aq)} + \text{NaOH(aq)} \rightarrow \text{NaCl(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$.
المعادلة الأيونية الكاملة	• وصفها: معادلة تحوي جميع الأيونات الداخلة والناجمة من التفاعل. • من أمثلتها: $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O(l)}$
أيونات مشاهدة	• وصفها: أيونات لا تدخل في التفاعل تظهر على جانبي المعادلة الأيونية الكاملة ويمكن حذفها للحصول على المعادلة الأيونية الكلية. • من أمثلتها: أيونات الصوديوم $\text{Na}^+(\text{aq})$ ، أيونات الكلوريد $\text{Cl}^-(\text{aq})$.
المعادلة الأيونية الكلية	• وصفها: المعادلة الناتجة بعد حذف أيونات المشاهدة من المعادلة الأيونية الكاملة. • من أمثلتها: $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O(l)}$.

المعايرة

المعايرة	{ طريقة لتحديد تركيز محلول ما وذلك بتفاعل حجم معلوم منه مع محلول تركيزه معلوم }
المحلول القياسي	{ محلول معروف التركيز يستعمل لمعايرة محلول مجهول التركيز }
نقطة التكافؤ	{ النقطة التي يتساوى عندها عدد مولات $[\text{H}^+]$ من الحمض مع عدد مولات $[\text{OH}^-]$ من القاعدة }

الكواشف

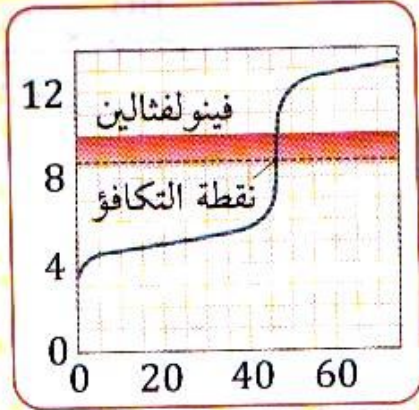
الكواشف	{ الأصباغ الكيميائية التي تتأثر ألوانها بالمحاليل الحمضية والقاعدية }
من أمثلتها	• كاشف أزرق بروموثيمول: مناسب عند معايرة حمض قوي مع قاعدة قوية. • كاشف الفينولفثالين: مناسب عند معايرة حمض ضعيف وقاعدة قوية.
البوليفينولات	مواد طبيعية تحوي ذرات هيدروجين متأينة جزئياً تعمل عمل الكواشف
تعليل	يصبح لون الشاي الأحمر فاتحاً عند إضافة عصير الليمون إليه « علل » لأنه حسب مبدأ لوتشاتلييه ينقص تأين الحمض في الشاي فيصبح لون البوليفينولات غير المتأينة أكثر وضوحاً

نقطة نهاية المعايرة

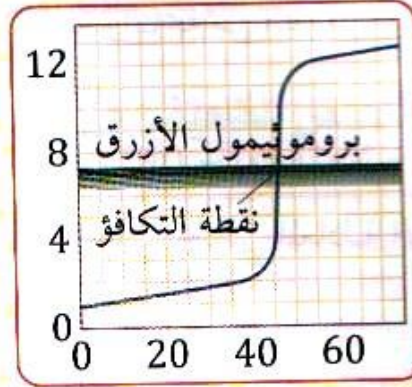
{ النقطة التي يتغير لون الكاشف عندها }

تعريفها

معايرة حمض ضعيف مع قاعدة قوية



معايرة حمض قوي مع قاعدة قوية



منحنيات
المعايرة

حساب المولارية

V حجم المحلول [L]

M مولارية المحلول [M]

mol عدد مولات المحلول [mol]

$$M = \frac{\text{mol}}{V}$$

العلاقة
الرياضية

ما مولارية حمض النيتريك إذا تطلب 43.33 ml KOH تركيزه 0.1 M لمعادلة 20 ml من حمض النيتريك؟

أولاً: نوجد عدد المولات الفعلية للقاعدة ..

$$\text{Mol KOH} = M_B V_B = 0.1 \times 43.33 \times 10^{-3} = 4.3 \times 10^{-3} \text{ mol KOH}$$

ثانياً: نوجد عدد المولات الفعلية للحمض ..

مثال

توضيحي

$\text{HNO}_3(\text{aq})$	+	$\text{KOH}(\text{aq})$	\rightarrow	$\text{KNO}_3(\text{aq})$	+	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	المعادلة الموزونة
1 mol		1 mol					المولات
Mol HNO_3		4.333×10^{-3}					المولات الفعلية

$$\text{Mol HNO}_3 \times 1 = 1 \times 4.333 \times 10^{-3} \Rightarrow \text{Mol HNO}_3 = 4.333 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$M_A = \frac{\text{Mol HNO}_3}{V_A} = \frac{4.333 \times 10^{-3}}{20 \times 10^{-3}} = 0.2166 \text{ M}$$

تقيمه الأملاح

{ عملية اكتساب الشق السالب من الملح أيونات الهيدروجين، واكتساب الشق الموجب أيونات

{ الهيدروكسيل من الماء عند إذابة الملح في الماء }

تعريفه

الأملاح التي تُنتج محاليل قاعدية

من أمثلتها	ملح فلوريد البوتاسيوم « ينتج عن قاعدة قوية KOH وحمض ضعيف HF »
الكشف عنها	عند إضافة كاشف البروموثيمول الأزرق إلى محلول فلوريد البوتاسيوم يتلون المحلول باللون الأزرق
تعليل	محلول ملح فلوريد البوتاسيوم قلوي « علل » لأنه عند ذوبانه في الماء يُنتج أيونات OH^-

الأملاح التي تُنتج محاليل حمضية

من أمثلتها	ملح كلوريد الأمونيوم « ينتج عن قاعدة ضعيفة NH_3 وحمض قوي HCl »
الكشف عنها	عند إضافة كاشف البروموثيمول الأزرق إلى محلول كلوريد الأمونيوم يتلون المحلول باللون الأصفر
تعليل	محلول ملح كلوريد الأمونيوم حمضي « علل » لأن ذوبانه في الماء يُنتج أيونات H_3O^+

الأملاح التي تُنتج محاليل متعادلة

من أمثلتها	ملح نترات الصوديوم « ينتج عن حمض قوي HNO_3 وقاعدة قوية NaOH »
الكشف عنها	بإضافة كاشف البروموثيمول الأزرق إلى محلول نترات الصوديوم يتلون المحلول بالأخضر
تعليل	محلول ملح نترات الصوديوم متعادل « علل » لأنه لا يتميه عند ذوبانه في الماء فلا ينتج أيونات OH^- أو أيونات H_3O^+
مثال توضيحي	<p>اكتب معادلات لتفاعلات تميّه الأملاح التي تحدث عند إذابة الأملاح التالية في الماء وصنف كل منها إلى حمضي أو قلوي أو متعادل ..</p> <p>(a) نترات الأمونيوم. (b) كبريتات البوتاسيوم.</p> <p>(a) $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$ (a)</p> <p>$\text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$</p> <p>المحلول حمضي؛ لأن تفاعل أيونات NH_4^+ مع الماء يُنتج أيونات H_3O^+.</p> <p>(b) $\text{K}_2\text{SO}_4(\text{s}) \rightarrow 2\text{K}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ (b)</p> <p>المحلول متعادل؛ لأن أيونات SO_4^{2-} ، K^+ لا يتفاعلان مع الماء.</p>

المحلول المنظم

تعريفه	{ محلول يقاوم التغير في pH عند إضافة كميات محددة من الأحماض أو القواعد }
مكوناته	خليط من حمض ضعيف مع قاعدته المرافقة أو قاعدة ضعيفة مع حمضها المرافق
سعته	تعريفها { كمية الحمض أو القاعدة التي يستوعبها المحلول المنظم دون تغير مهم في pH }
	فائدة تزداد سعة المحلول المنظم كلما زادت تراكيز الجزيئات والأيونات فيه
فاعليته	المحلول المنظم يكون أكثر فاعلية عندما يساوي تركيز الحمض تركيز القاعدة المرافقة له
مثال توضيحي	اكتب المعادلة الكيميائية للتفاعل الذي يحدث عند إضافة قاعدة إلى المحلول المنظم $H_2PO_4^- / HPO_4^{2-} ?$ $H_2PO_4^-(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + HPO_4^{2-}(aq)$

المحاليل المنظمة والأزواج المترافقة

الأزواج المترافقة	معادلات تأين المحاليل المنظمة
HF/F ⁻	HF(aq) \rightleftharpoons H ⁺ (aq) + F ⁻ (aq)
CH ₃ COOH/CH ₃ COO ⁻	CH ₃ COOH(aq) \rightleftharpoons H ⁺ (aq) + CH ₃ COO ⁻ (aq)
H ₂ CO ₃ /HCO ₃ ⁻	H ₂ CO ₃ (aq) \rightleftharpoons H ⁺ (aq) + HCO ₃ ⁻ (aq)
H ₂ PO ₄ ⁻ /HPO ₄ ²⁻	H ₂ PO ₄ ⁻ (aq) \rightleftharpoons H ⁺ (aq) + HPO ₄ ²⁻ (aq)