المادة والمحاليل وقوانين الاتحاد الكيميائي 1

مقدمة في الكيمياء والطريقة العلمية

حالات المادة وخواصها وتغيراتها

المخاليط وطرق فصلها

تركيز المحاليل وأنواعها والعوامل المؤثرة على الذوبان

الخواص الجامعة للمحاليل

العناصر والمركبات وقوانين الاتحاد الكيميائى

تركيب الذرة 8

النظريات القديمة للمادة وتركيب الذرة

الضوء وطاقة الكم والطيف الذرى للهيدروجين

النموذج الموجى الميكانيكى وتطور النظرية الذرية

مبادئ التوزيع الإلكترونى في الحالة المستقرة

النشاط الإشعاعى وخواص الإشعاعات

الجدول الدوري وتدرج الخواص والروابط والمركبات الأيونية والجزيئية 12

الجدول الدورى وتدرج الخواص

تدرج الخواص في الجدول الدوري

الأيونات والمركبات الأيونية الثنائية وتسميتها

الرابطة التساهمية

تسمية المركبات الجزيئية والحموض

التراكيب الجزيئية

الأشكال الفراغية للجزيئات التساهمية

المعادلات والتفاعلات الكيميائية 20

المعادلة وتصنيف التفاعلات الكيميائية

التفاعلات في المحاليل المائية

تفاعلات الأكسدة والاختزال

الخلايا الجلفانية والخلايا التحليلية

المول والحسابات الكيميائية 25

المول والكتلة المولية

التركيب النسبى والصيغ الأولية والجزيئية

الحسابات الكيميائية

الطاقة والتغيرات الكيميائية والنظرية الحر[illegible] 29

الطاقة والتغيرات الكيميائية

النظرية الحركية وخواص الغازات

السوائل

المواد الصلبة

مخطط الحالة

قوانين الغازات

سرعة التفاعلات الكيميائية والاتزان الكيميائي 35

سرعة التفاعل الكيميائى

الاتزان الكيميائى

الأحماض والقواعد

الكيمياء العضوية 42

الهيدروكربونات

مشتقات الهيدروكربونات وتفاعلاتها

تصنيف التفاعلات العضوية

المركبات العضوية الحيوية

المادة

• مقدمة في الكيمياء

- الكيمياء هي دراسة المادة وتغيراتها .
- يتكون الغلاف الجوي من عدة طبقات ، تسمى الطبقة الدنيا منها التروبوسفير وتحتوي على الهواء .
- يوجد الأوزون في طبقة الستراتوسفير التي تلي طبقة التروبوسفير .
- طبقة الأوزون تحمي الأرض من الأشعة الكونية الضارة (الأشعة فوق البنفسجية) .
- يتكون الأوزون (O_3) عندما يتعرض غاز الأكسجين للأشعة فوف البنفسجية.
- تقاس كمية الأوزون بمطياف بريور .
- كمية الأوزون التي يجب أن توجد في الجو لحمايته هي 300 DU (300دوبسون).
- ثقب الأوزون هو تقلص طبقة الأوزون بسبب تفاعله مع مركبات فلوروكلوروكربون.
- المادة هي كل شيء يشغل حيزا من الفراغ وله كتلة .
- المادة الكيميائية النقية مادة لها تركيب محدد ، وتشمل العناصر والمركبات.
- الكتلة هي مقياس لكمية المادة .
- الوزن هو مقياس لكمية المادة و لقوة جذب الأرض للمادة .
- الكتلة ثابتة ، أما الوزن يختلف باختلاف الارتفاع عن سطح الأرض كما يختلف من كوكب لآخر .
- النموذج هو تفسير مرئي أو لفظي أو رياضي للبيانات التجريبية .
- الملاحظات التي يمكن رؤيتها بالعين المجردة تعكس سلوك الذرات التي لا يمكن رؤيتها بالعين المجردة
- لعلم الكيمياء فروع عديدة منها : الكيمياء العضوية والكيمياء غير العضوية والكيمياء الفيزيائية والتحليلية والحيوية والبيئية والذرية وغيرها.

❖ الطريقة العلمية

- الطريقة العلمية هي طريقة منظمة تستعمل في الدراسات العلمية ، وحل المشكلات ، والتحقق من عمل العلماء الآخرين
- الملاحظة هي عملية جمع البيانات النوعية أو الكمية .
- البيانات النوعية هي بيانات وصفية تصف بعض الخواص الفيزيائية كاللون أو الطعم أو الرائحة أو الشكل
- البيانات الكمية هي بيانات رقمية تبين مقدار الصفة ، مثل الضغط ، درجة الحرارة ، السرعة ، الحجم ...
- الفرضية هي تفسير مؤقت قابل للاختبار لما تمت ملاحظته .

- التجربة هي مجموعة من المشاهدات المضبوطة التي تختبر الفرضية .
- المتغير كمية أو حالة يمكن أن يكون لها أكثر من قيمة واحدة .
- المتغير المستقل هو المتغير الذي نخطط لتغييره أثناء التجربة .
- المتغير التابع هو المتغير الذي تتغير قيمته تبعا لتغير قيمة المتغير المستقل .
- العامل الثابت هو الذي لا يسمح بتغييره أثناء التجربة .
- الضابط هو المعيار الذي يستخدم للمقارنة في التجربة .
- الاستنتاج هو حكم قائم على المعلومات التي تم الحصول عليها .
- النظرية هي تفسير لظاهرة طبيعية بناءً على مشاهدات واستقصاءات مع مرور الزمن .
- القانون العلمي يصف علاقة في الطبيعة تدعمها عدة تجارب .
- البحث النظري هو بحث للحصول على المعرفة من أجل المعرفة نفسها ، وقد يتحول لبحث تطبيقي .
- البحث التطبيقي هو بحث لحل مشكلة محددة .

- **حالات المادة وخواصها وتغيراتها:**

- توجد المادة في الحالة الصلبة أو السائلة أو الغازية أو في حالة البلازما .
- المادة الصلبة لها شكل ثابت وحجم ثابت ، وهي غير قابلة للانضغاط .
- المادة السائلة لها حجم ثابت وليس لها شكل ثابت ، وتأخذ شكل الجزء الذي تملأه من الوعاء ، وهي غير قابلة للانضغاط ولها خاصية الجريان وتنساب جسيماتها بعضها فوق بعض
- المادة الغازية ليس لها شكل ثابت وليس لها حجم ثابت وتأخذ شكل الوعاء وتملأه كله لأن لها خاصية الانتشار وهي تنضغط بسهولة .
- البخار هو الحالة الغازية لمادة توجد بشكل صلب أو سائل في درجات الحرارة العادية .
- الخواص الفيزيائية هي الخواص التي يمكن ملاحظتها أو قياسها دون تغيير تركيب المادة.
- الخواص الفيزيائية تصف المواد النقية لأنها ذات تركيب ثابت وخواص ثابتة .
- الخواص الفيزيائية نوعان، خواص فيزيائية نوعية (مميزة) و خواص فيزيائية كمية .
- الخواص الفيزيائية النوعية (المميزة) لا تعتمد على كمية المادة الموجودة ، مثل الكثافة والرائحة ودرجة الانصهار والغليان ودرجة التجمد .
- الخواص الفيزيائية الكمية تعتمد على كمية المادة الموجودة ، مثل الكتلة والطول والحجم والمساحة .
- الخواص الكيميائية تصف قدرة المادة على الاتحاد (التفاعل) مع المواد الأخرى أو التحول إلى مادة أخرى ، مثل النشاط الكيميائي و الحموضة أو القاعدية أو القابلية للاشتعال .
- الظروف الخارجية كالضغط ودرجة الحرارة تؤثر في الخواص الفيزيائية والكيميائية .

- التغير الفيزيائي يغير من خواص المادة أو حالتها دون أن يغير تركيبها ، مثل الانصهار أو التجمد أو التبخر أو التكثف أو التسامي أو الترسب أو تغير الشكل .
- التغير الكيميائي (التفاعل الكيميائي)هو تغير ينتج عنه مادة أو مواد جديدة أو التآكل أو فقدان البريق أو التخمر أو الاحتراق أو التعفن .
- من أدلة حدوث التفاعل الكيميائي تغير اللون أو الطعم أو تصاعد غاز أز تكون راسب .
- قانون حفظ الكتلة ينص على أن الكتلة لا تفنى ولا تستحدث أثناء التفاعل الكيميائي ،أي أن الكتلة محفوظة . (كتلة المتفاعلات = كتلة النواتج)

❖ **المخاليط وطرق فصلها:**

- المخلوط مزيج من مادتين نقيتين أو أكثر، وهو إما متجانس أو غير متجانس (معلق وغروي)
- المعلق مخلوط غير متجانس يحتوي على جسيمات يمكن أن تترسب بالترويق ، ومن أمثلته الوحل .
- الغروي مخلوط غير متجانس تتراوح أقطار مكوناته بين 1nmو1000 nm ،مثل الحليب والدم ، ولا يمكن فصل مكوناته بالترشيح أو الترويق .
- الحركة البراونية هي الحركة العشوائية لجسيمات المذاب في المخاليط الغروية السائلة.
- لا تترسب جسيمات المذاب في المحلول الغروي بسبب الحركة البراونية والتنافر بين جسيمات المذاب بسبب تشابه الشحنة
- تأثير تندال هي قدرة جسيمات المخاليط الغروية على تشتيت الضوء.
- المحلول مخلوط متجانس من مادتين أو أكثر .
- يمكن فصل المخاليط بطرائق فيزيائية مثل الترشيح والتقطير والتبلور والتسامي والكروماتوجرافيا ، وهي طرق تستفيد من اختلاف الخواص الفيزيائية لمكونات مواد المخلوط .
- الترشيح طريقة يستخدم فيها حاجز مسامي لفصل المادة الصلبة عن السائل .
- التقطير طريقة لفصل السوائل اعتمادا على الاختلاف في درجة غليانها .
- التبلور هو الحصول على مادة نقية صلبة من محلولها المشبع بإضافة كمية صغيرة من المذاب أو بالتبخير .
- التسامي هو تبخر المادة الصلبة دون أن تنصهر ، ويستخدم لفصل مادتين صلبتين لإحداهما القدرة على التسامي دون الأخرى .
- الكروماتوجرافيا (التحليل الاستشرابي) : أسلوب لفصل مكونات مخلوط بناء على قدرة كل مكون على الانتقال أو السحب على سطح مادة أخرى.

- **تركيز المحاليل وأنواعها والذوبان والعوامل المؤثرة عليه**
  - يعبر عن تركيز المحلول وصفيا (مركز أو مخفف) أو كميا .
  - طرق التعبير الكمي عن تركيز المحاليل

الطريقة	التعريف
النسبة المئوية بالكتلة	كتلة المذاب مقسومة على كتلة المحلول ومضروبة في 100 النسبة المئوية بالكتلة = $\frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{كتلة المحلول}} \times 100$
النسبة المئوية بالحجم	حجم المذاب مقسوماً على حجم المحلول مضروباً في 100 النسبة المئوية بالحجم = $\frac{\text{حجم المذاب}}{\text{حجم المحلول}} \times 100$
المولارية	عدد مولات المذاب مقسومة على حجم المحلول باللتر المولارية M = $\frac{\text{عدد مولات المذاب}(mol)}{\text{حجم المحلول}(L)}$
المولالية	عدد مولات المذاب مقسومة على كتلة المذيب بالكيلوجرام المولالية m = $\frac{\text{عدد مولات المذاب}(mol)}{\text{كتلة المذيب}(Kg)}$
الكسر المولي	عدد مولات المذاب في المحلول مقسوماً على عدد المولات الكلي في المحلول $\chi_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + \cdots}$

  - معادلة التخفيف : $M_1V_1 = M_2V_2$.
  - حجم الماء المطلوب للتخفيف = $V_1 - V_2$
  - الذوبان هو إحاطة جسيمات المذاب بجسيمات المذيب
  - الذائبية هي أكبر كمية من المذاب تذوب في مقدار معين من المذيب عند درجة حرارة معينة.
  - القاعدة العامة للذوبان هي " المذيب يذيب شبيهه"
  - حرارة الذوبان هو التغير الكلي الذي يحدث خلال عملية تكون المحلول .
  - العوامل التي تزيد سرعة الذوبان هي التحريك وزيادة مساحة سطح المذاب ورفع درجة حرارة المذيب.
  - المحلول غير المشبع يحتوي على كمية مذاب أقل من اللازم لتشبعه عند درجة حرارة وضغط معينين.
  - المحلول المشبع يحوي على أكبر كمية من المذاب ذائبة في كمية محددة من المذيب عند درجة حرارة وضغط معينين.

- المحلول فوق المشبع يحتوي على كمية أكبر من المذاب مقارنة بمحلول مشبع عند درجة الحرارة نفسها .
- قانون هنري : تتناسب ذائبية الغاز (S) في سائل عند درجة حرارة معينة طرديا مع ضغط الغاز (P) الموجود فوق السائل .
- الصيغة الرياضية لقانون هنري $\frac{S_1}{P_1} = \frac{S_2}{P_2}$

• الخواص الجامعة للمحاليل

- الخواص الفيزيائية الجامعة للمحاليل تعتمد على عدد جسيمات المذاب ولا تعتمد على نوعها.
- انخفاض الضغط البخاري وارتفاع درجة الغليان وانخفاض درجة التجمد والضغط الأسموزي كلها خصائص جامعة للمحاليل .
- إذابة مذاب غير متطاير في مذيب نقي تؤدي إلى :

1- انخفاض الضغط البخاري

2- ارتفاع درجة الغليان

3- انخفاض درجة التجمد

4- ارتفاع الضغط الاسموزي

- الارتفاع في درجة غليان المحلول (ΔT_f) هو الفرق بين درجة غليان المحلول ودرجة غليان المذيب النقي
- في المواد غير المتأينة يتناسب الارتفاع في درجة غليان المحلول طرديا مع تركيز المحلول بالمولالية .

الارتفاع في درجة الغليان

$\Delta T_b = K_b m$ ← مولالية

- ثابت ارتفاع درجة الغليان المولالي K_b هو الفرق بين درجة غليان محلول يحوي على مول من مذاب غير متطاير وغير متأين ودرجة غليان المذيب النقي .
- الانخفاض في درجة تجمد المحلول (ΔT_b) هو الفرق بين درجة تجمد المذيب النقي ودرجة تجمد المحلول .
- في المواد غير المتأينة يتناسب الانخفاض في درجة تجمد المحلول طرديا مع تركيز المحلول بالمولالية

الانخفاض في درجة التجمد

$\Delta T_f = K_f m$ ← مولالية

- ثابت انخفاض درجة التجمد المولالي K_f هو الفرق بين درجة تجمد مذيب نقي ودرجة تجمد محلول يحوي على مول من مذاب غير متطاير وغير متأين .

- الخاصية الإسموزية هي انتشار المذيب خلال غشاء شبه منفذ.
- الضغط الاسموزي هو الضغط الناتج عن انتقال جزيئات الماء من المحلول المخفف إلى المحلول المركز.
- المواد المتأينة مثل $NaCl$ و $MgCl_2$ و $AlCl_3$ تؤثر على الخواص الجامعة أكثر من المواد غير المتأينة مثل $C_6H_{12}O_6$ و CCl_4 .
- كلما زاد عدد الأيونات في صيغة المركب الأيوني كلما ازداد تأثيره على الخواص الجامعة للمحاليل

- **العناصر والمركبات وقوانين الاتحاد الكيميائي :**
  - العنصر مادة كيميائية نقية أولية لا يمكن تجزئتها إلى أصغر منها بطرق فيزيائية أو كيميائية.
  - المركب مادة كيميائية نقية تتكون باتحاد عنصرين أو أكثر بنسبة وزنية ثابتة.
  - خواص المركب تختلف عن خواص مكوناته .
  - يمكن فصل المركب بواسطة الطرق الكيميائية مثل التحليل الحراري أو الكهربائي .
  - قانون النسب الثابتة : المركب يتكون من عناصره نفسها بنسبة كتلية ثابتة مهما اختلفت كمياتها .
  - كتلة المركب تساوي مجموع كتل العناصر المكونة له .

$$\text{النسبة المئوية بالكتلة } (\%) = \frac{\text{كتلة العنصر}}{\text{كتلة المركب}} \times 100$$

  - قانون النسب المتضاعفة : عند تكوين مركبات مختلفة من اتحاد العناصر نفسها فإن النسبة بين كتلة أحد العناصر التي تتحد مع كمية ثابتة من عنصر آخر في هذه المركبات تكون نسبة عددية صحيحة وبسيطة .

تركيب الذرة

- **النظريات القديمة للمادة**
  - اعتقد كثير من فلاسفة الإغريق أن المادة مكونة من التراب والماء والهواء والنار .
  - الفيلسوف الإغريقي ديمقريطس أول من قال بوجود الذرات ،
  - أنكر الفيلسوف أرسطو وجود الذرات .

❖ نظرية دالتون الذرية

1- تتكون المادة من أجزاء صغيرة جدا تدعى الذرات.
2- الذرة لا تتجزأ ولا تتكسر.
3- تتشابه الذرات المكونة للعنصر في الحجم والكتلة والخواص الكيميائية .
4- تختلف ذرات أي عنصر عن ذرات العناصر الأخرى.
5- الذرات المختلفة تتحد بنسبة عددية بسيطة لتكوين المركبات .
6- في التفاعلات الكيميائية تنفصل الذرات أو تتحد أو يعاد ترتيبها فقط .

❖ الذرة ومكوناتها

- الذرة أصغر جسيم من العنصر يحتفظ بخواص العنصر الفيزيائية والكيميائية .
- تتكون الذرة من نواة تحتوي على البروتونات والنيوترونات ، وتتحرك حولها الإلكترونات.
- الإلكترون جسيم كتلته صغيرة جدا وشحنته (1-) ، يدور حول النواة بسرعة ،
- البروتون جسيم صغير يوجد في النواة وكتلته تعادل كتلة 1840إلكترون وشحنته (1+)
- النيوترون جسيم صغير متعادل يوجد في النواة وكتلته تعادل كتلة البروتون .
- أشعة المهبط عبارة عن سيل من الإلكترونات تصدر من المهبط في أنابيب التفريغ وتتجه للمصعد.
- العدد الذري هو عدد البروتونات الموجودة في نواة ذرة العنصر . ويساوي عدد الالكترونات في الذرة.
- عدد الكتلة هو مجموع عدد البروتونات والنيوترونات في نواة ذرة العنصر
- عدد النيوترونات = عدد الكتلة – العدد الذري
- النظائر هي ذرات العنصر الواحد التي تختلف في عدد الكتلة وعدد النيوترونات.
- الكتلة الذرية للعنصر هي المتوسط الموزون لجميع كتل نظائر العنصر الموجودة في الطبيعة.

- **الضوء وطاقة الكم والطيف الذري للهيدروجين**
  - الضوء نوع من الإشعاع الكهرومغناطيسي له خواص موجية ومادية .
  - الطول الموجي λ : هو أقصر مسافة بين قمتين متتاليتين أو قاعين متتاليين .
  - التردد ν : هو عدد الموجات التي تعبر نقطة محددة خلال ثانية .
  - سعة الموجة : هي مقدار ارتفاع القمة أو انخفاض القاع عن خط الاتزان .

- تنتقل الموجات الكهرومغناطيسية في الفراغ بسرعة الضوء 3.00×10^8 m/s
- سرعة الضوء في الفراغ تساوي حاصل ضرب الطول الموجي للموجة الكهرومغناطيسية في ترددها .

$c = \lambda \nu$ ← سرعة ، ν ← تردد ، λ ← طول موجي

- الضوء الأبيض يشكل جزء بسيط من الطيف الكهرومغناطيسي الكامل .
- المادة تكتسب الطاقة أو تفقدها على دفعات بكمية صغيرة تسمى الكم .
- طاقة الكم تساوي حاصل ضرب ثابت بلانك في تردد الضوء $E_{كم} = h\nu$

ν ← تردد ، h ← ثابت بلانك

ثابت بلانك = 6.626×10^{-34} J.S

- التأثير الكهروضوئي هو انبعاث فوتو إلكترونات من سطح المعدن عند سقوط ضوء بتردد معين أو أعلى منه .
- الفوتون جسيم لا كتلة له ويحمل كماً من الطاقة يساوي حاصل ضرب ثابت بلانك في تردد الضوء.

$$E_{فوتون} = h\nu$$

- طيف الانبعاث الذري هو مجموعة من ترددات الموجات الكهرومغناطيسية المنطلقة من ذرات العنصر .
- طيف انبعاث العنصر يتكون من سلسلة خطوط ملونة منفصلة تميز العنصر .
- طيف الامتصاص هي مجموعة الترددات التي يمتصها العنصر وهي نفسها التي يطلقها في حالة الاثارة ويتكون من مجموعة خطوط سوداء في طيف مستمر .
- يتحرك إلكترون ذرة الهيدروجين حول النواة في مدارات مسموح بها فقط وكلما صغر المدار قلت طاقته ، وخصص لكل مدار عدداً صحيحا (n) أطلق عليه اسم العدد الكمي
- عزا نموذج بور طيف انبعاث الهيدروجين إلى انتقال الإلكترونات من مدارات ذات طاقة عالية إلى مدارات ذات طاقة منخفضة ، وتكون طاقة الفوتون المنبعث مساوية للفرق بين طاقة المجال الأعلى والمجال الأدنى.
- سلسلة ليمان هي أشعة فوق بنفسجية تنطلق عندما تعود إلكترونات الهيدروجين من مستويات عليا إلى المستوى الأول .
- سلسلة بالمر هي أشعة مرئية تنطلق عندما تعود إلكترونات الهيدروجين من مستويات عليا إلى المستوى الثاني
- سلسلة باشن هي أشعة تحت حمراء تنطلق عندما تعود إلكترونات الهيدروجين من مستويات عليا إلى المستوى الثالث .

$n = 1$ ← 1S

$n = 2$ ← 2S 2P

$n = 3$ ← 3S 3P 3D

$n = 4$ ← 4S 4P 4D 4F

$S = 1$ ← $2\uparrow\downarrow$

$P = 3$ ← $6\uparrow\downarrow$

$d = 5$ ← $10\uparrow\downarrow$

$f = 7$ ← $14\uparrow\downarrow$

- **النموذج الموجي الميكانيكي للذرة وتطور النظرية الذرية**

- النموذج الموجي الميكانيكي للذرة يفترض أن للإلكترونات خواص الموجات .
- اعتبر العالم دي برولي أن للإلكترونات المتحركة خواص الموجات وأن طول موجة الجسيم هو حاصل قسمة ثابت بلانك على ناتج ضرب كتلة الجسيم في سرعته المتجهة

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

- مبدأ هيزنبيرج للشك ينص على أنه من المستحيل معرفة سرعة الجسيم ومكانه في الوقت نفسه بدقة.
- المجال منطقة ثلاثية الأبعاد حول النواة تصف الموقع المحتمل لوجود الإلكترون .
- عدد الكم الرئيس (n)يشير إلى الحجم النسبي للمجال وطاقته حيث يزداد الحجم وتزداد الطاقة بزيادة قيمة (n) التي تتراوح بين 1 و 7.
- يحتوي كل مجال رئيس على عدد من المجالات الثانوية التي تختلف في أشكالها وطاقتها.

رمز المجال الثانوي	S	P	d	f
عدد المجالات الفرعية	1	3	5	7
أقصى عدد إلكترونات يستوعبه	2	6	10	14
شكل المجال الثانوي	كروي	أشكال فصية موجهة نحو المحاور xyz		

- مجالات الطاقة الأربعة الأولى للهيدروجين

عدد الكم الرئيس (n)	المجالات الثانوية	عدد المجالات الفرعية في المجال الثانوي	مجموع المجالات الفرعية في مجال الطاقة الرئيس (n^2)	مجموع عدد الإلكترونات في المستوى الرئيس ($2n^2$)
1	1s	1	1	2
2	2s	1	4	8
	2p	3		
3	3s	1	9	18
	3p	3		
	3d	5		
4	4s	1	16	32
	4p	3		
	4d	5		
	4f	7		

• مبادئ التوزيع الإلكتروني في الحالة المستقرة

قواعد التوزيع الإلكتروني

- التوزيع الإلكتروني هو ترتيب الإلكترونات في الذرة .
- مبدأ أوفباو : كل إلكترون يشغل المجال الأقل طاقة أولاً.
- مبدأ باولي : عدد الإلكترونات في المجال الفرعي لا يزيد عن إلكترونين ويكون دورانهما متعاكسا
- قاعدة هوند : الإلكترونات المفردة المتشابهة في اتجاه الدوران يجب أن تشغل المجالات المتساوية الطاقة قبل أن تشغل الإلكترونات ذات الاتجاه المتعاكس المجالات نفسها

1. ↑ □ □ 2. ↑ ↑ □ 3. ↑ ↑ ↑
4. ↑↓ ↑ ↑ 5. ↑↓ ↑↓ ↑ 6. ↑↓ ↑↓ ↑↓

- يمثل التوزيع الإلكتروني برسم مربعات المجالات أو بالترميز الإلكتروني أو بترميز الغاز النبيل.

مثال : مثل التوزيع الإلكتروني للأكسجين $_8O$ بالطرق الثلاث :

-طريقة الترميز الإلكتروني : $_8O: 1S^2 2S^2 2P^4$

-طريقة رسم مربعات المجالات :

↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑
1S	2S		2P	

-طريقة ترميز الغاز النبيل : $[He]\ 2S^2 2P^4$

- استثناءات التوزيع الإلكتروني :

التوزيع الإلكتروني للكروم : $_{25}Cr : [Ar]\ 4s^1 3d^5$

وليس $_{25}Cr : [Ar]\ 4s^2 3d^4$

التوزيع الإلكتروني للنحاس : $_{29}Cu : [Ar]\ 4s^2 3d^{10}$

وليس $_{29}Cu : [Ar]\ 4s^2 3d^9$

وذلك لأن المجالات تكون أكثر استقراراً عندما تكون ممتلئة أو نصف ممتلئة .

❖ التمثيل النقطي (تمثيل لويس) لإلكترونات التكافؤ

- إلكترونات التكافؤ هي إلكترونات المجال الخارجي للذرة .
- في التمثيل النقطي للإلكترونات أو تمثيل لويس يمثل ومز العنصر النواة والمجالات الداخلية وتمثل النقاط حول الرمز إلكترونات المجال الخارجي فقط (إلكترونات التكافؤ)

العنصر / رمزه	العدد الذري	الترميز الالكتروني	التمثيل النقطي للالكترونات
الليثيوم Li	3	$1s^2 2s^1$	Li·
البريليوم Be	4	$1s^2 2s^2$	·Be·
البورون B	5	$1s^2 2s^2 2p^1$	·Ḃ·
الكربون C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	

النشاط الإشعاعي وخواص الإشعاعات

- النشاط الإشعاعي هو العملية التي تقوم خلالها أنوية بعض المواد بإصدار الإشعاعات تلقائيا.
- التفاعل النووي هو أي تغير يحدث في النواة .
- التحلل الإشعاعي هو فقدان الأنوية غير المستقرة لطاقة بإصدار تلقائي لإشعاعات نووية .

خواص الإشعاعات			
	أشعة ألفا +	أشعة بيتا −	أشعة جاما
الرمز	α أو ^4_2He	β أو e^-	γ
الكتلة	4	0	0
الشحنة	2+	1-	0
أثر فقدانها على عدد الكتلة	يقل بمقدار 4	لا تؤثر	لا تؤثر
أثر فقدانها على العدد الذري	يقل بمقدار 2	يزداد بمقدار 1	لا تؤثر
أثر فقدنها على العنصر	ينتج عنصر جديد	ينتج عنصر جديد	لا يتغير العنصر
تأثرها بالمجال الكهربائي	تنحرف ناحية الصفيحة السالبة	تنحرف ناحية الصفيحة الموجبة	لا تتأثر
تأثرها بالمجال المغناطيسي	تنحرف	تنحرف	لا تتأثر

الجدول الدوري وتدرج الخواص

- **الجدول الدوري وتصنيف العناصر :**
  - رتب العالمان مندليف وماير العناصر تصاعديا وفق كتلتها الذرية مما أدى لوضع العناصر في غير مكانها الصحيح.
  - بعد اكتشاف العالم موزلي للعدد الذري رتبت العناصر في الجدول الدوري الحديث وفقا لأعدادها الذرية.
  - تترتب العناصر في الجدول الدوري في صفوف أفقية (الدورات) وأعمدة رأسية (المجموعات) .
  - يحتوي الجدول الدوري على سبع دورات وثمان عشر مجموعة .
  - العناصر في المجموعة الواحدة لها نفس عدد إلكترونات التكافؤ والعناصر في الدورة الواحدة لها نفس عدد مستويات الطاقة الرئيسة.
  - العناصر الممثلة تشمل عناصر المجموعات 1 و 2 والمجموعات من 13 إلى 18.
  - العناصر الانتقالية (الفلزات الانتقالية)تشمل عناصر المجموعات من 3إلى 12.
  - الفلزات الانتقالية الداخلية تضم سلسلتي اللانثانيدات والأكتنيدات وتقعان أسفل الجدول الدوري .
  - الفلزات توجد يسار الجدول الدوري (عدا الهيدروجين) كما باتالتوصيل والطرق والسحب درجة انصهارها عالية
  - اللافلزات تقع يمين الجدول الدوري (عدا الهيدروجين) العكس
  - أشباه الفلزات تقع على جانبي الخط المتعرج الذي يفصل الفلزات واللافلزات في المجموعات من 13إلى 17.
  - الفلزات القلوية تشمل عناصر المجموعة 1 (عدا الهيدروجين)
  - الفلزات القلوية الأرضية تشمل عناصر المجموعة 2 .
  - الهالوجينات هي عناصر المجموعة 17.
  - لغازات النبيلة هي عناصر المجموعة 18 .

❖ تصنيف العناصر :

- عناصر الفئة – S : تضم عناصر المجموعة الأولى والمجموعة الثانية وعنصر الهيليوم. مثالية د
- عناصر الفئة – P: تشمل عناصر المجموعات من 13 إلى 18(عدا الهيليوم). مثالية د
- عناصر الفئة –d: تضم العناصر الانتقالية (المجموعات من 3إلى 12) انتقالية د
- عناصر الفئة – f: وتضم العناصر الانتقالية الداخلية (سلسلتي اللانثانيدات والأكتنيدات) انتقالية د

- يحدد رقم مجال الطاقة الأخير رقم الدورة ويحدد عدد إلكترونات التكافؤ رقم المجموعة في العناصر الممثلة.

• خواص العناصر وتدرجها في الجدول الدوري

- نصف قطر ذرة الفلز : هو نصف المسافة بين نواتين متجاورتين في التركيب البلوري للعنصر .
- نصف قطر العناصر اللافلزية الجزيئية : هو نصف المسافة بين نوى الذرات المتطابقة والمتحدة كيميائيا .
- الأيون : هو ذرة أو مجموعة ذرية لها شحنة موجبة أو سالبة .
- طاقة التأين : هي الطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون من ذرة العنصر في الحالة الغازية .
- الكهروسالبية : هي مدى قابلية ذرة العنصر لجذب الإلكترونات في الرابطة الكيميائية.
- الفلور أكثر العناصر كهروسالبية والفرنسيوم أقلها .
- قاعدة الثمانية تنص على أن الذرة تفقد الإلكترونات أو تكسبها أو تشارك بها لتحصل على ثمانية إلكترونات في مستوى الطاقة الأخير .

❖ **تدرج خواص العناصر عبر الدورات والمجموعات في الجدول الدوري**

1. يتناقص نصف قطر الذرة والأيون عبر الدورات من اليسار إلى اليمين بزيادة العدد الذري ، ويتزايد في المجموعات من أعلى لأسفل بزيادة العدد الذري .
2. يزداد جهد التأين عبر الدورات من اليسار إلى اليمين بزيادة العدد الذري ويتناقص في المجموعات من أعلى لأسفل بزيادة العدد الذري .
3. تزداد الكهروسالبية عبر الدورات من اليسار إلى اليمين بزيادة العدد الذري وتتناقص في المجموعات من أعلى لأسفل بزيادة العدد الذري .

• الأيونات والمركبات الأيونية الثنائية وتسميتها

- يتكون الأيون الموجب (الكاتيون) عندما تفقد ذرة فلزية إلكترون أو أكثر لتحصل على توزيع إلكتروني مشابه للتوزيع الإلكتروني لأقرب غاز خامل.
- يتكون الأيون السالب (الأنيون) عندما تكتسب ذرة لا فلزية إلكترون أو أكثر لتحصل على توزيع إلكتروني مشابه للتوزيع الإلكتروني لأقرب غاز خامل.
- لتسمية الأيون السالب يضاف المقطع (يد) لاسم اللافلز مثل كلوريد Cl^- ، أكسيد O^{2-}
- المركبات الأيونية هي المركبات التي تحتوي على رابطة أيونية مثل كلوريد الصوديوم $NaCl$.
- المركبات الأيونية الثنائية تتكون من عنصرين فقط مثل NaCl و Na_2O.
- الرابطة الأيونية هي القوة الكهروستاتيكية التي تمسك الأيونات المختلفة في المركب الأيوني.

- المركب الأيوني يكون متعادلا لأن مجموع الشحنات الموجبة يساوي مجموع الشحنات السالبة.
- تترتب الأيونات في المركب الأيوني في صورة وحدات منتظمة متكررة تعرف بالشبكة البلورية.
- المركبات الأيونية توصل الكهرباء إذا كانت في صورة محاليل أو مصاهير.
- طاقة الشبكة البلورية هي الطاقة اللازمة لفصل أيونات مول من المركب الأيوني.
- تزداد طاقة الشبكة البلورية بزيادة الشحنة على الأيون ، كما تزداد بنقصان حجم الأيون .
- تسمى الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني وحدة الصيغة الكيميائية وتمثل أبسط نسبة للأيونات في المركب الأيوني .
- عدد التأكسد هو الشحنة الموجبة أو السالبة التي يحملها أيون أحادي الذرة .
- عند كتابة الصيغة الكيميائية يكتب رمز الأيون الموجب أولا يليه رمز الأيون السالب وتستخدم الأرقام السفلية للدلالة على عدد الأيونات في وحدة الصيغة .

❖ **تسمية المركبات الأيونية الثنائية**

- عند تسمية المركب الأيوني يذكر اسم الأيون السالب أولا يليه اسم الأيون الموجب.
- أمثلة :

KCl	Na_2O	Mg_3N_2	$FeCl_2$	$FeCl_3$
كلوريد بوتاسيوم	أكسيد صوديوم	نتريد مغنيسيوم	كلوريد حديد II	كلوريد حديدIII

❖ **الرابطة الفلزية وخواص الفلزات** كيف تتكون الرابطة الفلزية؟

- تتكون الرابطة الفلزية عندما تجذب أيونات الفلز الموجبة إلكترونات التكافؤ حرة الحركة .
- تمتاز الفلزات بقابليتها للطرق والسحب وجودة توصيلها للحرارة والكهرباء ، كما تمتاز بالصلابة والقوة والبريق واللمعان وارتفاع درجة الانصهار والغليان .

خصائص الفلزات

• الروابط التساهمية

- الرابطة التساهمية هي الرابطة التي تنتج عن مشاركة الذرات في زوج أو أكثر من الإلكترونات.
- الرابطة التساهمية الأحادية هي الرابطة التي يشترك زوج واحد من الإلكترونات في تكوينها.
- أمثلة للروابط التساهمية الأحادية :

$$H\cdot + \cdot H \rightarrow H:H$$

ذرة هيدروجين + ذرة هيدروجين → جزيء هيدروجين

$$2H\cdot + \cdot\ddot{O}: \rightarrow H-\underset{\displaystyle H}{\overset{|}{\ddot{O}}}:$$

رابطتان تساهميتان

- رابطة سيجما σ : هي رابطة تساهمية قوية تتكون بالتداخل الرأسي للمجالات .
- رابطة باي π : هي رابطة تساهمية تنتج عن تداخل جانبي المجالات P المتوازية .
- الرابطة التساهمية الثنائية تنتج عندما تشترك ذرتان بزوجين من الإلكترونات.

$$:\ddot{O}\cdot + \cdot\ddot{O}: \rightarrow :O=O:$$

  - تتكون الرابطة الثنائية من رابطة سيجما ورابطة باي
- الرابطة التساهمية الثلاثية تنتج عندما تشترك ذرتان بثلاث أزواج من الإلكترونات.

$$:\dot{N}\cdot + \cdot\dot{N}: \rightarrow :N\equiv N:$$

  - تتكون الرابطة الثلاثية من رابطة سيجما ورابطتين باي
- طول الرابطة التساهمية هو المسافة بين مركزي النواتين المترابطتين عند أكبر قوة تجاذب.
- تتناسب قوة الرابطة التساهمية طرديا مع عدد الإلكترونات المشتركة .
- طاقة الرابطة هي الطاقة التي تنبعث عند تكوين الرابطة وهي نفس الطاقة اللازمة لكسر الرابطة.
- التفاعل الماص للحرارة هو التفاعل الذي يحتاج لكمية من الطاقة لكسر الروابط الموجودة في جزيئات المواد المتفاعلة أكبر من الطاقة التي تنبعث عندما تتكون روابط جديدة في جزيئات المواد الناتجة .
- التفاعل الطارد للحرارة هو التفاعل الذي يرافقه انبعاث طاقة أكثر من الطاقة اللازمة لكسر الروابط في جزيئات المواد المتفاعلة .

- **قواعد تسمية المركبات الجزيئية الثنائية (التي تتكون عنصرين لا فلزيين)**

1. أولا يسمى العنصر الثاني في الصيغة (الأيمن) باستخدام اسم العنصر مع إضافة المقطع (يد) .
2. ثانيا يسمى العنصر الأول في الصيغة (الأيسر) باستخدام اسم العنصر .
3. تستخدم البادئات أول (أحادي) ، ثاني (ثنائي) ،.... لتحديد عدد ذرات كل عنصر في الصيغة

CO أول أكسيد الكربون (لا نستخدم البادئة أول مع العنصر الأول)

CO_2 ثاني أكسيد الكربون

P_2O_5 خامس أكسيد ثنائي الفسفور .

❖ تسمية الحموض الثنائية :

- الحمض الثنائي يتكون من عنصر الهيدروجين ولا فلز

مثل HCl - HF - HI – HBr – H_2S

يسمى الحمض الثنائي كالتالي: حمض+ هيدرو + اسم العنصر المرتبط بالهيدروجين+ يك

HCl حمض هيدروكلوريك.

HBr حمض هيدروبروميك .

- بعض الأحماض التي تحتوى على أكثر من عنصرين ولا تحتوي على أكسجين تسمى بنفس طريقة تسمية الحموض الثنائية مثال HCN حمض هيدروسيانيك .

❖ تسمية الحموض الأكسجينية:

- الحمض الأكسجيني هو حمض يحتوي على الهيدروجين وانيون عديد الذرات يحوي ذرة أكسجين أو أكثر
- من أمثلة الحموض الأكسجينية : HNO_3 - HNO_2 - H_2SO_4:

أولا تكتب كلمة حمض ثانيا يكتب اسم الانيون الأكسجيني مع إبدال آخره كالتالي:

إذا كان اسم الانيون ينتهي بالمقطع "ات " يستبدل بالمقطع " يك "

إذا كان اسم الانيون ينتهي بالمقطع "يت " يستبدل بالمقطع " وز "

H_2SO_4 يسمى حمض كبريتيك لأن الانيون SO_4^{2-} يسمى كبريتات

HNO_2 يسمى حمض نتروز لأن الانيون NO_2^- يسمى نتريت .

HNO_3 يسمى حمض نتريك لأن الانيون NO_3^- يسمى نترات

$HClO_3$ يسمى حمض كلوريك لأن الانيون ClO_3^- يسمى كلورات

$HClO_4$ يسمى حمض بيركلوريك لأن الانيون ClO_4^- يسمى بيركلورات

$HClO_2$ يسمى حمض كلوروز لأن الانيون ClO_2^- يسمى كلوريت

$HClO$ يسمى حمض هيبوكلوروز لأن الانيون ClO^- يسمى هيبوكلوريت

• التراكيب الجزيئية

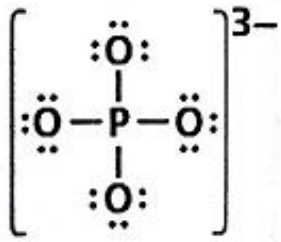
- الصيغة الأولية هي الصيغة التي توضح أبسط نسبة عددية لذرات في الجزيء.
- الصيغة الجزيئية هي الصيغة التي توضح العدد الفعلي للذرات في الجزيء
- الصيغة البنائية هي الصيغة التي توضح المواقع النسبية للذرات في الجزيء.
- تركيب لويس هو نموذج يتم فيه تمثيل إلكترونات التكافؤ فقط على شكل نقاط أو خطوط للإلكترونات المرتبطة .

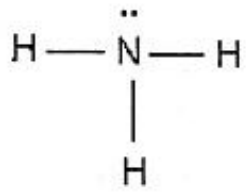
❖ خطوات تركيب لويس للجزيئات والأيونات

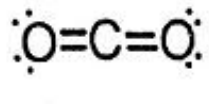
1. نحسب العدد الكلى لإلكترونات التكافؤ مع إضافة الكترون عن كل شحنة سالبة وطرح إلكترون عن كل شحنة موجبة .
2. نحدد العدد الكلى لأزواج الترابط بقسمة العدد الكلي للإلكترونات على 2.
3. نضع زوج رابط(رابطة أحادية) بين الذرة المركزية وكل ذرة جانبية .
4. نضع بقية الأزواج حول الذرات الجانبية (عدا ذرات الهيدروجين)
5. إذا كان عدد الإلكترونات حول الذرة المركزية أقل من 8 نستخدم زوجا غير مرتبط أو أكثر من الذرات الجانبية لتكوين روابط ثنائية أو ثلاثية مع الذرة المركزة لتحقيق القاعدة الثمانية.

أمثلة لتراكيب لويس :

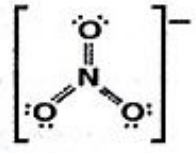
ثاني أكسيد الكربون CO_2 النشادر NH_3 أيون الفوسفات PO_4^{3-}

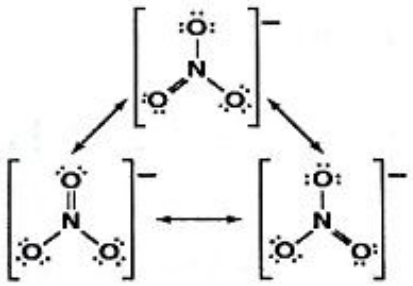






- الرنين هو الحالة التي تحدث عند وجود أكثر من تركيب لويس واحد للمركب أو الأيون.
- أشكال الرنين لأيون النترات :





❖ استثناءات قاعدة الثمانيات :

1. العدد الفردي لإلكترونات التكافؤ كما في NO2 و ClO2 و NO
2. الاستقرار بأقل من 8 إلكترونات كما في BH3 و BeCl2
3. الاستقرار بأكثر من 8 إلكترونات كما في PCl5

- الرابطة التساهمية التناسقية هي الرابطة التي تقدم فيها إحدى الذرات زوجا من الإلكترونات لذرة أخرى أو أيون بحاجة إليه للوصول لحالة الاستقرار.
- التهجين هو خلط مجالات ذرية فرعية مختلفة لتكوين مجالات مهجنة ومتماثلة .
- ينص نموذج VSEPR على أن أزواج الإلكترونات في الذرة المركزية للجزيء يتنافر بعضها مع بعض وتحدد شكل الجزيء وزوايا الترابط فيه .

• الأشكال الفراغية للجزيئات التساهمية

الأشكال الفراغية للجزيئات					
الجزئ	العدد الكلي لأزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية	الأزواج المشتركة	الأزواج غير المرتبطة	المجالات المهجنة	الزاوايا وأشكال الجزئيات
$BeCl_2$	2	2	0	sp	180° خطئ
BCl_3	3	3	0	sp^2	120° مثلث مستو
CH_4	4	4	0	sp^3	109.5° رباعي الأوجه منتظم
PH_3	4	3	1	sp^3	107.3° مثلثي هرمي
H_2O	4	2	2	sp^3	104.5° منحن
$NbBr_5$	5	5	0	sp^3d	90° 120° ثنائي الهرم مثلثي (السداسي الأوجه)
SF_6	6	6	0	sp^3d^2	90° ثماني الأوجه منتظم

❖ الكهروسالبية والقطبية

- يحدد فرق السالبة الكهربائية خواص الرابطة الكيميائية بين الذرات في الجزيء .
- الرابطة التساهمية النقية أو غير قطبية هي التي تكون بين ذرتين متماثلتين H-H
- الرابطة التساهمية القطبية هي التي تكون بين ذرتين مختلفتين في الكهروسالبية

$\delta^+ \delta^-$ C-Cl $\delta^+ \delta^-$ H-O

- شكل الجزيء يحدد قطبيته .
- الجزيئات المنتظمة (المتماثلة) مثل CCl_4 و CO_2 تكون غير قطبية لأن الشحنات تكون موزعة بالتساوي.
- الجزيئات غير المتماثلة مثل H_2O و NH_3 تكون قطبية لأن الشحنات تكون غير موزعة بالتساوي .

المعادلات والتفاعلات الكيميائية

- **المعادلة الكيميائية :**
  - المعادلة الكيميائية الموزونة تعبير يستخدم الصيغ الكيميائية لتوضيح المواد المضمنة في التفاعل والمعاملات لتوضيح كمياتها النسبية والرموز للدلالة على الحالة الفيزيائية للمواد.
  - المعامل هو العدد الذي يكتب قبل المتفاعل أو الناتج (إذا لم يكتب العدد يعني أن المعامل =1)
  - الرمز (s)يدل على الحالة الصلبة و الرمز (g)يدل على الحالة الغازية و الرمز (l)يدل على الحالة السائلة والرمزين (aq) يدلان على أن المادة مذابة في الماء .
  - المعادلة الموزونة تحقق قانون حفظ المادة وقانون حفظ الشحنة .

❖ **تصنيف التفاعلات الكيميائية :**

- التفاعل الكيميائي (التغير الكيميائي) هو إعادة ترتيب الذرات في مادة أو أكثر لتكوين مواد مختلفة.
- المتفاعلات هي المواد البادئة في التفاعل والنواتج هي المواد المتكونة خلال التفاعل .

تصنف التفاعلات الكيميائية إلى خمسة أقسم رئيسة

1- تفاعل التكوين هو تفاعل كيميائي تتحد فيه مادتان أو أكثر لتكوين مادة واحدة .

المعادلة العامة لتفاعل التكوين : $A + B \rightarrow AB$

أمثلة لتفاعل التكوين :

$$Al_{(S)} + S_{(S)} \rightarrow Al_2S_{3(s)}$$

$$CaO_{(S)} + H2O_{(l)} \rightarrow Ca(OH)_{(S)}$$

2- تفاعل التفكك هو تفاعل يتفكك فيه مركب واحد ليعطي أكثر من مادة

المعادلة العامة لتفاعل التفكك: $AB \rightarrow A + B$

أمثلة لتفاعلات التفكك : $2Al_2O_{3(S)} \rightarrow 4Al_{(S)} + 3O_{2(g)}$

3- تفاعل الإحلال البسيط هو تفاعل تحل فيه ذرات عنصر نشط محل ذرات عنصر أقل من نشاطا في مركب آخر .

المعادلة العامة لتفاعل الإحلال البسيط : $A + BX \rightarrow AX + B$

مثال لتفاعل إحلال بسيط : $Cu_{(s)} + 2\ AgNO_{3(aq)} \rightarrow Cu(NO_3)_{2(aq)} + 2\ Ag_{(s)}$

4- تفاعل الإحلال المزدوج هو تفاعل يتم فيه تبادل الأيونات بين مركبين :

المعادلة العامة لتفاعل الإحلال المزدوج : $AX + BY \rightarrow AY + BX$

أمثلة لتفاعلات التبادل المزدوج :

$$2NaOH_{(aq)} + CuCl_{2(aq)} \rightarrow 2NaCl_{(aq)} + Cu(OH)_{2(s)}$$

$$KCN_{(aq)} + HCl_{(aq)} \rightarrow KCl_{(aq)} + HCN_{(g)}$$

$$NaOH_{(aq)} + HCl_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

- تنتج تفاعلات التبادل المزدوج راسباً أو غازاً أو ماءً كما في الأمثلة أعلاه

5- تفاعل الاحتراق هو اتحاد المادة مع الأكسجين مطلقا طاقة على شكل حرارة وضوء .

مثال : $C_{(S)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$

- يمكن أن يصنف التفاعل أعلا كتفاعل احتراق وتفاعل تكوين

• التفاعلات في المحاليل المائية

- المحلول المائي هو محلول يكون المذيب فيه هو الماء .
- بعض المركبات الجزيئية كالسكروز والايثانول تكون في الماء على شكل جزيئات .
- التأين هو تحول المركب الجزيئي إلى أيونات عند ذوبانه في الماء.
- مثال للتأين : $HCl_{(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$
- التفكك هو تحول المركب الأيوني مثل NaCl إلى أيونات عند ذوبانه في الماء .
- المعادلة الأيونية الكاملة هي التي تبين كل الجسيمات الموجودة في المحلول ، والمواد التي تكون في شكل أيونات في المحلول تكتب كأيونات في المعادلة .
- الأيونات المتفرجة هي التي لم تشارك في التفاعل ولا تتغير حالتها الفيزيائية ولا تظهر في المعادلة النهائية.
- المعادلة الأيونية النهائية هي التي تشتمل على الجسيمات المشاركة في التفاعل فقط.

مثال للمعادلة الكيميائية والمعادلة الأيونية الكاملة والمعادلة الأيونية النهائية

المعادلة الكيميائية	$2NaOH_{(aq)} + CuCl_{2(aq)} \rightarrow 2\,NaCl_{(aq)} + Cu(OH)_{2(S)}$
المعادلة الأيونية الكاملة	$2Na^+_{(aq)} + 2\,OH^-_{(aq)} + Cu^{2+}_{(aq)} + 2Cl^-_{(aq)} \rightarrow 2Na^+_{(aq)} + 2Cl^-_{(aq)} + Cu(OH)_{2(S)}$
الأيونات المتفرجة	$2Na^+_{(aq)} + 2Cl^-_{(aq)} \rightarrow 2Na^+_{(aq)} + 2Cl^-_{(aq)}$
المعادلة الأيونية النهائية	$Cu^{2+}_{(aq)} + 2\,OH^-_{(aq)} \rightarrow Cu(OH)_{2(S)}$

• تفاعلات الأكسدة والاختزال

- تفاعلات الأكسدة والاختزال هي التفاعلات التي يتم فيها انتقال الإلكترونات من ذرة لأخرى ، أو هي التفاعلات التي يتم فيها تغير في أعداد الأكسدة.

قواعد تحديد أعداد الأكسدة للعناصر		
القاعدة	مثال	عدد التأكسد (n)
1- عدد تأكسد الذرة غير المتحدة يساوي صفراً.	Na, O_2, Cl_2, H_2	0
▪ 2- عدد تأكسد الأيون أحادي الذرة يساوي شحنة الأيون.	Ca^{2+}	+2
	Br^-	-1
3- عدد تأكسد الذرة الأكثر كهروسالبية في الجزيء أو الأيون المعقد هو الشحنة نفسها التي سيكون عليها كما لو كان أيوناً	N في NH_3	-3
	O في NO	-2
4- عدد تأكسد الفلور(1-) عندما يرتبط بأي عنصر	F في LiF	-1
5- عدد تأكسد الأكسجين في المركب دائماً يساوي 2- ▪ ماعدا مركبات فوق الأكاسيد كما في المركب فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 ، حيث يساوي- 1 ▪ وعندما يرتبط بالفلور فإن عدد تأكسده يكون 2+ كما في المركب OF_2	O في NO_2	-2
	O في H_2O_2	-1
	O في OF_2	+2
6- عدد تأكسد الهيدروجين في الهيدريدات ▪ (مركباته مع الفلزات) يساوي 1-	H في NaH	-1
7- عدد تأكسد فلزات المجموعتين الأولى و الثانية والألومنيوم يساوي عدد إلكترونات المدار الخارجي.	K في كل مركباته	+1
	Ca في كل مركباته	+2
	Al في كل مركباته	+3
8- مجموع أعداد التأكسد في المركبات المتعادلة يساوي صفراً	$CaBr_2$	(+2)+2(-1)=0
9- مجموع أعداد التأكسد للمجموعات الذرية يساوي شحنة المجموعة .	SO_3^{2-}	(+4)+3(-2)=-2

- الأكسدة هي فقد إلكترونات أو الزيادة في عدد الأكسدة .
- الاختزال هو اكتساب إلكترونات أو النقصان في عدد الأكسدة .
- المادة التي تتأكسد تفقد إلكترونات ويزداد عدد أكسدتها وتعتبر هي العامل المختزل
- المادة التي تُختزل تكسب إلكترونات ويقل عدد أكسدتها وتعتبر هي العامل المؤكسد.

مثال: حدد المادة التي تأكسدت والمادة التي اختُزلت والعامل المؤكسد والعامل المُختزل في التفاعل التالي:

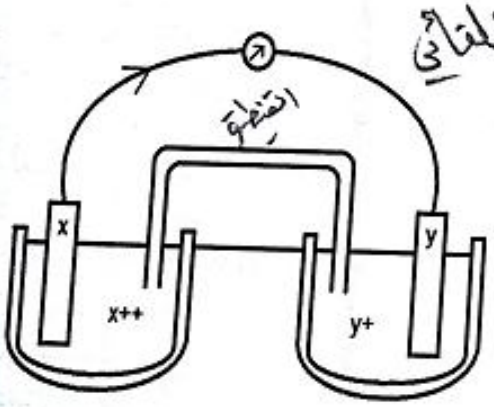
$$F_{2(g)} + 2Cl^- \rightarrow 2F^- + Cl_2$$

الحل: المادة التي اختُزلت هي F2 (لأنها اكتسبت إلكترونات وقل عدد أكسدتها) وهي نفسها العامل المؤكسد

المادة التي تأكسدت هي -Cl (لأنها فقدت إلكترونات وزاد عدد أكسدتها) وهي نفسها العامل المختزل.

- تعتمد طريقة عدد التأكسد لوزن معادلات الأكسدة والاختزال على مساواة عدد الإلكترونات التي تفقد مع الذرات مع عدد الإلكترونات التي تكتسب من ذرات أخرى.
- تُضاف أيونات H^+ وجزيئات H_2O لوزن التفاعلات في الوسط الحمضي .
- تُضاف أيونات OH^- وجزيئات H_2O لوزن التفاعلات في الوسط القاعدي .

• الخلايا الجلفانية



- الخلية الجلفانية هي خلية كهروكيميائية تحول الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية بواسطة تفاعل أكسدة واختزال تلقائي .
- تتكون الخلية الجلفانية من جزأين يطلق على كل جزء نصف الخلية حيث يحدث تفاعل الأكسدة في نصف وتفاعل الاختزال في النصف الآخر
- الأنود(المصعد): هو القطب الذي يحدث عنده تفاعل الأكسدة .

$$X \rightarrow X^{2+} + 2e$$

- الكاثود (المهبط) :هو القطب الذي يحدث عنده تفاعل الاختزال.

$$Y^+ + e \rightarrow y$$

- القنطرة الملحية : هي ممر لتفق الأيونات بين نصفي الخلية الجلفانية .

- الجهد القياسي للخلية : يساوي الجهد القياسي لنصف خلية الاختزال مطروحا منه الجهد القياسي لنصف خلية الأكسدة .

$$E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_{cathode} - E^{\circ}_{anode}$$

$$E^{\circ}_{\text{للخلية}} = E^{\circ}_{\text{كاثود}} - E^{\circ}_{\text{انود}}$$

- جهد نصف الخلية القياسي هو جهد التيار الناتج عند اقترانها بقطب الهيدروجين القياسي تحت الظروف القياسية .
- يكون جهد اختزال نصف الخلية سالبا إذا حدث لها أكسدة عند توصيلها بقطب الهيدروجين القياسي ويكون موجبا إذا حدث لها اختزال عند توصيلها بقطب الهيدروجين القياسي .
- البطاريات خلايا جلفانية وهي نوعان بطاريات أولية وبطاريات ثانوية .
- البطاريات الأولية تستخدم مرة واحدة ومن أمثلتها خلايا الخارصين والكربون والخلية القلوية وخلية الفضة .
- البطاريات الثانوية تعتمد على تفاعلات عكسية و يمكن إعادة شحنها ومن أمثلتها بطارية السيارة وبطارية الحاسوب والجوال.
- خلايا الوقود بطاريات تكون المادة المتأكسدة فيها من مصدر خارجي .
- طرق حماية الفلزات من التآكل هي الطلاء والتغليف بفلز آخر أو استعمال أنود مضحي .

• خلايا التحليل الكهربائي

- خلية التحليل الكهربائي هي خلية تحول الطاقة الكهربائية إلى طاقة كيميائية .
- التحليل الكهربائي هو استعمال الطاقة الكهربائية لإحداث تفاعل كيميائي .
- التحليل الكهربائي للماء : $H_2O(l) \xrightarrow{\text{طاقة كهربائية}} H_2(g) + O_2(g)$
- التحليل الكهربائي لماء البحر (محلول كلوريد الصوديوم)

$$2NaCl_{(aq)} + 2H_2O_{(l)} \xrightarrow{\text{طاقة كهربائية}} Cl_{2(g)} + H_{2(g)} + 2NaOH_{(aq)}$$

- يستخدم التحليل الكهربائي في الطلاء وتنقية الخامات وإنتاج الألومينيوم والهيدروجين والأكسجين.

المول والحسابات الكيميائية

- **المول وحساب الكتلة المولية:**
  - يستخدم الكيميائيون المول بشكل غير مباشر لعد الجسيمات الكيميائية (الذرات والجزيئات والأيونات ووحدات الصيغ الكيميائية)
  - المول هو كمية المادة التي تحتوي على عدد أفوجادرو ($6.02x10^{23}$) من الجسيمات (Particles).
  - الكتلة المولية هي الكتلة بالجرامات لمول واحد من أي مادة نقية .
  - الكتلة المولية لأي عنصر تساوي عدديا كتلته الذرية .

تطبيق 1 : ماهي الكتلة المولية للكالسيوم Ca إذا كانت كتلته الذرية (Ca =40 amu)

الكتلة المولية للكالسيوم Ca = 40 g/ mol

- الكتلة المولية لأي مركب تساوي عدديا كتلة صيغته الجزيئية .

تطبيق 2 : ماهي الكتلة المولية لكلوريد الكالسيوم

(Ca =40 - Cl = 35.5) ؟ $CaCl_2$

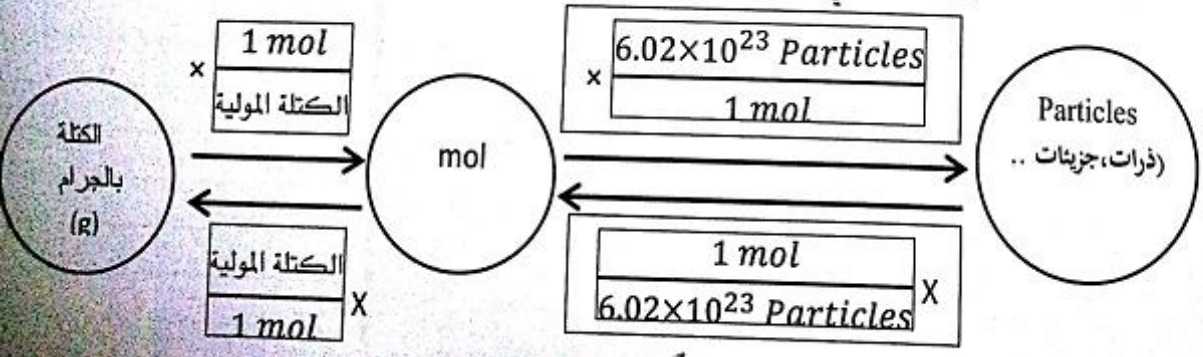
الكتلة المولية لـ $CaCl_2$ = $40 + 2x35.5$ = 111 g/mol

- الأعداد السفلية في الصيغة الكيميائية للمركب تدل على عدد مولات العنصر في المركب

تطبيق3 : كم مولا من ذرات الكربون C في 1 mol $C_6H_{12}O_6$ ؟

6 mol C

- للتحويل بين المولات والجسيمات أو بين الكتلة والمول والجسيمات يمكن استخدام المخطط التالي :



الكتلة بالجرام / الكتلة المولية = عدد المولات

عدد المولات × 6.02×10^23 = عدد الذرات

• التركيب النسبي وحساب الصيغة الأولية والصيغة الجزيئية للأملاح المائية :

- التركيب النسبي المئوي هو النسبة المئوية الكتلية لكل عنصر في المركب .
- النسبة المئوية الكتلية للعنصر = $\frac{\text{عدد ذرات العنصر} \times \text{كتلته الذرية} \times 100}{\text{الكتلة الجزيئية للمركب}}$
- الصيغة الأولية للمركب هي الصيغة التي تبين أصغر نسبة عددية صحيحة لمولات العناصر في المركب.
- الصيغة الجزيئية للمركب هي الصيغة التي تبين العدد الفعلي لذرات كل عنصر في جزئ المركب.
- الصيغة الجزيئية يمكن أن تساوي الصيغة الأولية أو تكون مضاعفا عدديا صحيحا لها .

مثال : إذا كانت الصيغة الأولية لمركب هي CH_2O وكتلته الجزيئية 90 g/ mol وما هي صيغته الجزيئية ؟

أولا نوجد كتلة الصيغة الأولية CH_2O= 12+2x1+16 = 30

الكتلة المولية ÷ كتلة الصيغة التجريبية = 90 ÷ 30 = 3

الصيغة الجزئية ثلاث أضعاف الصيغة الأولية : $C_3H_6O_3$

- الملح المائي هو مادة أيونية صلبة يرتبط بذراتها عدد محدد من جزيئات الماء .
- يتكون اسم الملح المائي من اسم المركب متبوعا بمقطع يدل على عدد جزيئات الماء المرتبطة بمول من المركب .

($MgSO_4.7H_2O$ كبريتات المغنيسيوم سباعية الماء)

- تدخل كتلة الماء المرتبطة بوحدة الصيغة في حساب الكتلة المولية للملح المائي .
- عند تسخين الملح المائي يفقد ماء التبلور ويتحول للملح اللامائي .

• الحسابات الكيميائية

- الحسابات الكيميائية هي دراسة العلاقات بين المواد المتفاعلة والناتجة في التفاعل الكيميائي .
- تعتمد الحسابات الكيميائية على قانون حفظ الكتلة

(كتلة المواد المتفاعلة = كتلة المواد الناتجة).

- تُفسّر المعادلة الكيميائية الموزونة على أساس المولات أو الجسيمات أو الكتلة كما في المثال التالي :

المعادلة الموزونة	$2Fe_2O_{3(S)}$	→	$3O_{2(g)}$	$4Fe_{(s)}$ +
عدد المولات	2mol Fe_2O_3	→	3mol O_2	4mol Fe +
عدد الجسيمات	2 molecules Fe_2O_3	→	3molecules O_2	4 atoms Fe +
الكتلة بالجرام	319.4 g Fe_2O_3 319.4 g كتلة المواد الناتجة =	→	96.00 g O_2 319.4 g كتلة المواد المتفاعلة	223.4g Fe +

- النسبة المولية هي النسبة بين أعداد المولات لأي مادتين في المعادلة الكيميائية الموزونة .
- عدد النسب المولية التي يمكن كتابتها لمعادلة تحوى (n) من المواد = $n(n-1)$.

مثال -1: كم نسبة مولية يمكن كتابتها من المعادلة التالية :

$$4Fe_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2Fe_2O_{3(S)}$$

$\because n = 3$

$\therefore$ عدد النسب المولية $= 3(3-1) = 6$.

❖ الحسابات المبنية على المعادلة الكيميائية

- لإجراء الحسابات الكيميائية نحتاج للتالي :

1- معادلة كيميائية موزونة
2- النسبة المولية بين المعطى والمطلوب
3- عامل تحويل (المول-كتلة) أو عامل تحويل (الكتلة-مول)

-لحساب مولات مادة مجهولة بدلالة مولات مادة معروفة نستخدم العلاقة :

عدد مولات المادة المجهولة = عدد مولات المادة المعروفة × $\frac{\text{معامل المادة المجهولة}}{\text{معامل المادة المعروفة}}$

- بعد حساب مولات المادة المجهولة يمكن تحويلها لكتلة بالضرب في الكتلة المولية ، كما يمكن تحويلها إلى جسيمات بالضرب في عدد أفوجادرو .

- إذا كانت المادة المعروفة في صورة كتلة يمكن تحويلها إلى مولات بالضرب في مقلوب الكتلة المولية ومن ثم استخدام عدد مولاتها لحساب مولات المادة المطلوبة ومن ثم كتلتها أو عدد جسيماتها.

مثال 2: يتفاعل الحديد مع الأكسجين حسب المعادلة التالية

$$4Fe_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2Fe_2O_{3(S)}$$

كم مولا من Fe تلزم للتفاعل مع 12 mol O_2 ؟

عدد مولات Fe = عدد مولات O_2 × $\frac{\text{معامل Fe}}{\text{معامل O2}}$ = 12mol O_2 × $\frac{4molFe}{3mol\ O2}$ = 16 mol Fe

مثال 3 : يتفاعل الحديد مع الأكسجين حسب المعادلة التالية

$$4Fe_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2Fe_2O_{3(S)}$$

كم جراما من الأكسجين تلزم للتفاعل مع 24 mol Fe ؟ (O = 16 g/mol)

نحسب عدد مولات الأكسجين ثم نحولها إلى كتلة

عدد مولات O_2= عدد مولات Fe × $\frac{\text{معامل O2}}{\text{معامل Fe}}$

$\frac{3mol\ O2}{4molFe}$ × 24 mol Fe =

18 mol O_2 =

الكتلة المولية لـ O_2 = 16x2 = 32g/mol

كتلة O_2 = عدد المولات × الكتلة المولية = 18 mol O_2 x$\frac{32\ g\ O2}{1molO2}$ = 576 g O_2

مثال 4 : يتفاعل الحديد مع الأكسجين حسب المعادلة التالية

$$4Fe_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2Fe_2O_{3(S)}$$

كم جراما من الحديد تلزم لإنتاج 31.94 g من Fe_2O_3 ؟ (O = 16 ، Fe = 55.85)

الكتلة المولية لـ Fe_2O_3 = 55.85x2+16x3 = 319.4

عدد مولات Fe_2O_3 = $\frac{31.94}{319.4}$ = 0.1 mol Fe_2O_3

عدد مولات Fe = عدد مولات Fe_2O_3 × $\frac{\text{معامل Fe}}{\text{معامل Fe2O3}}$ = 0.1 × $\frac{4}{2}$ = 0.2 mol Fe

كتلة Fe = عدد المولات × الكتلة المولية = 0.2 x55.85 = 11.17 g

- المادة المحددة للتفاعل هي التي تستهلك تماما خلال التفاعل وتحدد كمية النواتج .
- المادة الفائضة هي المادة المتبقية بعد انتهاء التفاعل
- المردود النظري هو أكبر كمية من الناتج يمكن الحصول عليها من كمية المتفاعل المعطاة .
- المردود الفعلي هو كمية المادة الناتجة عند أجراء التفاعل عمليا .
- نسبة المردود المئوية هي نسبة المردود الفعلي على المردود النظري مضروبا في 100.

- نسبة المردود المئوية = $\frac{\text{المردود الفعلي}}{\text{المردود النظري}}$ × 100

الطاقة والتغيرات الكيميائية

• أولا: الطاقة والتغيرات الكيميائية

- الطاقة هي القدرة على بذل شغل أو إنتاج حرارة، تقاس الطاقة بوحدة الجول
- طاقة الوضع الكيميائية هي الطاقة المختزنة في الروابط الكيميائية للمادة نتيجة ترتيب الذرات والجزيئات.
- الحرارة q : هي طاقة تنتقل من الجسم الساخن إلى الجسم الأبرد.
- السعرcal: هو كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة جرام واحد من الماء النقي درجة سيليزية واحدة.
- السعر الغذائي Cal يعادل 1000 cal أو K cal
- العلاقة بين الجول والسعر 1cal =4.184J
- الحرارة النوعية c هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة جرام من المادة درجة مئوية واحدة .
- معادلة حساب كمية الحرارة : $q = c \times m \times \Delta t$
- المسعر جهاز معزول حراريا يستخدم لقياس كمية الحرارة المتصة أو المنطلقة في أثناء عملية كيميائية أو فيزيائية .
- الكيمياء الحرارية تدرس تغيرات الحرارة المرافقة للتفاعلات الكيميائية والتغيرات الفيزيائية .
- الكون عبارة عن النظام والمحيط.
- المحتوى الحراري (H) : هو المحتوى الحراري للنظام تحت ضغط ثابت .
- المحتوى الحراري للتفاعل ΔH_{rxn}: هو كمية الحرارة المتصة أو المنطلقة في التفاعل الكيميائي

$$\Delta H_{rxn} = H_{products} - H_{reactants}$$

- عندما يكون ΔH_{rxn} موجبا يكون التفاعل ماصاً للحرارة وتكتب الحرارة مع المتفاعلات ،وعندما يكون سالباً يكون التفاعل طارداً للحرارة وتكتب الحرارة مع النواتج.
- المعادلة الحرارية تبين التغير في المحتوى الحراري .
- حرارة التبخر المولارية (المولية) ΔH_{vap} هي كمية الطاقة الحرارية اللازمة لتبخر مول من السائل .
- حرارة الانصهار المولارية (المولية) ΔH_{fus} هي كمية الطاقة الحرارية اللازمة لصهر مول من الصلب .
- قانون هس : تغير الطاقة في تفاعل كيميائي يساوي مجموع التغيرات في طاقة التفاعلات الفردية المكونة له.

- عند تطبيق قانون هس إذا ضرب التفاعل في أي معامل يضرب التغير الحراري في نفس المعامل وإذا عُكس اتجاه التفاعل تُعكس إشارته .
- حرارة التكوين القياسية ΔH_f° هي التغير في المحتوى الحراري الذي يرافق تكوين مول من المركب في الظروف القياسية من عناصره في حالاتها القياسية .
- $$\Delta H^\circ_{rxn} = \sum \Delta H^\circ_f products - \sum \Delta H^\circ_f reactants$$

- **خواص الغازات والنظرية الحركية الجزيئية :**
  - اقترح العالمان بولتزمان وماكسويل نظرية الحركة الجزيئية لتفسير خواص الغازات .
  - فروض النظرية الحركية الجزيئية :

1. تتكون الغازات من جسيمات ذات حجوم صغيرة جدا مقارنة بحجوم الفراغات التي تفصل بينها .
2. جسيمات الغازات متباعدة وتنعدم قوى التجاذب والتنافر بينها .
3. تتحرك جسيمات الغاز حركة مستمرة وعشوائية وفي خطوط مستقيمة حتى تصطدم بجسيمات أخرى أو بجدار الوعاء .
4. تتصادم جسيمات الغاز تصادما مرنا لا تفقد فيه الطاقة ولكنها تنتقل بين الجسيمات المتصادمة .
5. درجة حرارة الغاز تعد مقياسا لمتوسط الطاقة الحركية لجسيمات الغاز .

- الانتشار هو انتقال مادة من خلال مادة أخرى من منطقة ذات تركيز مرتفع إلى منطقة ذات تركيز منخفض .
- التدفق هو خروج الغاز من خلال ثقب صغير .
- قانون جراهام للتدفق : يتناسب معدل انتشار أو تدفق الغاز عكسيا مع الجذر التربيعي لكتلته المولية.
- لمقارنة انتشار أي غازين

$$\frac{\text{معدل انتشار } A}{\text{معدل انتشار } B} = \frac{\sqrt{\text{الكتلة المولية لـ } B}}{\sqrt{\text{الكتلة المولية لـ } A}}$$

- الضغط هو القوة العمودية المؤثرة على وحدة المساحة
- ينشأ ضغط الغاز من اصطدام جزيئات الغاز بجدار الوعاء المحصور فيه .
- يقاس الضغط الجوي بجهاز البارومتر ، ويقاس ضغط الغاز المحصور بجهاز المانومتر.
- الوحدة الدولية لقياس الضغط هي باسكال وتكافئ نيوتن / م^2 .($Pa = N/m^2$)
- يقاس ضغط الهواء بوحدة الضغط الجوي (atm)

$$1atm = 101.3\ KPa = 760\ torr = 760\ mm\ Hg$$

- قانون دالتون للضغوط الجزئية : الضغط الكلي لخليط من الغازات يساوي مجموع الضغوط الجزئية للغازات التي تكون الخليط .

$$P_{total} = P_1 + P_2 + P_3 + \ldots . P_n$$

- الضغط الجزئي للغاز هو نسبة ضغط الغز إلى الضغط الكلي للخليط .

- يعتمد الضغط الجزئي للغاز على عدد مولاته وحجم الوعاء ودرجة حرارة الخليط ولا يعتمد على نوع الغاز .
- أنواع القوى بين الجزيئية :

1- قوى التشتت (قوى لندن) هي قوى ضعيفة تنتج عن إزاحة مؤقتة في كثافة الإلكترونات في السحب الإلكترونية . توجد قوى التشتت بين جميع الجسيمات وتزداد بازدياد حجم الجسيم وازدياد عدد الإلكترونات فيه

2- قوى ثنائية القطبية وتوجد بين الجزيئات القطبية مثل HF ، في الجزئيات الصغيرة تكون القوى ثنائية القطبية أكبر من قوة التشتت لأن لها ثنائية قطبية كبيرة ، أما في الجزئيات القطبية الكبيرة تكون لها ثنائية قطبية صغيرة لذا تتغلب قوى التشتت على القوى ثنائية القطبية .

3- الرابطة الهيدروجينية تحدث بين الجزيئات التي تحتوي على ذرة هيدروجين مرتبطة بذرة ذات كهروسلبية عالية (*NOF*) تحوي على الأقل زوج إلكتروني حر

- تعتبر الرابطة الهيدروجينية أقوى القوى بين الجزيئية .
- من أمثلة الجزيئات التي توجد بينها روابط هيدروجينية H_2O و NH_3 و HF.

- **السوائل :**

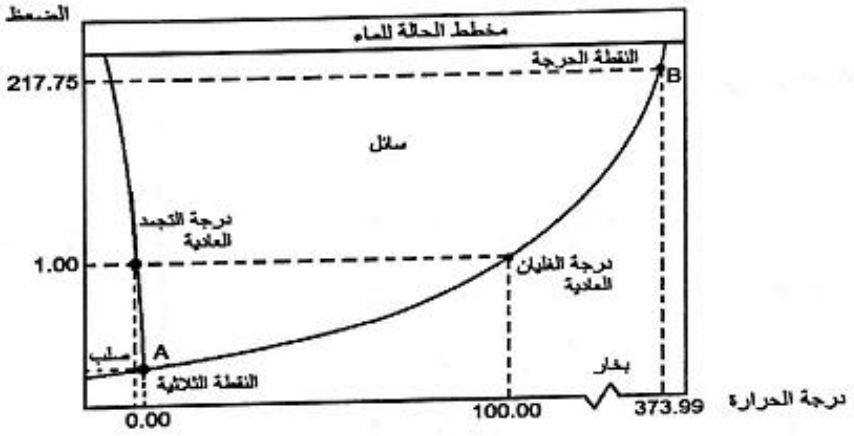
- كثافة السوائل أكبر كثيراً من كثافة أبخرتها عند نفس الظروف من الضغط ودرجة الحرارة .
- السوائل غير قابلة للانضغاط .
- تصنف الغازات والسوائل على أنها موائع ، لكن السوائل أقل ميوعة من الغازات بسبب كبر قوى الجذب بين جزيئاتها
- اللزوجة هي مقياس لمقاومة السائل للتدفق أو الانسياب .
- تنخفض لزوجة السوائل بارتفاع درجة حرارتها .
- تزداد لزوجة السوائل بزيادة قوى الجذب بين جزيئاتها ، كما تزداد بزيادة حجم الجزيئات ، كما تكون لزوجة الجسيمات ذات السلاسل الطويلة أكبر من لزوجة الجزيئات ذات السلاسل القصيرة.
- التوتر السطحي هو الطاقة اللازمة لزيادة مساحة سطح السائل بمقدار معين.
- يمكن التوتر السطحي الحشرات من السير على سطح الماء .
- يتناسب التوتر السطحي للسائل طرديا مع قوى الجذب بين جزيئاته .
- يقل التوتر السطحي للسائل بزيادة درجة الحرارة أو بإذابة مواد فيه .
- قوى التماسك هي قوى الترابط بين الجسيمات المتماثلة.
- قوى التلاصق هي قوى الترابط بين الجسيمات المختلفة

- **المواد الصلبة :**
  - معظم المواد الصلبة أكثر كثافة من معظم السوائل .
  - بعض المواد الصلبة بلورية وبعضها غير بلورية.
  - المواد الصلبة غير المتبلورة هي المواد التي لا تترتب فيها الجسيمات بنمط متكرر ومنتظم .
  - من أمثلة المواد الصلبة غير المتبلورة الزجاج والبلاستيك والمطاط .
  - المادة الصلبة البلورية مادة ذراتها أو أيوناتها أو جزيئاتها مرتبة في شكل هندسي منتظم .
  - وحدة البناء هي أصغر ترتيب في الشبكة البلورية يحمل التماثل نفسه كما في البلورة ككل.

❖ **تغيرات الحالة الفيزيائية :**

- عند إضافة طاقة أو انتزاع طاقة من النظام تتغير حالة المادة الفيزيائية .
- الانصهار والتبخر والتسامي تغيرات فيزيائية ماصة للحرارة.
- التجمد والتكاثف والترسب تغيرات فيزيائية طاردة للحرارة.

- **مخطط الحالة الفيزيائية :**



- مخطط الحالة الفيزيائية هو رسم بياني للضغط مقابل درجة الحرارة يوضح حالة المادة تحت ظروف مختلفة من درجة الحرارة والضغط .
- يحتوي مخطط الحالة الفيزيائية لأي مادة على :

1- ثلاث مناطق تمثل الحالة الفيزيائية صلب وسائل وغاز

2- ثلاث منحنيات تفصل المناطق عن بعضها البعض

3- نقطة تقاطع المنحنيات الثلاث وتسمى النقطة الثلاثية وتمثل درجة الحرارة والضغط التي توجد عندها المادة في الحالات الثلاث ، وتحدث فيها التغيرات الست.

4- النقطة الحرجة وتمثل درجة الحرارة والضغط التي لا يمكن للمادة بعدها أن تكون في الحالة السائلة

- درجة التجمد العادية للمادة هي درجة الحرارة التي تتجمد عندها المادة عند ضغط واحد جو (1atm)
- درجة الغليان العادية للمادة هي درجة الحرارة التي تغلي عندها المادة عند ضغط واحد جو (1atm)

- **قوانين الغازات :**
  - قانون بويل: حجم مقدار محدد من الغاز يتناسب عكسيا مع الضغط الواقع عليه عند ثبوت درجة حرارته.
    - الصيغة الرياضية لقانون بويل : $P_1V_1 = P_2V_2$ أو (ثابت =PV)
  - قانون شارل : حجم مقدار محدد من الغاز يتناسب طرديا مع درجة حرارته المطلقة عند ثبوت الضغط
    - الصيغة الرياضية لقانون شارل : $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$ أو (ثابت = $\frac{V}{T}$)
  - قانون جاي لوساك :ضغط مقدار محدد من الغاز يتناسب طرديا مع درجة حرارته المطلقة عند ثبوت حجمه .
    - الصيغة الرياضية لقانون جاي لوساك : $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$ أو (ثابت = $\frac{P}{T}$)
  - القانون العام للغازات : حاصل ضرب الضغط والحجم مقسوما على درجة الحرارة المطلقة لمقدار محدد من الغاز يساوي مقدارا ثابتا.
    - الصيغة الرياضية للقانون العام للغازات : $\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$
  - مبدأ أفوجادرو : الحجوم المتساوية من الغازات المختلفة تحوي العدد نفسه من الجزيئات عند نفس درجة الحرارة والضغط
  - حجم المول من أي غاز في الظروف المعيارية (0. 0°C) وضغط جوي 1atm = 22.4 L
  - في الظروف المعيارية : عدد المولات = $\frac{\text{حجم الغاز باللتر}}{22.4} = \frac{m}{M}$

    حيث m = كتلة الغاز M= الكتلة المولية للغاز
  - قانون الغاز المثالي : حاصل ضرب الضغط والحجم في مقدار معين من الغاز عند درجة حرارة ثابتة يساوي مقداراً ثابتاً
    - الصيغة الرياضية لقانون الغاز المثالي : $PV=nRT$
  - الكتلة المولية وقانون الغاز المثالي : $M = \frac{mRT}{PV}$
  - الكثافة وقانون الغاز المثالي : $D = \frac{MP}{RT}$
  - الغاز المثالي يتبع فرضيات نظرية الحركة الجزيئية .
  - تحيد معظم الغازات الحقيقية عن سلوك الغاز المثالي عند الضغط العالي ودرجات الحرارة المنخفضة .
  - لا تسلك الغازات القطبية سلوك الغاز المثالي لوجود تجاذب كبير بين جزيئاتها .
  - كلما كبر حجم الغاز غير القطبي كلما ابتعد عن سلوك الغاز المثالي .

❖ الحسابات المتعلقة بالغازات :

- في التفاعلات الغازية المعاملات تمثل عدد المولات وتمثل الحجوم النسبية للمتفاعلات والنواتج .
- في حسابات الحجم – الحجم نستخدم العلاقة التالية :
- حجم المادة المجهولة = حجم المادة المعروفة $\times \frac{\text{معامل المادة المجهولة}}{\text{معامل المادة المعروفة}}$

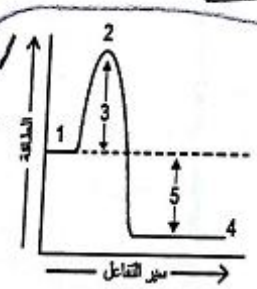
في حسابات الحجم ، الكتلة ، نوجد حجم المادة بالعلاقة السابقة ونحول الحجم إلى مولات باستخدام قانون الغاز المثالي ، ثم نوجد كتلة المادة .

سرعة التفاعلات الكيميائية والاتزان الكيميائي

• سرعة التفاعلات الكيميائية

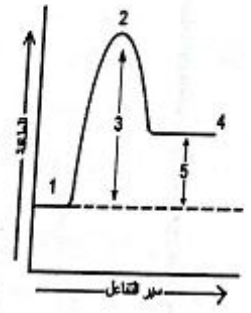
- سرعة التفاعل هي التغير في تركيز المواد المتفاعلة أو الناتجة في وحدة الزمن .
- متوسط سرعة التفاعل = $\frac{\Delta \text{المتفاعلة}}{\Delta t}$ = $\frac{\Delta \text{الناتجة}}{\Delta t}$
- تقاس سرعة التفاعل بوحدة mol/l.s
- لكي يحدث التفاعل يجب أن تتصادم المواد المتفاعلة باتجاه صحيح وأن تمتلك طاقة كافية .
- طاقة التنشيط E_a : هي الحد الأدنى من الطاقة لتكوين المعقد النشط وبدء التفاعل الكيميائي .
- المعقد النشط (الحالة الانتقالية) هو حالة غير مستقرة من تجمع المواد المتفاعلة يحدث خلاله كسر الروابط وتكوين روابط جديدة وقد يؤدي لتكوين النواتج أو يعود للمتفاعلات .
- طاقة التفاعل هي الفرق بين طاقة النواتج وطاقة المتفاعلات .

الرسم المقابل يوضح تفاعل طارد للحرارة



1- المواد المتفاعلة
2- المعقد المشط
3- طاقة التنشيط
4- المواد الناتجة
5- الطاقة التي يطلقها التفاعل

الرسم المقابل يمثل تفاعل ماص للحرارة



1- المواد المتفاعلة
2- المعقد النشط
3- طاقة التنشيط
4- المواد الناتجة
5- الطاقة التي يمتصها التفاعل

- تزداد سرعة التفاعل بزيادة التركيز وزيادة مساحة سطح المواد المتفاعلة وزيادة درجة الحرارة وتزداد بوجود المحفزات وتعتمد على طبيعة المواد المتفاعلة.
- المحفزات هي مواد تعمل على زيادة سرعة التفاعل دون أن تستهلك .
- تعمل المحفزات على زيادة سرعة التفاعل بتقليل الطاقة المنشطة للتفاعل .
- المثبطات هي مواد تعمل على إبطاء سرعة التفاعل أو تحول دون حدوثه .

❖ قانون سرعة التفاعل

- قانون سرعة التفاعل يعبر عن العلاقة التجريبية بين سرعة التفاعل الكيميائي وتركيز المواد المتفاعلة عند درجة حرارة وضغط محددين .

$$R = K[A]$$

R سرعة التفاعل ، $[A]$ تركيز المادة المتفاعلة ،

K ثابت سرعة التفاعل يتغير بتغير درجة الحرارة ولا يتغير بتغير التركيز

- رتبة التفاعل تبين كيف تتأثر سرعة التفاعل بمادة معينة .
- الرتبة الكلية للتفاعل هو ناتج جمع رتب المواد المتفاعلة (مجموع الأسس)في التفاعل الكيميائي .
- القانون العام لسرعة التفاعل : سرعة التفاعل تساوي حاصل ضرب سرعة التفاعل في تراكيز المواد المتفاعلة كل تركيز مرفوع للأس (الرتبة) التي يتم تحديدها تجريبيا.

$$R= [A]^m[B]^n$$

حيث $[A]$ و$[B]$ تراكيز المواد المتفاعلة ، n و m رتب التفاعل .

• الاتزان الكيميائي

- التفاعل العكسي هو التفاعل الكيميائي الذي يحدث في الاتجاهين الأمامي والعكسي .
- الاتزان الكيميائي هو الحالة التي تتساوى فيها سرعة التفاعل الأمامي والتفاعل العكسي .
- ثابت الاتزان هو القيمة العددية لنسبة تركيز النواتج إلى تركيز المتفاعلات كل منها مرفوع لأس يساوي معامله في المعادلة الموزونة ، وتكون قيمته ثابتة عند ثبوت درجة الحرارة .

$$Aa + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

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

- الاتزان المتجانس هو الذي تكون فيه المتفاعلات والنواتج في حالة فيزيائية واحدة .
- الاتزان غير المتجانس هو الذي تكون فيه المتفاعلات والنواتج في أكثر من حالة فيزيائية.
- المواد الصلبة (s) والسوائل (l) لا تكتب في تعبير ثابت الاتزان لأن تركيزها ثابت.
- يحدث الاتزان في الأنظمة المغلقة عند ثبوت درجة الحرارة ويكون الاتزان ديناميكي وليس ساكنا.
- ينص مبدأ لوشاتلييه أنه إذا أثر أي جهد (مؤثر) على نظام في حالة اتزان فإن ذلك يؤدي إلى إزاحة النظام في الاتجاه الذي يخفف أثر الجهد .
- إضافة مادة متفاعلة أو إزالة مادة ناتجة عند الاتزان تزيح حالة الاتزان ناحية النواتج

- إضافة مادة ناتجة أو إزالة مادة متفاعلة عند الاتزان تزيح حالة الاتزان ناحية المتفاعلات ،ولا تؤثر على قيمة ثابت الاتزان.
- التغير في الضغط والحجم يؤثر على التفاعلات الغازية فقط إذا كان عدد المولات الغازية المتفاعلة لا يساوي عدد المولات الغازية الناتجة عن التفاعل .
- زيادة الضغط أو نقصان الحجم تزيح حالة الاتزان ناحية عدد المولات الغازية الأقل، ولا تؤثر في قيمة ثابت الاتزان .
- نقصان الضغط أو زيادة الحجم تزيح حالة الاتزان ناحية عدد المولات الغازية الأكثر، ولا تؤثر في قيمة ثابت الاتزان .
- في التفاعل الماص للحرارة زيادة درجة الحرارة تزيح الاتزان ناحية النواتج وتزيد من قيمة ثابت الاتزان، ونقص درجة الحرارة يزيح الاتزان ناحية المتفاعلات ويقلل من قيمة ثابت الاتزان
- في التفاعل الطارد للحرارة زيادة درجة الحرارة تزيح الاتزان ناحية المتفاعلات وتقلل من قيمة ثابت الاتزان ونقص الحراة يزيح الاتزان ناحية النواتج ويزيد من قيمة ثابت الاتزان.
- الحافز لا يؤثر على حالة الاتزان ولا على قيمة ثابت الاتزان.
- ملاحظات مهمة عند حل الأسئلة على معادلات الاتزان :

1. نعامل الحرارة كأنها مادة ناتجة عندما تكون مع النواتج (التفاعل طارد)
2. نعامل الحراة كأنها مادة متفاعلة عندما تكون مع المتفاعلات (التفاعل ماص)
3. نكتب كلمة ضغط في الطرف الذي يحوي العدد الأكبر من المولات الغازية ونعامله كأي مادة في هذا الطرف أما إذا كان عدد المولات الغازية متساويا فتغير الضغط لا يؤثر على الاتزان.

تدريب 1: $C_2H_{4(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons C_2H_{6(g)}$ + حرارة

المؤثر	حالة الاتزان	كمية C_2H_6	كمية H_2	قيمة k_{eq}
زيادة كمية C_2H_4	تنزاح ناحية النواتج	تزداد	تقل	لا تتأثر
نقص كمية C_2H_4	تنزاح ناحية المتفاعلات	تقل	تزداد	لا تتأثر
زيادة الحرارة	تنزاح ناحية المتفاعلات	تقل	تزداد	تقل
نقص الحرارة	تنزاح ناحية النواتج	تزداد	تقل	تزداد
زيادة الضغط (نقص الحجم)	تنزاح ناحية النواتج	تزداد	تقل	لا تتأثر
نقص الضغط (زيادة الحجم)	تنزاح ناحية المتفاعلات	تقل	تزداد	لا تتأثر

تدريب2: $N_{2(g)} + O_2 \rightleftharpoons 2NO_{(g)}$ +حرارة

المؤثر	حالة الاتزان	كمية N_2	كمية NO	قيمة k_{eq}
زيادة كمية O_2	تنزاح ناحية النواتج	تقل	تزداد	لا تتأثر
نقص كمية O_2	تنزاح ناحية المتفاعلات	تزداد	تقل	لا تتأثر
زيادة الحرارة	تنزاح ناحية النواتج	تزداد	تقل	تزداد
نقص الحرارة	تنزاح ناحية المتفاعلات	تزداد	تقل	تقل
زيادة الضغط (نقص الحجم)	لا تتأثر	لا تتأثر	لا تتأثر	لا تتأثر
نقص الضغط (زيادة الحجم)	لا تتأثر	لا تتأثر	لا تتأثر	لا تتأثر

- ثابت حاصل الذوبانية K_{SP} هو حاصل ضرب تراكيز الأيونات الذائبة كل منها مرفوع لأس يساوي معاملها في المعادلة الكيميائية .

$$Mg(OH)_{2(S)} \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2OH^-_{(aq)}$$

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

- الحاصل الأيوني Q_{SP} هو قيمة تجريبية تحسب عند خلط المحاليل و تستخدم لمقارنتها بثابت حاصل الذوبانية لتوقع حالة المحلول وتكون الراسب فإذا كان :
  1. $K_{SP} < Q_{SP}$ يكون المحلول غير مشبع ولا يتكون راسب
  2. $Q_{SP} = K_{SP}$ يكون المحلول مشبع ، ولا يحدث تغير.
  3. $K_{SP} > Q_{SP}$ يتكون راسب ويقل تركيز الأيونات حتى يتساوى K_{SP} و Q_{SP} .
- وجود أيون مشترك في محلول يقلل ذوبانية المادة المذابة ويسمى تأثير الأيون المشترك

- **الأحماض والقواعد :**
  - تحتوي المحاليل الحمضية على أيونات الهيدروجين والهيدروكسيد وتحدد الكميات النسبية لهما ما إذا كان المحلول حمضيا أو قاعديا أو متعادلاً .
  - المحلول الحمضي يحتوي على أيونات هيدروجين أكثر من أيونات الهيدروكسيد.
  - المحلول القاعدي يحتوي على أيونات هيدروكسيد أكثر من أيونات الهيدروجين.
  - المحلول المتعادل والماء النقي يحتوي على تركيزين متساويين من أيونات الهيدروجين والهيدروكسيد.

نماذج تعريفات الحموض والقواعد		
النموذج	تعريف الحمض	تعريف القاعدة
أرهينيوس	مادة تتحلل في الماء وتنتج أيون هيدروجين H^+	مادة تتحلل في الماء وتنتج أيون OH^-
برونستد-لوري	مادة تمنح أيون هيدروجين H^+ (بروتون)	مادة تستقبل أيون هيدروجين H^+ (بروتون)
لويس	مادة تستقبل زوجا من الإلكترونات	مادة تمنح زوجا من الإلكترونات

- تتألف تفاعلات برونستد–لوري من أزواج مترافقة من الحمض والقاعدة ترتبطان معا من خلال منح واستقبال أيون هيدروجين واحد (حمض $-H^+$=قاعدة مرافقة) (قاعدة $+H^+$= حمض مرافق)

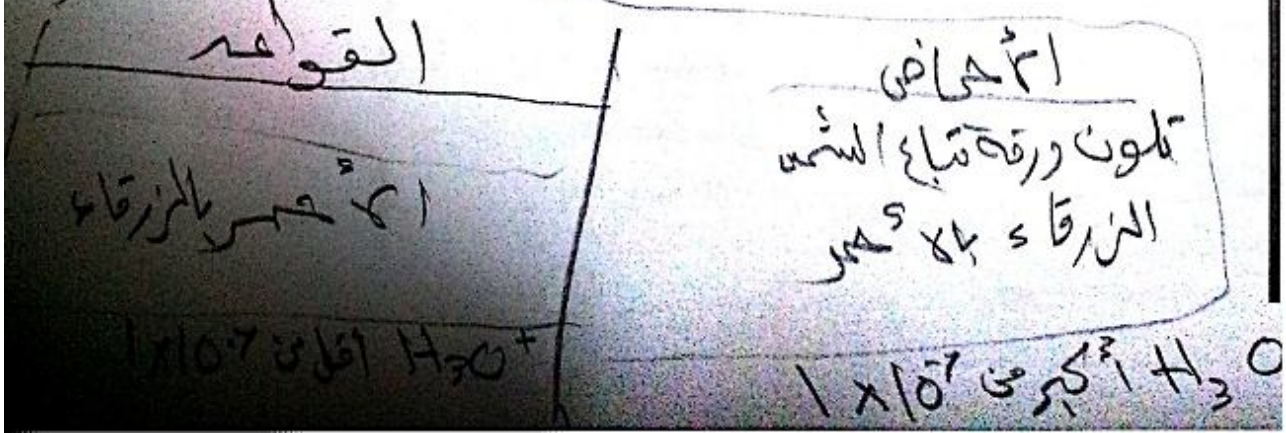
$$HF_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + F^-_{(aq)}$$

قاعدة مرافقة حمض مرافق ⇌ قاعدة حمض

$$NH_{3(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

قاعدة مرافقة حمض مرافق ⇌ قاعدة حمض

- أحماض لويس تشمل المواد التي لها مجال فارغ كالأيونات الموجبة مثل H^+ أو الجزئيات المتعادلة التي لها مجال غير مكتمل مثل BX_3 و AlX_3 و SO_3
- قواعد لويس تشمل المواد التي لها زوج إلكتروني فائض كالأيونات السالبة مثل O^{2-} والجزيئات المتعادلة التي تحوي ذرتها المركزية على زوج إلكتروني حر مثل H_2O وNH_3و PX_3
- الأحماض القوية هي التي تتأين كليا في الماء مثل HCl و HI و $HClO_4$ و HNO_3 و H_2SO_4
- الأحماض الضعيفة هي التي تتأين جزئيا في الماء
- من أمثلة الأحماض الضعيفة :حمض الخل CH_3COOH $(HC_2O_2H_3)$ وكذلك HF و H_2S و HClO
- الحمض القوي يعطي قاعدة مرافقة أضعف من الماء لذا يتأين كليا في الماء
- الحمض الضعيف يعطى قاعدة مرافقة أقوى من الماء لذا يتأين جزئيا .
- تتناسب قوة تأين الحمض الضعيف طرديا مع ثابت اتزانه K_a
- القواعد القوية هي التي تتحلل كليا وتنتج أيونات فلزية وأيونات هيدروكسيد مثل هيدروكسيدات فلزات المجموعة الأولى والثانية .
- القواعد الضعيفة هي التي تتحلل جزئيا في المحاليل المخففة مثل الأمونيا NH_3 والأمينات (مثل $NaNH_2$) والأنيلين $C_6H_5NH_2$
- ثابت تأين الماء k_w: هو تعبير عن التأين الذاتي للماء ويساوي حاصل ضرب تراكيز أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد في المحاليل المائية المخففة
- لأي محلول مائي عند درجة 298 k : $K_w = [H^+][OH^-] = 1.0x10^{-14}$
- للماء النقي عند 298 k : $[H^+] = [OH^-] = 1.0x10^{-7}$



❖ الرقم الهيدروجيني والرقم الهيدروكسيدي

- الرقم الهيدروجيني pH لمحلول هو سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروجين
- $pH = -\log[H^+] \Leftarrow [H^+] = 10^{-pH}$
- قيمة pH للمحلول الحمضي أقل من 7، وللمحلول القاعدي أكبر من7 وللماء والمحول المتعادل7
- عندما يتغير الرقم الهيدروجيني pH بمقدار 1 ، يتغير تركيز أيون الهيدروجين 10مرات.
- الرقم الهيدروكسيدي pOH لمحلول هو سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروكسيد.

$$pOH = -\log[OH^-] \Leftarrow [OH^-] = 10^{-pH}$$

- الرقم الهيدروكسيدي pOH بمقدار 1 ، يتغير تركيز أيون الهيدروكسيد 10مرات .
- لأي محلول مائي : $pH + pOH = 14$
- في الأحماض القوية : $[H^+]$ = مولارية الحمض (وبمعرفة $[H^+]$ يمكن حساب pH)
- في القواعد القوية $[OH^-]$ = مولارية القاعدة × عدد مجموعات الهيدروكسيد في الجزيء

❖ التعادل والمعايرة

- التعادل هو تفاعل محلول حمض مع محلول قاعدة لإنتاج ملح وماء .
- المعايرة تفاعل حمض وقاعدة لمعرفة تركيز أحدهما .
- المحلول القياسي هو محلول معلوم التركيز.
- نقطة التكافؤ هي النقطة التي يساوى عندها عدد مولات H^+ مع عدد مولات OH^-.
- نقطة نهاية المعايرة هي النقطة التي يتغير عندها لون الكاشف .
- كواشف الأحماض والقواعد هي أصباغ كيميائية تتأثر ألوانها بالمحاليل الحمضية والقاعدية.

❖ تميؤ (تميه) الأملاح والمحاليل المنظمة

- تميه الملح هو تفاعل الملح مع الماء لإنتاج محلول حمضي أو قاعدي .
- الأملاح الناتجة من قاعدة قوية وحمض ضعيف مثل KF و $CaCO_3$ و CH_3COONa تنتج محاليل قاعدية
- الأملاح الناتجة من حمض قوي وقاعدة ضعيفة مثل NH_4Cl و NH_4Br و NH_4NO_3 تنتج محاليل حمضية
- الأملاح الناتجة من حمض قوي وقاعدة قوية مثل NaCl و $NaNO_3$ تنتج محاليل متعادلة.
- المحلول المنظم هو محلول يقاوم التغيرات في قيم pH عند إضافة كميات محددة من الحمض والقاعدة ، ويتكون من خليط من حمض ضعيف وقاعدته المرافقة أو قاعدة ضعيفة وحمضها المرافق.
- سعة المحلول المنظم هي كمية الحمض أو القاعدة التي يستوعبها المحلول دون تغير مهم في قيمة pH

الكيمياء العضوية

- **الهيدروكربونات** :

  - المركبات العضوية هي المركبات التي تحتوي على الكربون عدا أكاسيد الكربون والكربيدات والكربونات.
  - الهيدروكربونات هي مركبات عضوية تتكون من عنصري الكربون والهيدروجين فقط.
  - الهيدروكربونات المشبعة هي التي تحتوي على روابط أحادية فقط .
  - الهيدروكربونات غير المشبعة هي التي تحتوي على رابطة ثنائية أو ثلاثية واحدة على الأقل.
  - المصدران الرئيسان للهيدروكربونات هما النفط والغاز الطبيعي .
  - التقطير التجزيئي هو عملية فصل مكونات النفط إلى مكونات بسيطة من خلال تكثفها عند درجات حرارة مختلفة .
  - التكسير الحراري هو عملية تحويل المركبات العضوية الثقيلة إلى جزيئات أصغر كالجازولين .

❖ الألكانات *Alkanes* :

الألكانات هيدروكربونات سلسلية مشبعة صيغتها العامة C_nH_{2n+2}

أسماء الألكانات العشرة الأولى ذات السلاسل المستقيمة

الاسم	الصيغة الجزئية	الصيغة البنائية المكثفة
ميثان	CH_4	CH_4
إيثان	C_2H_6	CH_3CH_3
بروبان	C_3H_8	$CH_3CH_2CH_3$
بيوتان	C_4H_{10}	$CH_3CH_2CH_2CH_3$
بنتان	C_5H_{12}	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3$
هكسان	C_6H_{14}	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$
هبتان	C_7H_{16}	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$
أوكتان	C_8H_{18}	$CH_3(CH_2)_6CH_3$
نونان	C_9H_{20}	$CH_3(CH_2)_7CH_3$
ديكان	$C_{10}H_{22}$	$CH_3(CH_2)_8CH_3$

  - السلسلة المتماثلة هي مجموعة من المركبات تختلف عن بعضها بتكرار عدد وحدات البناء ، مثل الألكانات .

- مجموعة الألكيل R- : مجموعة الأكيل هي ألكان منزوع منه ذرة هيدروجين ، وتسمى بنفس اسم الألكان المشتقة منه مع إبدال المقطع "ان" بالمقطع "يل".

ميثيل CH3- ، إيثيل CH_3CH_2- ، بروبيل $CH_3CH_2CH_2$- .

- المجموعة البديلة هي أي ذرة أو مجموعة ذرية حلت محل ذرة الهيدروجين في السلسلة .

❖ تسمية الألكانات ذات السلاسل المتفرعة

- خطوات تسمية الألكانات ذات السلاسل المتفرعة :

1- نحدد أطول سلسلة متصلة تحتوى على المجموعات البديلة لتكون السلسلة الرئيسة.
2- نرقم السلسلة من الطرف الذي يعطى المجموعات البديلة أصغر أرقام ممكنة
3- إذا تكررت المجموعة نفسها نستخدم معها البادئة المناسبة (ثنائي ، ثلاثي ...)
4- نستخدم الشرطة – للفصل بين الأرقام والكلمات ، ونستخدم الفاصلة ، للفصل بين الأرقام
5- نضع أسماء المجموعات البديلة حسب الترتيب الهجائي مع تجاهل البادئات ثم نضع اسم السلسلة الرئيسة

مثال :

$CH_3C(CH_3)_2\ CH_2CH_2CH_3$
2,2-ثنائي ميثيل بنتان

$CH_3CH(CH_3)\ CH_2CH_3$
2-ميثيل بيوتان

❖ الألكانات الحلقية *Cycloalkanes* :

- الألكانات الحلقية هيدروكربونات حلقية مشبعة صيغتها العامة C_nH_{2n}
- تسمية الألكانات الحلقية :

1- نرقم الحلقة ابتداءً من أحد التفرعات ونستمر في الاتجاه الذي يعطي المجموعات أصغر مجموعة أرقام ممكنة للتفرعات .
2- نطبق بقية الخطوات كما في الألكانات

❖ الألكينات

- الألكينات هيدروكربونات سلسلية غير مشبعة تحتوي على رابطة ثنائية وصيغتها العامة CnH2n
- اسم الألكين يشتق من اسم الألكان المقابل مع إبدال المقطع "ان" بالمقطع "ين"

الاسم	إيثين	بروبين	1- بيوتين	2 -بيوتين
الصيغة الجزيئية	C_2H_4	C_3H_6	C_4H_8	C_4H_8
الصيغة البنائية	$CH_2=CH_2$	$CH_3CH=CH_2$	$CH_3CH_2\ CH=\ CH_2$	$CH_3CH\ =CHCH_3$

- قواعد تسمية الألكينات المتفرعة والحلقية :

1. نختار أطول سلسلة متصلة تحوي الرابطة الثنائية ونرقمها من الطرف الذي يعطي أصغر رقم لأول ذرة كربون في الرابطة الثنائية ونستخدمها في الاسم.
2. إذا احتوى الألكين على أكثر من رابطة ثنائية نختار الترقيم الذي يعطى أصغر مجموعة من الأرقام وتستخدم البادئات (داي ، تراي ،..) قبل المقطع "ين"
3. يبدأ ترقيم حلقة الألكينات من الرابطة الثنائية ويستمر بالاتجاه الذي يعطي أصغر مجموعة أرقام للمجموعات البديلة
4. نطبق بقية القواعد كما في تسمية الألكانات

❖ الألكاينات :

- الألكاينات هيدروكربونات سلسلية غير مشبعة تحتوي على رابطة ثنائية وصيغتها العامة CnH2n-2
- اسم الألكاين يشتق من اسم الألكان المقابل مع إبدال المقطع "ان" بالمقطع "اين"

الاسم	إيثاين	بروباين	1- بيوتاين	2 -بيوتاين
الصيغة الجزيئية	C_2H_2	C_3H_4	C_4H_6	C_4H_6
الصيغة البنائية	CH≡CH	$CH_3C{\equiv}CH$	$CH_3CH_2\,C{\equiv}\,CH$	$CH_3C\equiv CCH_3$

- تُسمى الألكاينات المتفرعة والحلقية بنفس طريقة تسمية الألكينات المتفرعة والحلقية وتنتهي السلسة الرئيسة بالمقطع "اين".
- الهيدروكربونات مركبات غير قطبية ، لا تذوب في الماء وتذوب في المذيبات القطبية .
- تمتاز الألكانات بضعف نشاطها الكيميائي بسبب قوة الروابط C-C وَ C-H .
- تمتاز الألكينات الألكاينات بنشاطها الكيميائي وتعد الألكاينات أنشط من الألكينات.

• متشكلات الهيدروكربونات :

- المتشكلات مركبان أو أكثر لها نفس الصيغة الجزيئية وتختلف في الصيغة البنائية .
- المتشكلات البنائية مركبات لها نفس الصيغة الجزيئية وتختلف في ترتيب الذرات .
- من أمثلة المتشكلات البنائية

بنتان ، 2- ميثيل بيوتان ، 2،2- ثنائي ميثيل بروبان

- المتشكلات الفراغية : هي متشكلات ترتبط فيها الذرات بالترتيب نفسه ولكنها تختلف في ترتيبها الفراغي ، تضم المتشكلات الفراغية المتشكلات الهندسية والمتشكلات الضوئية.
- المتشكلات الهندسية : هي المتشكلات الناتجة عن اختلاف المجموعات واتجاهها حول الرابطة الثنائية.

- من أمثلة المتشكلات الهندسية : ترانس -2- بيوتين ، سيس -2- بيوتين
- الكيرالية : هي الخاصية التي يوجد فيها الجزيء في صورتين إحداهما تشبه صورة اليد اليمنى والأخرى تشبه صورة اليد اليمنى .
- ذرة الكربون الكيرالية (غير المتماثلة) ترتبط بأربعة مجموعات مختلفة .
- المتشكلات الضوئية(البصرية) : هي المتشكلات التي تنتج عن ترتيبات واتجاهات فراغية لـ 4 مجموعات مختلفة حول ذرة الكربون نفسها .
- من أمثلة المتشكلات الضوئية D-مينثول وَ L – مينثول
- عند مرور ضوء مستقطب في محلول يحوي متشكلات ضوئية ينحرف نحو اليمين من خلال المتشكل (D) وينحرف نحو اليسار خلال المتشكل (L)

❖ المركبات الأروماتية :

- المركبات الأروماتية هي التي تحتوي على حلقة بنزين في تركيبها .
- من أمثلة المركبات الأروماتية البنزين والنفثالين والأنثراسين .
- تتوزع الإلكترونات في حلقة البنزين بالتساوي مما يكسبها ثباتاً كيميائياً كبيراً.
- تسمى المركبات الأروماتية بنفس طريقة تسمية الألكانات الحلقية .

❖ مشتقات المركبات الهيدروكربونية وتفاعلاتها :

- المجموعة الوظيفية : هي ذرة أو مجموعة ذرات تتفاعل بالطريقة نفسها .

المركبات العضوية ومجموعاتها الوظيفية		
نوع المركب	الصيغة العامة	المجموعة الوظيفية
هاليدات الألكيل	R – X (X=F,Cl,Br,I)	الهالوجين
هاليدات الأريل	Ar-X (X=F,Cl,Br,I)	
الكحولات	R – OH	الهيدروكسيل
الإيثرات	R – O – R'	الإثير
الأمينات	$R - NH_2$	الأمين
الألدهيدات	RCHO	الكربونيل
الكيتونات	RCOR	الكربونيل
الأحماض الكربوكسيلية	RCOOH	الكربوكسيل
الإسترات	RCOOR	الإستر
الأميدات	RCONHR	الأميد

❖ هاليدات الألكيل وهاليدات الأريل

- هاليدات الألكيل R-X: هي مركبات عضوية تحتوي على ذرة هالوجين مرتبطة برابطة تساهمية مع ذرة كربون أليفاتية .
- هاليدات الأريل Ar-X: هي مركبات عضوية تحتوي على ذرة هالوجين مرتبطة برابطة تساهمية مع حلقة بنزين أو مجموعة أروماتية أخرى .

❖ قواعد تسمية هاليدات الألكيل وهاليدات الأريل :

1- نختار أطول سلسلة تحوي الهالوجينات لتكون أساسا للاسم
2- نرقم السلسلة أو الحلقة بالطريقة التي تعطي أقل أرقام لذرات الهالوجينات
3- يضاف حرف (و) لنهاية اسم الهالوجين (كلور يصبح كلورو وهكذا)
4- مراعاة الترتيب الأبجدي عند كتابة الاسم مع إهمال البادئيات

المركب	الاسم النظامي	ملاحظات
$CH_3CHBrCH_2CH_2CH_3$	2- بروموبنتان	تم اختيار اتجاه الترقيم الصحيح
$CH_3CHClCHBrCH_2CH_2CH_3$	3-برومو-2-كلوروهكسان	1- اتجاه الترقيم صحيح 2- روعي الترتيب الأبجدي للبروم والكلور

الكحولات R-Oh:

هي مركبات عضوية تحتوي على مجموعة هيدروكسيل مرتبطة بذرة كربون أليفاتية.

- تسمى الكحولات بإضافة اللاحقة " ول " لنهاية اسم الألكان المساوي لها في عدد ذرات الكربون وفي حالة وجود تفرع ترقم السلسلة من الطرف الذي يعطي مجموعة الهيدروكسيل أصغر رقم كما في الأمثلة التالية

المركب	الاسم النظامي	ملاحظات
$CH_3CHOHCH_2CH_2CH_3$	2- بنتانول	تم اختيار اتجاه الترقيم الصحيح
$CH_3CHClCHOHCH_2CH_2CH_3$	2-كلورو-3-هكسانول	1- اتجاه الترقيم صحيح 2- تم تحديد موقع الهيدروكسيل

الإيثرات R-OR/:

هي مركبات عضوية تحتوي ذرة أكسجين مرتبطة بذرتي كربون.

- لتسمية الإيثرات المتماثلة تستخدم البادئة ثنائي مع اسم الالكيل وإذا كان الايثر غير متماثلة نراعي الابجدية مع مجموعات الألكيل كما في الأمثلة التالية :

CH_3OCH_3	$CH_3CH_2OCH_2CH_3$	$CH_3CH_2OCH_3$
ثنائي ميثيل إيثر	ثنائي إيثيل إيثر	إيثيل ميثيل إيثر

الأمينات RNH_2 :

هي مركبات عضوية تحتوي على ذرة نيتروجين مرتبطة بذرة كربون في سلاسل أليفاتية أو حلقات أروماتية .

- لتسمية الأمينات يشار لمجوعة الأمين NH2– بالمقطع "أمينو" في بداية الاسم أو المقطع "أمين" في نهاية الاسم كما في الأمثلة التالية :

$CH_3CH_2NH_2$	$_2HNCH_2CH_2CH_2NH_2$
أمينوإيثان أو إيثيل أمين	3,1- ثنائي أمينو بروبان أو 3,1-بروبان ثنائي الأمين

- تحوي مركبات الكربونيل ذرة أكسجين مرتبطة برابطة ثنائية مع الكربون في المجموعة الوظيفية وتشمل الألدهيدات والكيتونات والأحماض الكربوكسيلية والاسترات والأميدات.

الألدهيدات RCHO:

مركبات عضوية تقع فيها مجموعة الكربونيل في طرف السلسلة وترتبط بذرة هيدروجين

- تسمى الألدهيدات بإضافة اللاحقة " ال " إلى نهاية اسم الألكان الذي له نفس عدد ذرات الكربون وإذا احتوى المركب على تفرعات ترقم السلسلة بدءاً من مجموعة الكربونيل وتطبق بقية قواعد التسمية ، ولبعض الألدهيدات أسماء شائعة ،كما في الأمثلة التالية :

HCHO	CH_3CHO	$ClCH_2CHO$
ميثانال (فورمالدهيد)	ايثانال (اسيتالدهيد)	2-كلوروايثانال

الكيتونات RCOR:

مركبات عضوية تكون مجموعة الكربونيل فيها مرتبطة بذرتي كربون في السلسلة

- تسمى الكيتونات بإضافة اللاحقة " ون" إلى نهاية اسم الألكان الذي له نفس عدد ذرات الكربون وإذا احتوى المركب على تفرعات ترقم السلسلة بحيث تعطي مجموعة الكربونيل أصغر رقم وتطبق بقية قواعد التسمية ، ولبعض الكيتونات أسماء شائعة ،كما في الأمثلة التالية :

CH_3COCH_3 2-بروبانون (الأسيتون) ،

$CH_3COCH_2CH_3$ 2-بيوتانون (ميثيل إيثيل كيتون)

الأحماض الكربوكسيلية RCOOH:

مركبات عضوية تحتوي على مجموعة كربوكسيل .

- تسمى الحموض العضوية بإضافة اللاحقة " ويك" ،إلى نهاية اسم الألكان الذي له نفس عدد ذرات الكربون واضافة كلمة حمض في بداية الاسم وإذا احتوى المركب على تفرعات ترقم السلسلة بدءاً من مجموعة الكربوكسيل وتطبق بقية قواعد التسمية ، ولبعض الحموض العضوية أسماء شائعة ،كما في الأمثلة التالية :

$HCOOH$ حمض ميثانويك (حمض فورميك)

CH_3COOH حمض إيثانويك (حمض الخل)

$ClCH_2COOH$ 2-كلوروحمض ايثانويك

الاسترات RCOOR:

مركبات عضوية مشتقة من الحموض العضوية باستبدال ذرة الهيدروجين في مجموعة الكربوكسيل بمجموعة ألكيل .

- تسمى الاسترات بكتابة اسم الحمض الكربوكسيلي مع إبدال المقطع "ويك" بالمقطع "وات" ثم إضافة اسم الألكيل كما في الأمثلة التالية :

$CH_3COOCH_2CH_2CH_3$ إيثانوات (أسيتات) البروبيل

$CH_3(CH_2)_4COOCH_3$ هكسانوات الميثيل

الأميدات :

هي مركبات عضوية تنتج عن استبدال مجموعة OH- في الحمض الكربوكسيلي بذرة نيتروجين مرتبطة مع ذرات أخرى .

- تسمى الأميدات بإضافة المقطع " أميد" ،إلى نهاية اسم الألكان الذي له نفس عدد ذرات الكربون ، ولبعضها أسماء شائعة كما في الأمثلة التالية :

CH_3CONH_2 إيثان أميد (أسيتاميد)

$CH_3CH_2CH_2CH_2CONH_2$ بنتان أميد

• تصنيف التفاعلات العضوية

تصنف معظم تفاعلات المركبات العضوية إلى خمسة أنواع :

1- تفاعلات الاستبدال وأهم أنواعها :

أ. الهلجنة (تفاعل الهالوجينات مع الألكانات لتكوين هاليدات الألكيل

$$CH_3CH_3 + Cl_2 \rightarrow CH_3CH_2Cl + HCl$$

إيثان كلور كلوروإيثان كلوريد هيدروجين

ب. تفاعل تكوين الأغوال من هاليدات الألكيل :

$$CH_3CH_2Cl + OH^- \rightarrow CH_3CH_2OH + Cl^-$$

كلوروإيثان إيثانول

ج. تفاعل تكوين الأمين من هاليد الالكيل

$$CH_3CH_2Cl + NH_3 \rightarrow CH_3CH_2NH_2 + HCl$$

كلوروإيثان أمينو إيثان (إيثيل أمين)

2- تفاعلات الحذف وأهم أنواعها :

أ. حذف الهيدروجين H2 من الألكان لتكوين الألكين

$$CH_3CH_3 \rightarrow CH_2=CH_2 + H_2$$

إيثان إيثين(إيثيلين) هيدروجين

ب. حذف هاليد هيدروجين HX من هاليد ألكيل لتكوين ألكين

$$CH_3CH_2Cl \rightarrow CH_2=CH_2 + HCl$$

كلوروإيثان إيثين (إيثيلين) كلوريد هيدروجين

ج. حذف الماء H2O من الكحول لتكوين ألكين :

$$CH_3CH_2OH \rightarrow CH_2=CH_2 + H_2O$$

إيثانول إيثين (إيثيلين) ماء

3- تفاعلات الإضافة وتحدث في المركبات غير المشبعة التي تحوي رابطة ثنائية أو ثلاثية وأهم أنواعها:

أ. إضافة الماء للألكين لتكوين الكحول (عكس تفاعل حذف الماء من الكحول)

$$CH_2=CH_2 + H_2O \rightarrow CH_3CH_2OH$$

ب. إضافة الهيدروجين للألكين لتكوين الألكان (عكس تفاعل نزع الهيدروجين من الألكين)

$$CH_2=CH_2 + H_2 \rightarrow CH_3CH_3$$

ج. إضافة هاليد الهيدروجين للألكين لتكوين هاليد الألكيل

$$CH_2=CH_2 + HCl \rightarrow CH_3CH_2Cl$$

د. إضافة هالوجين للألكين لتكوين ثنائي هاليد الألكيل :

$$CH_2=CH_2 + Cl_2 \rightarrow CH_2ClCH_2Cl$$

2,1-ثنائي كلوروإيثان

هـ. إضافة هيدروجين للألكاين (الهدرجة) لتكوين ألكين :

$$CH \equiv CH + H_2 \rightarrow CH_2=CH_2$$

4-تفاعلات الأكسدة والاختزال:

من أمثلة تفاعلات الأكسدة والاختزال

أ. أكسدة الكحول الأولي إلى ألدهيد وأكسدة الألدهيد إلى حمض عضوي

$$CH_3OH \xrightarrow{\text{أكسدة}} HCHO \xrightarrow{\text{أكسدة}} HCOOH \xrightarrow{\text{أكسدة}} CO_2$$

ميثانول ميثانال حمض ميثانويك ثاني أكسيد كربون

ب. أكسدة الكحول الثانوي لتكوين كيتون :

$$CH_3CHOHCH_3 \xrightarrow{\text{أكسدة}} CH_3COCH_3$$

2-بروبانول 2 - بروبانون (أسيتون)

5- التكاثف وهو ارتباط اثنين من الجزيئات الصغيرة لتكوين جزيء كبير مع فقدان جزيء صغير كجزيء ما ، ومن أمثلة التكاثف اتحاد الكحول والحمض العضوي لتكوين استر وماء .

$$RCOOH + ROH \leftrightharpoons RCOOR + H_2O$$

❖ **الخواص الطبيعية للمركبات العضوية :**

1-تكون جزئيات الكحولات والحموض العضوية والأميدات والأمينات الأولية والثانوية روابط هيدروجينية مع بعضها البعض .

2-تكون الإيثرات والكحولات والألدهيدات والكيتونات والحموض العضوية والاسترات والأمينات والأميدات روابط هيدروجينية مع الماء

3-ترتيب المركبات العضوية حسب تزايد درجة الغليان

الهيدروكربون < هاليد ألكيل < أيثر < ألدهيدأوكيتون < كحول < حمض عضوي

اتجاه ازدياد درجة الغليان

❖ **البلمرة والبوليمرات**

- البوليمرات جزيئات ضخمة تتكون من ارتباط جزيئات صغيرة تسمى مونومرات .
- البلمرة بالإضافة تكون بواسطة تكسير الروابط الثنائية في المونومر وتدخل جميع ذرات المونومر في البوليمر ، ومن أمثلة البلمرة بالإضافة بلمرة الإيثلين وبلمرة البروبين
- البلمرة بالتكاثف تكون عندما يحتوي المونومر على مجموعتين وظيفيتين تتفاعلان معا مع فقدان جزئ صغير كجزيء الماء ،ومن أمثلة البلمرة بالتكاثف النايلون.

• المركبات العضوية الحيوية

المركبات العضوية الحيوية تشمل البروتينات والكربوهيدرات واللبيدات والحموض النووية

❖ البروتينات

عرف البروتينات

- البروتينات بوليمرات حيوية تتكون من أحماض أمينية ترتبط بروابط ببتيدية .
- الأحماض الأمينية مركبات عضوية تحتوي على مجموعة الكربوكسيل ومجموعة الأمين.
- تفاعل الأحماض الأمينية لتكوين البروتين يعد تفاعل تكاثف .
- تؤدي البروتينات وظائف كثيرة للجسم مثل تسريع التفاعلات الكيميائية (تقوم بها الانزيمات) ، ونقل المواد وتنظيم العمليات الخلوية والدعم البنائي للخلايا والاتصالات بين الخلايا.

عرف الكربوهيدرات ؟

❖ الكربوهيدرات

- الكربوهيدرات مركبات تحتوي على مجموعة هيدروكسيل متعددة ومجموعة كربونيل ،يتراوح حجم الكربوهيدرات بين وحدات بناء مفردة وبوليمرات تتكون من مئات أو آلاف الوحدات الأساسية.
- السكريات الأحادية هي أبسط الكربوهيدرات تركيبا ومن أمثلتها الجلوكوز والفركتوز.
- الجلوكوز $C_6H_{12}O_6$ له تركيب ألدهيد عندما يكون على شكل سلسلة مفتوحة وله تركيب أيثر حلقي.
- الفركتوز $C_6H_{12}O_6$ له تركيب كيتون عندما يكون على شكل سلسلة مفتوحة وله تركيب أيثر حلقي.
- السكريات الثنائية هي التي تنتج من اتحاد جزيئين من السكريات البسيطة ومن أمثلتها السكروز.
- السكروز يتكون من اتحاد جزيء جلوكوز وجزيء فركتوز.

عرف الليبيدات ؟

❖ الليبيدات

- الليبيدات مركبات عضوية حيوية غير قطبية تدخل في معظم تركيب غشاء الخلية.
- الأحماض الدهنية هي أحماض كربوكسيلية ذات سلاسل طويلة تحوي من 12إلى 24 ذرة كربون.
- الجلسريد الثلاثي يتكون بارتباط ثلاث أحماض دهنية مع الجلسرول بروابط استر.
- الستيرويدات ليبيدات تحتوي على تراكيب متعددة الحلقات

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

❖ **الأحماض النووية**

- الأحماض النووية مبلمرات من النيوكليوتيدات التي تتكون من قاعدة نيتروجينية ومجموعة فوسفات وسكر.
- الأحماض النووية DNA و RNA هي جزيئات تخزين الخلية .

مقارنة بين الحمض النووي DNA و RNA

الحمض النووي DNA	الحمض النووي RNA
يتكون من شريطين لولبيين	يتكون من شريط واحد
يحتوي على سكر ديوكسي رايبوز	يحتوي على سكر رايبوز
يحتوي على الأدينين والسايتوسين والجوانين والثايمين	يحتوي على الأدينين والسايتوسين والجوانين واليوراسيل

الروابط الهيدروجينية هي الرابطة بين H وسالبية كبيرة مثل O

سالبية عالية

حموض عضوية

أحوال