طرح هذا المفهوم لأول مرة. وبالتالي فإن أي كتلة من المادة تساوي بالجرامات كتلتها الذرية تحتوي على مول من الذرات، لكن المول لا ينحصر على الذرات فمن الممكن تحديد مول من الأيونات أو الإلكترونات – أو الجزيئات حالما تُعرف الوزن الجزيئي للجزيء.

التركيب الكيميائي

المادة

من السهل استخدام المصطلح بلا تكلف، لكن المادة الكيميائية هي الاسم الذي أطلقه الكيميائيون على المادة التي يمكن تعُّرفها من خلال تركيبها الكيميائي- بدلالة العناصر الكيميائية الأساسية- وبالتالي فإن العنصر الكيميائي المسمى أكسچين هو أحد الأمثلة البسيطة على المادة، وكذلك ثاني أكسيد الكربون الذي رمزه الكيميائي (CO_2) وهذا يعني أن كل جزيء يتكون من ذرة كربون وذرتي أكسچين. وتبقى المادة الكيميائية كما هي، بغض النظر عن حالتها الفيزيائية- صلبة، أو سائلة، أو غازية – وبالتالي فإن الماء يبقى ماءً سواء أكان في صورة ثلج أو بخار، أما الفوتونات فهي مثال على شيء لا يعتبر مادة كيميائية لأنها لا تتكون من عناصر كيميائية.

المخلوط

عند خلط مادتين كيميائيتين معًا دون أن ترتبطا كيميائيا لتكوين مركب، يكون الناتج ما يُعرف باسم المخلوط. والهواء هو أحد أمثلة المخاليط، فهو يتكون من غازات: الأكسچين، والنيتروچين، والأرجون، وثاني أكسيد الكربون المختلطة معا دون أن يوجد ما يسمى بجزيء من الهواء- أي أن جزيئات هذه الغازات المختلفة ليست مرتبطة معا.

وقد تكون المخاليط متجانسة أو غير متجانسة، فالمخاليط غير المتجانسة تكون مكوناتها مختلفة الأطوار (صلبة، أو سائلة، أو غازية) وبالتالي يسهل فصلها- الماء والثلج أحد الأمثلة على ذلك- أما المخاليط المتجانسة تكون جميع مكوناتها متفقة في الطور وبالتالي يصعب فصلها.

وتأتي المخاليط في ثلاثة أنواع مختلفة: المحلول وهو مخلوط متجانس فيه تكون المواد

المختلفة موزعة توزيعا متساويا- مثل تقليب الملح في الماء. والغرواني وهو مخلوط غير متجانس فيه تبقى الجسيمات المجهرية لإحدى المادتين- مثل اللبن وهو مزيج من كريات الدهون الصغيرة في الماء، وأخيرا المعلق وهو مخلوط غير متجانس فيه جسيمات صلبة أو سائلة أكبر معلقة في سائل أو غاز، والمياه الموحلة مثال على ذلك.

وتنفصل الجسيمات في المحلول المعلق عن الوسط التي تكون معلقة به بشكل أفضل من غيرها- على سبيل المثال تنفصل المياه الموحلة إلى مياه نظيفة مع طبقة من الرواسب في القاع.

المحلول

المحلول هو مخلوط متجانس من مادتين كيميائيتين.، وحتى إذا كانت هاتان المادتان مختلفتين في الطور عند خلطهما إلا أنهما سرعان ما يتكيفا ويصبح لها الطور نفسه لتكوين خليط متساو، وتُعرف عملية تكوين المحلول باسم الإذابة.

وفي المحاليل المكونة من مادتين تسمى المادة الكبرى مذيب في حين تسمى الصغرى مذاب، ومن أمثلة ذلك إذابة حبيبات السكر في الماء- المذاب هو السكر بينما المذيب هو الماء- وتُعرف تلك المحاليل التي يكون فيها المذيب هو الماء باسم المحاليل المائية.

ويشير الكيميائيون إلى قدرة المادة على الذوبان في مادة أخرى باسم الذوبانية، ويقال لمادتين لا تذوبان-مثل الماء والزيت أنهما غير قابلتين للامتزاج. ويطلق على قوة المحلول اسم التركيز، ويعبر عنها كمولات من المذاب لكل لتر من المذيب، وأحيانا يُعرف هذا النظام المبني على الحجم باسم تركيز الكمية للمحلول، ويمكن أن يعطى التركيز بدلالة الكتلة أيضا.

الانتشار والتدفق

تُعرف عملية الخلط الطبيعي لمكونات محلول ما باسم (الانتشار)؛ والحركة العشوائية للجزيئات-كما تصفها نظرية طاقة الحركة-تجعلها تتداخل؛ حتى تصبح خليطا متجانسا، ويحدث الانتشار في كل من الغازات والسوائل.

من الممكن أن تتعرض الغازات لعملية ذات صلة يطلق عليها اسم(التدفق) فيها يتسرب

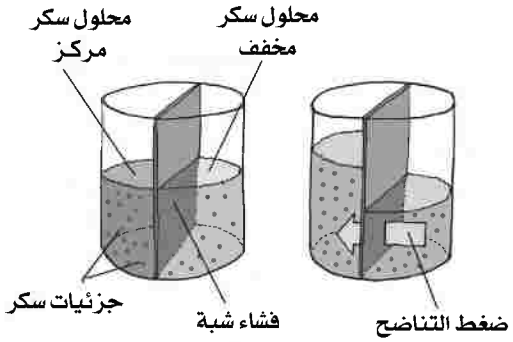
الغاز تدريجيا من ثقوب مجهرية في الإناء الحاوي له. وعلى الرغم من ضآلة هذه الثقوب إلا أنها أكبر من جزيئات الغاز، ويتناسب معدل التدفق عكسيا مع الجذر التربيعي للكتلة الجزيئية للغاز بوحدات الكتلة الذرية، وبالتالي فإن في خليط من حجمين متساويين من الهيدروچين (الكتلة الذرية 1)، والهيليوم (الكتلة الذرية 4) يتسرب الهيدروچين مرتين أسرع من تسرب الهليوم، ويعني التدفق أن المشروبات الغازية المخزنة لفترات طويلة في زجاجات بلاستيكية ستفقد في نهاية المطاف فورانها من خلال المسام الدقيقة الموجودة في البلاستيك.

التناضح

خذ محلولين مختلفي التركيز وافصلهما بغشاء شبه منفذ-حاجز رقيق مزود بفتحات صغيرة بما يكفي لتمرير جزيئات المذيب، لكنها كبيرة لدرجة تمنع جزيئات المذاب من المرور، ويتدفق المذيب من المحلول الأضعف إلى المحلول الأقوى-حتى يتساوى تركيزيهما وتُعرف هذه العملية باسم التناضح، وتندرج المحاليل على جانبي الغشاء تحت أحد ثلاثة تصنيفات:

يُعرف المحلول القوي باسم (محلول مفرط التوتر)، المحلول الأضعف منه باسم (محلول منخفض التوتر) وعندما يصبح للمحلولين التركيز نفسه يطلق عليهما (متساويا التوتر).

وينشأ عن تدفق المذيب خلال الغشاء ضغط يُعرف باسم ضغط التناضح - وتطبيق الضغط نفسه على الجزء مفرط التوتر من الغشاء كاف لإيقاف العملية. والتناضح ضروري في وظائف الخلايا الحية، حيث تمكنها من سحب السائل من خلال أغشيتها الخارجية.



الإلكتروليت

هو مادة في الغالب سائلة تقوم بتوصيل التيار الكهربي بسبب احتوائها على آيونات موجبة وسالبة، والإلكترولنتات هي غالبا محاليل

ناتجة عن إذابة الأملاح في مذيب مثل الماء، والمثال الشائع على ذلك هو ملح الطعام (كلوريد الصوديوم) الذي يتفكك عند إضافته إلى الماء إلى آيونات صوديوم موجبة الشحنة، وأيونات كلور سالبة الشحنة، ويمكن تصنيف الإلكتروليت إلى إلكتروليت قوي وإلكتروليت ضعيف تبعا لتركيز الآيونات.

وتستفيد الكائنات الحية من الإلكتروليت في إرسال الإشارات الكهربية التي تشكل النبضات العصبية المستخدمة في إرجاع الإحساس للمخ وجعل العضلات تعمل، والإلكتروليت ضروري أيضا في عمل البطاريات.

المركبات

تتكون المخاليط عندما تتداخل ذرات مادتين كيميائيين مختلفتين مع بعضهما البعض، لكن عندما ترتبط ذرات المكونات معا لتكوين مادة جديدة تكون النتيجة هو ما يُعرف باسم المركب، وعلى عكس المخاليط لا يمكن فصل مكونات المركب بالعمليات الفيزيائية مثل الترشيح.

تُعرف المركبات التي تحتوي على الماء باسم(المركبات المائية)، وتلك التي لا تحتوي على ماء يطلق عليها اسم(لا مائية)، وعلى الرغم من امتصاص المركبات المائية لكثير من الماء، إلا أنها تبقى في صورة صلبة،ولنأخذ على سبيل المثال.

كلوريد الكوبالت الثنائي (II)- الـ (II)تشير إلى أن الكوبالت ينقصه إلكترونان، وبالتالي فهوآيون ثنائي- وهومركب كيميائي صلب $CoCL_2$ من النوع اللامائي، لكن عندما يمتص الماء يتحول إلى كلوريد الكوبالت المائي $CoCl_2\text{-}6(H_2O)$ - لا يزال صلبا ولكنه أصبح من النوع المائي.

تتحدد الجسيمات الأساسية -الجزيئات- للمركب بدلالة صيغتها الكيميائية وهي تتكون خلال تكون الروابط الكيميائية، والتي يمكن أن تأخذ شكلين أساسيين: روابط آيونية وروابط تساهمية.

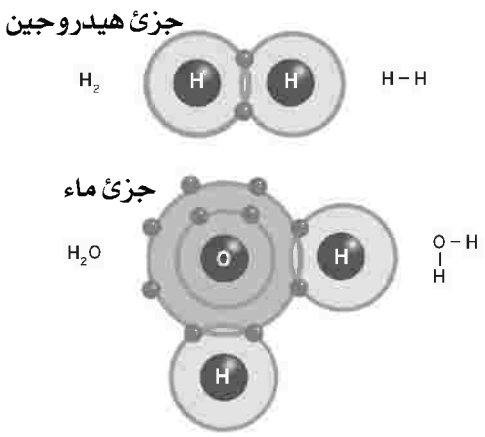
الرابطة الآيونية

تربط الرابطة الآيونية آيونين مختلفي الشحنة من خلال التجاذب الكهربي- القوة التي تجذب الشحنات المتعاكسة معا، وتنشأ الرابطة الآيونية عادة بين عنصر فلز وآخر لا فلز، وللفلزات غالبا عدد صغير من الإلكترونات في غلافها الإلكتروني الخارجي- المعروف باسم غلاف التكافؤ- بينما اللافلزات لها غلاف تكافؤ مكتمل تقريبا.

وامتلاك الذرة لغلاف تكافؤ أما فارغ أو ممتلئ يضع الذرة في حالة أكثر استقرارا- وتميل الطبيعة إلى تفضيل التوزيعات المستقرة- وهذا هو السبب في تفضيل الأقلام الرصاص الارتكاز على جوانبها وليس على أطرافها-وهذا يعني أن هناك فرصة قوية لقفز إلكترون من غلاف تكافؤ الفلز إلى غلاف تكافؤ اللافلز - مما يجعل الذرتين أكثر استقرارا ، ولأن ذلك أيضا يجعل كلتا الذرتين مشحونتين بشحنتين متعاكستين، فإن القوى الكهربية تربطهما معا كجزيء، وأحيانا تشترك أكثر من ذرتين، على سبيل المثال الماغنسيوم له إلكترونان في غلاف التكافؤ، بينما الكلور فيه مكان شاغر واحد، لكن في حال اتحاد ذرتين من الكلور مع كل ذرة من ذرات الماغنسيوم، فإن الماغنسيوم يمنح إلكترونا لكل ذرة كلور- وهذا يجعل الذرات الثلاثة أكثر استقرارا، ثم بعد ذلك تتحد ذرات الكلور المشحونة شحنة سالبة مع ذرات الماغنسيوم المشحونة شحنة موجبة وتتكون رابطة آيونية وهذا يحول الذرات الثلاثة إلى مركب هو: كلوريد الماغنسيوم ($MgCL_2$)

الرابطة التساهمية

بالإضافة إلى الرابطة الآيونية هناك طريقة أخرى ترتبط بها الذرات معا لتكوين المركبات وتُعرف هذه الطريقة باسم الرابطة التساهمية، وفيها تساهم الذرات بإلكترونات أغلفة التكافؤ، ويمكن أن ترتبط ذرتا هيدروجين معا لتكوين هيدروجين جزيئي أو (H_2) وهو جزيء متآصل.



ولكل ذرة هيدروچين منفردة إلكترون واحد فقط في غلاف التكافؤ، لكن بسبب أن أقصى عدد إلكترونات يمكن أن يتواجد في هذا الغلاف هو إلكترونان- ولأن الغلاف الممتلئ هوالتوزيع الأكثر استقرارا- يمكن أن تتحد ذرتا هيدروچين معا وتساهمان بإلكترونيهما، وبذلك تكونا قد وضعتا نفسيهما في حالة مستقرة فيها يكون غلاف التكافؤ لهما ممتلئ.

ويتكون مركب الماء (H_2O)من ارتباط تساهمي بين ذرة أكسچين وذرتي هيدروچين. هناك فراغ لدى ذرة الأكسچين في غلاف التكافؤ الذي يمتلئ عن طريق مشاركة إلكترونا ذرتي الهيدروچين، وفي المقابل تستعير ذرتا الهيدروچين الإلكترونين الخارجيين لذرة الأكسچين.

ويمكن أن تكون الروابط التساهمية أما قطبية أو لا قطبية، ويتوقف ذلك على طريقة مشاركة الإلكترونات بين الذرات المختلفة، والرابطة بين الهيدروچين والأكسچين في جزيء الماء رابطة قطبية- لأن الأكسچين يستحوذ على إلكتروني ذرتي الهيدروچين أكثر. وعلى النقيض من ذلك الروابط بين الهيدروچين روابط غير قطبية، لأن الإلكترونات تتم مشاركتها بالتساوي، ويمكن لأزواج من الذرات المركبة أن تساهم بعدة إلكترونات لتكوين رابطة مزدوجة قوية جدا أو حتى روابط ثلاثية.

القوى بين الجزيئات

لا توجد قوى بين الذرات التي تتكون منها الجزيئات فحسب؛ بل توجد أيضا بين الجزيئات نفسها. والقوى بين الجزيئات مسؤولة عن تماسكها معا، وهذا يفسر كيفية تحول المواد بين الحالات الصلبة والسائلة والغازية اعتمادا على درجة الحرارة.

وهناك نوعان رئيسيان للقوى بين الجزيئات:

النوع الأول: قوى فاندرافال، وتنتج عن التفاعلات الكهربية المعقدة بين الجزيئات. وهي تجعل الوصف النظري للغازات أكثر تعقيدا، مما يعني إنه لابد من وضع شروط تصويبية لنظرية الغازات المثالية.

أما النوع الثاني: فهو الروابط الهيدروچينية والتي تتكون عندما يحاول الهيدروچين داخل جزيء ما الارتباط بذرات أو جزيئات مجاورة، والروابط الهيدروچينية موجودة في الثلج،

والروابط الهيدروچينية هي الآلية التي من خلالها ترتبط قواعد الدنا معا لتكوين (أزواج القواعد) التي تقوم بترميز التتابع الچيني للكائنات الحية. والروابط الهيدروچينية أقوى من قوى فاندرافال، لكن جميع القوى بين الجزيئات أضعف من الروابط التساهمية، والآيونية التي تمسك الجزيئات نفسها معا.

وهناك نوع آخر أقل أهمية هو القوى ثنائية الاستقطاب التي تنتج من قوى التجاذب والتنافر الكهربية بين الجزيئات ذات القطبية الكيميائية القوية.

الروابط الفلزية

الفلزات هي العناصر الكيميائية التي تشغل الطرف الأيسر من الجدول الدوري، وهي تُعرف من الناحية العلمية بأنها جميع العناصر التي تقع على يسار خط القطر الذي يقع عليه عنصرا: البورون، والبولونيوم. أما العناصر على يمين الخط فهي اللافلزات، والعناصر التي على الخط هي أشباه الموصلات.

الروابط الفلزية هي القوى التي تربط فلز ما- أو سبيكة في بلورة متماسكة،، وهذا هو السبب وراء قوة الفلزات.

تفقد ذرات الفلز إلكترونات غلاف التكافؤ الإلكتروني، وهذا يكون بحرا من الجسيمات التي تخوض بين الأنوية موجبة الشحنة، وهذا البحر من الجسيمات المشحونة شحنة سالبة يتحرك بحرية خلال المادة الصلبة مما يعطي الفلزات توصيلاتها العالية لكل من التيار الكهربي والحرارة، لكن هذه الإلكترونات تقوم بوظيفة أخرى، فقوى التجاذب القوية بين شحناتها الكهربية المعاكسة وشحنة النواة الموجبة تجعل الذرات متماسكة بشدة في مكانها، مما يجعل الفلزات صعبة التمدد أو الثني أو الكسر، ويشار إلى هذه القوة باسم الرابطة الفلزية

المركبات الثنائية

المركب الثنائي هو مركب يحتوي مكونين من العناصر الكيميائية، وملح الطعام العادي أحد الأمثلة على ذلك، فهو يتكون من خلال ارتباط ذرة صوديوم (Na) مع ذرة كلور (CL) لتكوين كلوريد الصوديوم (NaCL).

ويتحدد اسم المركب الناتج من خلال عدد من العوامل، ففي المركب التساهمي يعطى الاسم من خلال دمج اسمي العنصرين مع تغيير نهاية العنصر الثاني إلى (يد (ide) ، وإضافة لاحقة إلى كل منهما تبعا لعدد الذرات اللازمة من كل عنصر (1=أول، و2=ثاني، و3= ثالث)-لكن (أول) لا تكتب إذا كان هناك ذرة واحدة من العنصر الأول.

وباستخدام الطريقة السابق ذكرها يكون (CO_2) هو ثاني أكسيد الكربون (Carbon dioxide)، و(SF6) هوسادس فلوريد الكبريت (sulphur hexafluoride)، و(H_2O) هوأول أكسيد هيدروچين - لكنه مشهور باسم الماء.

أما المركب الذي يتكون من خلال روابط آيونية يعطى اسمه عن طريق أخذ اسم الآيون الموجب(الكاتيون) متبوعا بالآيون السالب (الآنيون)، مع تغيير نهاية اسم الأنيون إلى(يد)(ide)- وبالتالي نقول كلوريد الصوديوم.((sodium chloride، والجزيئات متعددة الذرات المكونة من روابط آيونية تستخدم قواعد تسمية أكثر تعقيدا تضم نهايات مثل(ite)، و(ate)، على سبيل المثال الكبريتات مركب يتكون من الكبريت و4 ذرات أكسچين، وبإضافتك ذرتين هيدروچين تحصل على كبريتات الهيدروچين H_2SO_4، وهو حمض الكبريتيك.

المركبات العضوية

تسمى أغلبية المركبات التي تحتوي عنصر الكربون الكيميائي اسم المركبات العضوية. والبشر وجميع أشكال الحياة الأخرى على الأرض تقوم على الكربون، ومن ثم فإن بعض مركبات الكربون التي تصنف على أنها مركبات عضوية تشكل اللبنات الأساسية لكيمياء الحياة-مجال يُعرف باسم الكيمياء الحيوية، والكربوهيدرات، والدنا،والبروتينات والفيتامينات جميعها أمثلة لمركبات عضوية، إلا أن هناك مركبات عضوية أخرى ليست مرتبطة بالعمليات الحيوية على الإطلاق، على سبيل المثال أحد المجموعات الفرعية من المركبات العضوية هي الهيدروكربونات - تنشأ بالكامل من خلال الجمع بين الكربون والهيدروچين بطرق مختلفة، وتشمل الغازات الطبيعية مثل الميثان والبروبان، وكذلك البنزن وغيره من أنواع الوقود السائل القابل للاشتعال.