

Kimyasal Türler Arası Güçlü Etkileşimler:

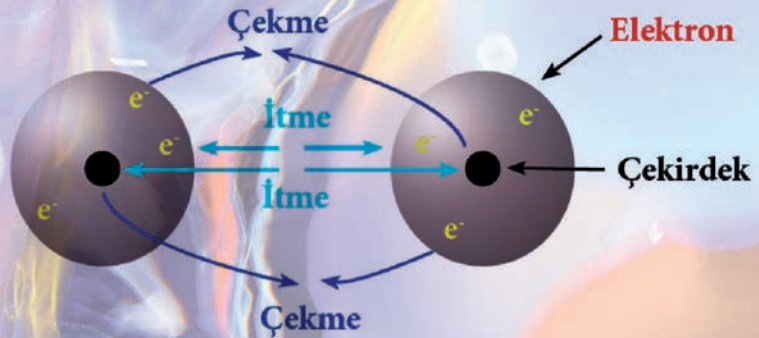
Kimyasal Bağlar

Prof. Dr. Emine Adadan [Boğaziçi Üniversitesi, Eğitim Fakültesi, Matematik ve Fen Bilimleri Eğitimi Bölümü]

Evrendeki tüm maddelerin atomlardan oluştuğunu biliyoruz. Ancak atomlar çok nadir olarak doğada tek tek bulunur. Genellikle aralarında kimyasal bağlar kurarak fiziksel ve kimyasal özellikleri birbirinden farklı maddeler oluştururlar. Bir an evrende kimyasal bağların oluşmadığını düşünelim! Böyle bir durumda, evrende sadece doğal yollardan var olan 92 element bulunacaktı. Madde çeşitliliğinin bu kadar sınırlı olduğu bir ortamda yaşam mümkün olmayabilirdi.

Kimyasal bağlar, maddeleri oluşturan tanecikleri (atomlar, iyonlar) bir arada tutan elektrostatik kuvvetlerdir. Kimyasal türler arası güçlü etkileşimler olarak da isimlendirilirler. İyonik bağ, kovalent bağ ve metalik bağ bu güçlü etkileşimlere örnektir.

Kimyasal bağların neden ve nasıl oluştuğunu merak etmişsinizdir. Doğada kimyasal bağlar oluşur; çünkü kimyasal bağ, atomları oluşturan yüklü parçacıklar (protonlar ve elektronlar) arasındaki potansiyel enerjiyi düşürür; böylece atomlar arasındaki enerji ve uzaklık dengelenerek kararlı bir yapı oluşur. Bilindiği gibi, atomların çekirdeğinde pozitif yüklü protonlar, çekirdeği saran elektron bulutunda da negatif yüklü elektronlar bulunur. İki atom birbirine yaklaştığında, Coulomb yasasına göre, bir atomun elektronları diğer bir atomun çekirdeğindeki protonlar tarafından çekilir, madalyonun diğer yüzünde de bunun tam tersi gerçekleşir (Şekil 1). Bununla birlikte, kimyasal bağ oluşumuna dâhil olan her bir atomun elektronları bir diğerinin elektronlarını iterken, atomların çekirdekleri de birbirinin çekirdeklerini iter. Bu da atomları oluşturan çok sayıdaki yüklü parçacık arasında karmaşık bir etkileşimler dizisine sebep olur. Ancak bu etkileşimler sonucunda, toplamda, yüklü parçacıklar arasındaki net enerji azalırsa kimyasal bağ oluşur. Bir başka deyişle, kimyasal bağ oluştuğunda, bağı oluşturan taneciklerin (atomlar, iyonlar) enerjileri (bağ enerjisi) ve aralarındaki uzaklık (bağ uzunluğu) öyle bir duruma gelir ki itme kuvvetleri ve çekim kuvvetleri dengelenir ve taneciklerin çekirdekleri üzerinde net kuvvet gözlenmez (Şekil 1).



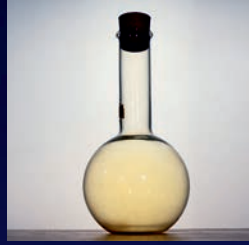
Şekil 1. Atomlar arası itme ve çekme kuvvetleri

İyonik Bağ

Sofra tuzu olarak bildiğimiz sodyum klorür (NaCl), iyonik bir bileşiktir. Sodyum klorürü meydana getiren elementler olan sodyum ve klor, doğada farklı fiziksel ve kimyasal özellikler gösterir. Yumuşak, gümüş-beyaz renkli sodyum metali suyla oldukça hızlı tepkimeye girdiği için doğada saf olarak ve element hâlinde bulunmaz (Şekil 2a). Klor ise keskin kokulu, yeşilimsi sarı renkli ve zehirli bir gazdır (Şekil 2b). Ancak bu iki element kimyasal bağ oluşturduğunda; eski çağlardan beri yaşamımızda önemli bir yere sahip olan beyaz renkli, kristal yapılı ve kokusuz bir katı olan iyonik bağlı sodyum klorür bileşiği elde edilir.



(a) Sodyum metali



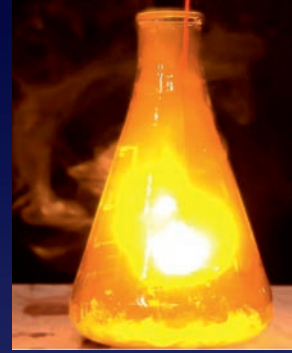
(b) Klor gazı

Şekil 2. Sodyum klorür bileşiğini oluşturan elementler

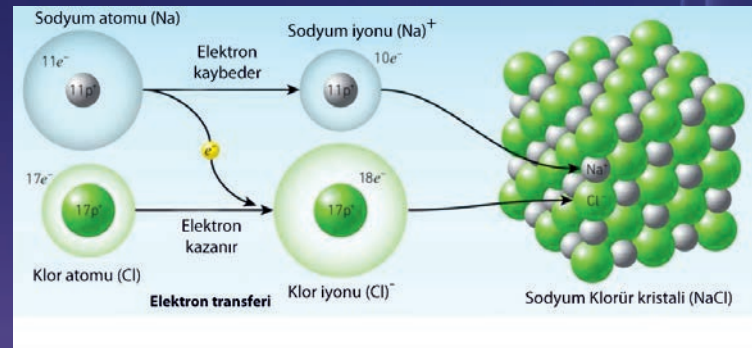
Sodyum klorür tuzu, geniş ölçekte, deniz veya tuzlu göl suyunun buharlaştırılmasıyla elde edilir. Büyük su kütlelerinde sodyum iyonları (pozitif yüklü) ve klor iyonları (negatif yüklü) çözünmüş hâlde bulunur. Su buharlaştırıldığında zıt yükler arasındaki çekim nedeniyle bu iyonlar bir araya gelerek sodyum klorür tuzunu oluşturur. Bu süreçte, sodyum iyonlarının ve klor iyonlarının doğal olarak suda mevcut olduğuna ve tanecikler arasında herhangi bir elektron alışverişi bulunmadığına dikkat çekmek gerekir. Diğer taraftan, bu şekilde elde edilen sofra tuzu, ilk aşamada, saf değildir; dolayısıyla, bir dizi saflaştırma işleminden sonra günlük kullanımımıza sunulur.

Sodyum ve klor elementlerini kullanarak sodyum klorür tuzunu elde etmek istediğimizde iyonik bağ oluşum süreci şöyle gerçekleşir: Sodyum metali ve klor gazı (ametal), uygun ortam oluştuğunda, çevrelerine parlak sarı renkli ışık ve yüksek ısı vererek çok hızlı tepkimeye girer (Şekil 3). Bu esnada, sodyum atomları birer

elektronlarını kaybederek pozitif yüklü iyonlara (Na^+) dönüşür, klor atomları da çevrelerinden birer elektron alarak negatif yüklü iyonlara (Cl^-) dönüşür. Böylece çok sayıda pozitif yüklü sodyum iyonu ile negatif yüklü klor iyonu, zıt yükler arasındaki çekim kuvvetinin etkisiyle bir araya gelerek sodyum klorür tuzunu oluşturur (Şekil 4). Sodyum klorür kristalinde, pozitif yüklü bir sodyum iyonu ile kendini çevreleyen her bir klor iyonu arasında aynı büyüklükte çekim kuvveti mevcuttur. Aynı şekilde, negatif yüklü bir klor iyonu ile kendini çevreleyen her bir sodyum iyonu arasında da aynı büyüklükte çekim kuvveti vardır (Şekil 4). Özetle, herhangi bir (iyonik) tuzun zıt yüklü iyonları arasında oluşan güçlü etkileşime iyonik bağ (ionic bond) ve bu iyonik tuzu meydana getiren elementler arasında gerçekleşen elektron transferi ve iyon oluşumu sürecine de iyonik bağlanma (ionic bonding) denir.



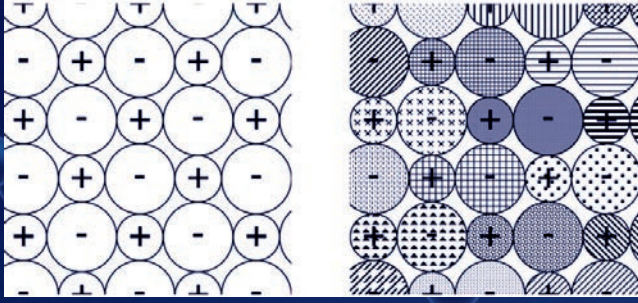
Şekil 3: Sodyum metali ve klor gazı tepkimesi



Şekil 4: Sodyum klorür tuzu oluşum süreci

İyonik bağ ile ilgili en yaygın kavram yanılgısı, iyonik bağlı bileşiklerin moleküllerden oluştuğu algısıdır. Daha açık bir ifadeyle bu kavram yanılgısı şöyle ifade edilebilir: İyonik bileşikler, iyonik bağ

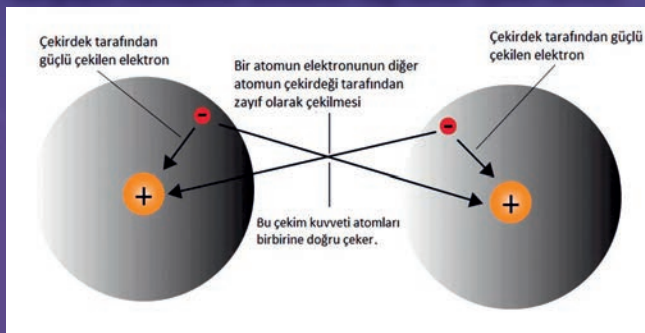
içeren moleküllerden oluşur; böylece iyonik bileşiği oluşturan zıt yüklü iyon çiftleri birbirlerine iyonik bağ ile bağlıken bu iyon çiftlerine eşit derecede yakın uzaklıkta bulunan diğer zıt yüklü iyonlara sadece zayıf kuvvetlerle çekilirler (Şekil 5b). Hâlbuki bilimsel olarak kabul gören iyonik bağ yapısı şöyledir: İyonik kristal örgü yapıda, birbirlerine eşit mesafede yakın olan zıt yüklü iyonlardan her biri, birbirine eşit miktarda elektrostatik kuvvetle çekilir; bu yapıda iyon çiftlerinden oluşan moleküller bulunmaz (Şekil 5a).



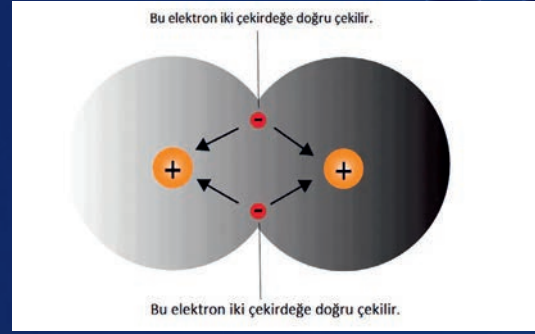
a) b)
 (a) İyonik tuzun iki boyutlu gösterimi
 b) İyonik örgü yapısının iyon çiftleri (molekül) olarak gösterimi (kavram yanlıgısı)

Kovalent Bağ

Ametallerin yüksek iyonlaşma enerjisine ve aynı zamanda yüksek elektronegatiflik (ortak elektronları çekme kabiliyeti) değerlerine sahip olduğunu biliyoruz. Bu da ametal atomlarından elektron uzaklaştırmanın nispeten zor olduğu anlamına geliyor. Dolayısıyla, bir ametalin başka bir ametal ile bağ oluşturması, ametal atomları arasında elektron paylaşılmasıyla gerçekleşir. Paylaşılan elektronlar, bağ yapan atomların ikisinin de çekirdeği ile etkileşime girer ve Coulomb yasasına uygun olarak potansiyel enerjilerini düşürür. Atomların çekirdekleri ve paylaşılan elektronları arasında oluşan bu güçlü etkileşime kovalent bağ denir (Şekil 6a-6b).



Şekil 6a: Kovalent bağ oluşum süreci



Şekil 6b: Kovalent bağ oluşum süreci

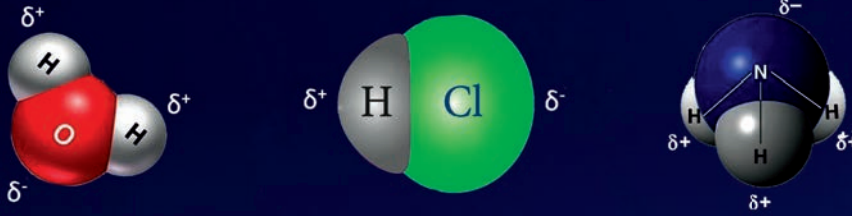
Aynı tür iki atom arasında oluşan kovalent bağa, apolar yani kutupsuz kovalent bağ denir. Apolar kovalent bağda, atomların elektronegatiflikleri aynı olduğu için, bağ oluşumuna katılan elektronlar atomlar tarafından eşit kuvvetle çekilir. Bu nedenle molekülde elektriksel yüklerin dağılımı dengelidir. Örneğin, iki hidrojen atomu birbirine yeterince yaklaştığında, bu atomlardan her birinin çekirdeği hem kendi elektronunu hem de diğer atomun elektronunu güçlü olarak çeker ve bu elektronlar zamanın neredeyse tamamını iki çekirdek arasında geçirir. Bu süreçte, iki atom da aslında aynı elektronları kendilerine doğru çekmeye çalışır, ancak ikisi de elektronları diğerinden alamadığı için iki atomun birbirine çekildiği bir durum ortaya çıkar. Böylece, örneğin apolar kovalent bağlı hidrojen molekülü (H_2) oluşur (Şekil 6). Apolar kovalent bağlı bileşiklere şunları örnek verebiliriz: hidrojen (H_2), nitrojen (N_2), klor (Cl_2), metan (CH_4) ve karbon dioksit (CO_2) (Şekil 7). Bu maddelerin her biri oda sıcaklığında gaz hâlinde bulunur.



Şekil 7. Apolar kovalent bağlı element ve bileşikler – nitrojen, hidrojen, klor, metan, karbon dioksit

Elektronegatiflikleri arasında fark bulunan iki atom arasında oluşan kovalent bağa ise polar yani kutuplu kovalent bağ denir (Şekil 8). Örneğin, su molekülünde (H_2O) oksijen atomunun elektronegatifliği hidrojen atomunkinden büyüktür. Dolayısıyla, su molekülünde

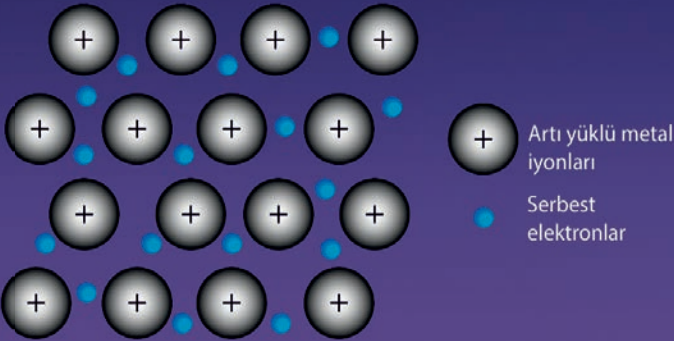
her bir hidrojen atomu ile oksijen atomu tarafından paylaşılan bağ elektronları, oksijen atomu tarafından daha kuvvetli çekilir ve bu elektronlar oksijen atomu etrafında daha fazla zaman geçirir; böylece molekülde negatif yük dengesizliği oluşur. Su molekülü, polar yani kutuplu bir moleküldür; moleküldeki oksijen atomu kısmen negatif, hidrojen atomları ise kısmen pozitif yüklüdür. Polar kovalent bağlı bileşiklere bazı örnekler: su (H_2O), hidrojen klorür (HCl), amonyak (NH_3) (Şekil 8).



Şekil 8: Polar kovalent bağlı bileşikler – su, hidrojen klorür, amonyak

Kovalent bağ ile ilgili en temel kavram yanlışlığı ise paylaşılan bağ elektronlarının bir moleküldeki atomları bir arada tutan kuvvet olarak görülmesidir. Bir başka deyişle, kovalent bağın paylaşılan bir çift elektron olduğunun düşünülmesidir. Hâlbuki; kovalent bağ, bir molekülü oluşturan atomların paylaşılan elektronları (negatif yüklü) ile çekirdekleri (pozitif yüklü) arasındaki elektrostatik çekim kuvvetidir.

Metallik Bağ

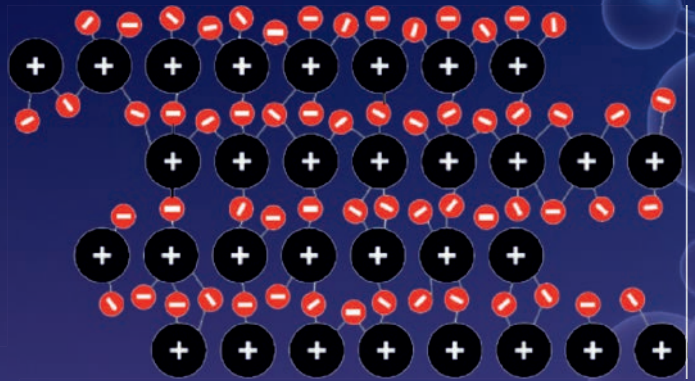


Şekil 9: Metallik örgü yapı

Metallerin iyonlaşma enerjileri ve elektronegatiflikleri düşük, elektron verme eğilimleri ise yüksektir. Bu nedenle, metal atomları bağ oluşumunda yer alan değerlik elektronlarını zayıf bir şekilde çeker. Metal atomları birbirlerine bağlandığında, en yüksek enerji seviyesindeki değerlik elektronları atomdan ayrılarak komşu metal atomlarının değerlik orbitallerinde serbest bir şekilde hareket edebilir. Serbest dolaşan değerlik elektronları bir tür elektron denizi oluştururken, metal atomları da pozitif yüklü iyonlara (katyonlara)

dönüşür (Şekil 9). Bu durum, pozitif yüklü metal iyonlarının elektron denizine daldırıldığı bir görsel şeklinde de düşünülebilir. En açık ifadeyle, metalik örgü içinde, pozitif yüklü metal iyonları ile serbest hareket eden negatif yüklü değerlik elektronları arasındaki

elektrostatik çekim kuvveti sonucunda oluşan güçlü etkileşime metallik bağ denir (Şekil 10).



Şekil 10: Metallik bağ yapısı

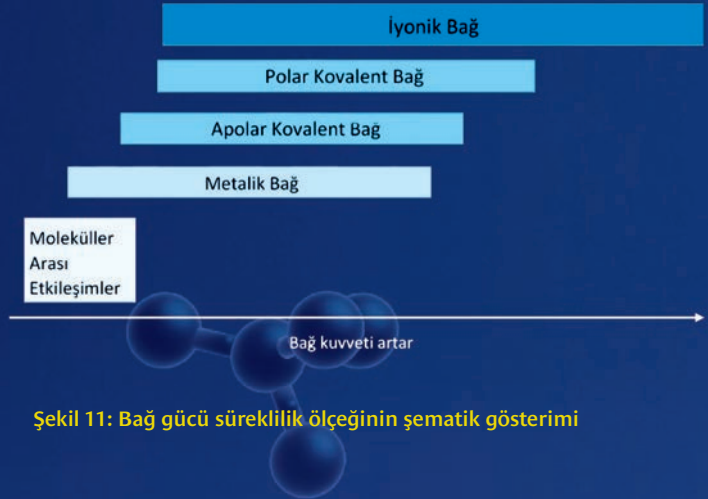
Elektronlar sürekli hareket ettiği için, metal katyonları ile yer değiştiren serbest elektronlar arasında oluşan metallik bağ her yöne doğru etkindir. Bu da metallerin dövülerek şekillendirilebilmesine imkân sağlar (Şekil 10). Ayrıca metallerin ısı ve elektriği iyi iletmelerinin nedeni, metalik örgüde serbest hareket edebilen değerlik elektronlarıdır. Metallerin erime ve kaynama sıcaklıklarının yüksek olması da metallik bağın göreceli olarak güçlü olmasından dolayıdır.

Metalik bağ ile ilgili en temel kavram yanlışlığı ise metalik bağın nötr metal atomları arasındaki etkileşim olarak düşünülmesidir. Metalik bağ ile ilgili bir diğer kavram yanlışlığı da metalik bağı oluşturan bileşenlerin (atomlar, elektronlar) sadece elektrostatik kuvvetlerle (zayıf etkileşim algısına referans) bir arada bulunduğu ve iyonik bağ ile kovalent bağ gibi düzenli bir kimyasal bağ olmadığı anlayışıdır.

Kimyasal Bağların Gücü

Kimyasal bağlar, en basit ifadeyle, pozitif yükler (iyon, proton) ile negatif yükler (iyon, elektron) arasında, Coulomb yasasına göre, çeşitli derecelerde gerçekleşen etkileşimin neticesinde oluşur. Güçlü etkileşimler temelde bu prensip çerçevesinde oluşsa da iyonik bağ, kovalent bağ ve metalik bağ farklı türde kimyasal bağlardır. Kimyasal bağın türüne göre bağ gücü (bağ enerjisi) belli ölçüde değişir ancak bağ türlerine göre bağ gücünü keskin çizgilerle birbirinden ayıramayız. Çünkü her bir bağ türüne ilişkin doğada gözlemlendiğimiz maddelerin bağ gücü geniş bir enerji aralığında bulunuyor ve birbirleriyle örtüşmeler gösteriyor. Bu bağlamda, kimyasal bağ türlerinin bağ gücünün süreklilik ölçeğinde düşünülmesi bilimsel olarak kabul gören yaklaşımdır (Şekil 11). Şematik gösterimden de fark edilebileceği gibi birbirinden farklı element atomları arasında oluşan bağlar (iyonik bağ, polar kovalent bağ), tek tip element atomlarından oluşan bağların (apolar kovalent bağ, metalik bağ) ortalama bağ enerjisinden daha yüksek bağ enerjisine sahiptir (Şekil 11). Bağ gücü sadece bağın iyoniklik derecesinin veya elektronegatiflik farkının bir fonksiyonu değil, aynı zamanda atomun boyutu ve bağ uzunluğunun da bir fonksiyonudur. Dolayısıyla, bağ gücü süreklilik ölçeğinin iki aşırı ucunda yer alan apolar kovalent bağ ve iyonik bağ düşünüldüğünde, doğada gözlemlenen kovalent bağlı ve iyonik bağlı bileşikler bağ gücü olarak bu iki uç arasında konumlanır ve bunlar arasında büyük ölçüde örtüşmeler de bulunur. Örneğin, hidrojen klorür (HCl) polar kovalent bağlı bileşik olarak sınıflandırılrsa da suda neredeyse tamamen iyonlarına ayrışır. Yani bağ yapısı

olarak kovalent özellik göstermesine rağmen suda çözünürken iyonik karakter gösterir. Metalik bağ da bağ gücü süreklilik ölçeğine uyar ve bağ gücü büyük oranda yüksek kovalent karakterli bağlara yakındır (Şekil 11). ■



Şekil 11: Bağ gücü süreklilik ölçeğinin şematik gösterimi

Kaynaklar

- Cracolice, M.S. ve Peters, E.I. (2016). *Introductory chemistry: An active learning approach* (6th edition). Cengage Learning: Boston, MA.
- Hunter, K.H., Rodrigues, J-M.G., ve Becker, N.M. (2022). A review of research on the teaching and learning of chemical bonding. *Journal of Chemical Education*, 99 (7), 2451– 2464.
- Levy Nahum, T., Mamluk-Naaman, R., Hofstein, A. ve Kronik, L. (2008). A new 'bottom-up' framework for teaching chemical bonding. *Journal of Chemical Education*, 85, 1680–1685.
- Pauling, L. (1960). *The nature of the chemical bond—An introduction to modern structural chemistry* (3rd edition). Cornell University Press: Ithaca, New York.
- Tro, N. J. (2011). *Chemistry: A molecular approach* (2nd edition). Prentice Hall: Upper Saddle River, NJ.
- https://www.youtube.com/watch?v=azI-_S6g8C8
- <https://www.simbucket.com/simulation/436/>
- <https://www.visionlearning.com/en/library/Chemistry/1/Chemical-Bonding/55>
- <https://edu.rsc.org/education-research/avoiding-bonding-misconceptions/3009377.article>
- <https://www.middleschoolchemistry.com/multimedia/chapter4/lesson4>