

Su

Prof. Dr. Bektaş TEPE

Biyokimya

Bölüm 2



Su Canlı Sistemlerin Temel Bileşenidir

- Su, canlı sistemlerde en bol bulunan madde olup birçok organizmanın kütlesinin %70'ini veya daha fazlasını oluşturur.
- Yeryüzündeki ilk canlılar sulu bir ortamda ortaya çıkmış, yaşamın evrimi hücrelerin içinde geliştiği bu ortamın özellikleriyle şekillenmiştir.
- Suyun fiziksel ve kimyasal özellikleri, hücresel yapı ve işlevlerin uyum gösterdiği temel koşulları belirler.
- Bu nedenle suyun moleküler özelliklerini anlamak, biyomoleküllerin yapılarını ve biyolojik işlevlerini açıklayabilmek açısından büyük önem taşır.





Suyun Biyomoleküller Üzerindeki Etkileri

- Su molekülleri arasındaki çekim kuvvetleri ve suyun iyonlaşma eğilimi, biyomoleküllerin yapı ve işlevlerini doğrudan etkiler.
- Sulu çözeltilerdeki denge sabitleri, pH ve titrasyon davranışları; zayıf asit ve bazların biyolojik sistemlerdeki özelliklerini anlamamıza yardımcı olur.
- Su molekülü ve onun iyonlaşma ürünleri olan H^+ ile OH^- iyonları, hücresel bileşenlerin yapısını, kendi kendine bir araya gelmesini ve özelliklerini belirgin biçimde etkiler.
- Proteinler, nükleik asitler ve lipitler arasındaki kovalent olmayan etkileşimler de büyük ölçüde suyun çözücü özellikleri tarafından yönlendirilir.





Sulu Sistemlerdeki Zayıf Etkileşimler

- Su molekülleri arasındaki hidrojen bağları, suyun oda sıcaklığında sıvı kalmasını sağlayan kohezyon kuvvetlerini oluşturur.
- Polar biyomoleküller, su-su etkileşimlerinin yerine enerji bakımından daha elverişli su-çözünen etkileşimleri kurabildikleri için suda kolayca çözünür.
- Apolar biyomoleküller ise suyla elverişli etkileşimler kuramaz ve bu nedenle sulu ortamda bir araya gelerek kümelenme eğilimi gösterir.
- Hidrojen bağları ile iyonik, hidrofobik ve van der Waals etkileşimleri tek tek zayıf olsa da birlikte proteinlerin, nükleik asitlerin, polisakkaritlerin ve zar lipidlerinin üç boyutlu yapılarını belirgin biçimde etkiler.



İZLE



Hidrojen Bağları Suyu Olağan Dışı Özellikler Kazandırır

- Su, yaygın olarak kullanılan diğer çözücülerin çoğundan daha yüksek erime noktasına, kaynama noktasına ve buharlaşma ısısına sahiptir.
- Bu olağan dışı özellikler, komşu su molekülleri arasında güçlü bir iç kohezyon oluşturan çekim kuvvetlerinden kaynaklanır.
- Suyun 2.260 J/g olan buharlaşma ısısı, diğer çözücülerden belirgin biçimde yüksektir.

Bi Dünya Biyoloji

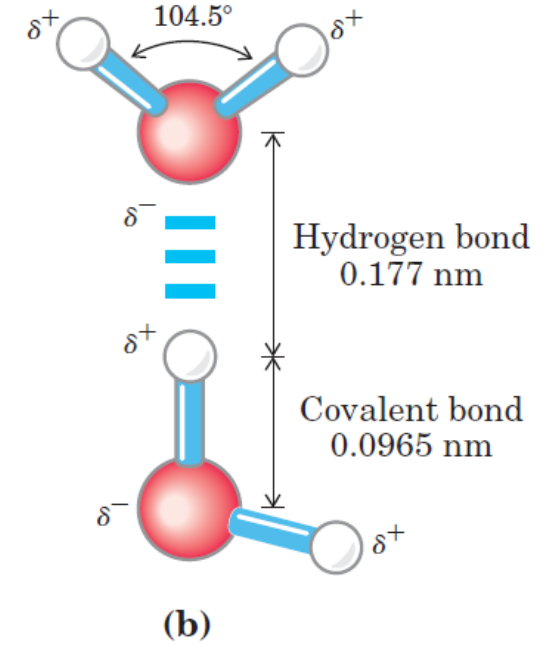
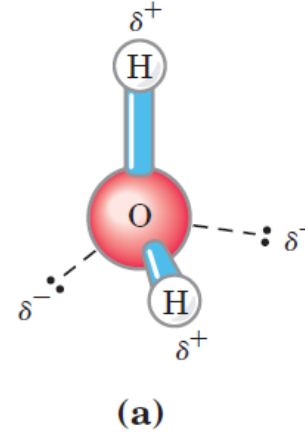


Bektaş Tepe
gezimania_tr



Su Molekülünün Geometrisi

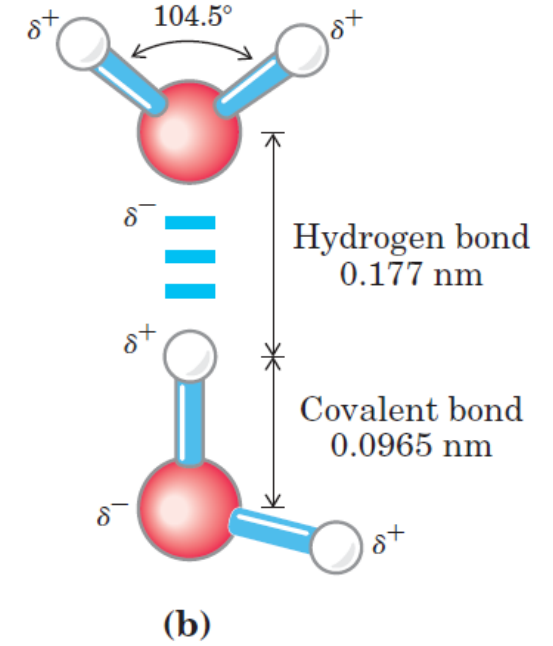
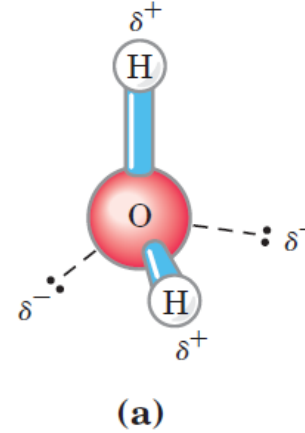
- Bir su molekülündeki her hidrojen atomu, merkezdeki oksijen atomuyla bir elektron çiftini paylaşarak kovalent bağ oluşturur.
- Oksijen atomunun dış elektron orbitalleri, karbonun sp^3 bağ orbitallerine benzer biçimde yaklaşık bir tetrahedronun köşelerine yönelir.
- Figür a'da, su molekülündeki iki hidrojen atomunun tetrahedronun iki köşesinde, oksijenin bağ yapmayan elektron çiftlerinin ise diğer iki köşede yer aldığı gösterilmektedir.
- H–O–H bağ açısı, bağ yapmayan orbitallerin oluşturduğu itme nedeniyle ideal tetrahedral açı olan $109,5^\circ$ yerine $104,5^\circ$ değerindedir.





Su Molekölünün Dipolar Yapısı

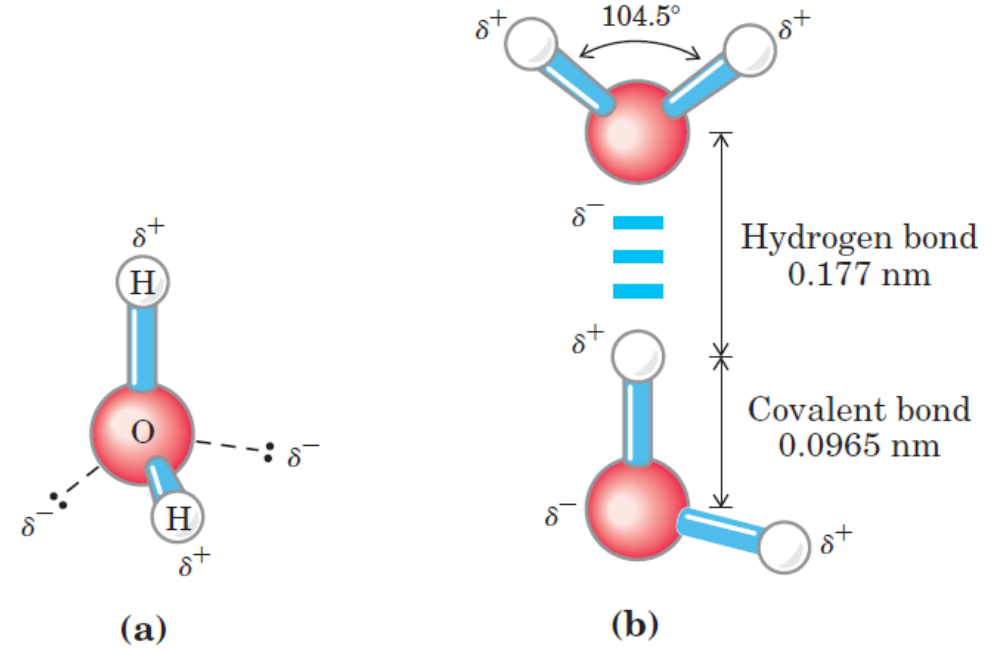
- Oksijen çekirdeği elektronları hidrojen çekirdeklerinden daha güçlü çektiği için ortak elektronlar çoğunlukla oksijen atomunun yakınında bulunur.
- Elektronların eşit olmayan dağılımı, oksijen üzerinde kısmi negatif yük, her bir hidrojen üzerinde ise kısmi pozitif yük meydana getirir.
- Bu yük ayrımı nedeniyle su molekülü elektriksel bir dipol özelliği taşır.
- Figür a, su molekülünün dipolar yapısını ve hidrojen bağlarının oluşumunda rol oynayan kısmi yükleri göstermektedir.





Su Molekülleri Arasında Hidrojen Bağı Oluşur

- Bir su molekülünün elektronegatif oksijen atomu ile başka bir su molekülünün kısmi pozitif yüklü hidrojen atomu arasında elektrostatik çekim oluşur.
- Bu çekim hidrojen bağı olarak adlandırılır ve yandaki figürde üç paralel mavi çizgiyle gösterilir.
- Figür b'de, hidrojen bağının yaklaşık 0.177 nm uzunluğunda olduğu ve yaklaşık 0.0965 nm uzunluğundaki kovalent O–H bağından daha uzun olduğu görülmektedir.
- Her su molekülü, iki hidrojen atomu ve iki bağ yapmayan elektron çifti sayesinde çevresindeki su molekülleriyle toplam dört hidrojen bağı kurabilir.





Hidrojen Bağlarının Gücü ve Sürekli Yenilenmesi

- Sıvı sudaki hidrojen bağlarının ayrışma enerjisi yaklaşık 23 kJ/mol iken kovalent O–H bağını kırmak için yaklaşık 470 kJ/mol enerji gerekir.
- Buna göre bir hidrojen bağı, kovalent O–H bağının enerjisinin yalnızca yaklaşık %5'i kadar bir bağ enerjisine sahiptir.
- Oda sıcaklığında su moleküllerinin kinetik enerjisi hidrojen bağlarını kolayca kırıp yeniden oluşturabildiği için bu bağların ömrü yalnızca 1–20 pikosaniye kadardır.
- Herhangi bir anda sıvı sudaki moleküllerin çoğu hidrojen bağı kurmuş durumdadır; bağlar sürekli olarak kırılır ve aynı ya da farklı ortaklarla yeniden oluşur.





Hidrojen Bağı Ağı Suyun Kohezyonunu Artırır

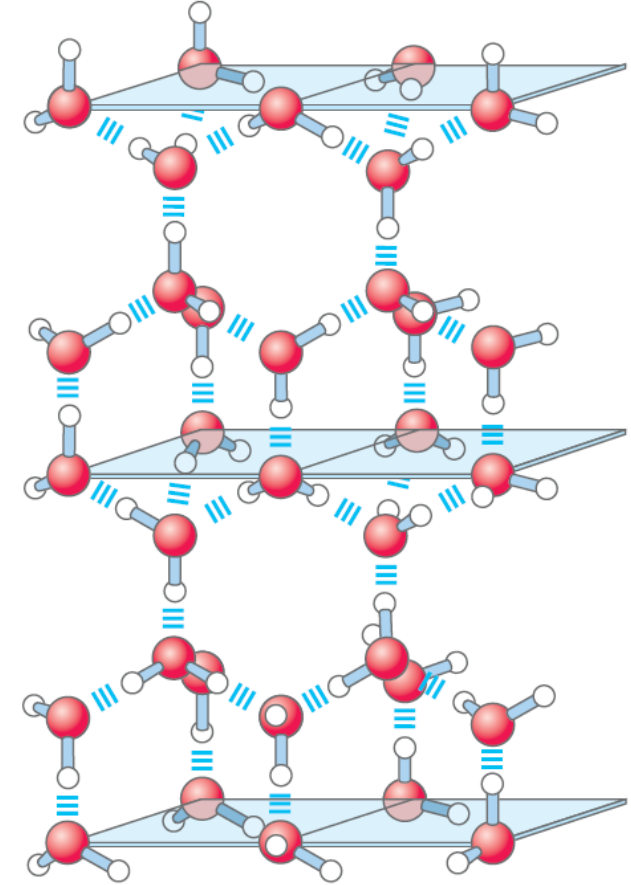
- Sıvı sudaki kısa ömürlü hidrojen bağları sürekli değişen, ancak oldukça geniş bir moleküler ağ meydana getirir.
- Bu geniş ağ, suyun iç kohezyonunun güçlü olmasını sağlar ve proteinler ile nükleik asitler gibi büyük moleküllerin kendi aralarında ve birbirleriyle etkileşmesine aracılık eder.
- Su molekülleri arasındaki tetrahedral orbital düzenlenmesi, her bir molekülün en fazla dört komşu su molekülüyle hidrojen bağı kurmasına olanak verir.
- Sıvı suyun oda sıcaklığı ve atmosfer basıncındaki molekülleri düzensiz ve sürekli hareketli olduğundan bir su molekülü ortalama 3,4 komşusuyla hidrojen bağı kurar.





Buzda Düzenli Hidrojen Bağı Ağı

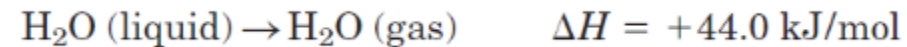
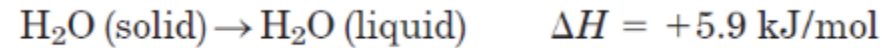
- Su donduğunda her su molekülü dört hidrojen bağı kurar ve moleküller düzenli bir kristal örgü içinde sabitlenir.
- Yandaki figür, buzdaki su moleküllerinin dört komşu molekülle hidrojen bağı kurarak oluşturduğu düzenli yapıyı göstermektedir.
- Buzdaki kristal örgü, sıvı sudaki düzensiz yapıdan daha az yoğundur.
- Bu yoğunluk farkı buzun sıvı su üzerinde yüzmesini sağlar.





Erime ve Buharlaşma Isı Gerektirir

- Hidrojen bağlarının kristal örgüyü kararsızlaştıracak kadarı kırıldığında buz erir; suyun buharlaşması ise moleküllerin sıvı fazdan ayrılabilmesi için ilave enerji alınmasını gerektirir.
- Buz erirken ya da su buharlaşırken sistem çevresinden ısı alır ve böylece sistemin entalpisi artar.
- Katı suyun sıvı suya dönüşümünde entalpi değişimi $\Delta H = +5.9 \text{ kJ/mol}$ değerindedir.
- Sıvı suyun gaz hâline dönüşümünde ise entalpi değişimi $\Delta H = +44.0 \text{ kJ/mol}$ olur.





Faz Değişimlerinde Entalpi ve Entropi

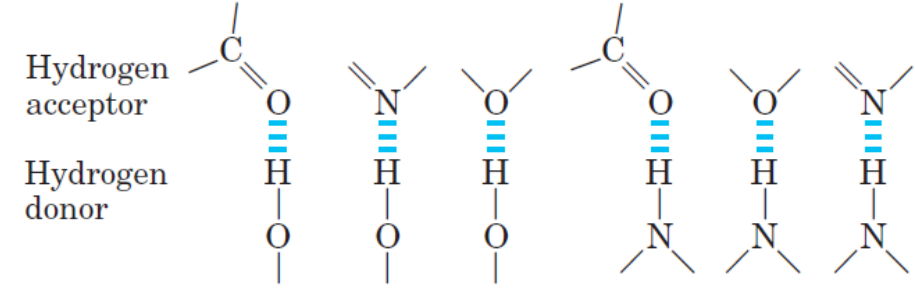
- Erime ve buharlaşma sırasında düzenli su molekülü toplulukları daha düzensiz hâle geçtiği için sistemin entropisi artar.
- Oda sıcaklığında hem buzun erimesi hem de suyun buharlaşması, çevreden enerji alınmasını gerektiren endotermik süreçlerdir.
- Bir sürecin kendiliğinden gerçekleşebilmesi için serbest enerji değişiminin negatif olması gerekir ve bu ilişki $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ eşitliğiyle ifade edilir.
- Erime ve buharlaşmada ΔH pozitif olmasına rağmen entropideki artışın sağladığı yeterince büyük pozitif ΔS değeri, ΔG 'yi negatif hâle getirerek bu değişimleri yönlendirir.





Polar Çözünenler Suyla Hidrojen Bağı Kurar

- Hidrojen bağları yalnızca su molekülleri arasında değil, bir elektronegatif atom ile başka bir elektronegatif atoma kovalent olarak bağlı hidrojen atomu arasında da kolaylıkla oluşur.
- Hidrojen bağında elektronegatif atomlardan biri hidrojen alıcısı, hidrojen atomunun bağlı olduğu diğer elektronegatif atom ise hidrojen vericisi olarak görev yapar.
- Oksijen ve azot atomlarının hidrojen bağlarındaki verici ve alıcı rolleri yandaki figürde yaygın biyolojik örnekler üzerinden gösterilmiştir.
- Karbon atomuna kovalent olarak bağlanmış hidrojenler, karbonun yalnızca sınırlı ölçüde elektronegatif olması nedeniyle hidrojen bağlarının oluşumuna katılmaz.





Hidrojen Bağları Moleküllerin Fiziksel Özelliklerini Etkiler

- Karbon ile hidrojen arasındaki bağlar çok zayıf polar olduğundan bütan molekülleri arasında hidrojen bağı oluşmaz.
- Bütanolde bulunan polar hidroksil grubu ise moleküller arasında hidrojen bağlarının kurulmasına olanak verir.
- Bu farklılık, bütanolün kaynama noktasının 117 °C olmasına karşılık bütanın kaynama noktasının -0.5 °C olmasını açıklar.
- Hidrojen bağlarının etkisi, bütanolün kaynama noktasının apolar yapıdaki bütaninkinden çok daha yüksek olmasına yol açar.

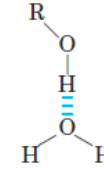




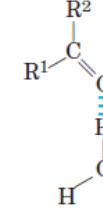
Yüksüz Polar Biyomoleküllerin Suda Çözünmesi

- Şekerler gibi yüksüz fakat polar biyomoleküller, sahip oldukları hidroksil grupları sayesinde suda kolaylıkla çözünür.
- Şekerlerin hidroksil grupları veya karbonil oksijenleri ile polar su molekülleri arasında hidrojen bağları kurulur.
- Alkoller, aldehitler, ketonlar ve N–H bağı taşıyan bileşikler de su molekülleriyle hidrojen bağları oluşturarak suda çözünme eğilimi gösterir.
- Yandaki figür, alkol ile su, keton ile su, polipeptitlerin peptit grupları ve DNA'daki tamamlayıcı bazlar arasında oluşan biyolojik açıdan önemli hidrojen bağlarını göstermektedir.

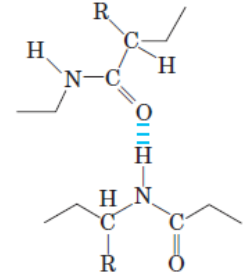
Between the hydroxyl group of an alcohol and water



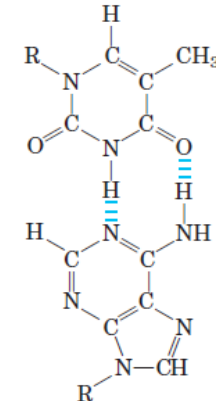
Between the carbonyl group of a ketone and water



Between peptide groups in polypeptides



Between complementary bases of DNA



Thymine

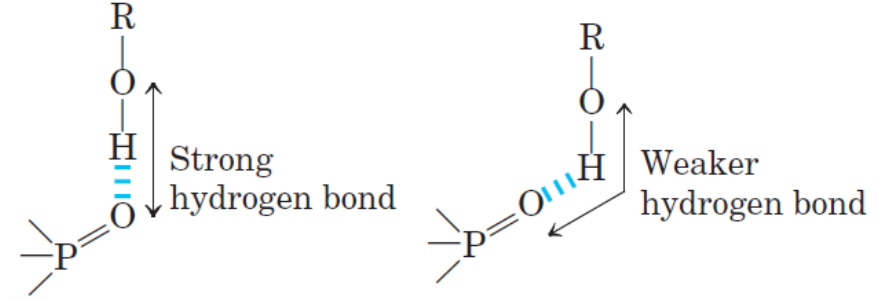
Adenine





Hidrojen Bağlarının Yönelime Bağlı Gücü

- Hidrojen bağları, bağlanan moleküller elektrostatik etkileşimi en yüksek düzeye çıkaracak biçimde yöneldiğinde en güçlü hâle gelir.
- En uygun düzenlenmede hidrojen atomu ile elektronegatif atomlar aynı doğru üzerinde bulunur ve hidrojen bağı düz bir geometri kazanır.
- Yandaki figürde, hidrojen vericisi ile hidrojen alıcısı arasındaki doğrusal düzenlenmenin güçlü, açılı düzenlenmenin ise daha zayıf bir hidrojen bağı oluşturduğu gösterilmektedir.
- Hidrojen bağlarının bu yönlülüğü, belirli bir geometrik düzen içinde iki hidrojen bağı molekülü veya moleküler grubu bir arada tutabilmesini sağlar.





Hidrojen Bağları Üç Boyutlu Yapıları Kararlılaştırır

- Bir hidrojen bağının en güçlü olabilmesi için hidrojen alıcının yörüngesi ile verici atom ve hidrojen arasındaki bağın aynı doğrultuda bulunması gerekir.
- Bu doğrusal düzenlenme, hidrojenin kısmi pozitif yükünü verici ve alıcı elektronegatif atomların kısmi negatif yükleri arasına yerleştirir.
- Hidrojen bağları protein ve nükleik asit moleküllerinde çok sayıda bulunarak bu yapıların hassas üç boyutlu düzenlerinin oluşmasına katkıda bulunur.
- Böylece tek tek zayıf olan hidrojen bağları, uygun geometrik düzen içinde birlikte etkili olarak biyomoleküllerin yapısal kararlılığını destekler.





Su Yüklü Çözünenlerle Elektrostatik Olarak Etkileşir

- Su polar bir çözücü olduğu için çoğu biyomolekülü çözebilir ve bu moleküller genellikle yüklü ya da polar bileşiklerdir.
- Suda kolaylıkla çözünen bileşikler hidrofilik, suyu uzaklaştıran apolar çözücülerde daha kolay çözünen maddeler ise hidrofobik olarak adlandırılır.
- Kloroform ve benzen gibi apolar çözücüler, polar biyomoleküller için zayıf çözücüler olmalarına karşılık hidrofobik biyomolekülleri kolaylıkla çözer.





Polar, Apolar ve Amfipatik Biyomoleküller

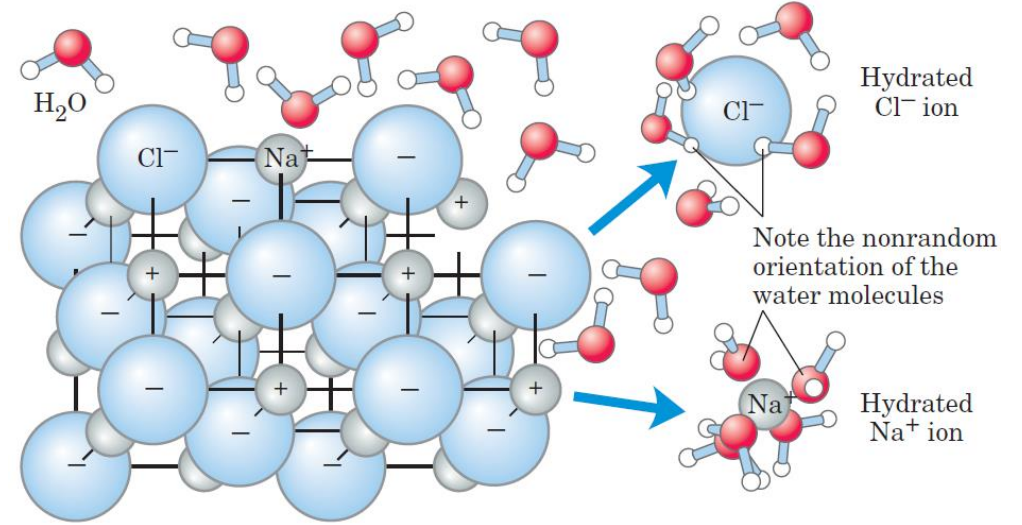
- Polar biyomoleküller, suyla elverişli elektrostatik etkileşimler veya hidrojen bağları kurabilen yüklü ya da polar gruplara sahiptir.
- Apolar biyomoleküllerde suyla güçlü etkileşim kurabilecek gruplar bulunmaz ve bu moleküller apolar çözücülerde daha kolay çözünür.
- Amfipatik biyomoleküller ise aynı yapı içerisinde hem polar hem de apolar bölgeler taşır.





Su İyonları Hidratlayarak Çözer

- Su, NaCl gibi tuzları Na^+ ve Cl^- iyonlarını hidratlayıp kararlı hâle getirerek çözer.
- İyonların hidratlanması, kristal örgü içinde birbirleriyle kurdukları elektrostatik etkileşimleri zayıflatır ve iyonların bir araya gelme eğilimini azaltır.
- Bu çözünme mekanizması, iyonlaşmış karboksilat, protonlanmış amino, fosfat ester ve anhidrit grupları taşıyan yüklü biyomoleküller için de geçerlidir.
- Yandaki figür, su moleküllerinin yüklü grupların çevresinde oluşturduğu hidratasyon düzeninin kristal örgü etkileşimlerini nasıl zayıflattığını göstermektedir.





Hidratasyon Elektrostatik Etkileşimleri Zayıflatır

- Su, çözünen madde ile yeni hidrojen bağları kurarken çözünen moleküller arasındaki eski bağların yerini çözünen–su etkileşimleri alır.
- Bu süreç, çözünen moleküller arasındaki elektrostatik etkileşimleri belirgin biçimde zayıflatır.
- Suyun elektrostatik etkileşimleri perdeleme gücü, onun yüksek dielektrik sabitinden kaynaklanır.
- Bir çözeltide iki iyonik grup arasındaki etkileşim kuvveti, yüklerin büyüklüğüne, aralarındaki uzaklığa ve çözeltinin dielektrik sabitine bağlıdır.

$$F = \frac{Q_1 Q_2}{\epsilon r^2}$$





Dielektrik Sabiti İyonik Etkileşimlerin Gücünü Belirler

- Aşağıdaki denklemde Q_1 ve Q_2 iyonik grupların yüklerini, r bu gruplar arasındaki uzaklığı, ϵ ise çözücünün dielektrik sabitini ifade eder.
- Suyun 25 °C'deki dielektrik sabiti 78.5 iken oldukça apolar bir çözücü olan benzenin dielektrik sabiti 4.6'dır.
- Bu nedenle çözünmüş iyonlar arasındaki iyonik etkileşimler, suda apolar ortamlara göre çok daha zayıftır.
- İyonik çekim ve itme kuvvetleri, su içinde çözücünün perdeleyici etkisine bağlı olarak yalnızca yaklaşık 10–40 nm uzaklıklar boyunca etkili olur.

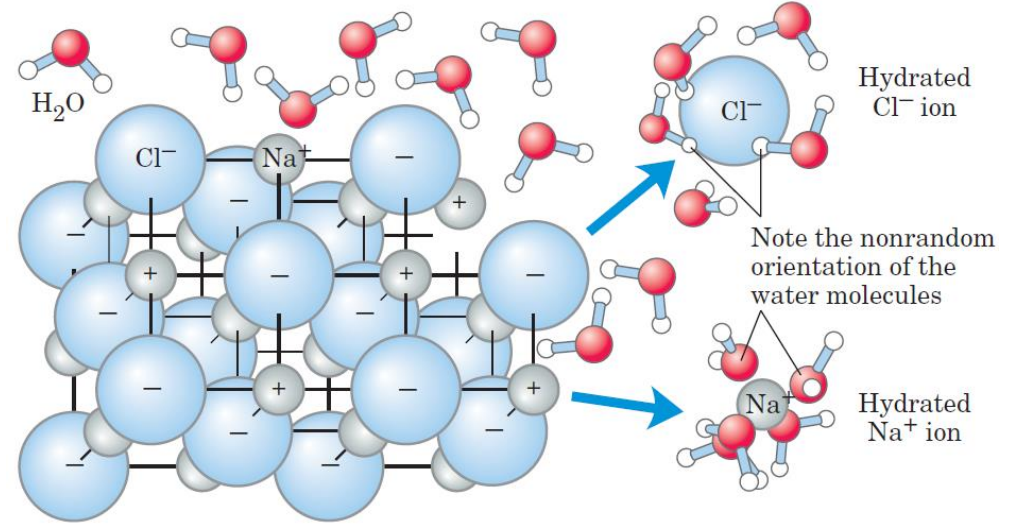
$$F = \frac{Q_1 Q_2}{\epsilon r^2}$$





Su Tuzları İyonlarına Ayırarak Çözer

- Su, birçok kristal tuzu meydana getiren iyonları hidratlayarak çözebilir.
- Yandaki figürde, su moleküllerinin Na^+ ve Cl^- iyonlarının çevresinde yönelerek hidratasyon tabakaları oluşturduğu gösterilmektedir.
- İyonlar çevresinde kümelenen su molekülleri, iyonik yüklerin diğer iyonlar üzerindeki etkisini perdeler ve kristal örgüyü bir arada tutan elektrostatik çekimlerin zayıflamasını sağlar.
- Böylece kristal örgü bozulur ve hidratlanmış Na^+ ile Cl^- iyonları çözelti içinde serbestçe hareket edebilir.

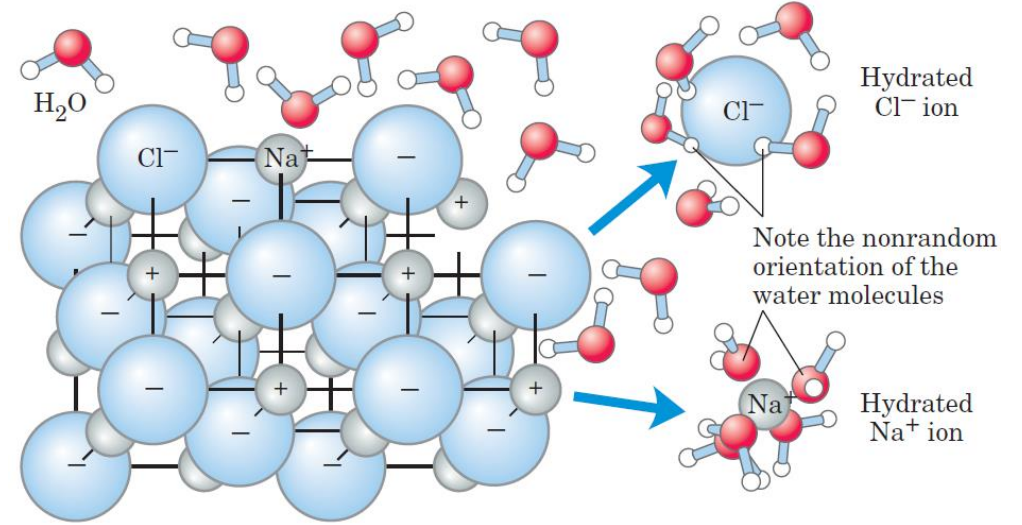




Kristal Maddeler Çözündüğünde Entropi Artar

- NaCl gibi bir tuz çözündüğünde Na^+ ve Cl^- iyonları kristal örgüden ayrılarak daha geniş bir hareket serbestliği kazanır.
- Yandaki figürde gösterilen bu hareket serbestliği, sistemin düzensizliğini ve dolayısıyla entropisini büyük ölçüde artırır.
- Tuzların suda çözünmesinde entalpi değişimi küçük ve pozitif, $T\Delta S$ değeri ise büyük ve pozitif olduğundan çözünmenin serbest enerji değişimi negatif olur.
- Bu termodinamik ilişki, tuzların suda kendiliğinden çözünmesini sağlar.

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$





Apolar Gazlar Suda Yeterince Çözünmez

- Biyolojik açıdan önemli CO_2 , O_2 ve N_2 molekülleri apolar yapıdadır.
- O_2 ve N_2 'de elektronlar iki atom arasında eşit paylaşılırken CO_2 'deki polar $\text{C}=\text{O}$ bağlarının dipolleri zıt yönlü oldukları için birbirlerinin etkisini ortadan kaldırır.
- Bu gazların çözeltiye geçmesi moleküllerin hareketini sınırlandırarak entropinin azalmasına yol açarken, aynı zamanda su moleküllerinin daha düzenli hâle gelmesine neden olur.
- Çözeltiye girdiklerinde oluşan entropi azalması, bu gazların suda çok düşük düzeyde çözünmesinin temel nedenidir.



İZLE



Gazların Sudaki Çözünürlüğü Polariteye Bağlıdır

- Apolar azotun sudaki çözünürlüğü 40 °C'de 0.018 g/L, oksijenin 50 °C'de 0.035 g/L ve karbondioksitin 45 °C'de 0.97 g/L düzeyindedir.
- Polar amonyanın çözünürlüğü 10 °C'de 900 g/L, polar hidrojen sülfürün çözünürlüğü ise 40 °C'de yaklaşık 1.860 g/L'dir.

Bi Dünya Biyoloji



Bektaş Tepe
gezimania_tr



Bazı Organizmalar Gazların Taşınmasını Kolaylaştırır

- Bazı canlılar, polar olmayan ve suda az çözünen gazların taşınmasını kolaylaştıran suda çözünür taşıyıcı proteinlere sahiptir.
- Hemoglobin oksijenin kanla taşınmasını sağlarken miyoglobin kas hücrelerinde oksijeni bağlar ve hücre içindeki kullanımını kolaylaştırır.
- Karbondioksit karbonik asit oluşturduktan sonra iyonlaşabilir ve kanda çoğunlukla serbest bikarbonat iyonu ya da hemoglobine bağlı karbamat biçiminde taşınır.
- NH_3 ve H_2S polar yapıları ve sulu ortamda iyonlaşabilmeleri nedeniyle suda apolar gazlardan daha kolay çözünür; çok zayıf polar olan NO ise suda sınırlı çözünür ve NH_3 ile H_2S gibi iyonlaşmaz.





Apolar Bileşikler Suyun Yapısını Değiştirir

- Su benzen veya hekzanla karıştırıldığında iki ayrı faz oluşur ve sıvıların hiçbiri diğesinde belirgin ölçüde çözünmez.
- Apolar bileşikler suda hidrojen bağı kuramaz ve su molekülleriyle enerji bakımından elverişli etkileşimler oluşturamaz.
- Buna karşın bu bileşikler, çevrelerindeki su molekülleri arasındaki hidrojen bağlarının oluşumunu etkiler.
- Sulu çözeltide bulunan bütün molekül ve iyonlar yakın çevrelerindeki su moleküllerinin hidrojen bağlarıyla etkileşse de polar ve yüklü çözünenler suyla yeni etkileşimler kurabilir.



Hidrofobik Çözünenlerin Çözünmesi Entropiyi Azaltır

- NaCl gibi polar veya iyonik çözünenler, su–su hidrojen bağlarının yerine yeni çözünen–su etkileşimleri kurarak entalpi değişimini genellikle küçük tutar.
- Hidrofobik çözünenler ise bu kaybı telafi edecek yeni etkileşimler oluşturamadığından suya eklenmeleri küçük bir entalpi artışına yol açabilir.
- Hidrofobik bir bileşiğin çözünmesi çevreden enerji alınmasını gerektirdiği gibi su moleküllerinin düzenlenmesi nedeniyle entropide ölçülebilir bir azalma oluşturur.
- Apolar çözünenin çevresindeki su molekülleri hareket ve yönelim bakımından kısıtlanarak oldukça düzenli, kafes benzeri bir tabaka meydana getirir.





Hidrofobik Çözünme Termodinamik Olarak Elverişsizdir

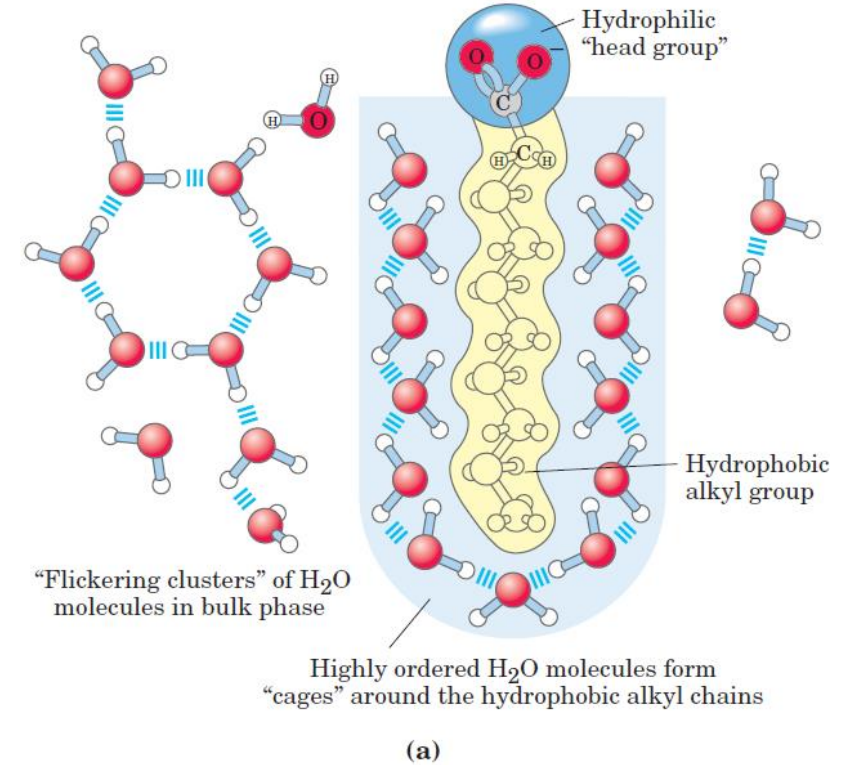
- Apolar çözüneni çevreleyen düzenli su tabakası klatrat olarak adlandırılan kristal yapılardaki kadar düzenli olmasa da suyun entropisini azaltır.
- Düzenlenen su moleküllerinin sayısı ve buna bağlı entropi azalması, apolar çözünenin suyla temas eden yüzey alanıyla orantılıdır.
- Apolar bir bileşiğin su içindeki serbest enerji değişimi $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ eşitliğiyle değerlendirilir.
- Bu süreçte ΔH pozitif ve ΔS negatif olduğundan ΔG pozitif olur ve apolar bileşiğin suda çözünmesi termodinamik olarak elverişsiz hâle gelir.





Amfipatik Bileşikler İki Farklı Bölge Taşır

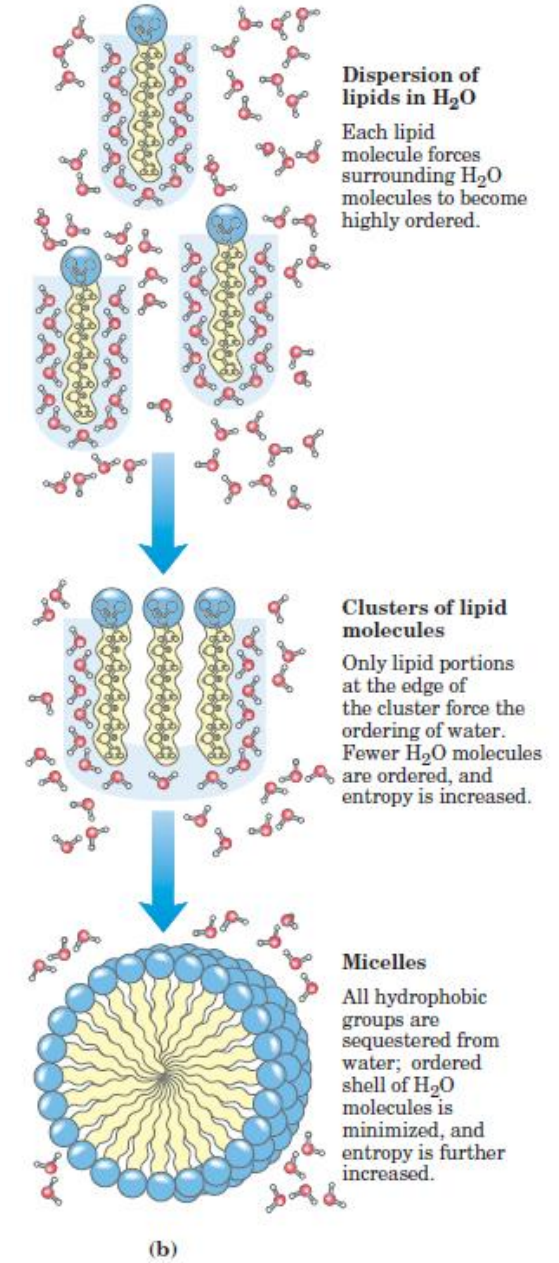
- Amfipatik bileşikler, aynı molekül içerisinde polar ya da yüklü bölgeler ile apolar bölgeleri birlikte bulundurur.
- Amfipatik bir bileşik suyla karıştırıldığında polar ve hidrofilik bölgesi çözücüyle elverişli etkileşimler kurarak çözünme eğilimi gösterir.
- Apolar ve hidrofobik bölge ise suyla temas etmekten kaçınarak diğer apolar bölgelerle bir araya gelir.
- Yandaki figürde, uzun zincirli bir yağ asidinin hidrofilik baş grubu ile oldukça hidrofobik alkil zinciri ve bu zincirin çevresinde düzenlenen su molekülleri gösterilmektedir.





Amfipatik Moleküller Miseller Oluşturur

- Amfipatik moleküllerin apolar bölgeleri bir araya gelerek suyla temas eden en küçük hidrofobik yüzeyi oluştururken polar bölgeler sulu çözücüyle en fazla etkileşimi kuracak biçimde yönelir.
- Bu düzenlenme sonucunda misel adı verilen kararlı yapılar oluşabilir ve bir misel yüzlerce ya da binlerce amfipatik molekül içerebilir.
- Yandaki figürde, dağınık lipit moleküllerinin önce kümелendiği, ardından bütün hidrofobik bölgelerin sudan uzaklaştırıldığı bir misel oluşturduğu görülmektedir.
- Misel oluşurken daha az sayıda su molekülü düzenli hâlde tutulduğu için entropi artar ve yapı termodinamik olarak kararlılaşır.





Hidrofobik Etkileşimler Moleküler Kümelenmeyi Sağlar

- Apolar bölgeleri bir arada tutan kuvvetler hidrofobik etkileşimler olarak adlandırılır.
- Hidrofobik etkileşimlerin gücü, apolar moleküller arasındaki özgün bir çekimden değil, sistemin termodinamik kararlılığa ulaşma eğiliminden kaynaklanır.
- Apolar bölgelerin kümelenmesi, bu bölgelerin çevresinde düzenlenmesi gereken su moleküllerinin sayısını en aza indirir.
- Böylece sistem daha az sayıda su molekülünü düzenli durumda tutar ve daha yüksek bir entropiye ulaşır.





Hidrofobik Etkileşimler Biyomoleküler Yapıları Destekler

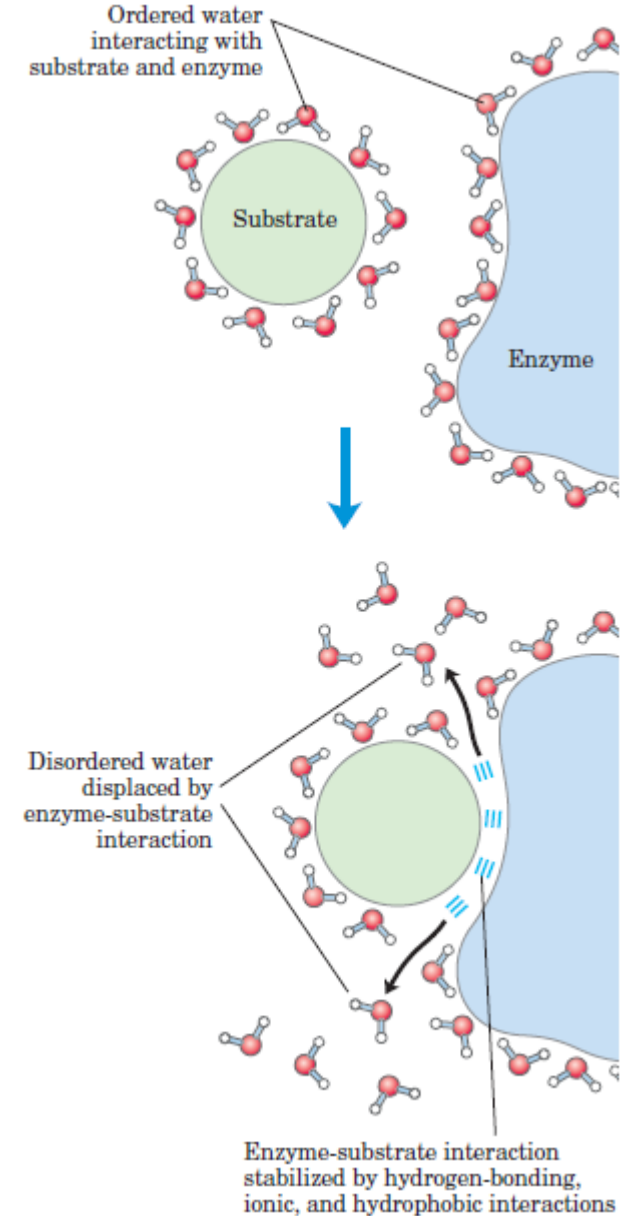
- Proteinler, pigmentler, bazı vitaminler, steroller ve zar fosfolipitleri polar ve apolar yüzey bölgelerini birlikte taşıyan amfipatik biyomoleküllerdir.
- Bu moleküllerden oluşan yapılar, apolar bölgeler arasındaki hidrofobik etkileşimlerle kararlı hâle gelir.
- Fosfolipitler ve bazı proteinlerdeki hidrofobik etkileşimler, biyolojik zarların yapısını belirleyen en önemli etkenler arasında yer alır.
- Apolar amino asitler arasındaki hidrofobik etkileşimler, proteinlerin üç boyutlu yapılarının kararlı hâle gelmesine de katkı sağlar.





Düzenli Suyun Serbestleşmesi Enzim-Substrat Bağlanmasını Destekler

- Su ile polar çözünenler arasındaki hidrojen bağları da su moleküllerinde belirli bir düzen oluşturur, ancak bu enerji etkisi apolar çözünenlerdeki kadar belirgin değildir.
- Polar bir substratın enzimin tamamlayıcı polar yüzeyine bağlanmasında etkili olan kuvvetlerden biri, düzenli su moleküllerinin enzim ve substrat yüzeylerinden uzaklaştırılmasıdır.
- Yandaki figürde, başlangıçta hem enzimin hem de substratın çevresinde bulunan düzenli su moleküllerinin bağlanma sırasında yerlerinden ayrılarak daha düzensiz hâle geldiği gösterilmektedir.
- Suyun serbestleşmesiyle ortaya çıkan entropi artışı, hidrojen bağları ile iyonik ve hidrofobik etkileşimlerin de katkısıyla enzim-substrat kompleksinin oluşumunu destekler.





van der Waals Etkileşimlerinin Oluşumu

- Yüksüz iki atom birbirine çok yaklaştığında, çevrelerindeki elektron bulutları karşılıklı olarak birbirini etkiler.
- Elektronların konumlarındaki rastlantısal değişimler, bir atomda geçici bir elektriksel dipol meydana getirir.
- Bu geçici dipol, yakındaki atomda kendisine zıt yönlü başka bir dipol oluşmasına neden olur.
- İki dipol arasındaki zayıf çekim kuvveti, van der Waals etkileşimi veya London kuvveti olarak adlandırılır.





van der Waals Temas Uzaklığı

- İki atomun çekirdekleri birbirine yaklaştıkça elektron bulutları örtüşmeye başlar ve çekirdekler arasında itme oluşur.
- van der Waals temasında çekirdekler, net çekimin en yüksek olduğu en uygun uzaklıkta bulunur.
- Her atom, başka bir atomun yaklaşmasına izin verdiği sınırı ifade eden karakteristik bir van der Waals yarıçapına sahiptir.
- Uzay-dolgu molekül modellerinde atomların büyüklükleri, van der Waals yarıçaplarıyla orantılı olarak gösterilir.



Atomların van der Waals Yarıçapları

- Hidrojenin van der Waals yarıçapı 0.11 nm iken oksijen ve azot için bu değer 0.15 nm'dir.
- Karbon, kükürt, fosfor ve iyodun van der Waals yarıçapları sırasıyla 0.17, 0.18, 0.19 ve 0.21 nm'dir.
- Bu değerler, aynı elementler için verilen tekli bağ kovalent yarıçaplarından daha büyüktür.





van der Waals Yarıçapı ile Kovalent Yarıçap Farkı

- Tekli bağ kovalent yarıçapı hidrojen için 0.030 nm, oksijen için 0.066 nm'dir.
- Azot ve karbonun tekli bağ kovalent yarıçapları sırasıyla 0.070 ve 0.077 nm'dir.
- Kükürt, fosfor ve iyot için bu değerler sırasıyla 0.104, 0.110 ve 0.133 nm'dir.
- Kovalent bağ yarıçapı, tekli bağla birleşen aynı tür iki atomun çekirdekleri arasındaki uzaklığın yarısıdır.





Zayıf Etkileşimlerin Enerjileri

- Hidrojen bağları ile iyonik, hidrofobik ve van der Waals etkileşimleri, kovalent bağlardan çok daha zayıftır.
- Bir mol C–C tekli bağını kırmak için yaklaşık 350 kJ/mol enerji gerekir.
- Buna karşılık tipik bir hidrojen bağını kırmak yaklaşık 4–30 kJ/mol enerji gerektirir.
- Ancak tipik bir van der Waals etkileşimini bozmak için yaklaşık 4 kJ/mol enerji yeterlidir.





Sulu Ortam Zayıf Etkileşimleri Etkiler

- Hidrofobik etkileşimler kovalent bağlardan çok daha zayıftır; ancak derişik tuz çözeltisi gibi yüksek polariteli çözücü ortamlarda güçlenebilir.
- İyonik etkileşimlerin ve hidrojen bağlarının gücü, çözücünün polaritesine ve çözünmüş tuzların varlığına bağlıdır.
- Bu etkileşimler kovalent bağlardan zayıf olsa da sulu ortamda yaklaşık 25 °C'de önemli biyolojik etkiler gösterebilir.
- Çözünen ile su arasındaki hidrojen bağları ve iyon–dipol etkileşimleri sürekli olarak kurulup bozulur.





Biyomoleküllerdeki Başlıca Zayıf Etkileşimler

- Hidrojen bağları yüksüz gruplar arasında veya peptit bağlarının farklı bölümleri arasında kurulabilir.
- İyonik etkileşimler, zıt yükler arasında çekim ve aynı yükler arasında itme biçiminde ortaya çıkar.
- Hidrofobik ve van der Waals etkileşimleri de biyomoleküllerin uygun biçimde bir araya gelmesine katkıda bulunur.





Çok Sayıda Zayıf Etkileşim Birlikte Güçlenir

- Her zayıf etkileşimin tek başına enerjisi düşük olsa da çok sayıdaki etkileşimin birleşik etkisi büyük olabilir.
- Bir enzimin substratına bağlanması, birden fazla hidrojen bağı ile iyonik ve hidrofobik etkileşim içerebilir.
- Bu bağların oluşması sistemin serbest enerjisinde net bir azalma meydana getirir.
- Böylece çok sayıdaki zayıf etkileşim, biyomoleküllerin kararlı biçimde bağlanmasını sağlayabilir.





Bağlanma Enerjisi ve Moleküler Kararlılık

- Kovalent olmayan bir etkileşimin oluşması sırasında açığa çıkan enerji, bağlanma enerjisi olarak adlandırılır.
- Bir hidrojen bağı, izole koşullarda yalnızca birkaç saniyenin milyarda biri kadar varlığını sürdürebilir.
- Çok sayıda etkileşimle birleşen iki biyomolekül ise saniyeler boyunca bağlı kalabilir.
- Bağlanmanın kararlılığı, serbest enerji değişiminin büyüklüğüyle ilişkilidir.





Moleküler Tanıma Birçok Etkileşime Dayanır

- Bir enzim ile substratının kararlı ve seçici biçimde bağlanması, çok sayıdaki kovalent olmayan etkileşimin birlikte katkı sağlamasına dayanır.
- Etkileşimlerden bazıları geçici olarak bozulduğunda diğerlerinin korunması ve bozulan temasların yeniden kurulabilmesi, kompleksin ayrılmasını zorlaştırır.
- Yirmi zayıf etkileşimle bağlanan iki molekül, tek etkileşimle bağlananlardan çok daha kararlı bir birliktelik oluşturur.
- Çok sayıdaki zayıf bağın ortak etkisi, karmaşık biyolojik yapıların oluşmasında temel bir ilke oluşturur.





Zayıf Etkileşimler Makromoleküler Yapıları Belirler

- Proteinler, DNA ve RNA, çok sayıda hidrojen bağı ile iyonik, van der Waals ve hidrofobik etkileşim kurabilir.
- Bu küçük bağlanma kuvvetlerinin birleşik etkisi, makromolekül içinde oldukça büyük bir kararlılık oluşturabilir.
- Belirli çevresel koşullarda makromoleküllerin en kararlı doğal yapısı, molekül içi ve çözücüyle kurulan etkileşimler ile entropik katkıların sonucunda Gibbs serbest enerjisinin en düşük olduğu yapıdır.
- Polipeptit veya polinükleotit zincirlerinin üç boyutlu yapıya katlanması da bu temel ilke tarafından yönlendirilir.





Özgöl Bağlanma Moleküler Tamamlayıcılık Gerektirir

- Bir antijenin özgöl antikoru bağlanması, çok sayıdaki zayıf etkileşimin ortak etkisine dayanır.
- Enzimlerin substratlarına bağlanması sırasında açığa çıkan enerji, enzimatik katalizin önemli enerji kaynaklarından biridir.
- Bir hormonun veya nörotransmitterin reseptörüne bağlanması da çok sayıda kovalent olmayan etkileşim içerir.
- Moleküller arasındaki tamamlayıcılık, zıt yükler ile hidrofilik ve hidrofobik grupların uygun yüzeylerde karşılaşmasını sağlar.





Büyük Moleküller Çok Sayıda Temas Noktası Oluşturur

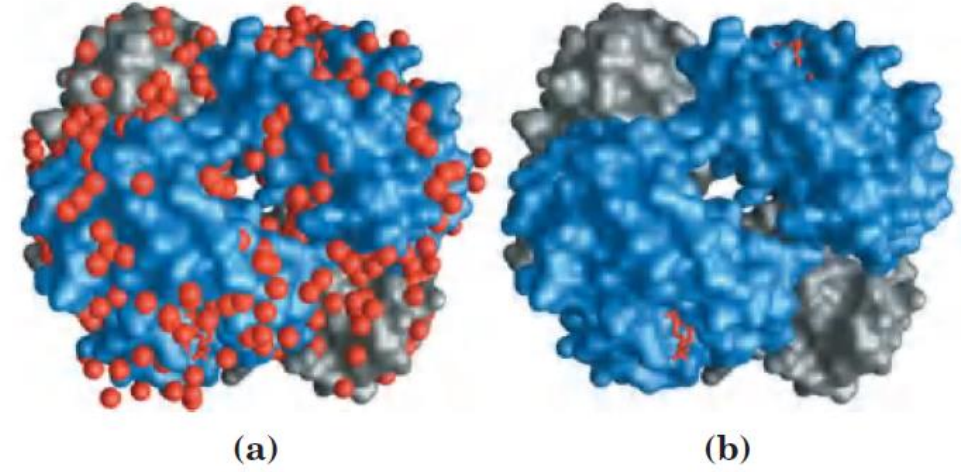
- Enzimlerin ve reseptörlerin boyutları, bağlandıkları substrat veya ligandlara göre oldukça büyüktür.
- Geniş moleküler yüzeyler, zayıf etkileşimlerin oluşabileceği çok sayıda temas noktası sağlar.
- Moleküler düzeyde tamamlayıcılık, karşılıklı etkileşen yüzeylerin kimyasal özellikleri arasındaki uyumu yansıtır.
- Polar, yüklü ve hidrofobik grupların karşılıklı yerleşimi, bağlanmanın özgüllüğünü ve kararlılığını belirler.





Proteinlerin Yapısında Bağlı Su Bulunabilir

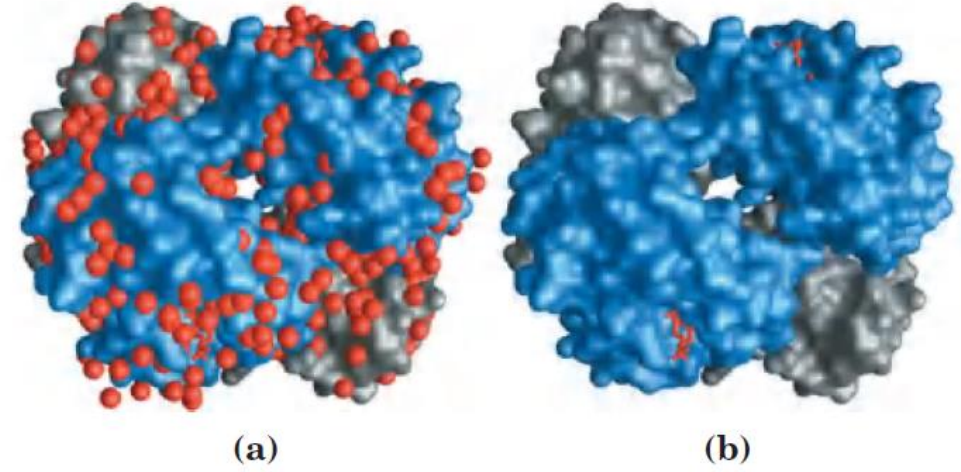
- Bazı proteinlerin üç boyutlu yapılarında, çözücüdeki toplu sudan farklı özellikler gösteren sıkıca bağlı su molekülleri bulunur.
- Figür a, hemoglobin kristal yapısının yüzeyindeki sıkıca bağlı su moleküllerini kırmızı kürelerle göstermektedir.
- Bu su molekülleri düzenli bir yapının parçası olduğu için X-ışını kırınım desenini etkiler.
- Sıkıca bağlı su molekülleri, proteinin kristal yapısının ayrılmaz bileşenleri olarak değerlendirilebilir.





Hemoglobindeki Su Moleküllerinin Dağılımı

- Figür b, hemoglobin yapısındaki bağlı su molekülleri çıkarıldığında protein yüzeyini göstermektedir.
- Figürde hemoglobinin iki α alt birimi gri, iki β alt birimi ise mavi renkle gösterilmiştir.
- Her alt birim, içinde sıkıca bağlı bir hem grubu taşıyan cebe sahiptir.
- Yandaki figür, bağlı suyun protein yüzeyindeki dağılımını ve yapısal konumunu karşılaştırmalı olarak ortaya koymaktadır.





Bağlı Su Biyolojik Süreçlere Katılabilir

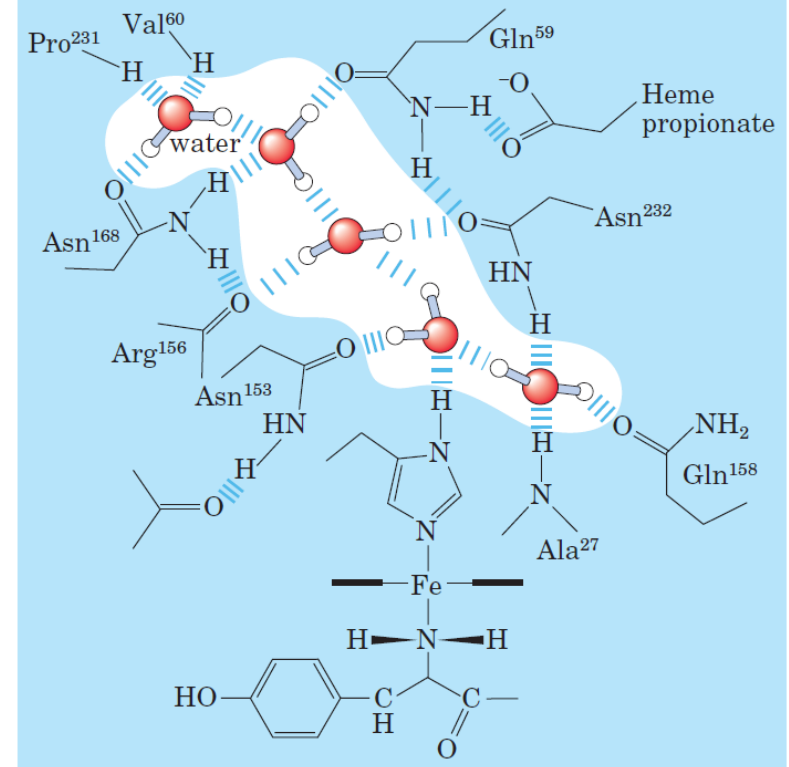
- Sıkıca bağlı su molekülleri, biyomoleküllerin yapılarını belirlemenin yanında bazı biyolojik süreçlere de katılır.
- Işık enerjisiyle çalışan bir proton pompası olan bakteriyorodopsin, proton aktarım yolunda düzenlenmiş su molekülleri içerir.
- Bu su molekülleri, protonların zar boyunca taşınmasına katkıda bulunur.





Sitokrom f İçindeki Su Zinciri

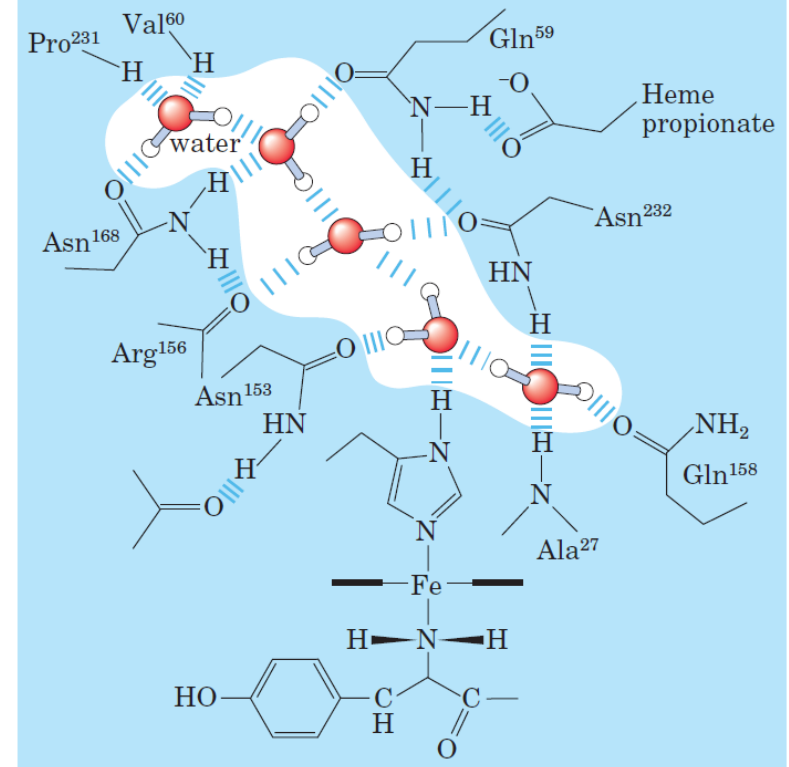
- Yandaki figür, sitokrom f proteininin lümen tarafındaki domeininde gömülü bulunan su moleküllerini göstermektedir.
- Sitokrom f, oksijenli fotosentez zarlarında proton pompalayan sitokrom b₆f kompleksinin bir alt birimidir.
- Beş su molekülü birbirleriyle ve çevredeki protein gruplarıyla hidrojen bağları kurarak L biçimli bir zincir oluşturur.
- Zincir, hem demirinin ligandı His25'ten proteinin lümen tarafındaki yüzeyine doğru uzanır ve olası bir proton aktarım yolu olarak değerlendirilir.





Su Zincirini Kararlılaştıran Etkileşimler

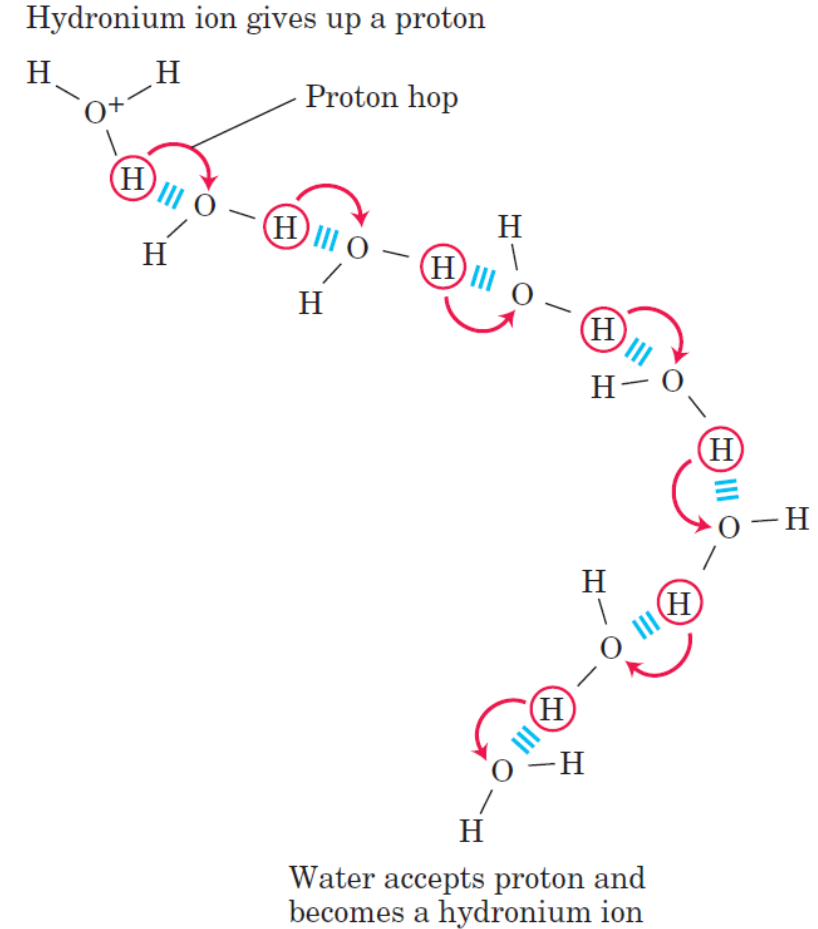
- Yandaki figürde bulunan su molekülleri valin, prolin, arjinin ve alanin kalıntılarıyla peptit omurgası atomlarıyla hidrojen bağları kurar.
- Su zinciri ayrıca üç asparajin ve iki glutamin kalıntısının yan zincirleriyle etkileşir.
- Protein, bağlı bir hem grubu taşır ve hem demiri, indirgenme–yükseltgenme yoluyla fotosentetik elektron aktarımına katılır.
- Bu düzenli hidrojen bağı ağı, su moleküllerini olası bir proton aktarım yoluna uygun konumlarda tutar.





Proton Atlama Mekanizması

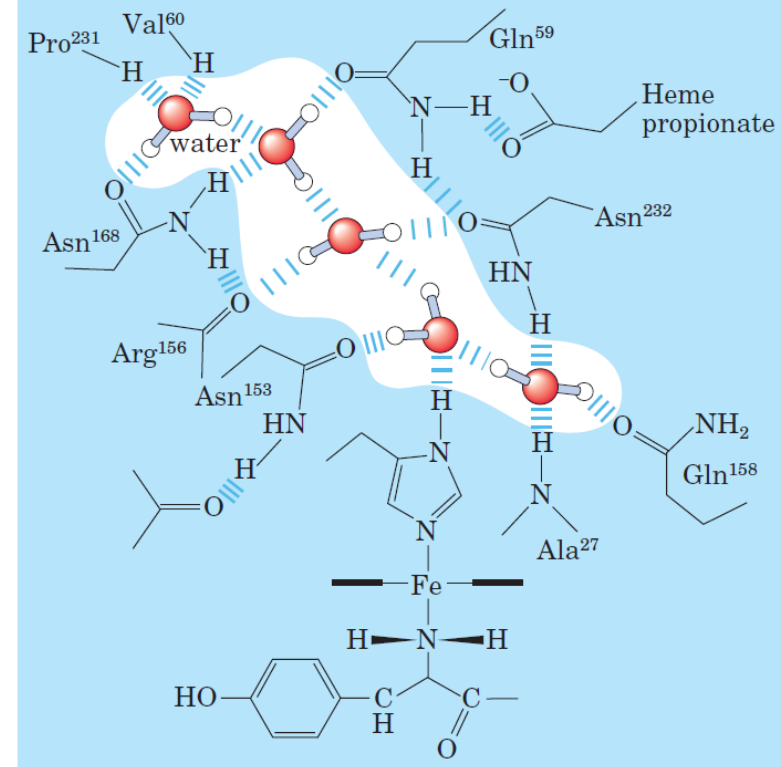
- Sitokrom b₆f kompleksindeki elektron aktarımı, zar boyunca proton taşınmasıyla eşleştirilmiştir.
- Hidrojen bağlarıyla bağlanmış su molekülleri, bazı proteinlerde protonların aktarılabilceği yollar oluşturabilir.
- Proton yükünün su molekülleri arasındaki ardışık bağ düzenlemeleriyle aktarılması proton atlama veya Grotthuss mekanizması olarak adlandırılır.
- Sitokrom f'deki su zincirinin böyle bir proton aktarım yoluna katkı sağlayabileceği öne sürülmüştür.





Su Zincirleri Zar Proteinlerinde İşlev Görür

- Yandaki figür, sitokrom f içindeki su zincirinin protonlar için bir geçiş yolu oluşturabileceğini gösterir.
- Bakteriyorodopsin de proton taşınması için hassas biçimde yönlendirilmiş su moleküllerinden yararlanır.
- Bu örnekler, bağlı suyun proteinlerde yapısal veya işlevsel roller üstlenebileceğini gösterir.
- Düzenlenmiş su molekülleri bakteriyorodopsinde proton taşınmasına doğrudan katılırken, sitokrom f'deki su zincirinin proton aktarımına katkı sağlayabileceği öne sürülmüştür.





Çözünen Maddeler Suyun Fiziksel Özelliklerini Değiştirir

- Çözünen maddeler suyun buhar basıncı, kaynama noktası, donma noktası ve ozmotik basıncı gibi bazı fiziksel özelliklerini değiştirir.
- Bu özellikler, çözeltide bulunan tüm çözünen maddelerin ortak etkisiyle oluştuğu için koligatif özellikler olarak adlandırılır.
- Çözünen maddelerin varlığı, çözeltideki su derişimini saf sudaki değerinin altına düşürerek bu değişimlerin ortaya çıkmasını sağlar.
- Koligatif özellikler, çözünenin kimyasal yapısından çok belirli bir su hacmindeki çözünen parçacıkların sayısına bağlıdır.





Parçacık Sayısı Koligatif Özellikleri Belirler

- Çözeltideki molekül ve iyonların sayısı arttıkça, suyun koligatif özellikleri üzerindeki etki de artar.
- NaCl çözündüğünde iyonlarına ayrıldığı için ozmotik basınç üzerinde belirgin bir etki oluşturur.
- NaCl çözeltisinin etkisi, iyonlaşmayan glikozun aynı sayıdaki çözünmüş molekülünü içeren çözeltinin yaklaşık iki katıdır.
- Bu farklılık, NaCl'nin çözeltide Na^+ ve Cl^- olmak üzere iki ayrı parçacık oluşturmasından kaynaklanır.





Ozmoz Suyun Yarı Geçirgen Zar Boyunca Net Hareketidir

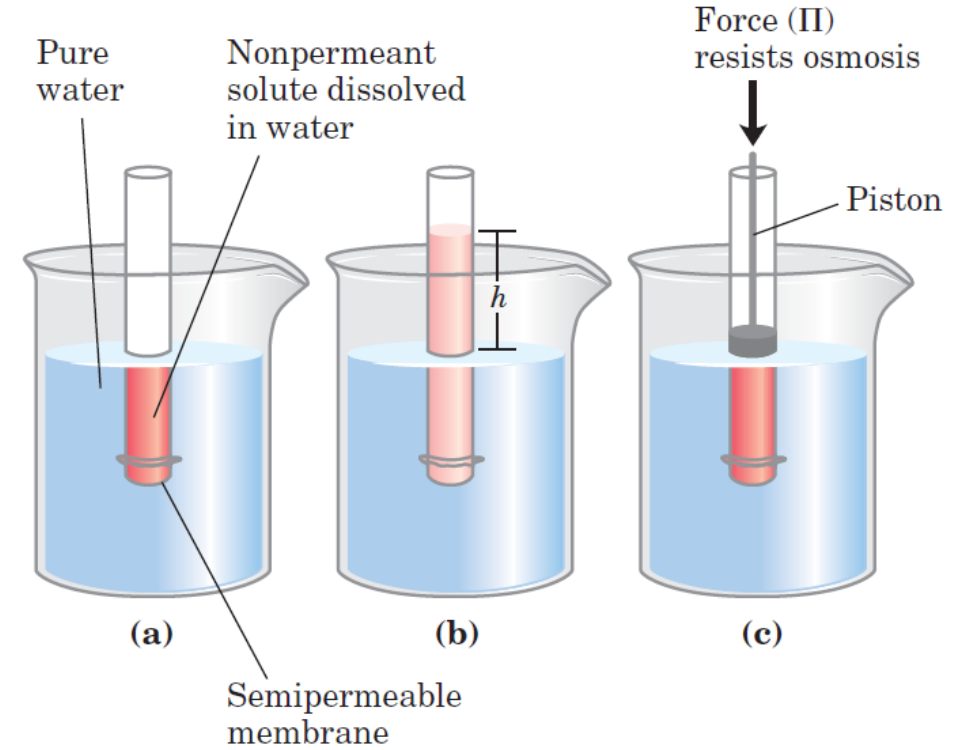
- Su molekülleri, derişimlerinde farklılık bulunan bölgeler arasında hareket etme eğilimi gösterir.
- İki sulu çözelti yarı geçirgen bir zarla ayrıldığında, çözünen maddeler zardan geçemeyebilir.
- Su molekülleri yüksek su derişimine sahip bölgeden düşük su derişimine sahip bölgeye doğru hareket eder.
- Bu net hareket ozmoz olarak adlandırılır; ozmotik basınç ise ozmozu durdurmak için çözelti tarafına uygulanması gereken basınçtır.





Ozmoz Deney Düzenegi

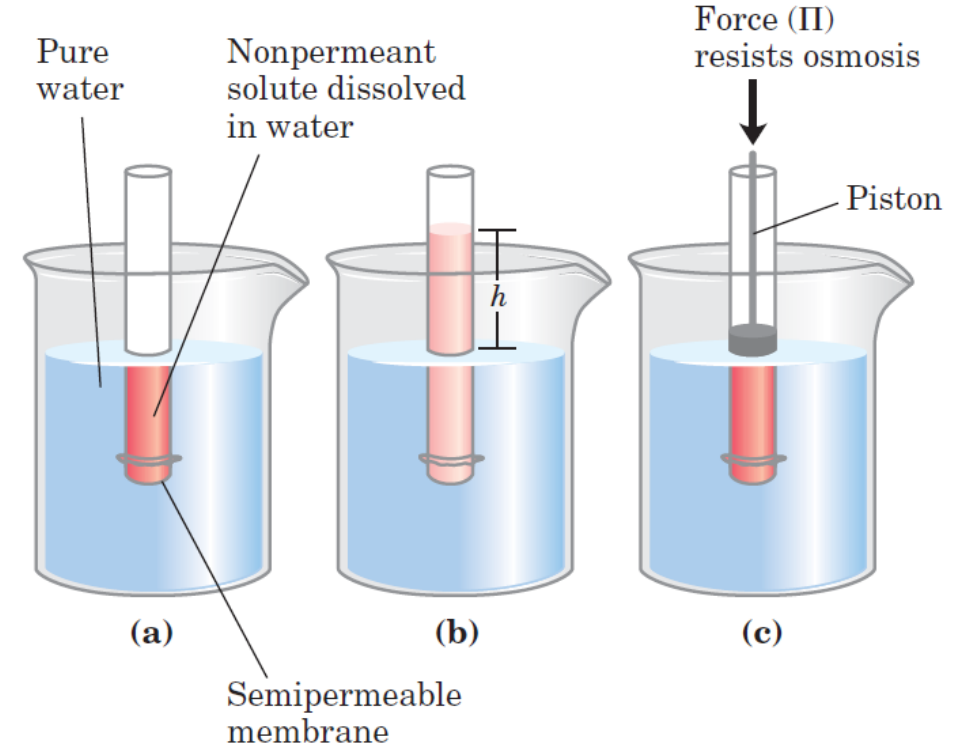
- Figür a'da, tüp içinde sulu çözelti, beherde saf su ve aralarında yarı geçirgen bir zar bulunur.
- Zar suyun geçişine izin verirken çözünen maddenin geçişini engeller.
- Su, beherden tüpteki çözeltiye doğru hareket ederek çözeltinin hacmini artırır.
- Bu hareket sonucunda tüp içindeki su seviyesi yükselirken beherdeki saf suyun seviyesi düşer.





Ozmotik Basıncın Ölçülmesi

- Figür b'de, tüpteki sıvı sütununun ağırlığı suyun çözeltiye girişini dengeleyince net hareket durur.
- Figür c'de, suyun tüpe girişini engellemek için çözeltiye piston yardımıyla dışarıdan bir kuvvet uygulanır.
- Ozmotik basınç, suyun çözeltiye doğru net hareketini durdurmak için uygulanması gereken basınçtır.
- Bu basınç, tüpteki sıvı sütununun yüksekliğiyle de ölçülebilir ve pistonun uyguladığı karşı kuvvetle dengelenebilir.





Ozmotik Basınç van't Hoff Eşitliğiyle Hesaplanır

- Suyun ozmotik hareketine karşı koymak için gerekli basınç, van't Hoff eşitliğiyle yaklaşık olarak hesaplanabilir.
- Eşitlikte R gaz sabitini, T ise mutlak sıcaklığı ifade eder.
- c çözeltinin molar derişimini, i ise van't Hoff faktörünü gösterir.
- van't Hoff faktörü, çözeltide oluşan etkin parçacık sayısının başlangıçtaki çözünen birimi sayısına oranını yansıtır.

$$\Pi = icRT$$





İyonlaşma Ozmotik Basıncı Artırır

- İdeal NaCl çözeltilerinde NaCl, Na⁺ ve Cl⁻ iyonlarına tamamen ayrışarak etkin çözünen parçacık sayısını iki katına çıkarır.
- Bu nedenle ideal NaCl çözeltisi için van't Hoff faktörü $i = 2$ kabul edilir.
- Birden fazla çözünen içeren ideal ve seyreltik çözeltilerde toplam ozmotik basınç, her bileşenin katkılarının toplamıdır.
- Her bileşenin analitik molar derişimi kendi van't Hoff faktörüyle çarpılır ve bu değerler toplanır.

$$\Pi = RT (i_1c_1 + i_2c_2 + \cdots + i_nc_n)$$



İZLE



Ozmoz Canlı Hücreler İçin Büyük Önem Taşır

- Yarı geçirgen bir zardan net su geçişi olan ozmoz, çoğu hücrenin yaşamında önemli bir etkindir.
- Plazma zarı suyu geçirirken küçük moleküllerin, iyonların ve makromoleküllerin çoğuna karşı daha az geçirgendir.
- Suyun seçici geçişi, plazma zarındaki akuaporin adı verilen protein kanalları tarafından büyük ölçüde kolaylaştırılır.

Bi Dünya Biyoloji

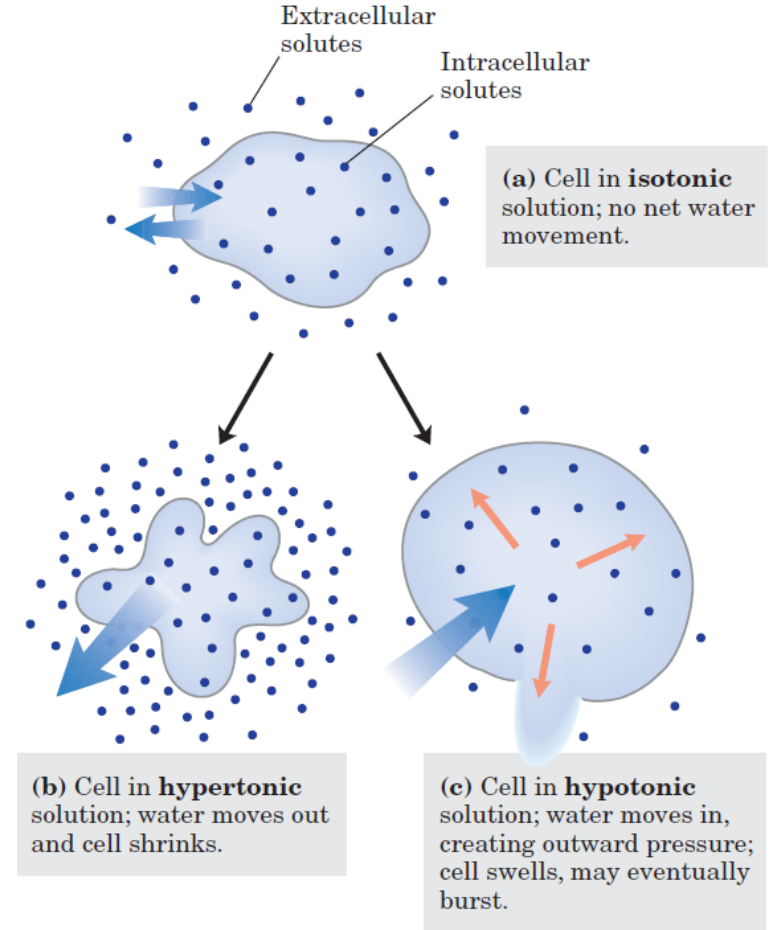


Bektaş Tepe
gezimania_tr



İzotonik Çözeltilerde Net Su Hareketi Oluşmaz

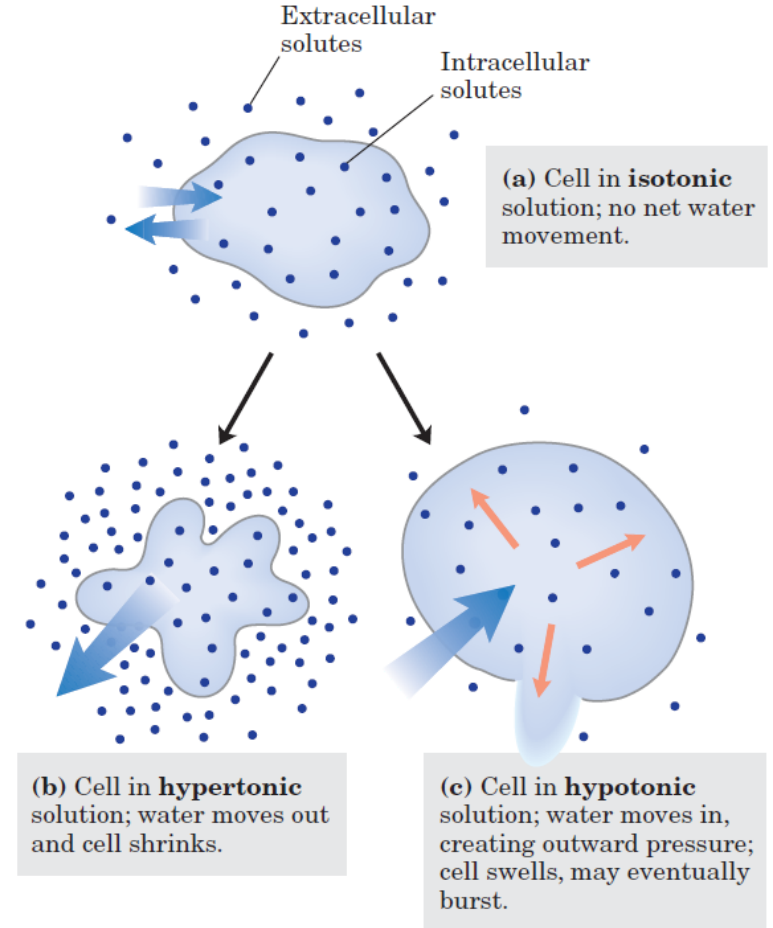
- Bir çözelti, hücre hacminde kalıcı bir değişikliğe yol açmıyorsa hücreye göre izotonik kabul edilir.
- İzotoniklik, zarın geçiremediği çözünenlerin oluşturduğu etkin ozmotik basıncın hücre içiyle dengeli olmasına bağlıdır.
- Hücre izotonik bir çözeltiye yerleştirildiğinde net olarak su kazanmaz veya kaybetmez.
- İzotonik koşullarda su molekülleri zarın iki yönünde hareket etse de iki yöndeki akış birbirini dengeler.





Hipertonik Çözeltiler Hücreyi Küçültür

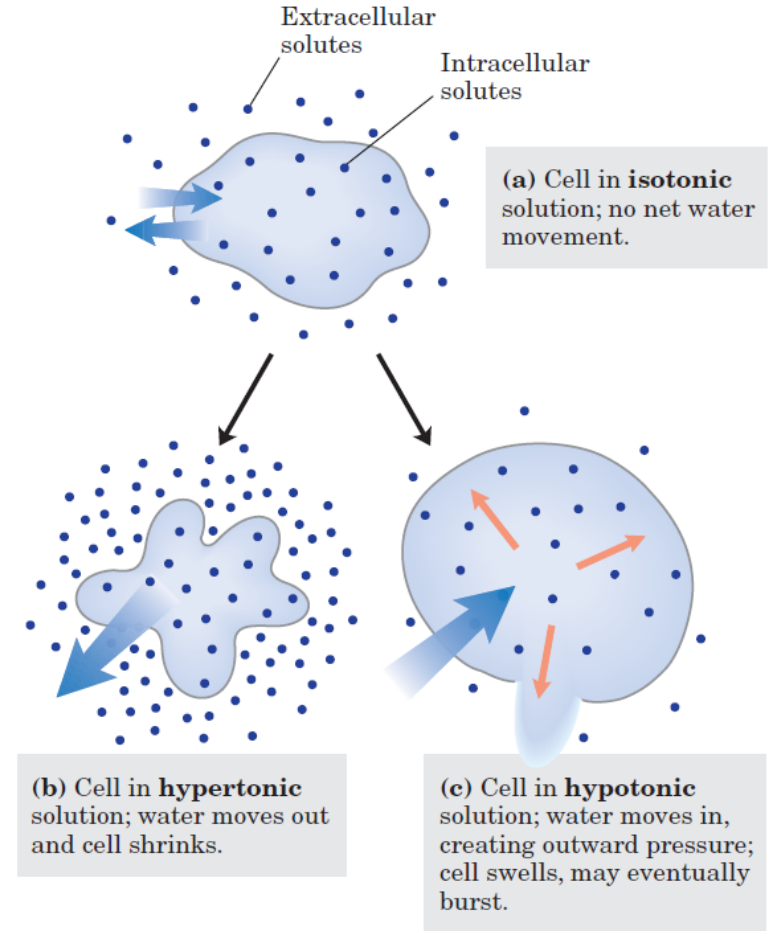
- Hipertonik bir çözelti, hücre dışında zardan geçemeyen çözünenlerden kaynaklanan daha yüksek etkin ozmotik basınca sahiptir.
- Hücre hipertonik bir ortama yerleştirildiğinde net su hareketi hücreden dışarı doğrudur.
- Su kaybı, hücre hacminin azalmasına ve hücrenin büzülmesine neden olur.
- Figür b, hipertonik ortamda gerçekleşen net su çıkışını ve hücrenin küçülmesini göstermektedir.





Hipotonik Çözeltiler Hücrenin Şişmesine Yol Açar

- Hipotonik bir çözelti, hücre dışında zardan geçemeyen çözünenlerden kaynaklanan daha düşük etkin ozmotik basınca sahiptir.
- Bu ortamda net su hareketi hücre içine doğrudur.
- Su girişi hücrenin şişmesine, iç hidrostatik basıncın ve zar geriliminin artmasına neden olur.
- Figür c, hücre duvarı bulunmayan bir hücrede aşırı su alımının ozmotik parçalanmaya yol açabileceğini göstermektedir.





Hücreler Ozmotik Parçalanmaya Karşı Korunur

- Birçok hücre, plazma zarını geçemeyen biyomoleküller ve iyonlar içerir.
- Hücre dışındaki etkin ozmotik basınç daha düşük olduğunda net su hareketi hücre içine yönelir.
- Kontrolsüz su girişi hücre hacmini ve zar gerilimini artırarak ozmotik parçalanmaya yol açabilir.
- Canlılarda bu tehlikeyi sınırlandıran farklı koruyucu mekanizmalar bulunur.



Hücre Duvarı Bakterileri ve Bitkileri Korur

- Bakteri ve bitki hücrelerinde plazma zarı, dayanıklı ve aşırı genişlemeye direnç gösteren bir hücre duvarıyla çevrilidir.
- Hücre duvarı, turgor basıncına karşı mekanik direnç göstererek aşırı genişlemeyi ve ozmotik parçalanmayı sınırlar.
- Bazı tatlı su protistleri, hücre içindeki fazla suyu dışarı atan kontraktil kofullar taşır.
- Kontraktil koful, hücrenin su dengesini korumasına yardımcı olur.





Hayvanlarda Ozmotik Denge

- Çok hücreli hayvanlarda kan plazması ve hücreler arası sıvı, hücre dışı ortamı meydana getirir.
- Bu sıvıların ozmolaritesi, hücrelerin sitozolündeki ozmolariteye yakın değerlerde tutulur.
- Albümin ve diğer plazma proteinleri toplam ozmolariteye küçük, kapillerler arasındaki kolloid ozmotik basınca ise önemli bir katkı sağlar.
- Hücreler, iyon gradyanlarını ve hacimlerini korumak için Na^+ ve diğer iyonları aktif olarak taşır.





Ozmolariteyi Parçacık Sayısı Belirler

- Çözünen maddelerin ozmolarite üzerindeki etkisi kütlelerinden değil, çözünmüş parçacıkların sayısından kaynaklanır.
- Proteinler, nükleik asitler ve polisakkaritler gibi makromoleküller yüksek moleküler kütleye sahiptir.
- Buna rağmen bu makromoleküller, eşit kütledeki monomer çözeltilerine göre ozmolariteyi çok daha az etkiler.
- Bunun nedeni, her makromolekülün çözeltide tek bir ozmotik parçacık olarak davranmasıdır.





Polisakkaritler Ozmotik Yükü Azaltır

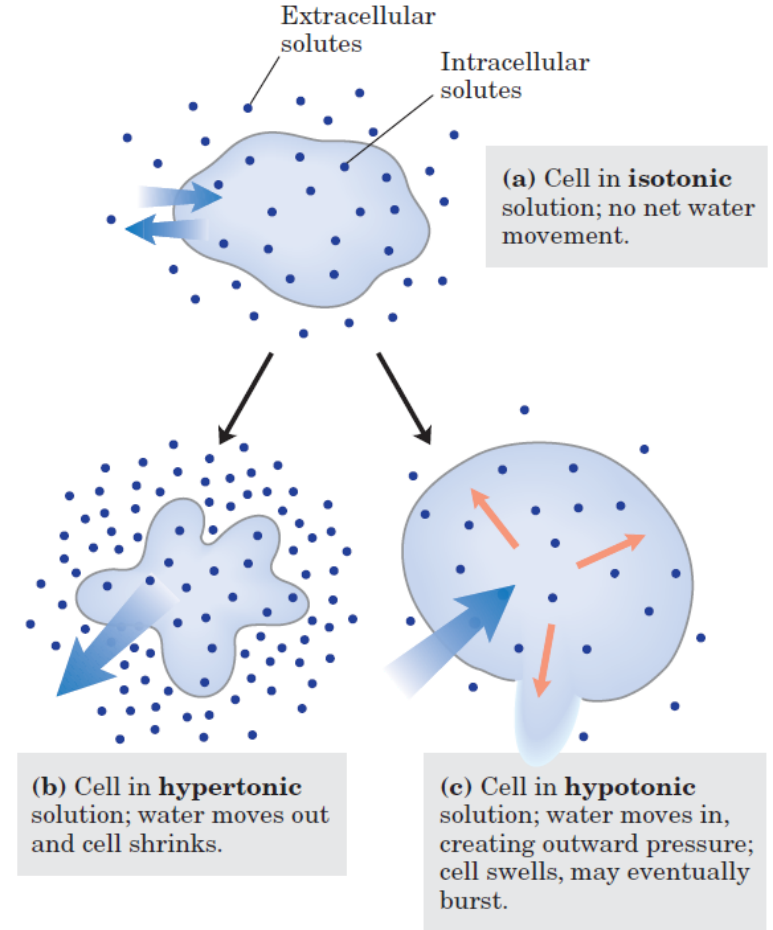
- Bir gramlık polisakkarit, aynı kütledeki monosakkarit çözeltisiyle aynı ozmotik basıncı oluşturmaz.
- Polisakkaritlerin ozmotik etkisi, kendilerini oluşturan monomerlerin sayısı kadar daha düşük olabilir.
- Şekerlerin nişasta veya glikojen biçiminde depolanması, hücre içindeki ozmotik basınç artışını sınırlar.
- Aynı miktardaki şekerin glikoz biçiminde depolanması, çok daha fazla ozmotik parçacık oluştururdu.





Bitkiler Ozmotik Basıncı Mekanik Destek İçin Kullanır

- Bitkiler, mekanik sağlamlık sağlamak için ozmotik basınçtan yararlanır.
- Kofuldaki çözünen maddeler hücrenin su potansiyelini düşürerek uygun koşullarda suyun hücreye girmesini sağlar.
- Hücre duvarı aşırı genişlemeye direnç gösterir; su alan hücrenin duvara uyguladığı hidrostatik basınç turgor basıncını oluşturur.
- Yandaki figür, ozmotik su girişinin hücre hacmi ve zar üzerindeki basınç üzerindeki etkisini göstermektedir.





Su Kaybı Bitkilerde Turgoru Azaltır

- Bitki hücreleri su kaybettiğinde kofuldaki ve sitoplazmadaki su miktarı azalır.
- Su kaybı, hücre duvarına karşı oluşan turgor basıncını düşürür.
- Marul yapraklarınının solması, hücrelerin su kaybederek turgor basıncının azalmasından kaynaklanır.
- Bu örnek, ozmotik su hareketinin bitkilerin mekanik durumunu doğrudan etkileyebildiğini gösterir.





Ozmoz Laboratuvar Uygulamalarını da Etkiler

- Ozmoz, hücresel yapıların incelendiği laboratuvar protokollerinde de dikkate alınmalıdır.
- Mitokondri, kloroplast ve lizozomların çevresi yarı geçirgen zarlarla kuşatılmıştır.
- Bu organellerin, kendi iç ortamlarına göre hipotonik çözeltilerde tutulması net su alarak şişmelerine yol açabilir.
- Organellerin zarlarının parçalanması, içeriklerinin ortama salınmasına ve yapılarının kaybedilmesine neden olur.



İZLE



Organeller İzotonik Ortamda Korunur

- Hücre fraksiyonlamasında kullanılan homojenizasyon ortamları, organelleri ozmotik parçalanmadan koruyacak biçimde hazırlanır.
- Bu ortamlara yeterli derişimde, organel zarından geçmeyen sakkaroz veya başka bir ozmotik dengeleyici eklenir.
- Ortamın etkin ozmotik basıncı organel iç ortamıyla uyumlu hâle getirilerek net su hareketi sınırlandırılır.

Bi Dünya Biyoloji



Bektaş Tepe
gezimania_tr



Suyun İyonlaşması ve Zayıf Elektrolitler

- Suyun çözücü özellikleri açıklanırken, yalnızca yüksüz H_2O moleküllerini dikkate almak yeterli değildir.
- Suda bulunan hidronyum ve hidroksit iyonlarının etkileri de değerlendirilmelidir.
- Suyun iyonlaşması, diğer tersinir tepkimeler gibi bir denge sabitiyle açıklanabilir.
- Zayıf asit ve bazlar, suya proton vererek veya sudan proton alarak iyonlaşır.





Hidrojen İyonu Aktivitesi pH'ı Belirler

- Zayıf asitler proton verirken zayıf bazlar protonlanarak çözeltideki H_3O^+ miktarını azaltabilir.
- Bu süreçlerin denge konumları ilgili asit ve bazların denge sabitlerine bağlıdır.
- Çözeltideki serbest hidratlanmış protonların aktivitesi deneysel olarak belirlenebilir.
- pH, hidrojen iyonu aktivitesinin negatif onluk logaritmasıdır.





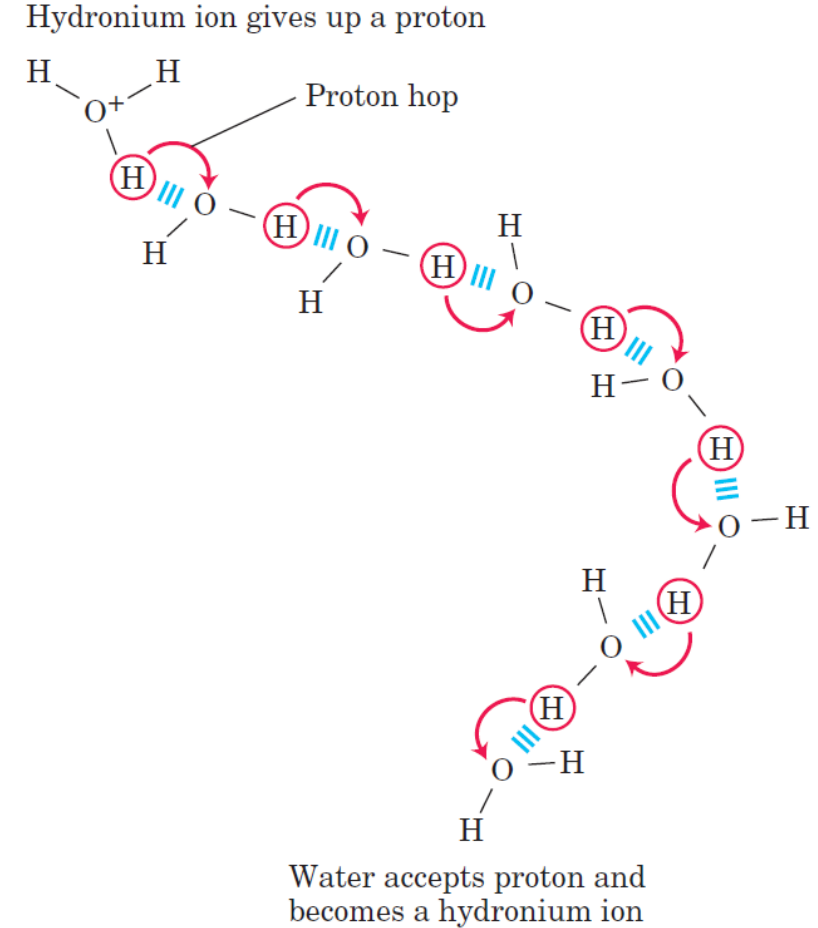
Saf Su Az Miktarda İyonlaşır

- Bir su molekülü başka bir su molekülüne proton aktararak H_3O^+ ve OH^- oluşturabilir.
- Bu tersinir olay suyun otoiyonlaşması olarak adlandırılır.
- Yaygın gösterimde H^+ kullanılsa da sulu çözeltide tek başına serbest proton bulunmaz.
- H^+ , gerçekte su molekülleri tarafından hidratlanmış protonun kısa gösterimidir.



Protonlar Su İçinde Hızla Yer Değiştirir

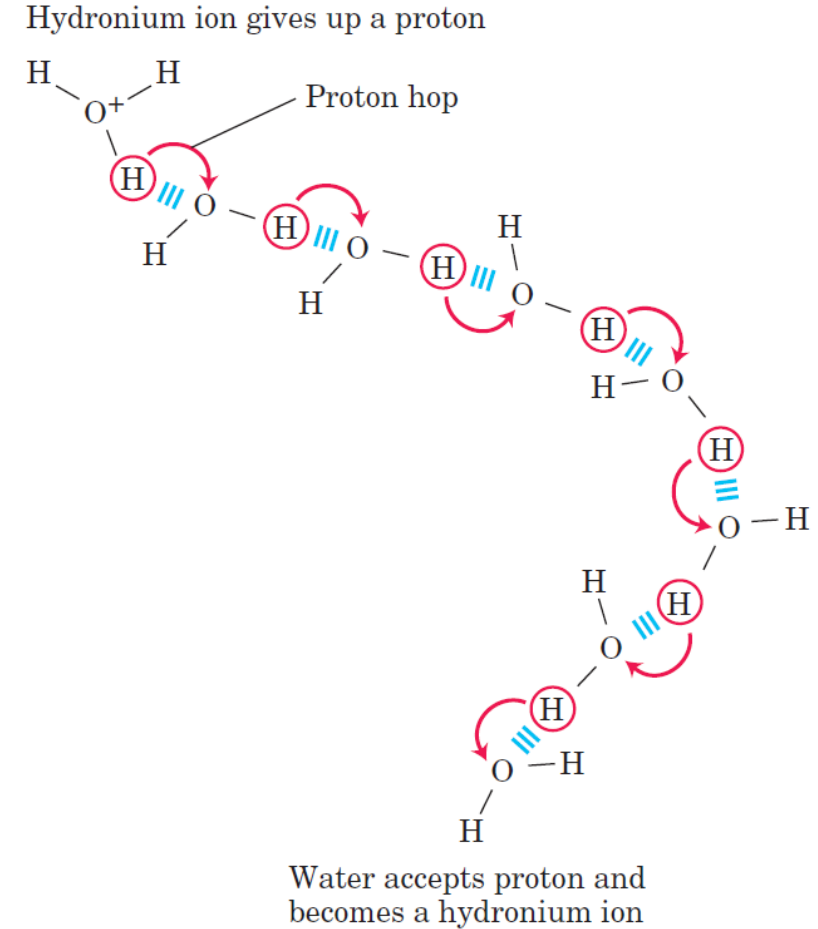
- Dinamik hidrojen bağı ağı, protonların su molekülleri arasında çok hızlı aktarılmasını sağlar.
- Bir hidronyum iyonu proton verirken, yakındaki su molekülü bu protonu kabul eder.
- Yandaki figür, hidrojen bağı su molekülleri arasındaki kısa proton sıçramalarını göstermektedir.
- Bu mekanizma, protonların çözeltide çok hızlı ilerlemesini sağlar.





Proton Atlama Mekanizması

- Protonların su içindeki net hareketi, tek bir protonun uzun mesafe katetmesiyle gerçekleşmez.
- Bunun yerine hidrojen bağlı su molekülleri arasında art arda proton sıçramaları oluşur.
- Yandaki figürde, proton aktarımı sonunda bir su molekülünün hidronyum iyonuna dönüştüğü görülmektedir.
- Proton atlaması, H^+ iyonlarının Na^+ ve K^+ gibi iyonlardan daha hızlı hareket etmesini açıklar.





Proton ve Hidroksit İyonlarının Elektriksel Hareketi

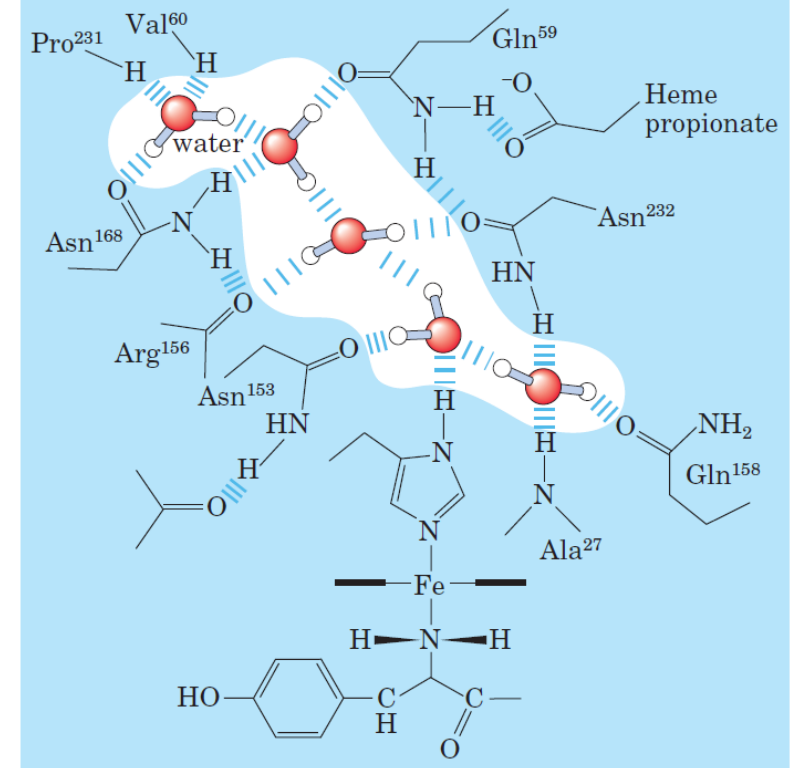
- Saf suyun iyonlaşması, suyun elektriksel iletkenliği ölçülerek belirlenebilir.
- Elektrik alanında H_3O^+ katoda, OH^- ise anoda doğru hareket eder.
- Bu iyonlar, aynı büyüklükteki birçok iyonla göre elektriksel alanda daha hızlı ilerler.
- Proton atlama mekanizması, uygun koşullarda sulu çözeltilerdeki proton aktarımını ve birçok asit–baz tepkimesini hızlandırır.





Proton Atlamasının Biyolojik Önemi

- Proton atlaması, biyolojik proton aktarım tepkimelerinde de önemli bir mekanizma olarak görev yapabilir.
- Yandaki figür, sitokrom f içindeki hidrojen bağlı su zincirini göstermektedir.
- Bu düzenlenmiş su zincirinin proton atlamasına uygun bir yol oluşturabileceği öne sürülmüştür.





Kimyasal Denge Sabiti

- Suyun hücresel işlevlerini açıklayabilmek için iyonlaşma derecesinin nicel olarak ifade edilmesi gerekir.
- Tersinir bir tepkimenin denge konumu, denge sabiti K_{eq} ile gösterilir.
- $A + B \rightleftharpoons C + D$ tepkimesinde denge sabiti aktivitelerden; seyreltik ve ideale yakın çözeltilerde ise yaklaşık olarak denge derişimlerinden hesaplanır.
- Denge sabiti, belirli bir sıcaklıktaki tepkimenin karakteristik bir özelliğidir.

$$A + B \rightleftharpoons C + D$$
$$K_{eq} = \frac{[C]_{eq}[D]_{eq}}{[A]_{eq}[B]_{eq}}$$



Denge Sabitinde Derişimlerin Kullanılması

- Denge eşitliğinde esas olarak maddelerin etkinliklerinin kullanılması gerekir.
- Seyreltik çözeltilerde etkinlikler, denge durumundaki molar derişimler ölçülerek yaklaşık biçimde belirlenebilir.
- Denge sabitleri boyutsuz kabul edilse de derişimler molar birimle ifade edilir.
- Bir tepkimenin denge sabiti, başlangıçtaki reaktant ve ürün miktarlarından bağımsızdır.





Denge Sabiti ile Serbest Enerji İlişkisi

- Denge sabiti, bileşenlerin denge aktivitelerinden; seyreltik ve ideale yakın çözeltilerde yaklaşık olarak denge derişimlerinden hesaplanabilir.
- Standart Gibbs serbest enerji değışimi ile denge sabiti arasında $\Delta G^\circ = -RT \ln K_{eq}$ ilişkisi bulunur.
- Büyük denge sabitleri, denge konumunun ürünler lehine olduğunu gösterir.
- Küçük denge sabitleri, denge konumunun reaktantlar lehine olduğunu gösterir.





Suyun İyonlaşma Denge Sabiti

- Saf suda 25 °C'de yaklaşık her 10^9 su molekülünden ikisi iyonlaşır.
- Suyun geri dönüşümlü iyonlaşması aşağıdaki denge sabitiyle ifade edilir.
- Saf suyun molar derişimi; yoğunluğu ve molekül ağırlığı kullanılarak 55.5 M bulunur.
- Düşük H^+ ve OH^- derişimlerinde suyun derişimi yaklaşık olarak sabit kabul edilir.

$$K_{eq} = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$





Suyun İyon Çarpımı

- Su derişiminin denge sabitiyle çarpılması, suyun iyon çarpımı K_w 'yi verir.
- K_w , 25 °C'de H^+ ve OH^- derişimlerinin çarpımına eşittir.
- Saf suyun elektriksel iletkenliğinden K_{eq} değeri 25 °C'de $1.8 \times 10^{-16} M$ olarak belirlenir.
- Bu değerler kullanıldığında suyun iyon çarpımı $K_w = 1.0 \times 10^{-14} M^2$ olur.

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

$$K_w = (55,5 M)(1,8 \times 10^{-16} M) = 1,0 \times 10^{-14} M^2$$





Nötr Suda İyon Derişimleri

- Saf suda H^+ ve OH^- iyonlarının gerçek derişimleri birbirine eşittir.
- Bu nedenle nötr suyun pH değeri 25 °C'de 7 olur.
- Bir iyonun derişimi arttığında diğerinin derişimi, K_w sabit kalacak biçimde azalır.
- H^+ derişimi yüksek çözeltiler asidik, OH^- derişimi yüksek çözeltiler ise baziktir.

$$[H^+] = [OH^-] = \sqrt{K_w} = \sqrt{1 \times 10^{-14}} = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$$





pH Ölçeği Hidrojen İyonu Derişimini Gösterir

- pH ölçeği, sulu çözeltilerdeki H^+ ve OH^- derişimlerini kolaylıkla ifade etmeyi sağlar.
- pH, hidrojen iyonu derişiminin negatif onluk logaritması olarak tanımlanır.
- p simgesi, bir değerin negatif logaritmasını ifade eder.
- 25 °C'de nötr bir çözeltinin H^+ derişimi 1.0×10^{-7} M, pH'sı ise 7'dir.

$$pH = \log \frac{1}{[H^+]} = -\log [H^+]$$





pH ile H^+ ve OH^- Derişimleri Arasındaki İlişki

- Yandaki tablo, pH 0–14 aralığında H^+ ve OH^- derişimlerinin nasıl değıştiğini göstermektedir.
- H^+ derişimi azalırken pH yükselir ve OH^- derişimi artar.
- Nötr noktada H^+ ve OH^- derişimleri 10^{-7} M değerinde eşittir.
- Tabloda pOH değerinin pH yükseldikçe azaldığı ve toplamalarının 14 olduğu görülmektedir.

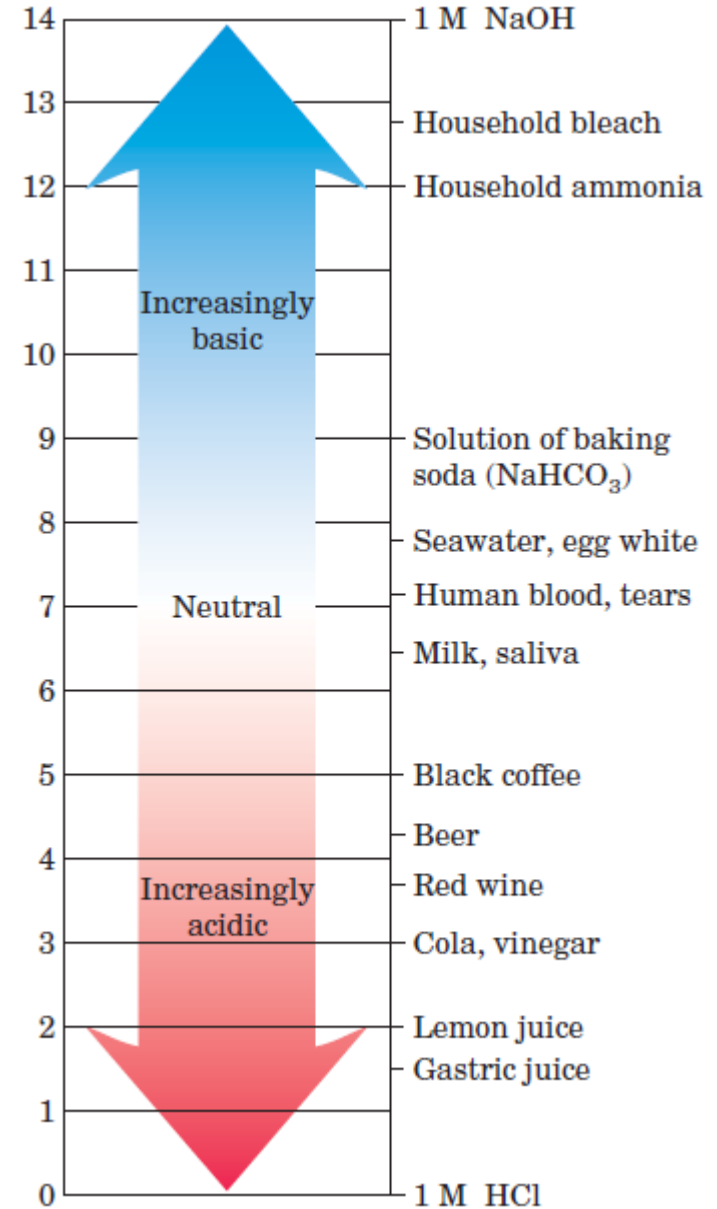
The pH Scale			
$[H^+]$ (M)	pH	$[OH^-]$ (M)	pOH*
10^0 (1)	0	10^{-14}	14
10^{-1}	1	10^{-13}	13
10^{-2}	2	10^{-12}	12
10^{-3}	3	10^{-11}	11
10^{-4}	4	10^{-10}	10
10^{-5}	5	10^{-9}	9
10^{-6}	6	10^{-8}	8
10^{-7}	7	10^{-7}	7
10^{-8}	8	10^{-6}	6
10^{-9}	9	10^{-5}	5
10^{-10}	10	10^{-4}	4
10^{-11}	11	10^{-3}	3
10^{-12}	12	10^{-2}	2
10^{-13}	13	10^{-1}	1
10^{-14}	14	10^0 (1)	0





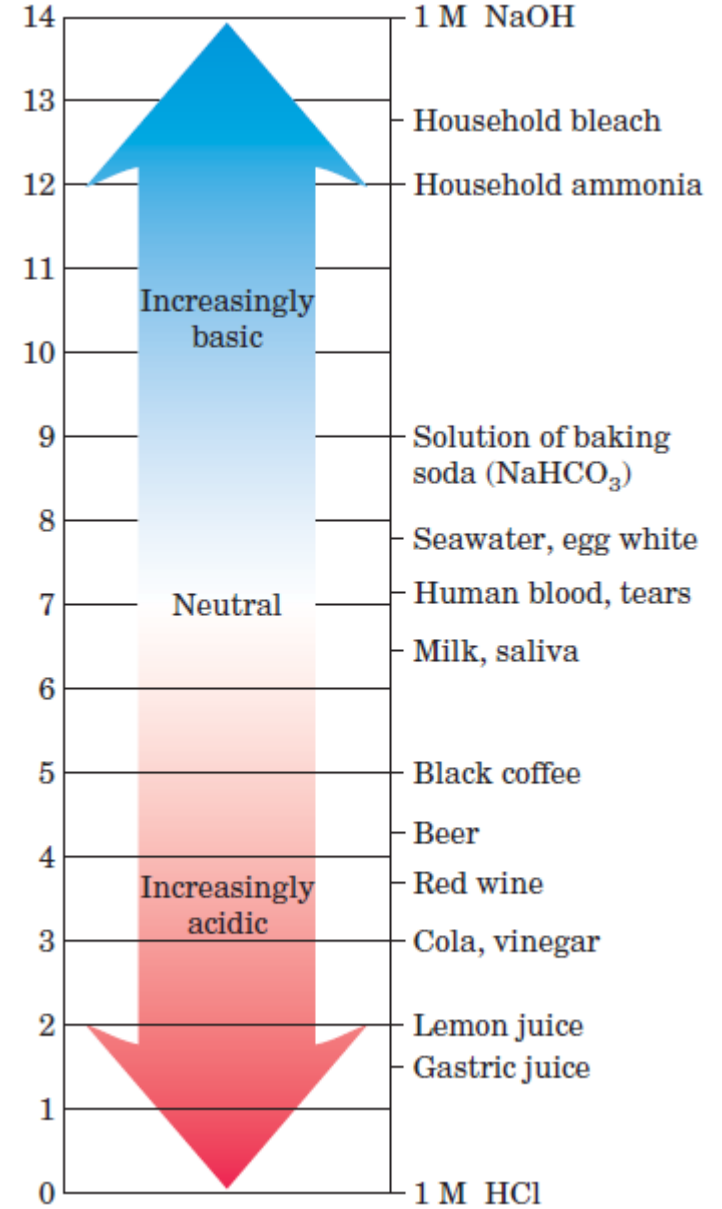
pH Değeri Asitlik ve Bazlık Durumunu Belirler

- pH 7 değeri mutlak değil, 25 °C'de suyun iyon çarpımından türetilen nötr değerdir.
- H^+ derişimi OH^- derişiminden yüksek olan çözeltiler asidik özellik gösterir.
- OH^- derişimi H^+ derişiminden yüksek olan çözeltiler ise bazik özellik gösterir.
- Yandaki figür, farklı sulu sıvıların pH değerlerini asidikten baziğe doğru karşılaştırmaktadır.



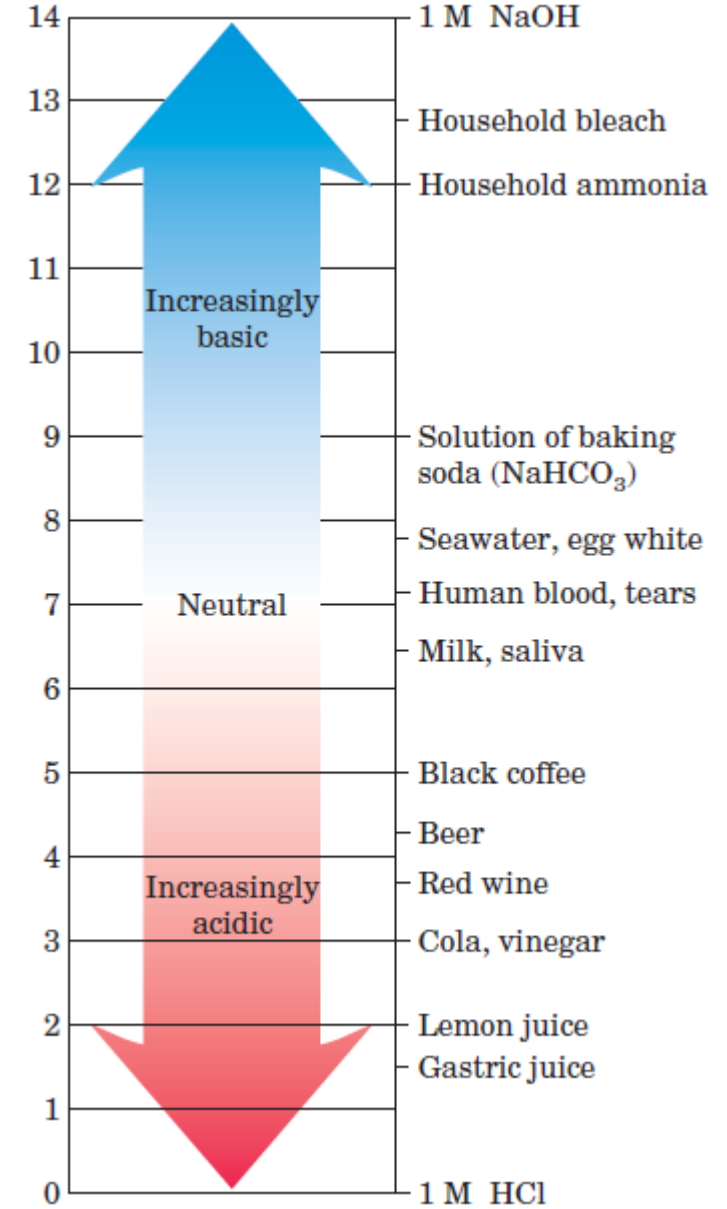
Bazı Sulu Sıvıların pH Değerleri

- Yandaki figürde, mide suyu ve limon suyu güçlü asidik bölgede yer almaktadır.
- Kola, sirke, kırmızı şarap, bira, kahve ve süt giderek azalan asitlik gösterir.
- İnsan kanı ve gözyaşı nötre yakınken deniz suyu ve yumurta akı hafif baziktir.
- Amonyak, çamaşır suyu ve NaOH çözeltisi ölçeğin bazik bölümünde bulunur.



pH Ölçeği Logaritmiktir

- pH ölçeği aritmetik değil, logaritmik bir ölçektir.
- Bir pH birimlik değişim, H^+ derişiminde on katlık değişime karşılık gelir.
- pH 3 değerindeki kola, pH 7.4 değerindeki kandan yaklaşık 25.000 kat daha yüksek H^+ derişimine sahiptir.
- Yandaki figür, günlük sıvılar arasındaki bu büyük derişim farklılıklarını görünür hâle getirmektedir.





pH Nasıl Ölçülür?

- Sulu çözeltilerin pH'ı çeşitli indikatör boyalar kullanılarak yaklaşık olarak ölçülebilir.
- İndikatörler arasında turnusol, fenolftalein ve fenol kırmızısı bulunur.
- Bu boyalar proton alıp verdiğinde renk değiştirerek çözeltinin pH'ı hakkında bilgi sağlar.
- Laboratuvarlarda daha kesin ölçümler, H^+ derişimine duyarlı cam elektrot taşıyan pH metreyle yapılır.



pH'ın Biyolojik Önemi

- pH ölçümü, biyokimyada en önemli ve en sık kullanılan işlemlerden biridir.
- pH, enzimler dâhil olmak üzere biyolojik makromoleküllerin yapı ve etkinliklerini etkiler.
- Katalitik etkinliği pH'a bağlı olan pepsin, mide içeriğinin güçlü asidik ortamında görev yapar.
- Kan ve idrar pH'ının ölçülmesi, tıbbi tanı süreçlerinde yaygın olarak kullanılır.



Kan pH'ındaki Değişimler

- Kontrol edilemeyen diyabette gelişebilen diyabetik ketoasidoz, kan pH'ının normal aralığın altına düşmesine yol açabilir.
- Kan pH'ının 7,35'in altına düşmesi asidemi olarak adlandırılır.
- Kan pH'ının 7,45'in üzerine çıkması alkalemi olarak tanımlanır.
- Şiddetli asidemi veya alkalemi yaşamı tehdit edebilir.



Güçlü ve Zayıf Asitlerin İyonlaşması

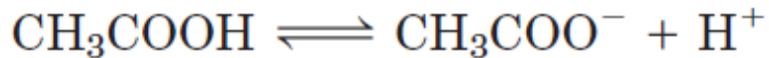
- Hidroklorik ve nitrik asit seyreltik sulu çözeltilerde büyük ölçüde tamamen iyonlaşır; sülfürik asidin ilk iyonlaşması güçlü, ikinci iyonlaşması ise kısmi niteliktedir.
- NaOH ve KOH gibi güçlü bazlar da sulu çözeltilerde tamamen iyonlaşır.
- Biyokimyada özellikle önemli olan zayıf asit ve bazlar yalnızca kısmen iyonlaşır.
- Bu maddeler, biyolojik sistemlerde metabolizma ve metabolik düzenleme açısından önemli görevler üstlenir.





Eşlenik (Konjuge) Asit–Baz Çiftleri

- Asitler proton vericisi, bazlar ise proton alıcısı olarak tanımlanır.
- Bir proton vericisi ile ona karşılık gelen proton alıcısı, eşlenik (konjuge) asit–baz çiftini oluşturur.
- Yandaki figür, asetik asit ve asetat arasındaki eşlenik ilişkiyi gösterir.
- Asetik asit proton verdiğinde eşlenik bazı olan asetat iyonuna dönüşür.



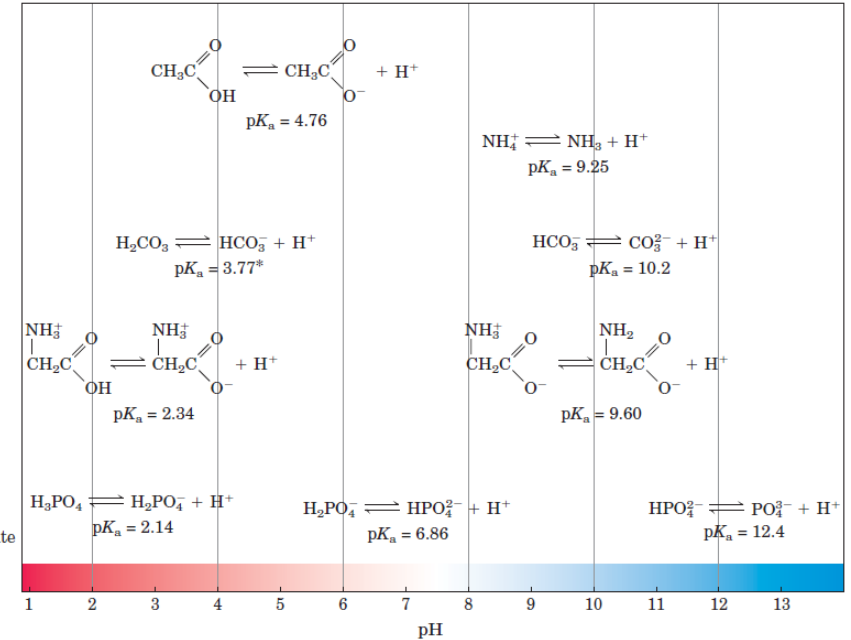
Monoprotic acids
Acetic acid
($K_a = 1.74 \times 10^{-5} \text{ M}$)

Ammonium ion
($K_a = 5.62 \times 10^{-10} \text{ M}$)

Diprotic acids
Carbonic acid
($K_a = 1.70 \times 10^{-4} \text{ M}$);
Bicarbonate
($K_a = 6.31 \times 10^{-11} \text{ M}$)

Glycine, carboxyl
($K_a = 4.57 \times 10^{-3} \text{ M}$);
Glycine, amino
($K_a = 2.51 \times 10^{-10} \text{ M}$)

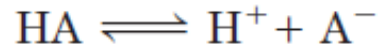
Triprotic acids
Phosphoric acid
($K_a = 7.25 \times 10^{-3} \text{ M}$);
Dihydrogen phosphate
($K_a = 1.38 \times 10^{-7} \text{ M}$);
Monohydrogen phosphate
($K_a = 3.98 \times 10^{-13} \text{ M}$)





Zayıf Asitlerin İyonlaşma Sabiti

- Her asit, sulu çözeltide protonunu verme yönünde kendine özgü bir eğilim gösterir.
- Asit güçlendikçe protonunu verme eğilimi de artar.
- Zayıf bir asidin iyonlaşma eğilimi, asit iyonlaşma sabiti K_a ile ifade edilir.
- K_a , eşlenik baz ve H^+ derişimlerinin asit derişimine oranıdır.



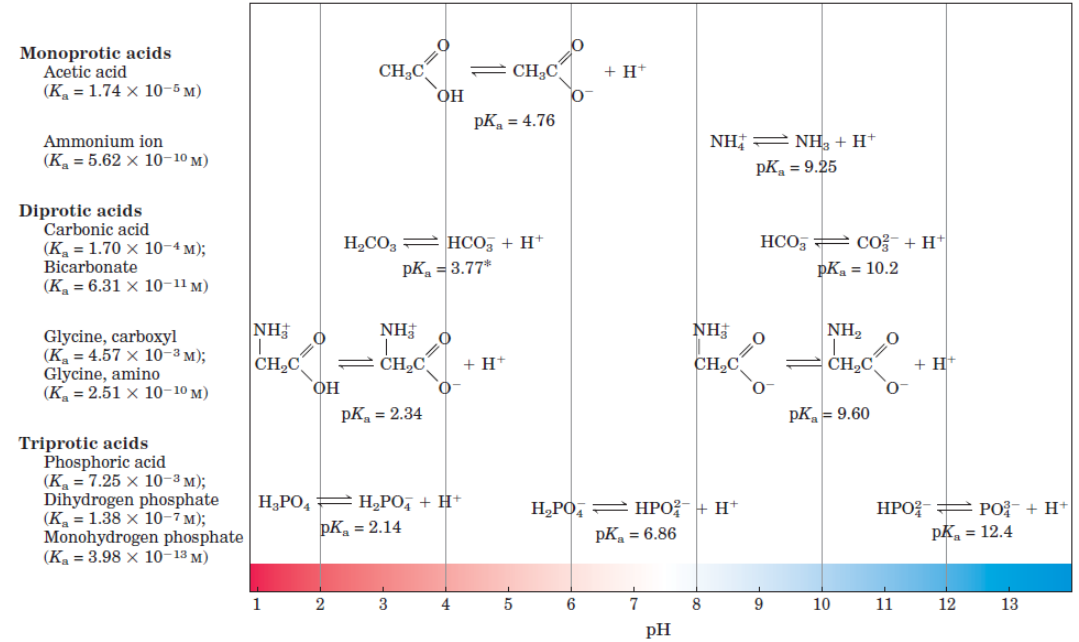
$$K_{eq} = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = K_a$$





Asitlerin Proton Verme Kapasiteleri

- Bazı asitler tek proton verebilirken bazıları iki veya üç proton verebilir.
- Yandaki figür, monoprotik, diprotik ve triprotik asitlerin iyonlaşma basamaklarını, K_a ve pK_a değerleriyle birlikte karşılaştırmaktadır.
- Asetik asit ve amonyum iyonu tek proton verebilen monoprotik asitlerdir.
- Karbonik asit ile glisin diprotik, fosforik asit ise triprotik özellik gösterir.





pK_a Asit Gücünü İfade Eder

- İyonlaşma denge sabitleri, iyonlaşma sabiti veya asit iyonlaşma sabiti olarak da adlandırılır.
- Asitlerin iyonlaşma eğilimleri çoğunlukla pK_a değerleriyle ifade edilir.
- pK_a , K_a değerinin negatif onluk logaritmasıdır.
- Bir asidin pK_a değeri küçüldükçe proton verme eğilimi ve asit gücü artar.

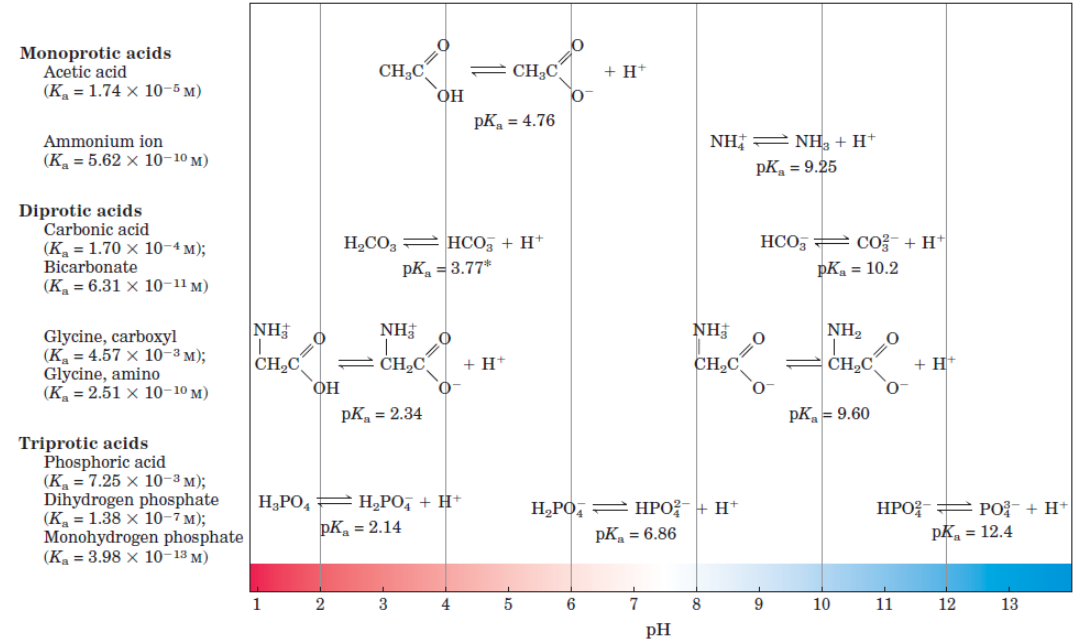
$$pK_a = \log \frac{1}{K_a} = -\log K_a$$





Asit Gücünün Karşılaştırılması

- Yandaki figür, farklı asitlerin iyonlaşma sabitlerini ve pK_a değerlerini birlikte göstermektedir.
- Fosforik ve karbonik asitlerin bazı iyonlaşma basamakları, daha büyük K_a değerlerine sahiptir.
- Amonyum ve bikarbonat gibi daha zayıf asitlerin iyonlaşma sabitleri daha küçüktür.
- Her iyonlaşma basamağının pK_a değeri, protonun ayrılma kolaylığını ayrı ayrı gösterir.





Titrasyon Eğrileri Zayıf Asitlerin pK_a Değerini Gösterir

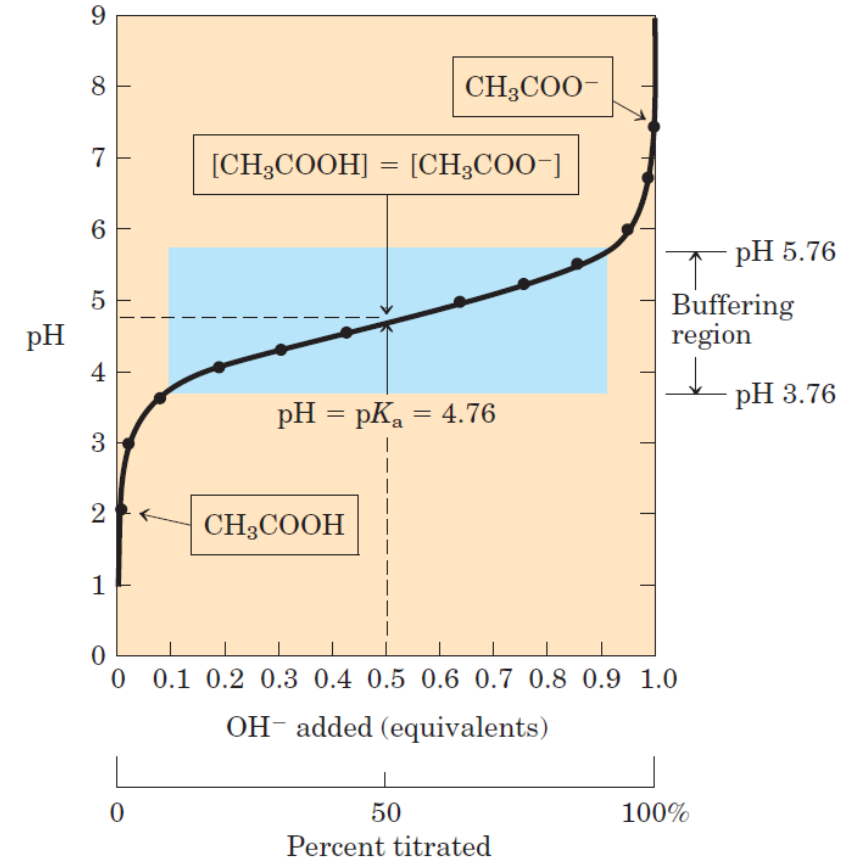
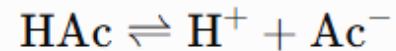
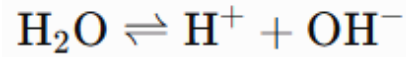
- Titrasyon, bir çözeltide bulunan asidin miktarını belirlemek için kullanılan bir yöntemdir.
- Ölçülen asit çözeltisine, bilinen derişimde güçlü bir baz küçük hacimler hâlinde eklenir.
- Her baz ilavesinden sonra çözeltinin pH değeri bir pH metreyle ölçülür.
- Başlangıçtaki asit miktarı, eklenen bazın hacmi ve derişimi kullanılarak hesaplanabilir.





Asetik Asidin Titrasyonu

- Yandaki figür, 0.1 M asetik asidin 0.1 M NaOH ile titrasyonunu göstermektedir.
- Eklenen OH^- iyonları, çözeltideki serbest H^+ iyonlarıyla birleşerek H_2O oluşturur.
- H^+ iyonları tüketildikçe asetik asit ayrışır ve asetat iyonları meydana gelir.
- Titrasyon boyunca su ve asetik asit dengeleri eş zamanlı olarak korunur.



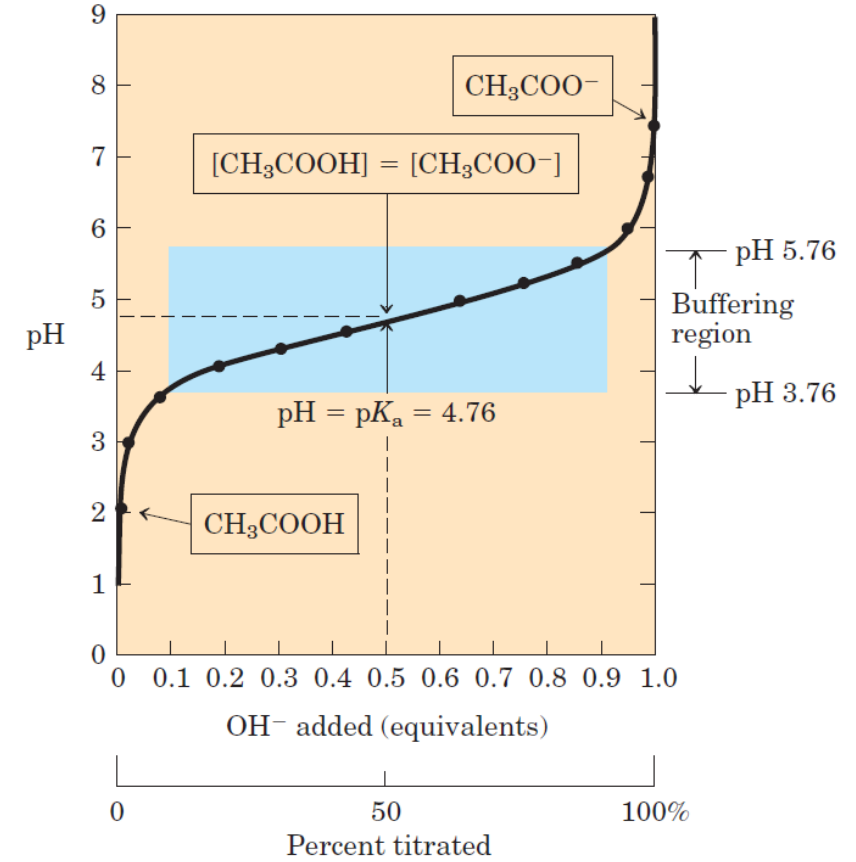


Titrasyondaki Denge Sabitleri

- Su ve asetik asit dengeleri, kendilerine özgü denge sabitlerine sahiptir.
- Suyun iyon çarpımı 25 °C'de $K_w = 1.0 \times 10^{-14} \text{ M}^2$ değerindedir.
- Asetik asidin iyonlaşma sabiti $K_a = 1.74 \times 10^{-5} \text{ M}$ 'dir.
- Bu sabitler, titrasyon sırasında oluşan iyon derişimleri arasındaki ilişkileri belirler.

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} \text{ M}^2$$

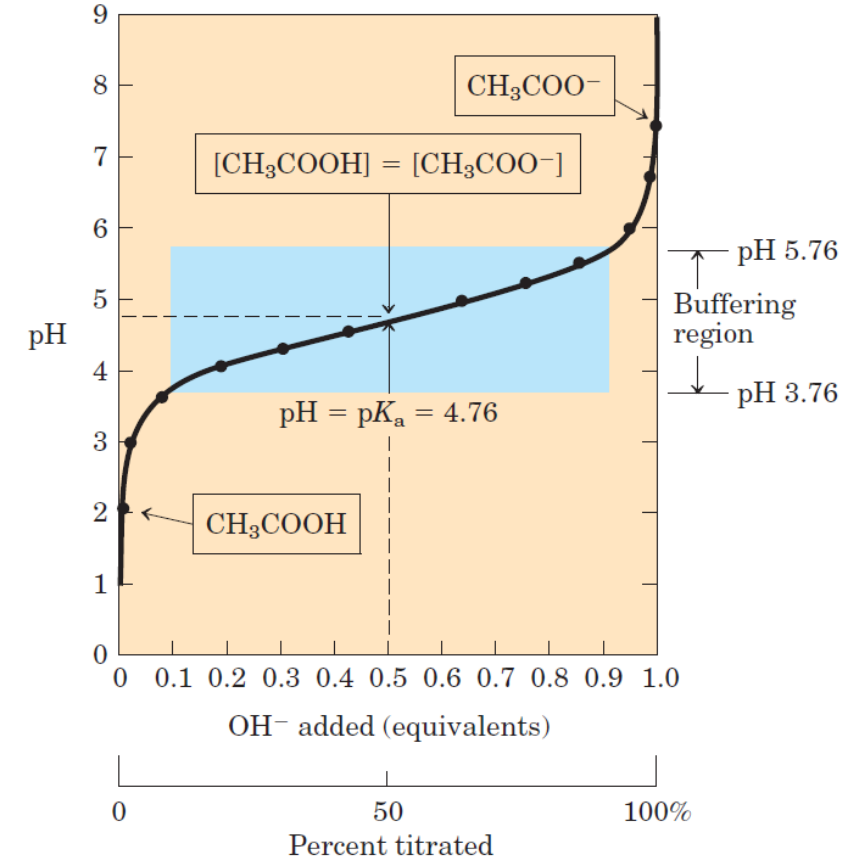
$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]} = 1,74 \times 10^{-5} \text{ M}$$





Titrasyonun Başlangıcında Asetik Asit

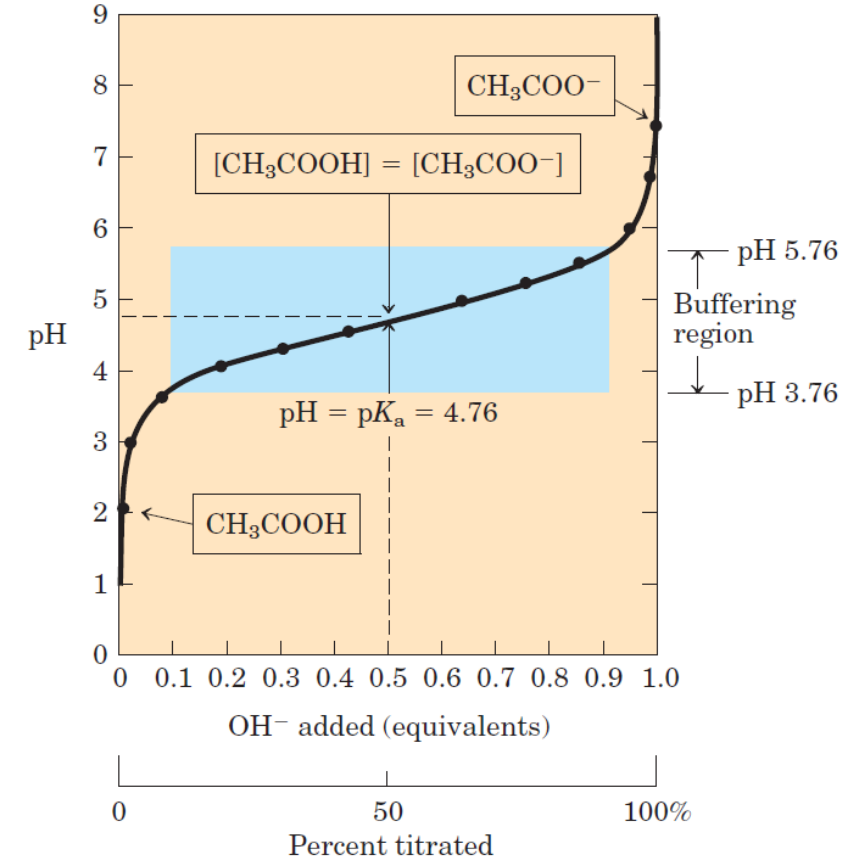
- NaOH eklenmeden önce asetik asit çözeltide kısmen iyonlaşmış durumdadır.
- Başlangıçtaki iyonlaşma derecesi, asetik asidin iyonlaşma sabitinden hesaplanabilir.
- NaOH eklendiğinde OH^- iyonları çözeltideki serbest H^+ iyonlarını tüketir.
- H^+ derişiminin azalması, asetik asidin yeniden iyonlaşarak dengeyi korumasına neden olur.





Asetik Asit Asetata Dönüşür

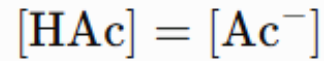
- NaOH eklenmeye devam ettikçe daha fazla asetik asit iyonlaşır.
- İyonlaşan asetik asit, asetat iyonu ve H^+ oluşturur.
- Oluşan H^+ iyonları, eklenen OH^- iyonlarıyla birleşerek suya dönüşür.
- Böylece titrasyon ilerledikçe asetik asit miktarı azalırken asetat miktarı artar.



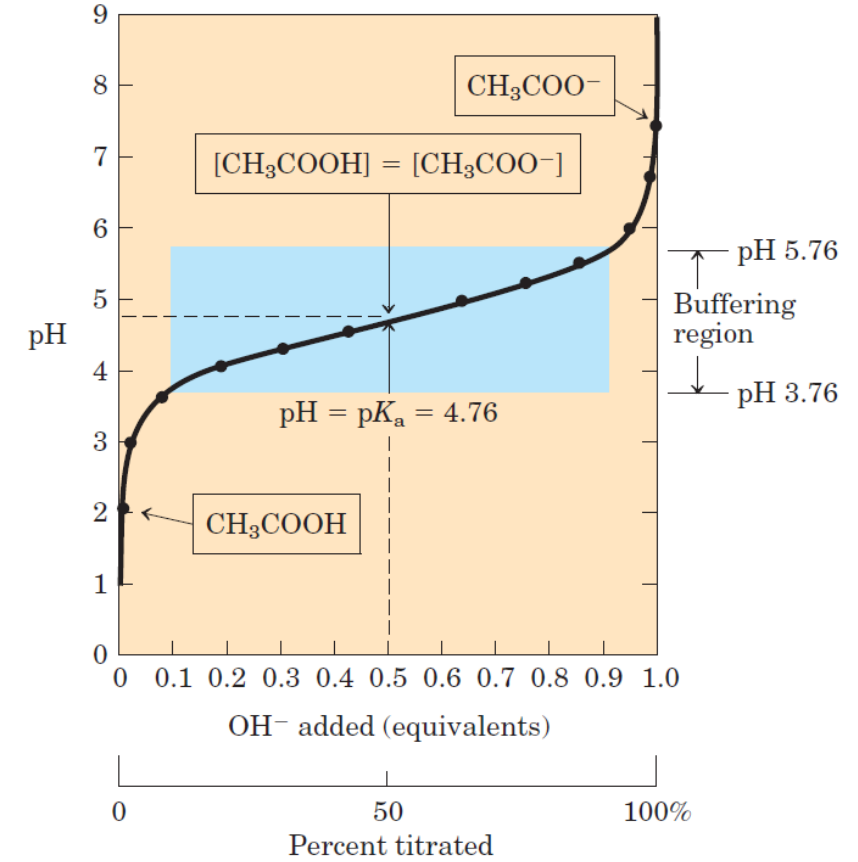


Titrasyonun Orta Noktası

- Titrasyonun orta noktasında başlangıçtaki asetik asidin yarısı protonunu kaybetmiştir.
- Bu noktada asetik asit ile asetat iyonunun derişimleri birbirine eşittir.
- Çözeltinin pH değeri, asetik asidin pK_a değerine tam olarak eşit olur.
- Yandaki figürde, bu ilişki $pH = pK_a = 4.76$ ilişkisi gösterilmektedir.



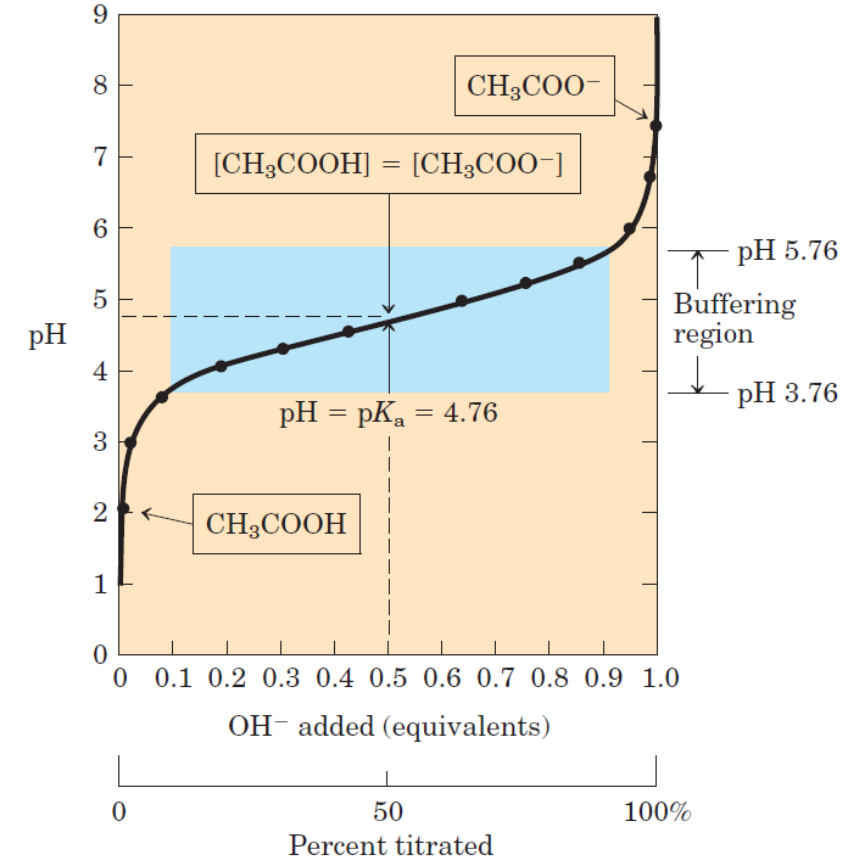
$$pH = pK_a = 4,76$$





Asetik Asidin Tamponlama Bölgesi

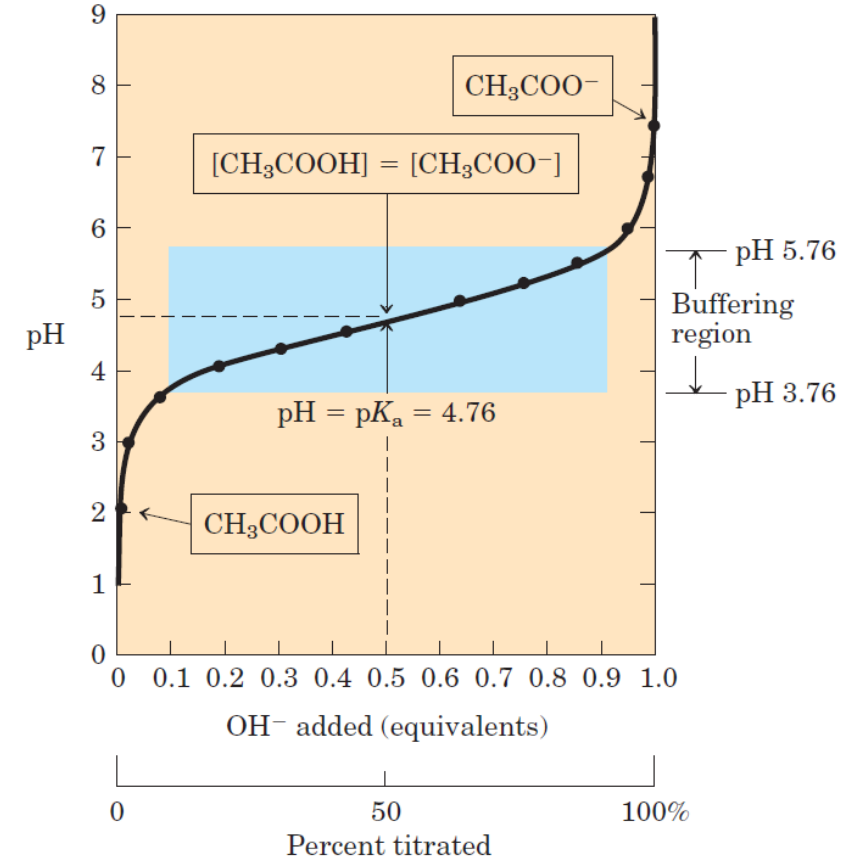
- Yandaki figür, asetik asidin pH 3.76–5.76 arasında etkili bir tamponlama bölgesi oluşturduğunu göstermektedir.
- Bu bölge, asetik asidin yaklaşık %10–90 oranında nötralleştiği aralığı kapsar.
- Tamponlama bölgesinde asetik asit ile asetat birlikte bulunarak pH değişimini sınırlar.
- Eğrinin bu bölümü, asetik asit–asetat çiftinin tamponlama gücünü yansıtır.





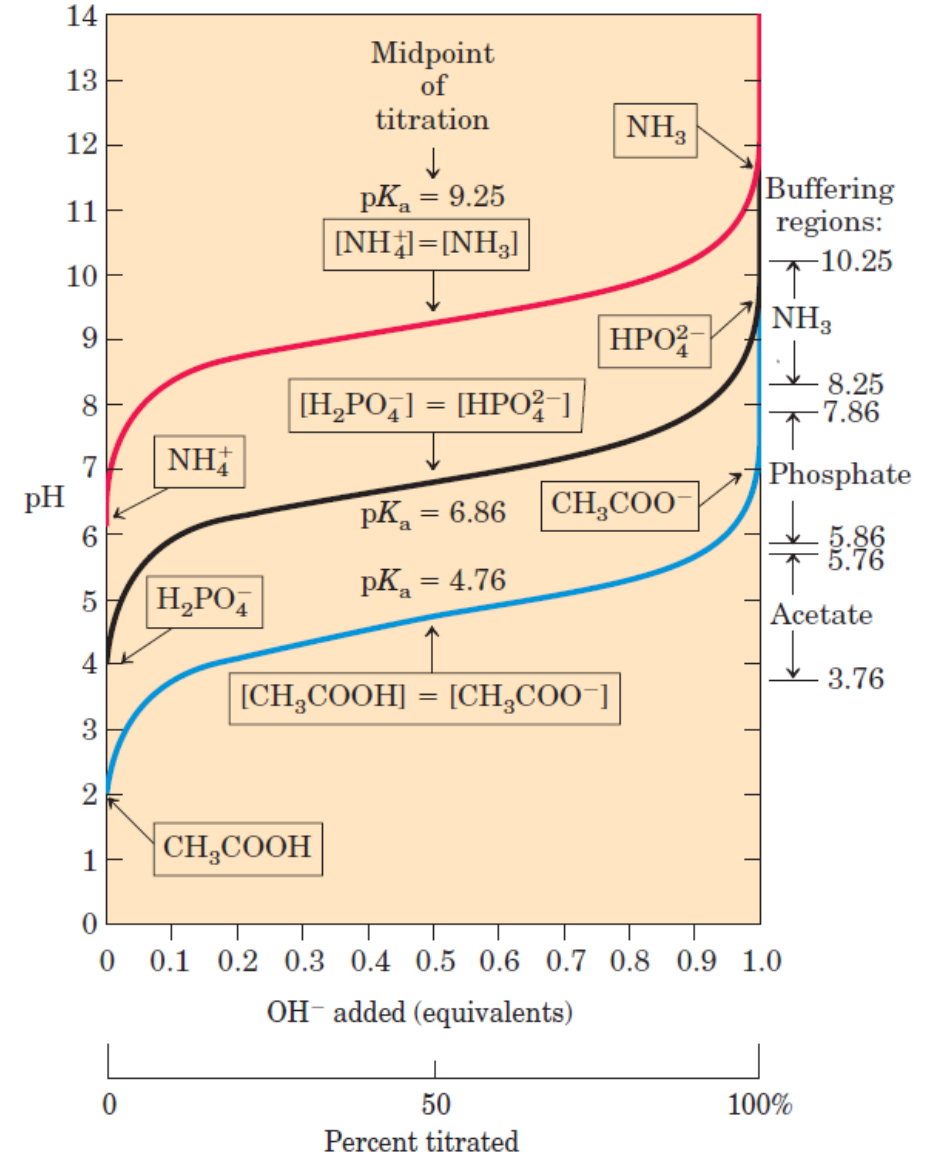
Titrasyonun Son Noktası

- NaOH eklendikçe iyonlaşmamış asetik asit giderek asetat iyonuna dönüştürülür.
- Eşdeğerlik noktasında eklenen NaOH miktarı, başlangıçtaki asetik asit miktarına stokiyometrik olarak eşittir.
- Asetik asidin nötrleştirilebilir protonları OH^- ile birleşerek su oluştururken çözeltide büyük ölçüde asetat bulunur.
- Suyun iyonlaşma dengesi ile asetik asit–asetat dengesi yeniden kurulur.



Farklı Zayıf Asitlerin Titrasyon Eğrileri

- Yandaki figür, asetik asit, dihidrojen fosfat ve amonyum iyonunun titrasyon eğrilerini karşılaştırmaktadır.
- Bu zayıf asitlerin iyonlaşma sabitleri ve pK_a değerleri birbirinden farklıdır.
- Buna rağmen üç titrasyon eğrisi de genel olarak benzer bir şekil gösterir.
- Eğriler pH eksenini boyunca farklı konumlarda yer alarak asit güçlerindeki farklılıkları yansıtır.





Asetik Asit, Fosfat ve Amonyumun Asitlikleri

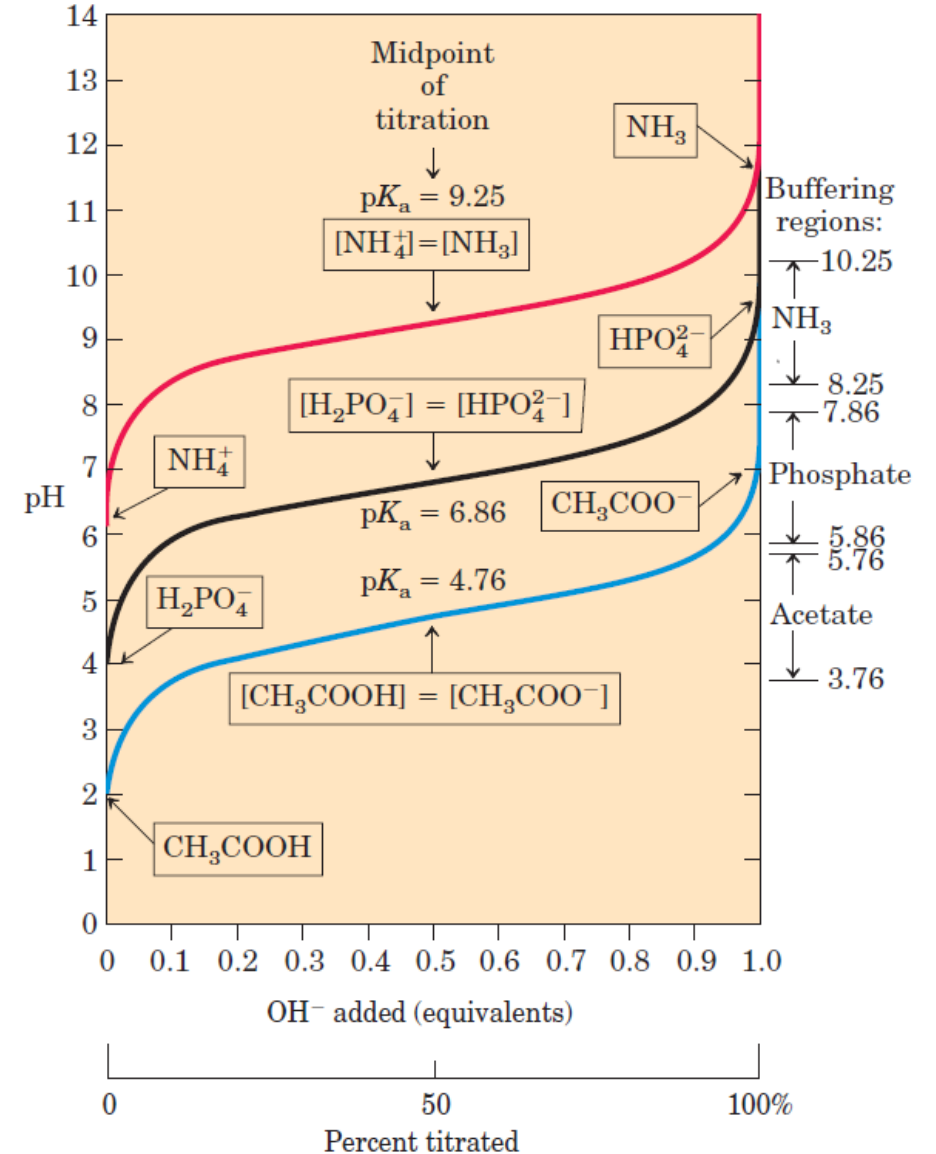
- Asetik asit, üç asit arasında protonunu en kolay veren en güçlü asittir.
- Asetik asidin yarısı pH 4.76'da iyonlaşmış durumdadır.
- Dihidrojen fosfatın yarısı pH 6.86'da iyonlaşarak protonunu daha zor verir.
- Amonyum iyonunun yarısı pH 9.25'te iyonlaşır ve üçü arasındaki en zayıf asittir.





Titrasyon Eğrisinde pK_a 'nın Belirlenmesi

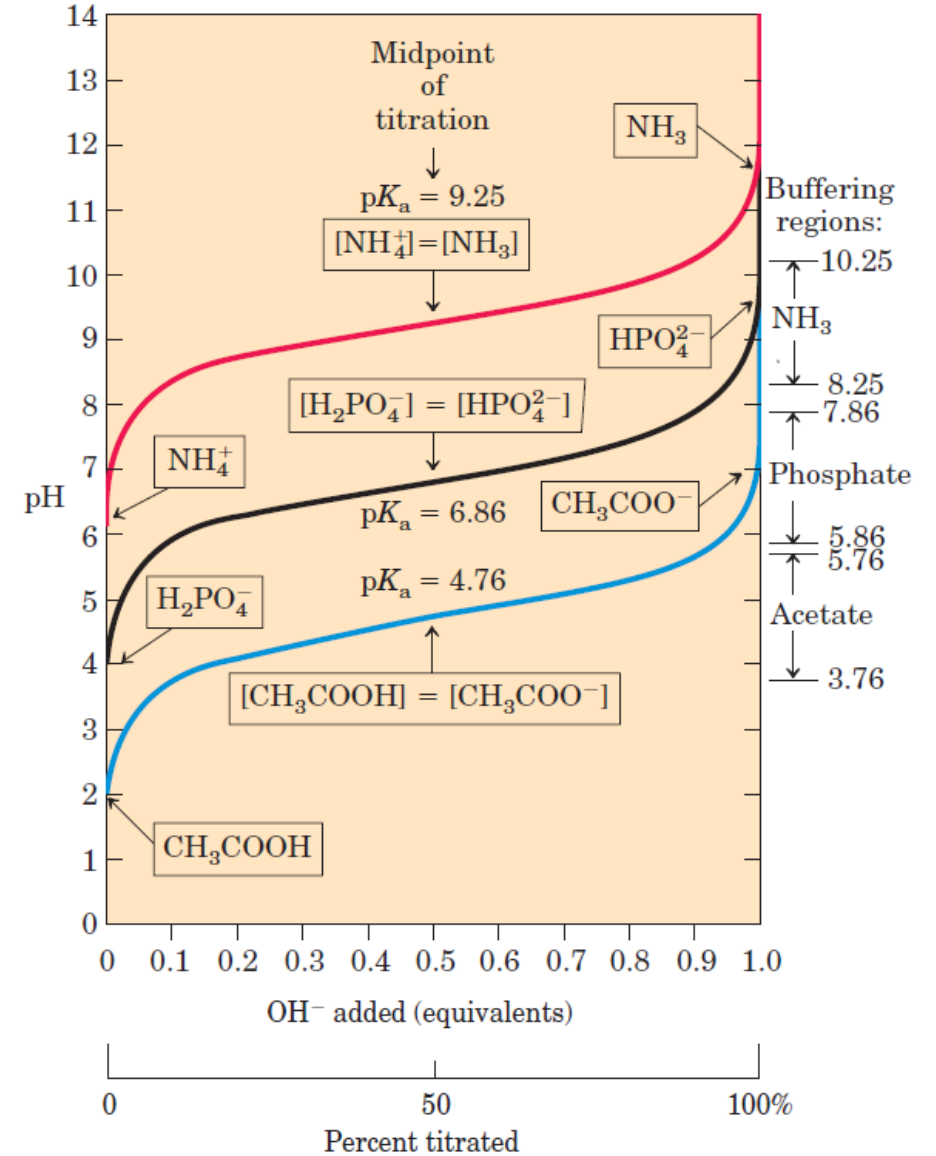
- Bir zayıf asidin pK_a değeri, titrasyon eğrisinin orta noktasından deneysel olarak belirlenebilir.
- Orta noktada iyonlaşmamış asit ile eşlenik bazın derişimleri birbirine eşittir.
- Yandaki figürde, her eğrinin orta noktası ilgili pK_a değeriyle işaretlenmiştir.
- Eğrinin konumu, asidin proton verme eğilimini görsel olarak ortaya koyar.





Farklı Eşlenik Çiftlerin Tamponlama Aralıkları

- Eşlenik asit–baz çiftleri, kendi pK_a değerlerinin çevresinde etkili tamponlama gösterir.
- Yandaki figürde, asetatın tamponlama bölgesi yaklaşık pH 3.76–5.76 aralığındadır.
- Fosfat çifti yaklaşık pH 5.86–7.86, amonyum çifti ise pH 8.25–10.25 arasında tamponlama yapar.
- Bu aralıklar, ilgili proton verici türlerin yaklaşık %10–90 oranında nötralleştiği bölgeleri temsil eder.





Zayıf Asitler ve Eşlenik Bazları Tampon Oluşturur

- Zayıf bir asit ile onun eşlenik bazı birlikte bulunduğunda tampon sistemi oluşturabilir.
- Titrasyon eğrileri, bu çiftlerin belirli pH aralıklarında pH değişimlerine direnebildiğini gösterir.
- Tamponlama gücü, genellikle asidin pK_a değerinin çevresindeki bölgede en belirgindir.





Suyun İyonlaşmasının Genel Özeti

- Saf su az miktarda iyonlaşarak eşit sayıda H_3O^+ ve OH^- iyonu oluşturur.
- Suyun iyonlaşması, H^+ ve OH^- derişimlerini içeren bir denge sabitiyle tanımlanır.
- Bu denge sabitinden suyun iyon çarpımı olan K_w türetilir.
- K_w , 25 °C'de $1.0 \times 10^{-14} \text{ M}^2$ değerindedir.





pH ve Asit Gücünün Genel Özeti

- Bir çözeltinin pH'ı, hidrojen iyonu derişimini logaritmik bir ölçekte ifade eder.
- Çözeltinin asitliği arttıkça pH değeri azalır.
- Zayıf bir asidin iyonlaşma eğilimi, asit iyonlaşma sabiti K_a ile gösterilir.
- Asit güçlendikçe K_a büyür, pK_a ise küçülür.



pK_a ile Asit–Baz Gücü Arasındaki İlişki

- pK_a , bir asidin proton verme eğilimini logaritmik ölçekte ifade eder.
- Asit güçlendikçe pK_a azalır ve bu asidin eşlenik bazı zayıflar.
- Bir bazın eşlenik asidinin pK_a değeri yükseldikçe bazın proton alma eğilimi güçlenir.
- Titrasyonun orta noktasında proton vericisi ile alıcısı eşit derişimdedir ve $pH = pK_a$ olur.





Biyolojik Sistemlerde pH Değişimlerine Karşı Koruma

- Biyolojik süreçlerin hemen tamamı pH'a bağlıdır ve küçük değişimler tepkime hızlarını önemli ölçüde etkileyebilir.
- Bu durum yalnızca H^+ iyonlarının doğrudan katıldığı tepkimelerle sınırlı değildir.
- Enzimler ve diğer biyomoleküller, proton alıp verebilen çok sayıda işlevsel grup taşır.
- Bu grupların protonlanma durumları, çevredeki pH tarafından belirlenir.





İyonlaşabilen Gruplar Protein İşlevini Etkiler

- Amino asitlerin amino ve karboksil grupları, zayıf asitler gibi davranabilir.
- Nükleotitlerin fosfat grupları da çevredeki pH'a bağlı olarak proton alıp verebilir.
- Protein içine gömülen iyonlaşabilir grupların pK_a değerleri, sudaki değerlerinden belirgin biçimde farklılaşabilir.
- Bu gruplar, enzimin substratını tanımasını ve bağlamasını sağlayan kuvvetlere katılabilir.





Hücreler ve Organizmalar pH'ı Düzenler

- Hücreler, sitozolik pH değerini genellikle 7'ye yakın ve oldukça sabit tutar.
- Çok hücreli organizmalar, hücre dışı sıvılarının pH değerini de dikkatle düzenler.
- Sabit pH, öncelikle biyolojik tamponlar tarafından sağlanır.
- Tampon sistemleri, zayıf asitler ve onların eşlenik bazlarından oluşur.





Tampon Sistemlerinin Temel Yapısı

- Tamponlar, az miktarda asit veya baz eklendiğinde pH değişimine direnç gösteren sulu sistemlerdir.
- Bir tampon sistemi, zayıf bir proton vericisi ile onun eşlenik proton alıcısını birlikte içerir.
- Proton vericisi ortamdaki OH^- iyonlarını, proton alıcısı ise eklenen H^+ iyonlarını tüketir.
- Böylece eklenen asit veya bazın oluşturacağı pH değişimi sınırlandırılır.

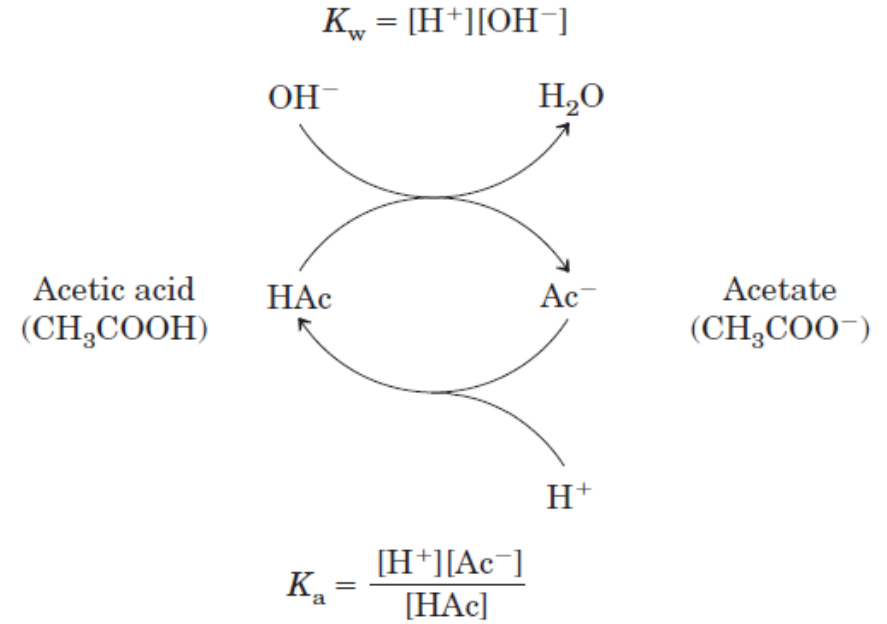


Asetik Asit–Asetat Tampon Sistemi

- Yandaki figür, asetik asit ile asetattan oluşan tampon sisteminin çalışma biçimini göstermektedir.
- Asetik asit proton vericisi, asetat iyonu ise eşlenik proton alıcısıdır.
- Asetik asidin iyonlaşması, çözeltide belirli miktarda H^+ iyonunun serbest kalmasını sağlar.
- Bu sistemde suyun ve asetik asidin iyonlaşma dengeleri eş zamanlı olarak bulunur.

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

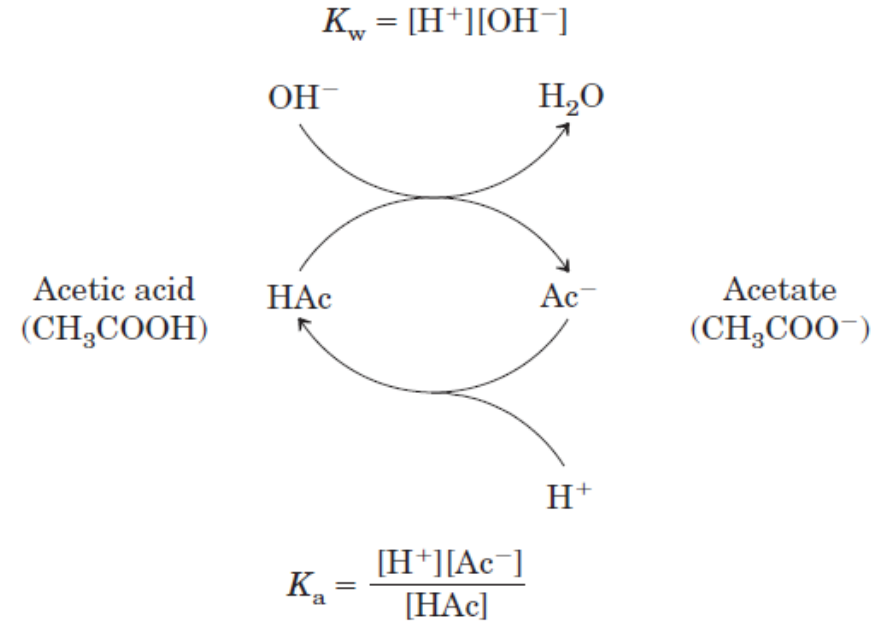
$$K_a = \frac{[H^+][Ac^-]}{[HAc]}$$





Tampon Sistemi Eklenen OH^- İyonlarını Tüketir

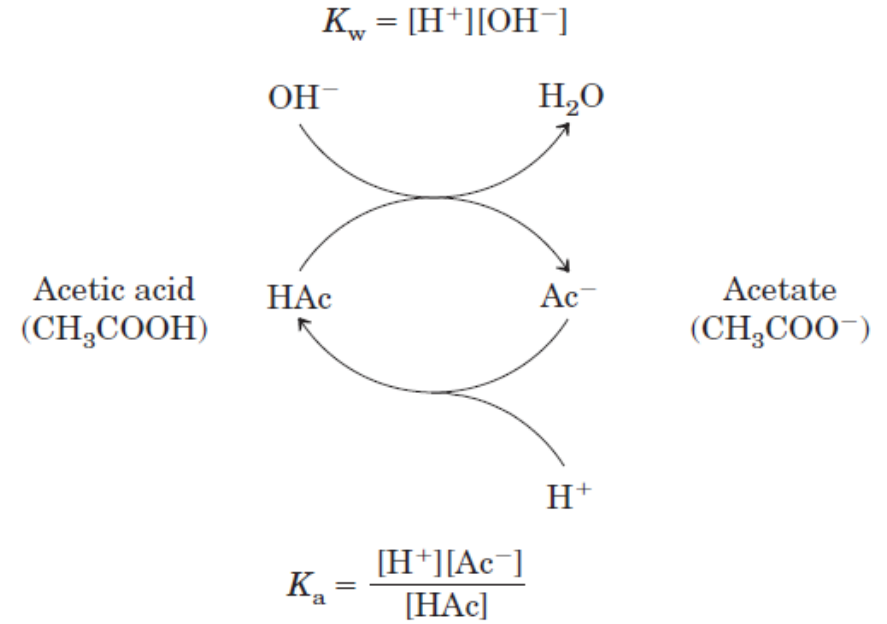
- Sisteme OH^- eklendiğinde asetik asit iyonlaşarak serbest H^+ oluşturur.
- H^+ ve OH^- iyonları birleşerek su meydana getirir.
- H^+ derişimindeki geçici azalma, asetik asidin daha fazla iyonlaşmasıyla dengelenir.
- Yandaki figür, iki dengenin pH değişimini sınırlandıracak biçimde birlikte çalıştığını göstermektedir.





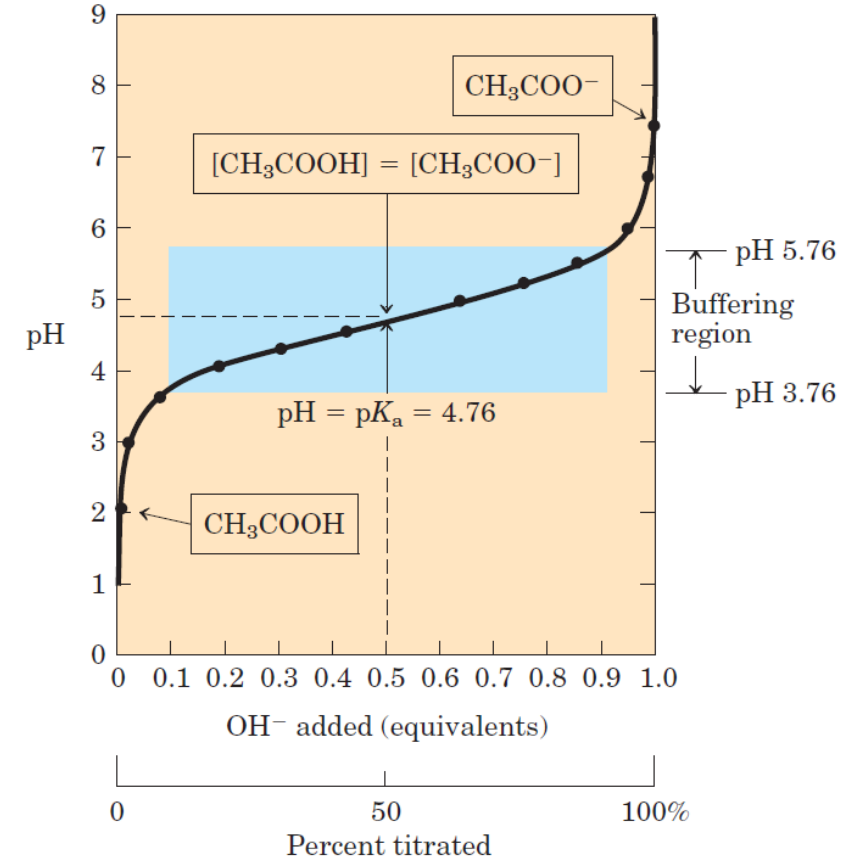
Tampon Sistemi Eklenen H^+ İyonlarını Bağlar

- Sisteme H^+ eklendiğinde asetat iyonları bu protonları bağlayarak asetik aside dönüşür.
- Böylece serbest H^+ derişimindeki artışın büyük bölümü dengelenir.
- Tampon sisteminde bileşenlerden birinin azalması, diğerinin eşit miktarda artmasıyla karşılanır.
- Toplam tampon bileşeni değişmezken yalnızca asetik asit ile asetat arasındaki oran değişir.



Tamponlama Bölgesinde pH Değişimi Sınırlıdır

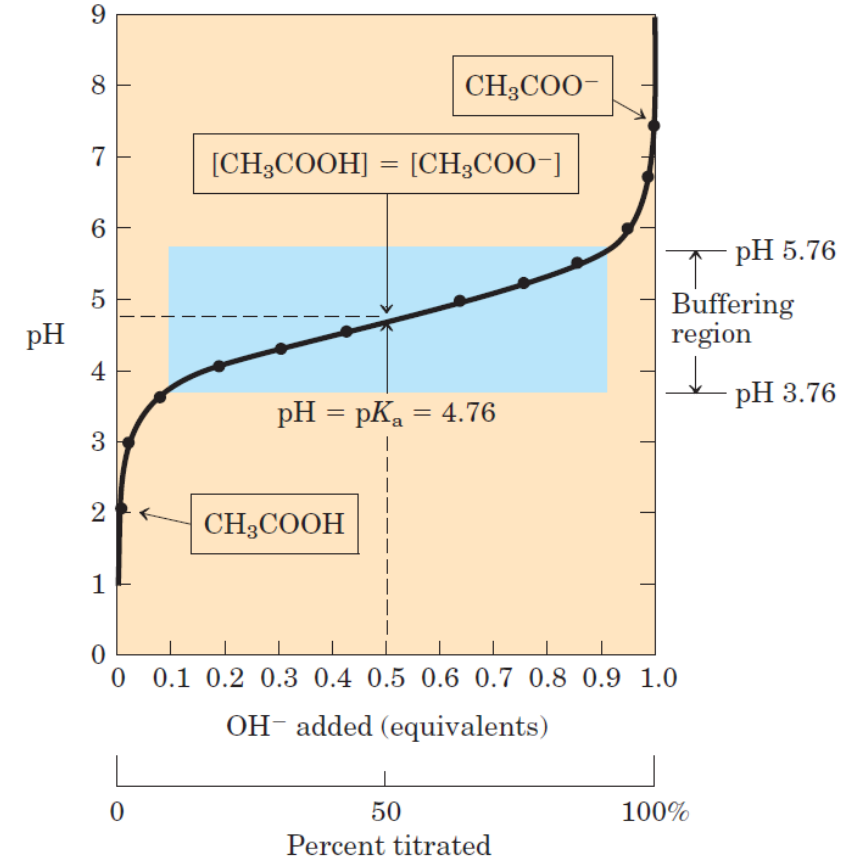
- Eşit derişimlerde asetik asit ve asetat içeren karışım, titrasyon eğrisinin orta noktasındaki tamponu temsil eder.
- Yandaki figürde, bu sistemin, orta noktanın yaklaşık bir pH birimi çevresinde etkili olduğu görülmektedir.
- Bu aralıkta eklenen H^+ veya OH^- , pH'ta yalnızca küçük bir değişime neden olur.
- Tamponlama bölgesi, asetik asit–asetat çiftinin etkili çalışma aralığını oluşturur.





Tamponlama Gücü Orta Noktada En Yüksek

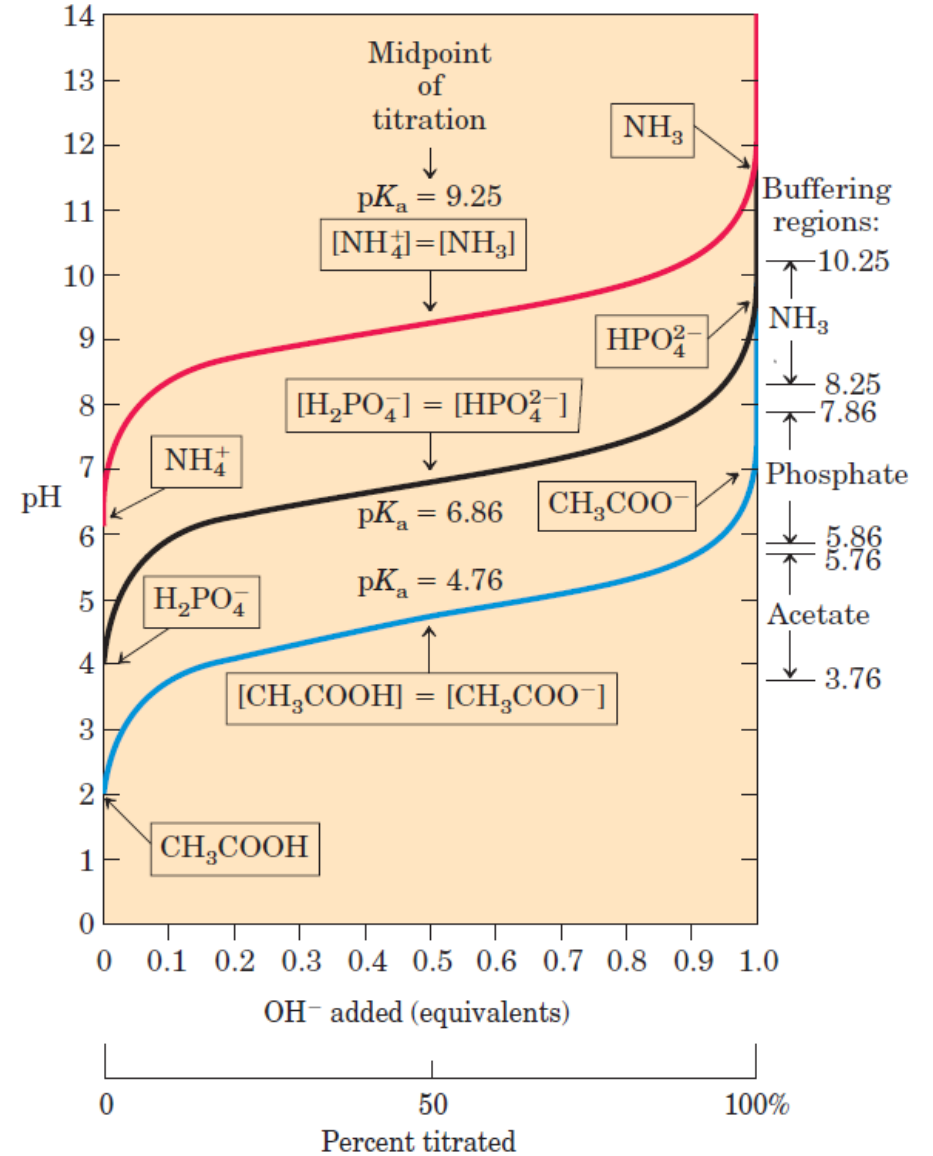
- Titrasyonun orta noktasında asetik asit ile asetat iyonunun derişimleri birbirine eşittir.
- Bu noktada sistemin tamponlama gücü en yüksek düzeye ulaşır.
- pH, az miktarda H^+ veya OH^- eklenmesine en az duyarlı olduğu değerdendir.
- Güçlü bir asit veya baz çözeltisi aynı miktardaki iyonlara karşı benzer koruma sağlayamaz.





Her Tamponun Kendine Özgü Bir Çalışma Aralığı Vardır

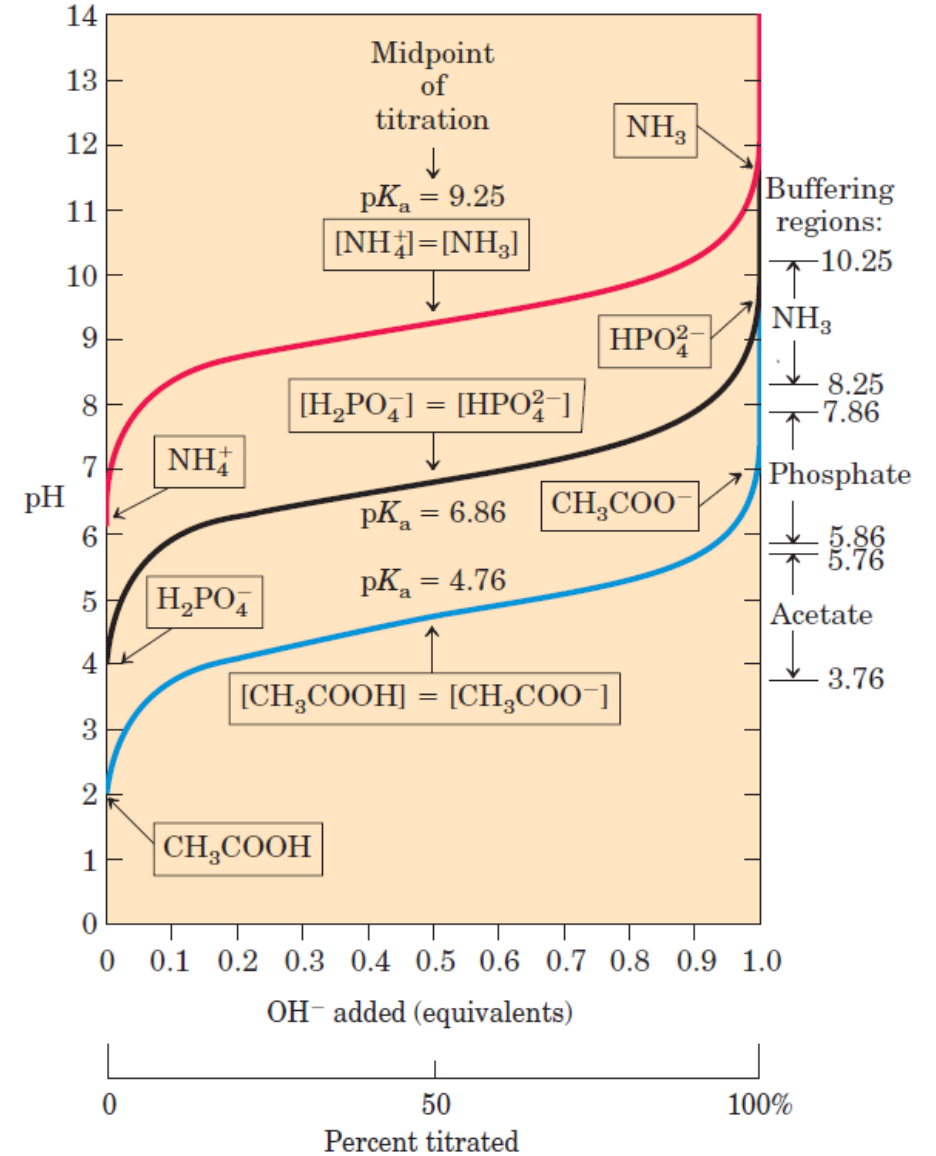
- Her eşlenik asit–baz çifti, kendine özgü bir pH aralığında etkili tamponlama gösterir.
- Yandaki figürde, asetik asit–asetat çiftinin pK_a değeri 4.76 olarak verilmektedir.
- Dihidrojen fosfat–hidrojen fosfat çifti, $pK_a = 6.86$ çevresinde etkili olur.
- Amonyum–amonyak çifti ise $pK_a = 9.25$ çevresinde tamponlama yapar.





Tamponların Etkili Olduğu pH Aralıkları

- Asetik asit–asetat sistemi yaklaşık pH 3.8–5.8 arasında etkili bir tampondur.
- Fosfat tamponu yaklaşık pH 5.9–7.9 arasında etkili olur.
- Amonyum–amonyak sistemi yaklaşık pH 8.3–10.3 arasında tamponlama sağlar.
- Bu aralıklar, ilgili tampon çiftlerinin pK_a değerlerinin yaklaşık bir pH birimi çevresindedir.





Henderson–Hasselbalch Eşitliğinin Temeli

- Az önceki titrasyonlarda incelediğimiz eğrilerin benzerliği, ortak bir matematiksel ilişkiyi yansıtır.
- Bu ilişki, zayıf asitlerin titrasyon davranışını Henderson–Hasselbalch eşitliğiyle açıklar.
- Eşitlik, tampon etkisini ve asit–baz dengesini nicel olarak değerlendirmeyi sağlar.
- Zayıf bir asidin iyonlaşma sabiti, protonlanmış ve protonsız türlerin derişimlerini ilişkilendirir.

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$





Henderson–Hasselbalch Eşitliğinin Elde Edilmesi

- Asit iyonlaşma eşitliği, önce H^+ derişimi yalnız bırakılacak biçimde düzenlenir.
- Eşitliğin iki tarafının negatif logaritması alınarak pH ve pK_a ifadelerine ulaşılır.
- Proton alıcısının proton vericisine oranı ters çevrildiğinde işaret pozitif hâle gelir.
- Sonuçta pH, pK_a ve eşlenik baz–asit oranıyla ilişkilendirilir.

$$[H^+] = K_a \frac{[HA]}{[A^-]}$$
$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$





Henderson–Hasselbalch Eşitliğinin Kullanım Alanları

- Henderson–Hasselbalch eşitliği, zayıf asitlerin titrasyon eğrilerine uyar ve önemli nicel ilişkiler sağlar.
- Bilinen pH ve molar oran kullanılarak bir asidin pK_a değeri hesaplanabilir.
- Bilinen pH ile pK_a değerinden proton vericisi–alıcısı oranı bulunabilir.
- Bilinen molar oran ve pK_a kullanılarak çözeltinin pH değeri hesaplanabilir.





Titrasyonun Orta Noktasında pH ile pK_a Eşittir

- Titrasyonun orta noktasında proton vericisi ile proton alıcısının derişimleri birbirine eşittir.
- Bu durumda Henderson–Hasselbalch eşitliğindeki derişim oranı 1 olur.
- Birin logaritması sıfır olduğu için çözeltinin pH değeri doğrudan pK_a 'ya eşitlenir.
- Bu ilişki, bütün zayıf asitlerin titrasyon eğrilerinde geçerlidir.

$$[HA] = [A^-]$$

$$pH = pK_a + \log 1 = pK_a$$





Hücrelerde Tamponlamanın İlk Basamağı

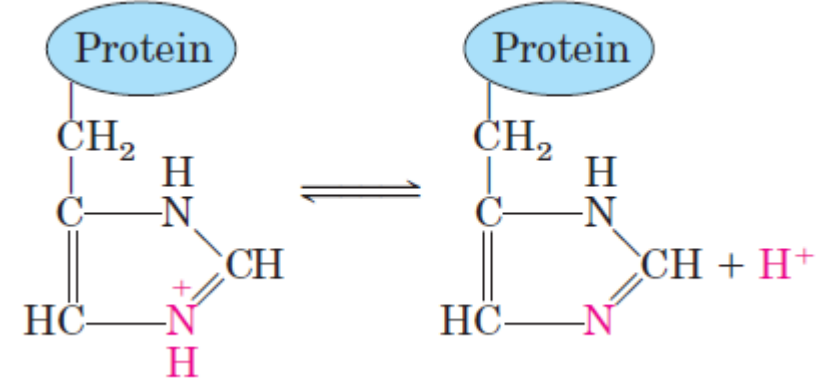
- Çok hücreli canlıların hücre içi ve hücre dışı sıvıları karakteristik ve oldukça sabit pH değerlerine sahiptir.
- Organizmaların pH değişimlerine karşı ilk savunma hattını tampon sistemleri oluşturur.
- Çoğu hücrenin sitoplazması, tamponlama işlevi görebilen proteinleri yüksek derişimlerde içerir.
- Proteinlerdeki birçok amino asit yan zinciri zayıf asit veya zayıf baz gibi davranabilir.





Histidin Kalıntıları Protein Tamponlamasına Katılır

- Histidinin yan zinciri yaklaşık 6.0 değerinde bir pK_a 'ya sahiptir.
- Bu nedenle histidin içeren proteinler, nötr pH yakınında etkili tamponlama gösterebilir.
- Histidin yan zincirleri nötr pH çevresinde protonlanmış veya protonsuz hâlde bulunabilir.
- Proteinlerdeki histidinin iyonlaşabilir yapısı yandaki figürde gösterilmiştir.





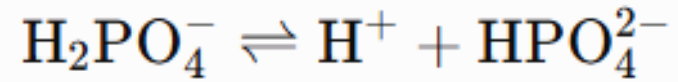
Diğer Hücresel Tampon Bileşenleri

- ATP gibi nükleotitler ve düşük molekül ağırlıklı metabolitler iyonlaşabilen gruplar taşır.
- Bu gruplar, sitoplazmanın tamponlama gücüne katkıda bulunabilir.
- Organellerin ve hücre dışı bölmelerin tampon sistemleri birbirinden farklı olabilir.
- Organik asitler bitki kofullarını, amonyak ise idrarı tamponlayan bileşikler arasındadır.



Fosfat Tampon Sistemi

- Fosfat sistemi, biyolojik açıdan önemli iki temel tampon sisteminden biridir.
- Bu sistem bütün hücrelerin sitoplazmasında etkili bir tampon görevi görür.
- H_2PO_4^- proton vericisi, HPO_4^{2-} ise eşlenik proton alıcısıdır.
- İki fosfat türü aşağıdaki geri dönüşümlü denge aracılığıyla birbirine dönüşür.





Fosfat Tamponunun Etkili Olduğu Aralık

- Fosfat tampon sistemi, $pK_a = 6.86$ değerine yakın pH koşullarında en etkili biçimde çalışır.
- Bu nedenle sistem, yaklaşık olarak pH 5.9–7.9 arasındaki değişimlere direnebilir.
- Fosfat sistemi biyolojik sıvılarda, özellikle hücrelerin sitoplazmasında etkili bir tampon görevi görür.





Fosfat Tamponunun Biyolojik Sıvılardaki Etkisi

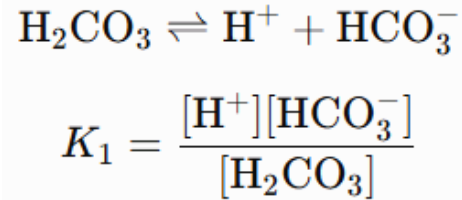
- Memelilerde hücre dışı sıvıların pH'ı yaklaşık 7,35–7,45 aralığında tutulurken sitozolik pH genellikle 7'ye yakındır.
- Bu değerler, fosfat tampon sisteminin etkili olduğu yaklaşık pH 5,9–7,9 aralığındadır.
- Fosfat sistemi özellikle hücre içi sıvılarda önemli bir tampon görevi görür; hücre dışında ise bikarbonat sistemi daha baskındır.





Bikarbonat Tampon Sisteminin Bileşenleri

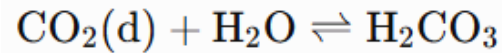
- Kan plazması, kısmen bikarbonat sistemi tarafından tamponlanır.
- Sistemde karbonik asit proton vericisi, bikarbonat iyonu ise proton alıcısıdır.
- Karbonik asidin ilk iyonlaşması aşağıdaki geri dönüşümlü tepkimeyle gösterilmektedir.
- Bu denge, K_1 bikarbonat sisteminin ilk iyonlaşma sabitidir.





Karbonik Asit Çözünmüş Karbondioksitten Oluşur

- Bikarbonat sistemi, diğer eşlenik asit–baz çiftlerinden daha karmaşık bir yapıya sahiptir.
- Karbonik asit, çözünmüş karbondioksit ile suyun geri dönüşümlü tepkimesi sonucunda meydana gelir.
- Bu hidratasyon dengesi, çözünmüş CO₂ ile H₂CO₃ derişimlerini birbirine bağlar.
- Tepkimenin denge sabiti K₂ ile gösterilmektedir.



$$K_2 = \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3]}{[\text{CO}_2(\text{d})][\text{H}_2\text{O}]}$$





Gaz ve Çözünmüş Karbondioksit Dengesi

- Normal koşullarda karbondioksit gaz hâlinedir ve bir miktarı sulu fazda çözünür.
- Çözünmüş CO₂ derişimi, gaz hâlindeki CO₂ ile kurulan denge tarafından belirlenir.
- Gaz ve çözünmüş fazlar arasındaki denge, aşağıdaki eşitlikle gösterilmiştir.
- Bu denge için K₃ sabiti kullanılır.



$$K_3 = \frac{[\text{CO}_2(\text{d})]}{[\text{CO}_2(\text{g})]}$$





Bikarbonat Tamponunun pH'ını Belirleyen Etkenler

- Bikarbonat sisteminin pH'ı, H_2CO_3 ile HCO_3^- derişimlerinin oranına bağlıdır.
- H_2CO_3 derişimi, sulu fazdaki çözünmüş CO_2 miktarı tarafından belirlenir.
- Çözünmüş CO_2 derişimi ise gaz fazındaki CO_2 derişimine veya kısmi basıncına bağlıdır.
- Böylece sistemin pH'ı hem sulu hem de gaz fazındaki dengelerden etkilenir.





Bikarbonat Sistemi Fizyolojik Bir Tampondur

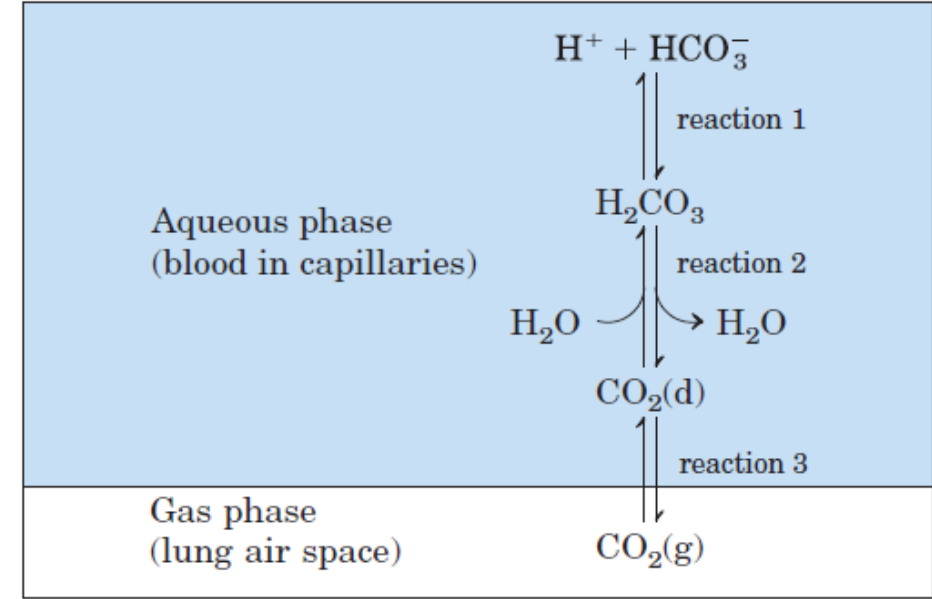
- Bikarbonat sistemi, yaklaşık pH 7.4 değerinde etkili bir fizyolojik tampon oluşturur.
- Kan plazmasındaki H_2CO_3 , akciğerlerdeki geniş CO_2 rezerviyle dengede bulunur.
- Gaz fazındaki CO_2 rezervi, sistemin tamponlama kapasitesini artırır.
- Bikarbonat sistemi, kan pH'ının korunmasında temel bir rol üstlenir.





Akciğerler Bikarbonat Tamponuna Katılır

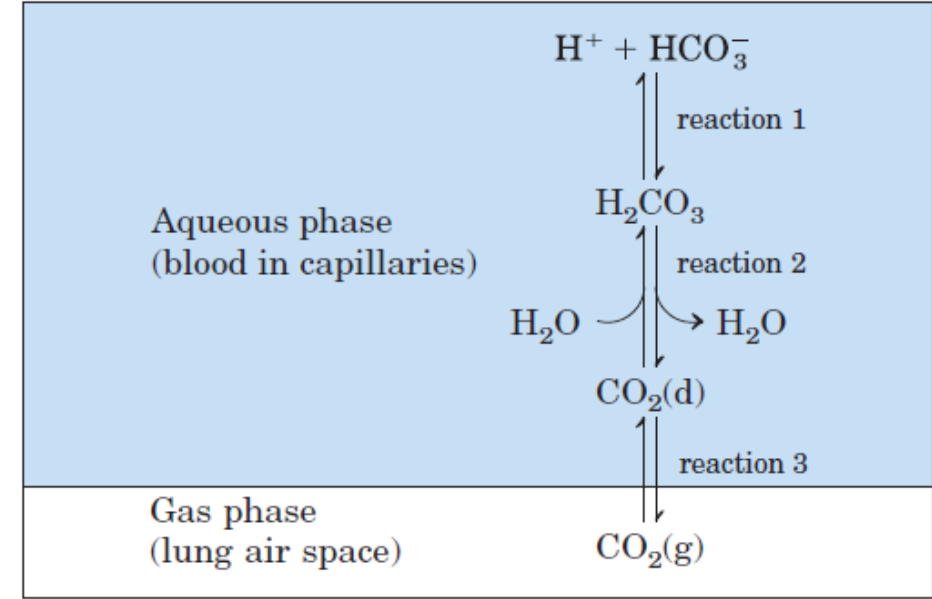
- Yandaki figür, akciğerlerdeki CO_2 ile kan plazmasındaki bikarbonat sistemi arasındaki dengeyi göstermektedir.
- Gaz fazındaki CO_2 önce çözülmüş CO_2 'ye, ardından karbonik aside dönüşebilir.
- Karbonik asit, H^+ ve HCO_3^- iyonlarına ayrılarak kanın tamponlanmasına katılır.
- Solunum hızı, kan pH'ındaki değişimlere göre bu dengelerin yönünü etkiler.





Kana H^+ Eklendiğinde Bikarbonat Sistemi

- Yoğun egzersiz sırasında metabolik süreçlerden kaynaklanan H^+ yükü arttığında bikarbonat dengesi sola yönelir.
- H^+ ile HCO_3^- birleşerek karbonik asit oluşumunu artırır.
- Artan H_2CO_3 , çözülmüş CO_2 oluşumu yönünde dönüşür.
- Oluşan fazla CO_2 kanla akciğerlere taşınarak solunum yoluyla uzaklaştırılır.





Kan pH'ı Yükseldiğinde Ventilasyon Azalabilir

- Vücuttan asit kaybı veya bikarbonat fazlalığı kan pH'ının yükselmesine yol açabilir.
- Bu durumda bikarbonat sistemindeki dengeler H^+ oluşturacak yönde ilerler.
- Alveolar ventilasyonun azalması, kanda daha fazla CO_2 tutulmasını sağlar.
- Tutulan CO_2 , H^+ oluşumunu artırarak pH'ın normal aralığa yaklaşmasına katkıda bulunur.



İZLE



Solunumun Düzenlenmesi Kan pH'ını Korur

- Solunum hızı beyin sapı tarafından düzenlenir.
- Kandaki CO₂ artışı veya pH düşüşü daha hızlı ve derin solunumu tetikler.
- Solunumun hızlanması, CO₂'nin akciğerlerden daha hızlı uzaklaştırılmasını sağlar.
- Böylece bikarbonat tamponunun dengeleri kan pH'ını koruyacak yönde ayarlanır.

Bi Dünya Biyoloji



Bektaş Tepe
gezimania_tr



Bikarbonat Sisteminin Tamponlama Kapasitesi

- Kan pH'ı 7,4 olduğunda gerçek H_2CO_3 derişimi HCO_3^- derişiminden oldukça düşüktür.
- Sistem yalnızca mevcut H_2CO_3 'e dayansaydı bazlara karşı tamponlama kapasitesi sınırlı kalırdı.
- Gerçek H_2CO_3 'ün ilk iyonlaşmasına ait pK_a yaklaşık 3,57; $\text{CO}_2/\text{HCO}_3^-$ sisteminin fizyolojik görünür pK_a değeri ise yaklaşık 6,1'dir.
- Açık bikarbonat sistemi, CO_2 'nin solunumla düzenlenebilmesi sayesinde pH 7,4'te etkili tamponlama gösterir.





CO₂ Rezervi Bikarbonat Tamponunu Güçlendirir

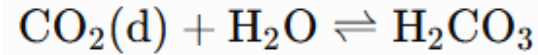
- Bir tampon genellikle pH değeri pK_a 'sının yaklaşık bir birimi içindeyken en etkili olur.
- Kan plazmasının pH'ı 7,4, CO₂/HCO₃⁻ sisteminin görünür pK_a değeri ise yaklaşık 6,1'dir.
- Sistemin fizyolojik etkinliği, CO₂'nin karbonik anhidraz aracılığıyla hızla dönüştürülmesine ve HCO₃⁻ derişiminin böbreklerce düzenlenmesine dayanır.
- Akciğerler alveolar ventilasyonu değiştirerek kandaki P_{CO_2} 'yi kontrol eder.





Karbondiyoksitin Hidratasyon Sabiti

- Çözünmüş CO_2 ile karbonik asit arasındaki denge, hidratasyon sabiti K_h ile ifade edilir.
- K_h , H_2CO_3 derişiminin çözünmüş CO_2 derişimine oranıdır.
- Bu sabit, çözünmüş CO_2 rezervinin hesaplamalara katılmasını sağlar.
- Böylece karbonik asidin görünen iyonlaşma davranışı daha uygun biçimde tanımlanabilir.



$$K_h = \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3]}{[\text{CO}_2(\text{d})]}$$





Bikarbonat Sisteminin Birleşik Denge Sabiti

- Karbonik asidin iyonlaşma eşitliğinde H_2CO_3 yerine $K_h[\text{CO}_2(\text{d})]$ yazılabilir.
- Bu düzenleme, iyonlaşma ile hidratasyon dengelerini tek bir eşitlikte birleştirir.
- Birleşik sabit, çözülmüş CO_2 ile H^+ ve HCO_3^- derişimlerini ilişkilendirir.
- Bu sabit K_{combined} olarak ifade edilir.

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]}{K_h[\text{CO}_2(\text{d})]}$$

$$K_h K_a = K_{\text{combined}} = \frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2(\text{d})]}$$





Bikarbonat Sisteminin Görünür pK_a Değeri

- Deneyssel olarak $K_h = 3.0 \times 10^{-3}$ ve $K_a = 2.7 \times 10^{-4}$ M bulunur.
- Bu değerlerin çarpımı $K_{combined} = 8.1 \times 10^{-7}$ M birleşik sabitini verir.
- Birleşik denge sabitinden hesaplanan görünür pK_a değeri 6.1'dir.
- Bu değer, bikarbonat sisteminin kan pH'ındaki tamponlama davranışını daha doğru açıklar.

$$K_{combined} = (3,0 \times 10^{-3})(2,7 \times 10^{-4} \text{ M}) = 8,1 \times 10^{-7} \text{ M}$$

$$pK_{combined} = 6,1$$





Klinik Bikarbonat Eşitliği

- Klinik uygulamalarda çözünmüş CO_2 , eşlenik asit olarak kabul edilir.
- Hesaplamalarda görünür pK_a değeri olan 6.1 kullanılır.
- CO_2 'nin kısmi basıncı kilopaskal (kPa) cinsinden eşitliğe dâhil edilir.
- $0.23 \text{ mmol L}^{-1}\text{kPa}^{-1}$, CO_2 'nin sudaki çözünürlük katsayısını temsil eder.

$$\text{pH} = 6,1 + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{0,23 \times p\text{CO}_2}$$





Kan Plazmasındaki Normal Bikarbonat Düzeyi

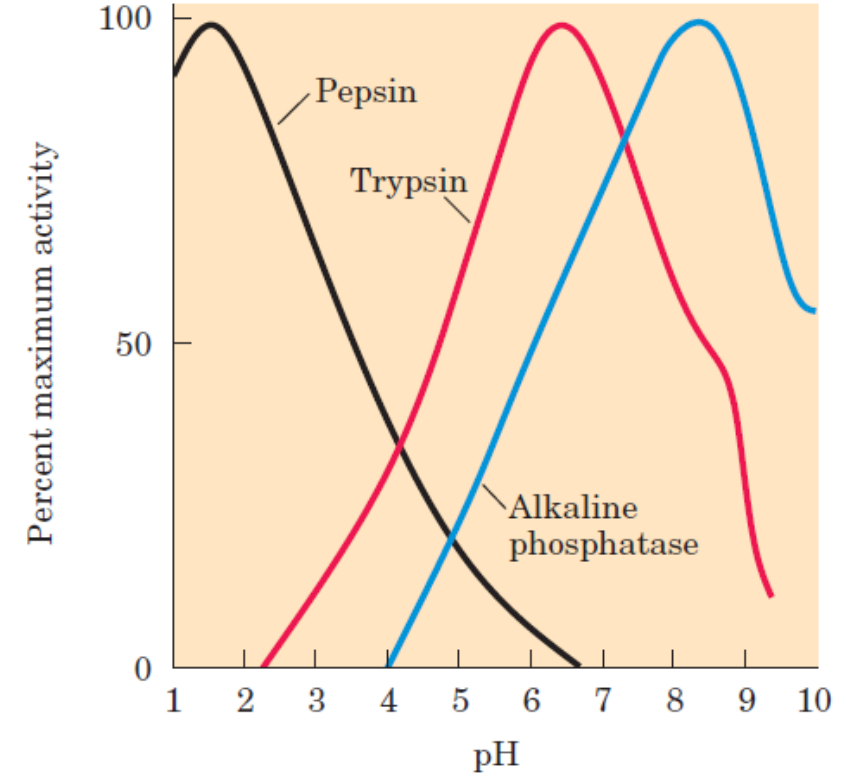
- CO₂'nin normal kısmi basıncı genellikle 4.6–6.7 kPa aralığındadır.
- CO₂'nin yaklaşık 0.23 mmol · L⁻¹ · kPa⁻¹ olan çözünürlük katsayısı kullanıldığında, $0.23 \times p\text{CO}_2$ terimi yaklaşık 1.2 mM çözünmüş CO₂'ye karşılık gelir.
- Kan plazmasındaki normal bikarbonat derişimi yaklaşık 24 mM'dir.
- Bikarbonat ile çözünmüş CO₂ arasındaki oran, kanın pH değerinin belirlenmesini sağlar.





Enzimlerin pH Optimumları Farklıdır

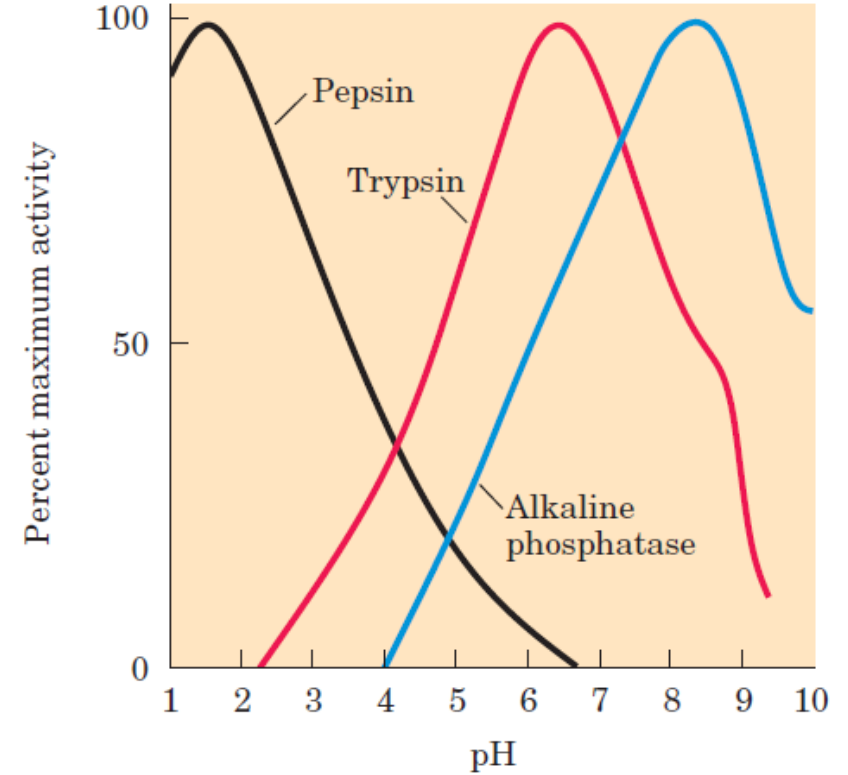
- İnsan kan plazmasının pH değeri normal olarak 7.35–7.45 arasında tutulur.
- Enzimlerin çoğu en yüksek katalitik etkinliği kendilerine özgü bir pH değerinde gösterir.
- Optimum değerin her iki tarafında enzim etkinliği belirgin biçimde azalır.
- Yandaki figür, pepsin, tripsin ve alkalin fosfatazın farklı pH optimumlarını göstermektedir.





Enzimlerin Çalıştıkları Ortamlar pH Optimumlarını Yansıtır

- Pepsin, yaklaşık pH 1.0–1.5 olan mide öz suyunda görev yapan bir sindirim enzimidir.
- Tripsin, ince bağırsağın hafif bazik ortamında etkinlik gösterir.
- Kemik dokusundaki alkalin fosfataz, kemik mineralizasyonuna katkıda bulunduğu düşünülen hidrolitik bir enzimdir.
- Yandaki figürde, her enzimin en yüksek etkinliğe farklı bir pH'ta ulaştığı görülmektedir.





Küçük pH Değişimleri Hücresel İşlevleri Bozabilir

- Optimum pH'tan küçük bir sapma, bazı enzimatik tepkimelerin hızını büyük ölçüde değiştirebilir.
- Biyolojik pH kontrolü, hücresel metabolizma ve etkinliklerin sürdürülmesi açısından temel önem taşır.
- Kan pH'ındaki değişiklikler, fizyolojik sistemlerde ciddi sonuçlar oluşturabilir.
- Bu nedenle tamponlar ve solunum sistemi kan pH'ının dar sınırlar içinde tutulmasına katkı sağlar.





Tedavi Edilmeyen Diyabette Organik Asitler Birikir

- İnsülin eksikliği veya insülin etkisinin ileri derecede azalması, hücrelerin glikozdan yararlanmasını bozar.
- Artan yağ yıkımı sonucunda açığa çıkan yağ asitleri karaciğerde keton cisimlerine dönüştürülür.
- Asetoasetik asit ve β -hidroksibütirik asidin yüksek derişimlerde birikmesi vücudun asit yükünü artırır.
- Diyabetik ketoasidoz sırasında genellikle β -hidroksibütirat baskın hâle gelir.





Diyabette Asetoasetik Asit Düzeyi Artar

- Sağlıklı bireylerde kan plazmasındaki asetoasetik asit düzeyi yaklaşık 3 mg/100 mL'dir.
- Tedavi edilmeyen diyabette bu değer yaklaşık 90 mg/100 mL'ye ulaşabilir.
- Diyabetli bireylerde idrarla asetoasetik asit atılımı yaklaşık 5 g/24 saat düzeyine çıkabilir.
- Sağlıklı kontrollerde idrarla asetoasetik asit atılımı 125 mg/24 saatin altındadır.





Ketoasidoz Kan pH'ını Düşürür

- Biriken asitlerin iyonlaşması, kan plazmasının pH değerini 7.35'in altına düşürür.
- Bu durum asidoza yol açarak baş ağrısı, uyuşukluk, bulantı ve kusmaya neden olabilir.
- Ağır vakalarda stupor (ağır bilinç bulanıklığı), koma ve konvülsiyonlar gelişebilir.
- Düşük pH koşullarında bazı enzimler uygun biçimde çalışamaz.



Keton Cisimleri Diyabetik Ketoasidoz Tanısını Destekler

- Yüksek kan glikozu ve düşük plazma pH'ına keton cisimlerindeki artışın eşlik etmesi, diyabetik ketoasidozu düşündürür.
- Kan β -hidroksibütirat düzeyinin yükselmesi, diyabetik ketoasidozun değerlendirilmesinde önemli bir göstergedir.
- Keton cisimlerinin birikmesi, yağ asitlerinden keton üretiminin arttığını gösterir.
- β -Hidroksibütirik asit ve asetoasetik asidin birikmesi metabolik asidoza katkıda bulunur.





Asidozun Diyabet Dışındaki Nedenleri

- Uzun süreli açlık, yakıt olarak yağ asitlerinin kullanılmasını artırarak asidoza yol açabilir.
- Çok ağır egzersiz sırasında oluşan laktik asit geçici olarak kanda birikebilir.
- Böbrek yetmezliği, bikarbonat düzeylerinin düzenlenmesini bozarak asidoz meydana getirebilir.
- Bazı akciğer hastalıkları, CO₂'nin yeterince uzaklaştırılamaması nedeniyle asidoza neden olur.





Solunum Bozuklukları CO₂ Birikimine Yol Açabilir

- Amfizem, pnömoni ve astım akciğerlerin CO₂ uzaklaştırma kapasitesini azaltabilir.
- CO₂ yeterince uzaklaştırılamadığında H₂CO₃ birikir ve bunun sonucunda kan pH'ı düşer.
- Bu durum solunum kaynaklı asidoz olarak tanımlanır.
- Bikarbonat tampon sistemi, biriken H⁺ iyonlarının etkisini sınırlamaya çalışır.





Şiddetli Asidozun Tedavisi

- Asidoza yol açan temel nedenin belirlenmesi, uygun tedavinin seçilmesi açısından önemlidir.
- Diyabetik ketoasidozda insülin ve sıvı-elektrolit desteği; akciğer hastalıklarında ise nedene yönelik tedavi uygulanır.
- Damar yoluyla bikarbonat, yalnızca seçilmiş ağır metabolik asidoz vakalarında klinik değerlendirmeye kullanılabilir.
- Tedavi, altta yatan nedeni kontrol ederek kan pH'ını güvenli sınırlara döndürmeyi amaçlar.



İZLE



Su Biyokimyasal Tepkimelere Doğrudan Katılır

- Su yalnızca hücresel tepkimelerin gerçekleştiği bir çözücü değildir.
- Birçok biyokimyasal tepkimede doğrudan reaktant olarak görev yapar.
- ADP ile inorganik fosfattan ATP oluşumu, suyun elementlerinin uzaklaştırıldığı bir kondensasyon tepkimesidir.
- Bu tepkimede suyun elementleri ortamdan uzaklaştırılarak bir fosfoanhidrit bağı oluşturulur.

Bi Dünya Biyoloji

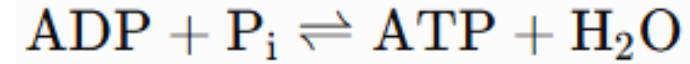
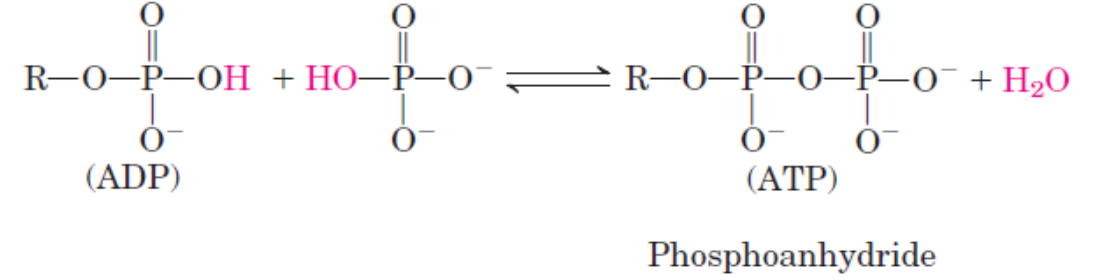


Bektaş Tepe
gezimania_tr



ATP Oluşumu Bir Kondensasyon Tepkimesidir

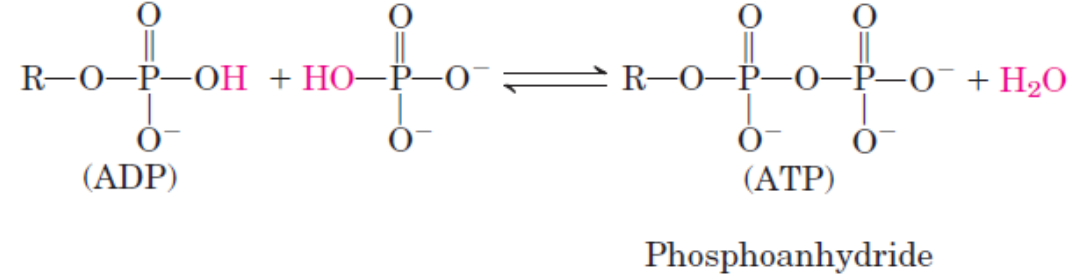
- Yandaki figür, ADP ve fosfatın birleşmesi sırasında ATP oluşumunu göstermektedir.
- ADP'nin hidroksil grubu ile fosfatın hidrojeni birleşerek bir su molekülü oluşturur.
- Suyun uzaklaştırılmasıyla ADP ve fosfat arasında yeni bir bağ kurulur.
- Su açığa çıkaran bu tepkime, kondensasyon tepkimesi olarak adlandırılır.





ATP Hidrolizinde Su Kullanılır

- ATP hidrolizinde suyun elementleri ATP'nin fosfoanhidrit bağına eklenir.
- Bu tepkime sonucunda ATP, ADP ve inorganik fosfata ayrılır.
- Yandaki figür, ATP oluşumu ile hidrolizin birbirinin tersi olduğunu göstermektedir.
- Hidroliz sırasında ATP'nin fosfoanhidrit bağı kırılır ve ATP oluşumu için gereken enerjiye eşdeğer miktarda enerji açığa çıkar.





Hidroliz Tepkimeleri Biyomolekülleri Parçalar

- Hidroliz tepkimeleri proteinlerin, karbonhidratların ve nükleik asitlerin enzimatik parçalanmasından sorumludur.
- Bu tepkimeleri katalizleyen enzimler hidrolazlar olarak adlandırılır.
- Hidroliz, tek bir molekülden iki ürün oluşturarak sistemin düzensizliğini artırır.
- Entropideki bu artış nedeniyle hidroliz tepkimeleri neredeyse her zaman ekzergoniktir.





Polimerlerin Oluşumu Enerji Gerektirir

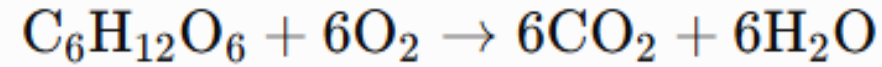
- Hücresel polimerlerin alt birimlerden oluşturulması, hidroliz tepkimelerinin basitçe tersine çevrilmesiyle gerçekleşmez.
- Hidrolizin doğrudan tersine çevrilmesi, enerji bakımından elverişsiz ve endergonik bir süreçtir.
- Hücreler bu termodinamik engeli, kondensasyon tepkimelerini ekzergonik süreçlerle eşleştirerek aşar.
- ATP'deki anhidrit bağlarının parçalanması, kondensasyon tepkimelerine gerekli enerjiyi sağlayabilir.





Besinlerin Oksidasyonu Metabolik Su Oluşturur

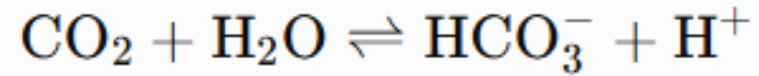
- Besinlerin oksidasyonu sırasında oksijen tüketilirken su ve karbondioksit meydana gelir.
- Glikozun aerobik oksidasyonu, bu süreci özetleyen temel bir tepkimedir.
- Besinlerin oksidasyonuyla oluşan su metabolik su olarak adlandırılır.
- Bazı çöl hayvanları, uzun süre su içmeden yaşayabilmek için metabolik sudan yararlanabilir.





Su Karbondioksitin Taşınmasına Katılır

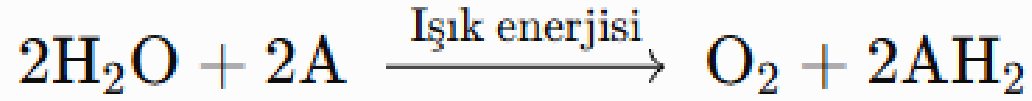
- Glikoz oksidasyonunda oluşan CO₂, eritrositlerde daha kolay çözünen bikarbonata dönüştürülür.
- Bu geri dönüşümlü tepkime, karbonik anhidraz enzimi tarafından katalizlenir.
- Su, tepkimede hem reaktant olarak kullanılır hem de proton aktarımına katılır.





Fotosentezde Su Elektron Vericisidir

- Yeşil bitkiler ve algler, fotosentez sırasında suyu parçalamak için güneş enerjisinden yararlanır.
- Bu tepkimede su, elektron veren bir tür olarak görev yapar.
- Elektron kabul eden A bileşiği, elektronları alarak indirgenmiş AH_2 biçimine dönüşür.





Su Hem Çözücü Hem Reaktanttır

- Su, metabolik tepkimelerin gerçekleştiği temel çözücü ortamı oluşturur.
- Aynı zamanda hidroliz ve kondensasyon gibi birçok biyokimyasal sürece doğrudan katılır.
- Oksidasyon–indirgenme tepkimelerinde su oluşabilir veya elektron vericisi olarak kullanılabilir.
- Böylece su, hücresel metabolizmanın hem ortamını hem de önemli bir bileşenini oluşturur.





Suyun Yüksek Isı Kapasitesi Canlıları Korur

- Canlılar, suyun olağan dışı özelliklerinden yararlanacak biçimde sulu çevrelerine uyum sağlamıştır.
- Suyun yüksek özgül ısısı, hücreler ve organizmalar için bir ısı tamponu oluşturur.
- Metabolizma sırasında ısı oluşmasına rağmen, bu özellik hücresel sıcaklığın görece sabit kalmasını sağlar.
- Bir gram suyun sıcaklığını 1 °C artırmak için gereken enerji, suyun özgül ısısını ifade eder.



İZLE



Buharlaşma Fazla Isının Uzaklaştırılmasını Sağlar

- Suyun yüksek buharlaşma ısısı, insanlarda ve terleyebilen bazı memelilerde fazla vücut ısısının uzaklaştırılmasına yardımcı olur.
- Sıvı sudaki güçlü hidrojen bağları, buharlaşma sırasında önemli miktarda enerji alınmasını gerektirir.
- Bitkiler, suyun kohezyonundan yararlanarak çözünmüş mineralleri terleme akışıyla köklerden yapraklara taşır.

Bi Dünya Biyoloji

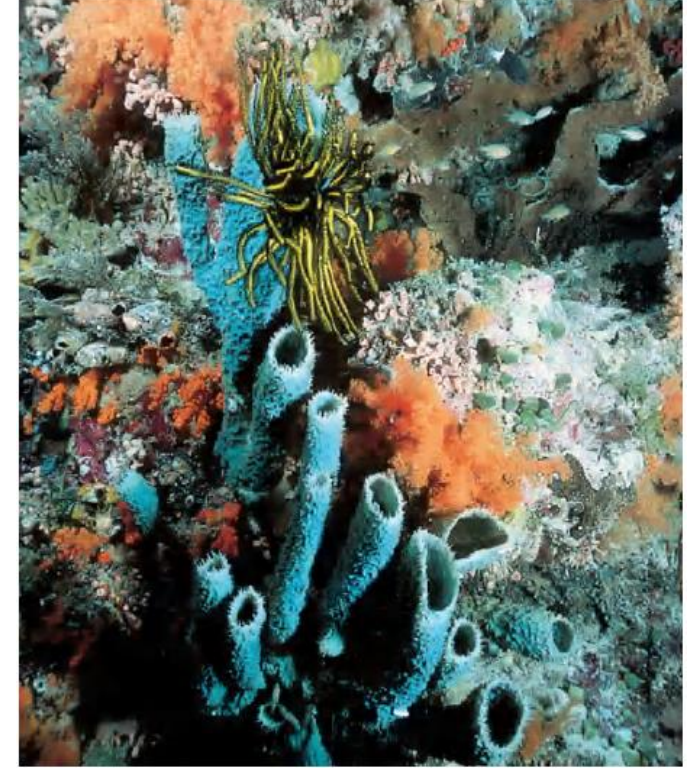


Bektaş Tepe
gezimania_tr



Buzun Düşük Yoğunluğu Sucul Yaşamı Korur

- Sıvı suyun yoğunluğu, buzun yoğunluğundan daha yüksektir.
- Bu nedenle buz suyun yüzeyinde yüzer ve üstte yalıtkan bir tabaka oluşturur.
- Yüzeydeki buz, alttaki suyun tamamen donmasını önlemeye yardımcı olur.
- Böylece gölet ve diğer su kütlelerindeki canlılar kışın sıvı ortamda yaşamlarını sürdürebilir.





Sulu Ortam Canlılığın Moleküler Temelini Oluşturur

- Canlıların temel fiziksel ve biyolojik özellikleri, biyomoleküller ile su arasındaki etkileşimlerden kaynaklanır.
- Proteinlerin ve nükleik asitlerin yapısal özellikleri, çevredeki su molekülleriyle kurdukları etkileşimlere bağlıdır.
- Suyun etkisi, biyolojik evrimin seyri üzerinde derin ve belirleyici olmuştur.
- Evrenin başka bir yerinde yaşam gelişmişse, bol miktarda sıvı su bulunan bir ortamda ortaya çıkmadığı sürece Dünya'daki yaşama benzemesi beklenemez.



Teşekkür ederim

Prof. Dr. Bektaş TEPE

