

الماء WATER

الماء هو أكثر المواد انتشارا في الأنظمة البيولوجية ويشكل حوالي 70% أو أكثر من وزن الخلية الجافة. والأكثر من هذا فهو العامل الأساسي والمهم في تطور الحياة على الأرض. وأن أول حياة ظهرت كانت في المحيطات البدائية، ولهذا يعتبر الماء الأم العظيمة لنا جميعا. الماء يتخلل جميع البروتينات لكل خلية ، فإن الماء هو الوسط الذي تنتقل فيه المواد الغذائية وتجري فيه التفاعلات التي تحفزها الانزيمات من تفاعلات العمليات الحيوية فيحدث من خلاله انتقال الطاقة الكيميائية . ولهذا فإن كل جوانب تركيب الخلية ووظيفتها تكيف بالضرورة للخواص الكيميائية والفيزيائية للماء.

نحن نأخذ الماء عادة كسائل خام، ملائم للكثير من الأغراض العملية ومع أن الماء ثابت كيميائيا ، فإنه مادة ذات خواص غير اعتيادية وال واقع أن الماء ونواتج تأينه هما أيون الهيدروجين (H^+) وأيون الهيدروكسيد (OH^-) ، تؤثر بشدة على خواص الكثير من المكونات المهمة للخلايا، كالانزيمات والبروتينات والأحماض النووية والدهنيات ، فمثلا إن الخاصية التحفيزية للإنزيمات تعتمد بشدة على تراكيز أيونات الهيدروجين والهيدروكسيد.



التركيب الجزيئي للماء:

Molecular Structure of Water

الماء (H_2O) مركب يتكون من ذرتي هيدروجين وذرة اوكسجين ، كل ذرة هيدروجين متصلة بذرة اوكسجين بأصرة تساهمية منفردة وللماء درجات ذوبان وغليان وحرارة تبخر اعلى مما لمعظم السوائل المؤلفه لاحظ الجدول (1-4). وتشير الحقيقة إلى أن هناك قوى قوية من التجاذب بين جزيئات الماء المتجاورة هي التي تكسب الماء قوة التصاق داخلية كبيرة مثلا تكون درجة التبخر هي القياس المباشر لكمية الطاقة اللازمة للتغلب على قوة التجاذب بين الجزيئات المتجاورة في سائل ما وبذلك تستطيع هذه الجزيئات ان تهرب من بعضها وتدخل الحالة الغازية.

لماذا يتصف الماء بمثل هذا التجاذب القوية بين جزيئاته ؟ أما الجواب عن هذا السؤال فواضح في تركيب جزيئة الماء. إذ تشاك كل واحدة من ذرتي الهيدروجين بزوج من الالكترونات مع الاوكسجين وتسبب هندسة الأزواج الالكترونية المشتركة إن يتخذ الجزئ شكل V الشكل (1-4). أما زوجا الالكترونات غير المشتركة لذرة الاوكسجين فتمنح الجزئ شحنة سالبة جزئية على قمة الشكل V. أما الميل القوي للاوكسجين لسحب الالكترونات فيمنح نواتي الهيدروجي ن شحنات موجبة جزئية . ومع أن جزيئة الماء متعادلة كهربائيا ، فإن شحنتيها الموجبة الجزئية والسالبة الجزئية مفصولتان عن بعضهما ، فتكون النتيجة أن يصبح الجزئ ثنائ القطب الكهربائي.

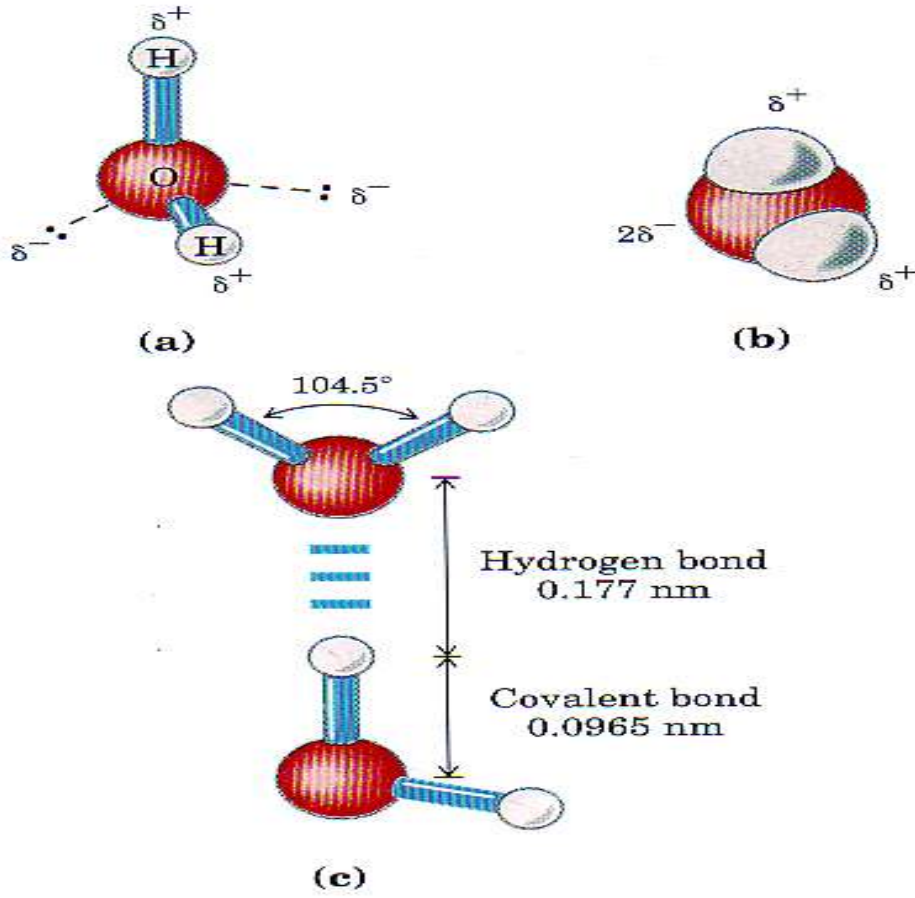
الجدول (1-4)

table 4-1

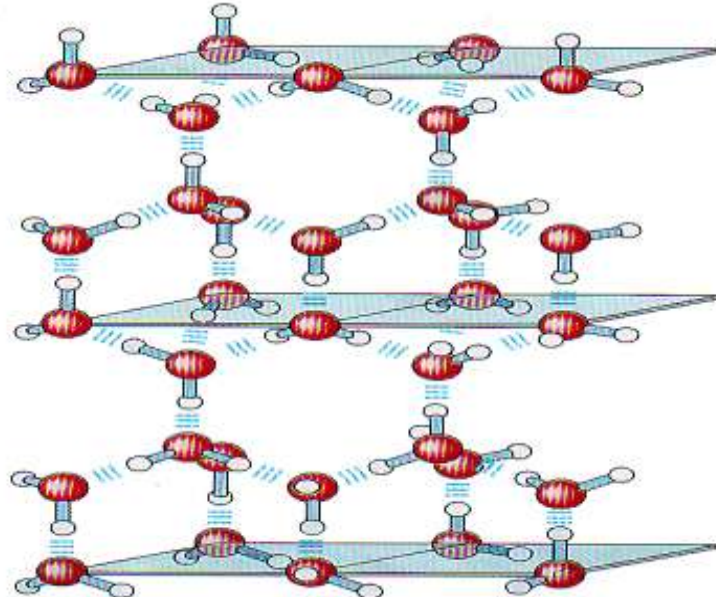
Melting Point, Boiling Point, and Heat of Vaporization of Some Common Solvents			
	Melting point (°C)	Boiling point (°C)	Heat of vaporization (J/g)*
Water	0	100	2,260
Methanol (CH ₃ OH)	-98	65	1,100
Ethanol (CH ₃ CH ₂ OH)	-117	78	854
Propanol (CH ₃ CH ₂ CH ₂ OH)	-127	97	687
Butanol (CH ₃ (CH ₂) ₂ CH ₂ OH)	-90	117	590
Acetone (CH ₃ COCH ₃)	-95	56	523
Hexane (CH ₃ (CH ₂) ₄ CH ₃)	-98	69	423
Benzene (C ₆ H ₆)	6	80	394
Butane (CH ₃ (CH ₂) ₂ CH ₃)	-135	-0.5	381
Chloroform (CHCl ₃)	-63	61	247

وبسبب هذا الفصل في الشحنات يمكن أن يتجاذب جزيئات الماء نحو بعضهم البعض بواسطة القوى الكهربائية الساكنة الموجودة بين الشحنة السالبة جزئياً الموجودة على ذرة الأكسجين لجزئ الماء والشحنة الموجبة جزئياً الموجودة على ذرة الهيدروجين لجزئية الماء الأخرى الشكل (2-4) ويسمى هذا النوع من التجاذب الكهربائي الساكن بالأصرة الهيدروجينية Hydrogen Bond.

وبسبب الترتيب رباعي الأوجه (السطوح) تقريبا للألكترونات حول ذرة الأكسجين الشكل (2-4) فإن لكل جزيئة ماء أن تكون نظريا أوامر هيدروجينية مع أربعة جزيئات ماء متجاورة. وفي أية لحظة في الماء السائل عند درجة حرارة الغرفة. يعتقد بأن كل جزيئة ماء تكون أوامر هيدروجينية بمعدل 3.4 جزيئات ماء أخرى. وبما أن جزيئات الماء في حركة دائمة في الحالة السائلة فإن هذه الأوامر الهيدروجينية تنكسر باستمرار وبسرعة ويعاد تكوينها. أما في حالة الثلج، فإن كل جزيئة ماء مثبتت في مجال معين بأوامر هيدروجينية تبلغ أقصى ما يمكن مع أربعة جزيئات ماء، لإنتاج تركيب شبكي منتظم الشكل (3-4). ولهذا التركيب الشبكي تعزى درجة الذوبان العالية نسبياً للثلج (لاحظ الجدول 1-4). ويعتبر الماء مثالاً للسوائل القطبية (Polar) وعلى النقيض من هذا فإن جزيئات السوائل غير القطبية مثل البنزين والهكسان، تبدي ميلاً قليلاً نسبياً لجذب إحداهما الأخرى بطريقة كهربائية ساكنة. وتحتاج إلى طاقة أقل بكثير لفصل جزيئات هذه السوائل. ولهذا السبب فإن درجات حرارة تبخر الهكسان والبنزين أوطى بكثير عن مثيلاتها للماء الجدول (1-4).



تلك ون أوامر الهيدروجين ضعيفة كثيرا مقارنة بالأوامر التساهمية . لقد قدر أن الأوامر الهيدروجينية في الماء السائل ذات طاقة أصرية (هي الطاقة اللازمة لكسر الأصرة) تبلغ حوالي 4,5 كيلو سعرة/مول. مقارنة بـ 110 كيلو سعرة/مول للأصرة لا تساهمية بين ذرتي الاوكسجين ولاهيدروجين (H-O) في جزيئات الماء ومع ذلك، فإن الأوامر الهيدروجينية بسبب أعدادها الكثيرة فإنها تولد التصاقا داخليا كبيرا على الماء السائل . وبما أن معظم الجزيئات في الماء السائل مرتبطة بأوامر هيدروجينية عند أي فترة زمنية ، فإن نصف عمر كل أصرة هيدروجينية أقل من 1×10^{-9} ثانية. ولهذا فإن الماء السائل لا يكون لزجا ولكنه سائل جدا . وقد أطلق المصطلح المناسب العناقيد الترجية (Flickering Clusters) على المجاميع ذات الأعمار القصيرة من الجزيئات المرتبطة بالهيدروجين في الماء السائل.



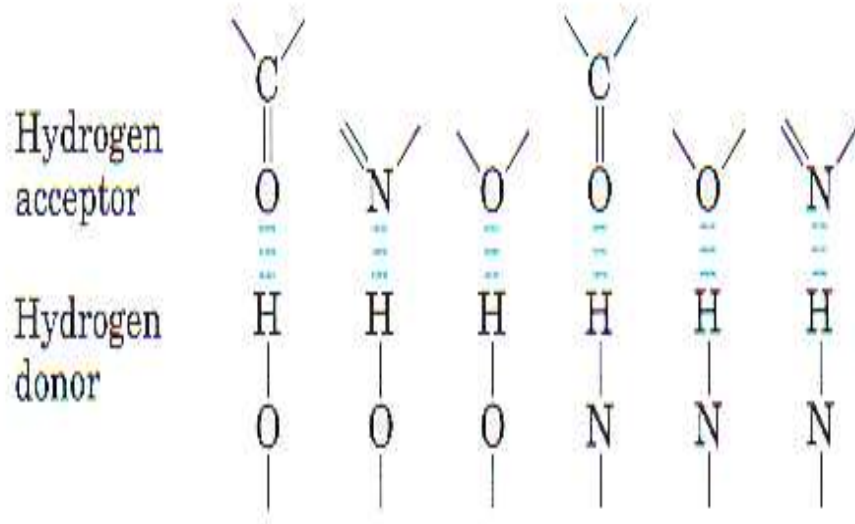
Hydrogen Bonds

الأواصر الهيدروجينية:

إن الأواصر الهيدروجينية ليست موجودة بالماء فقط . فهي تتكون بسرعة بين ذرة كهربائية سالبة (عادة الاوكسجين أو النتروجين) وذرة الهيدروجين المرتبطة تساهميا بذرة كهربائية سالبة. في نفس الجزئ أو في جزئ آخر الشكل (4-4) تتأصر ذرات الهيدروجين تساهميا بذرات ذات كهربائية سالبة قوية مثل الاوكسجين والتي تميل لأن تمتلك شحنات قوية موجبة جزئيا وعلى أية حال ، فإن ذرات الهيدروجين المرتبطة تساهميا بذرات الكربون ، ولاتي لا تكون سالبة الشحنة ، لا تساهم في تكوين الأصرة الهيدروجينية.

إن هذا الاختلاف هو المسؤول عن حقيقة وهي أن البيوتانول ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$)، الذي تكون إحدى ذرات الهيدروجين التي يحتويها مرتبطة بالاوكسجين وعليه يمكن أن يكون أواصر هيدروجينية مع جزيئات البيوتانول الأخرى.

يكون هذا البيوتانول ذي درجة غليان عالية نسبيا تبلغ 117°C . ومن جهة أخرى فإن البيوتان ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$) الذي لايمكنه أن يكون أواصر هيدروجينية لأن جميع ذراته الهيدروجينية مرتبطة بذرة الكربون، يكون ذو درجة غليان تبلغ (-5.0°C) وكنت أن هناك ميلا قليلا لجزيئات البيوتان يجذب بعضها بعضا أو لتكون أواصر هيدروجينية.



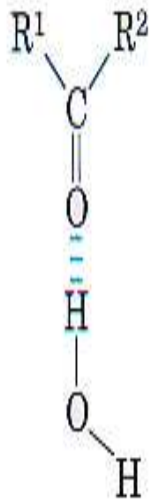
يوضح الشكل (4-5) بعض الأمثلة المهمة حياتيا من الأواصر الهيدروجينية وللأواصر الهيدروجينية ميزات أخرى ، فتكون هذه الأواصر أقوى عندما تتوجه الجزيئات المرتبطة للسماح بأقصى التمام كهربائي ساكن الشكل (4-6) وعليه فإن الأواصر الهيدروجينية تكون موجهة ولها القابلية على مسك جزيئتين أو

مجموعتين مرتبطين بأصرة هيدروجينية تعطي لجزيئات البروتينات والأحماض النووية تركيبات ثلاثية الأبعاد مضبوطة جدا ، التي تحتوي على أواصر هيدروجين كثيرة داخل الجزيئات.

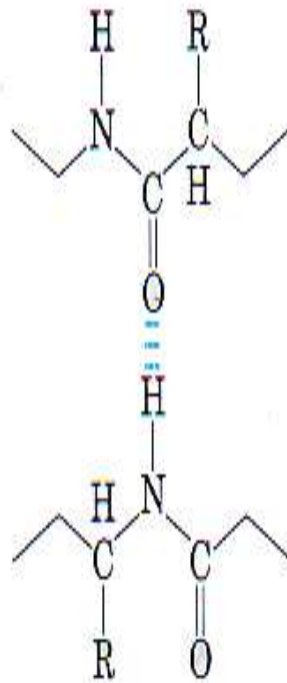
Between the hydroxyl group of an alcohol and water



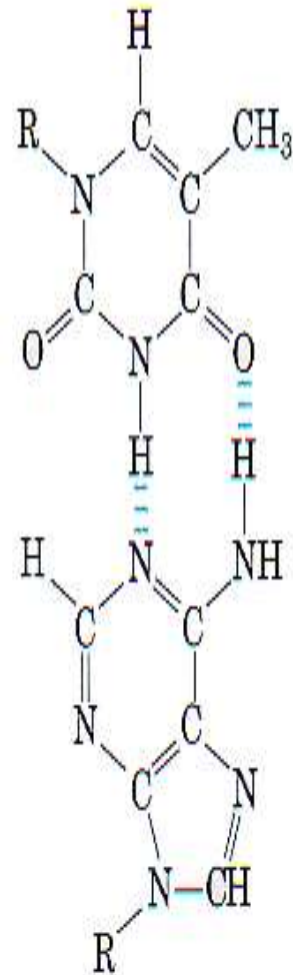
Between the carbonyl group of a ketone and water



Between peptide groups in polypeptides



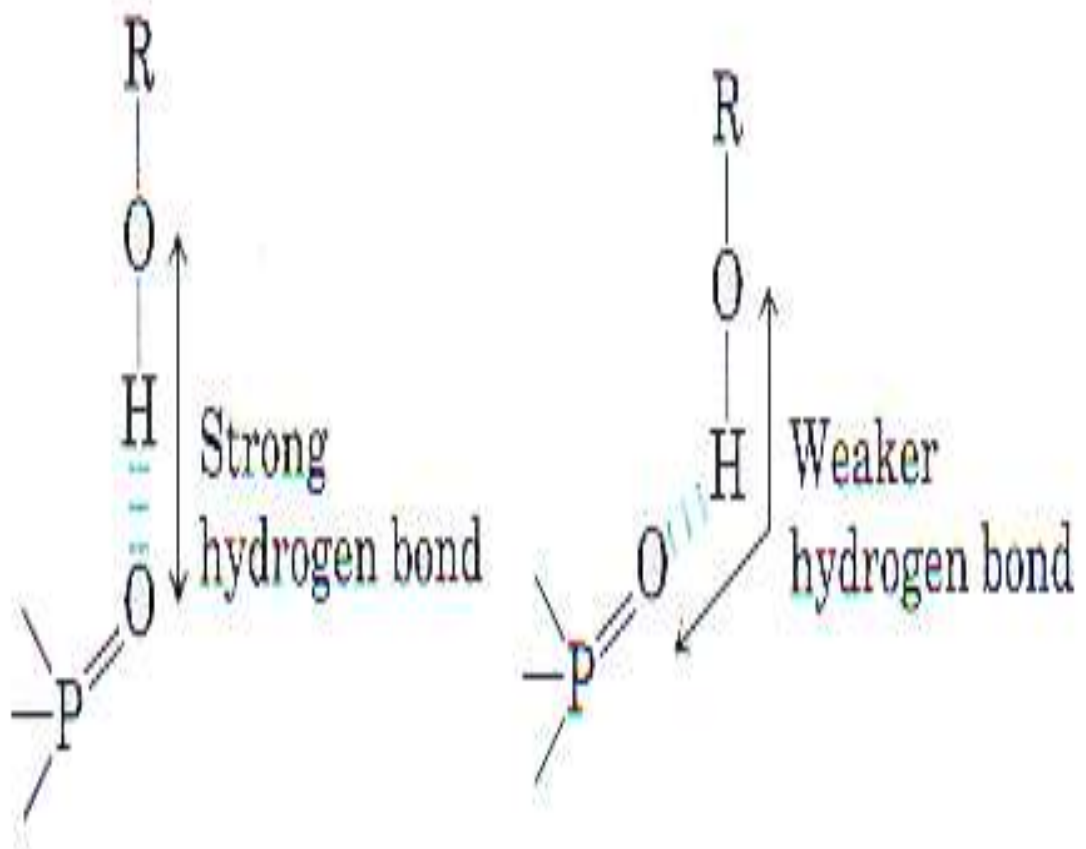
Between complementary bases of DNA



Thymine

Adenine

الشكل (5-4)



Solvent Properties Of Water

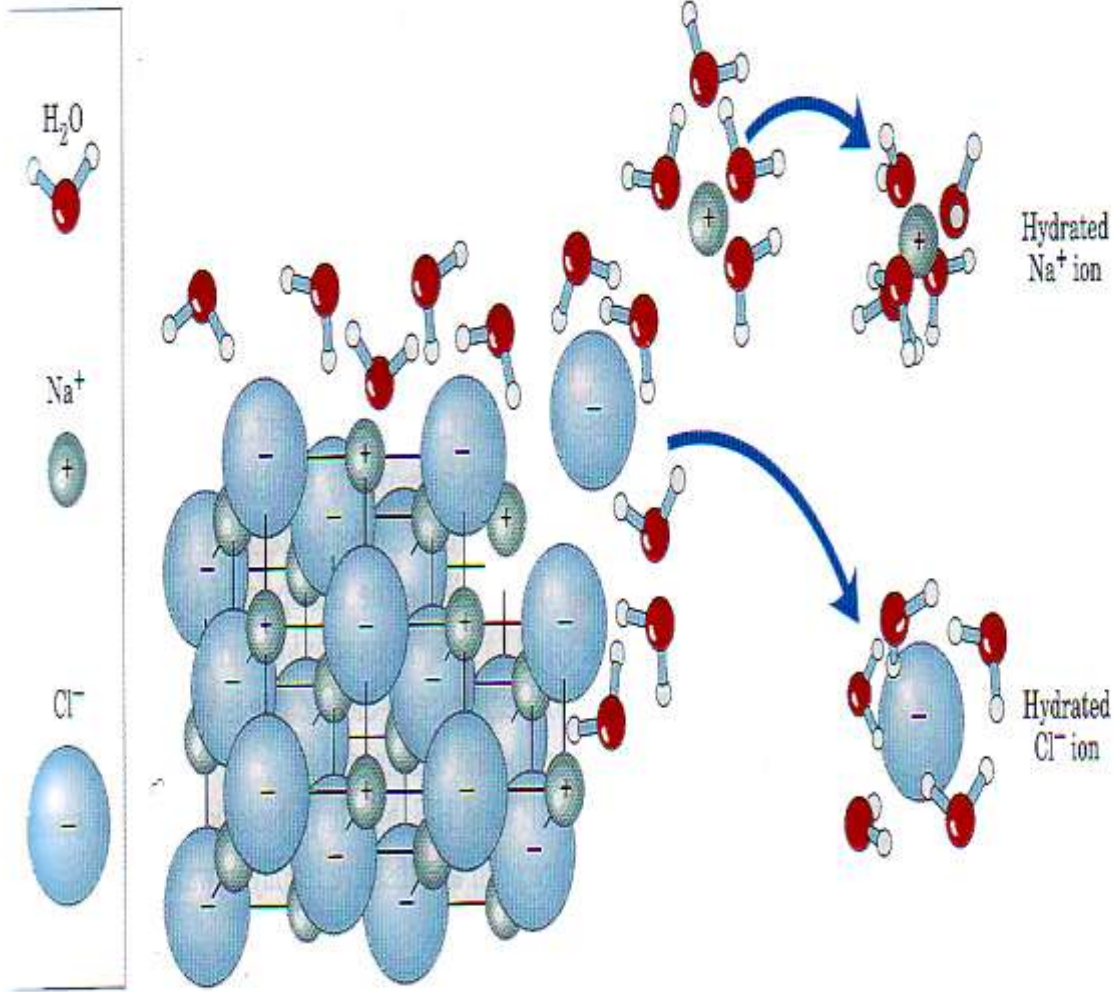
الخواص المذيبة للماء:

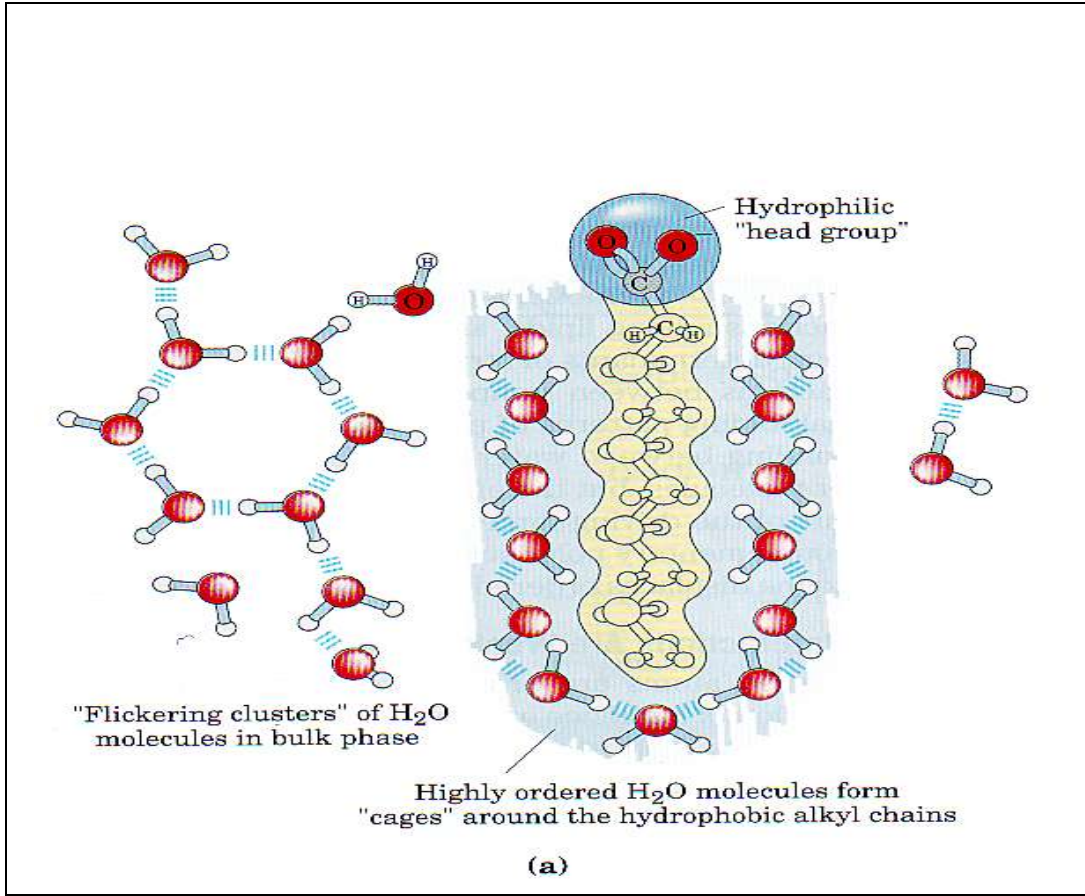
للماء خواص مذيبة تفوق معظم السوائل الأخرى ، ويعزى سبب ذلك أساسا إلى طبيعته القطبية الثنائية (Dipolar Nature). تذوب معظم الأملاح المتبلورة بالماء بسهولة لكنها قد تكون عديمة الذوبان في السوائل اللاقطبية كالبنزين والكلوروفورم. ومن المعلوم أن تماسك التركيب الشبكي لكلوريد الصوديوم هو نتيجة الجذب الستاتيكي الكهربائي القوي جدا بين الأيونات المتناوبة السالبة والموجبة، وعند إذابة هذه البلورات يجب الاستعانة بكمية كافية من الطاقة لفصل هذه الأيونات عن بعضها البعض ، إن عملية إذابة بلورات كلوريد الصوديوم بالماء هو المحصلة النهائية للجذب بين الأقطاب الثنائية للماء وأيونات الصوديوم وكلور و ينتج عن ذلك أيونات الصوديوم وأيونات الكلور ممزوجة بالماء وثابتة جدا وهذه الثباتية على درجة تفوق قابلية أيونات الصوديوم وأيونات الكلور لجذب بعضهما البعض مرة أخرى . ويذوب الماء الكثير من المركبات العضوية لابلسيطة والتي تحتوي على مجاميع الكربوكسيل والمجاميع الامينية والتي تتأين وتتفاعل مع الماء.

ويذيب الماء بسهولة صنف آخر من المواد العضوية المتعادلة والتي تحتوي على مجموعة وظيفية قطبية مثل السكريات والكحولات البسيطة والالديهيدات والكيونات. إن سبب ذوبان هذه المركبات في الماء يعود إلى ميل جزيئات الماء لتكوين أواصر هيدروجينية مع المجاميع الوظيفية القطبية الموجودة في هذه المركبات مثل مجاميع الهيدروكسيل الموجودة في السكريات والكحولات ، ومجموعة الكربونيل في الالديهيدات والكيونات.

يوجد صنف ثالث من المواد التي تشتتت (Dispersed) بالماء والتي تسمى بالمركبات الامفياپاثيكية (Amphipathic Componds) والمحتوية على مجاميع محبة للماء (Hydrophilic Groups) ومجاميع أخرى غير محبة للماء (Hydrophobic Compounds) مثال ذلك هو ملح الصوديوم لحمض الاوليك وهو أحد أنواع الصابون . يتميز هذا المركب باحتوائه على سلسلة

هايدروكاربونية لا تذوب لكن تتشتت بالماء لتتكون تجمعات يطلق عليها جسيمات (Micellid) والتي تكون فيها مجاميع الكربوكسيل السالبة الشحنة العائدة لاوليت الصوديوم معرضة إلى طور الماء ، بينما السلسلة الهيدروكاربونية اللاقطبي والتي لا تذوب بالماء تكون مختفية في داخل تركيب اوليت الصوديوم نفسها كما موضح في الشكل (8-4).





وتبقى هذه الجسيمات موزعة في الماء بصورة متجانسة بسبب تنافر شحناتها السالبة. إن سبب وقوع المجاميع الهيدروكاربونية اللاقطبية في داخل تركيب الجسيمات هو نتيجة تكوين الأواصر الهيدروجينية بين جزيئات الماء نفسها وا تحادها مع مجاميع الكربوكسيلية المحبة للماء مجبرة المجاميع الهيدروكاربونية للاتجاه إلى الداخل ، والتي كما هو معلوم لا تستطيع تكوين الأواصر الهيدروجينية مع جزيئات الماء. وتوجد الكثير مع مكونات الخلية ذات الطبيعة الامفيباتيكية والتي يكون فيها الجزء الهيدر وكاربوني اللاقطبي مختفي عن الماء الفوسفوليبيدات والبروتينات والأحماض النووية.

المواد المذابة تغير خواص الماء

Solutes Change The Properties Of Water

للماء أربعة خواص معينة يطلق عليها الخصائص المترابطة (Colligative Properties) والتي يمكن تحويلها إلى حد كبير بواسطة المواد المذابة وهذه الخواص هي:

- ١ . درجة الانجماد.
- ٢ . درجة الذوبان.
- ٣ . الضغط البخاري.
- ٤ . الضغط التناظفي (الأزموزي).

ويطلق الاسم مترابط (Colligative) ليعني " مرتبطة بعضها مع البعض " ويشير إلى حقيقة أن هذه الخواص الأربعة ذات اسس مشتركة وتتحوّل جميعها بواسطة المواد المذابة.

تنخفض درجة انجماد الماء بمقدار $1,86^{\circ}\text{C}$ لمحلّول يحتوي على وزن جزيئي غرامي (1 مول) من مادة مذابة مثالية في 1000 غم من الماء (محلّول مولي واحد) عندما يكون على ضغط جوي مقداره 760 ملم زئبق وترتفع درجة غليانه تحت نفس الظروف بمقدار $0,543^{\circ}\text{C}$ ويعطي ضغط أزموزي يقدر بـ 22,4 ضغط جوي. يعرف المذاب المثالي بأنه ذلك المذاب الذي لا يتحلل إلى اثنين أو أكثر من مكوناته أو الذي لا يحصل فيه اتحاد لينتج عن ذلك اختزال العدد الكلي لدقائقه... إن الصفات المسماة (Colligative) تعتمد فقط على عدد جزيئات المذاب في وحدة الحجم من المذيبات ولا تعتمد هذه الصفات على التركيب الكيميائي للمذاب . ويعود السبب إلى أن مول واحد من أي مركب غير متأين يحتوي على 6.03×10^{23} جزيئة (عدد أفوكادرو) . عليه فمن المتوقع أنه لمحلّول مولالي من كل من الاسيتون والإيثانول والكلوكوز (اوزانهم الجزيئية 58 ، 46 ، 180 على التوالي) نفس درجة الانجماد وتقدر (-1.86°C) ونفس درجة الغليان وتقدر بـ ($100,54^{\circ}\text{C}$) ونفس الضغط الأزموزي (22,4 ضغط جوي) بسبب احتوائهم على نفس عدد الجزيئات في لتر واحد من الماء. إن درجة انجماد (0,1) محلّول مولالي واحد من الكلوكوز لكل (0,1) محلّول مولالي من كلوريد الصوديوم والذي يتأين كلياً إلى أيونات الصوديوم والكلور يظهر درجة انجماد قدرها $0,372^{\circ}\text{C}$ ملاحظاً على ضعف عدد دقائق المذاب في لتر من الماء مقارنةً بمحلّول الكلوكوز الذي لا يتأين.

إن لتأثير جزيئات المذاب على صفات الماء أهمية كبيرة من الناحية البايولوجية . فمثلاً بقاء الأسماك حية ونشطة على درجة الانجماد يعود إلى سبب تركيز المواد المذابة في دم السمكة تكون على درجة تمنعها من الانجماد.

إن جزيئات الملح المذاب تحاول تكسير التركيب الطيفي للماء وتغير صفاته المذيبة. ومن المعروف أن درجة ذوبان البروتين تقل كثيراً في الماء بسبب إذابة الاملاح المتعادلة فيه ويمكن الاستفادة من هذه الصفة في عملية عزل البروتين.

Ionization Of Water

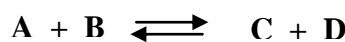
تأين الماء

تكون لجزيئات الماء ميل طفيف لأن تعاني تأينا متعكسا لإنتاج أيونات الهيدروجين (H^+) وأيون الهيدروكسيد (OH^-) بحيث يكون عندنا التوازن التالي



ولأن التأين العكسي للماء مهم جداً في خواصه وفي تأثيره على وظيفة الخلية، فيجب علينا ان نمتلك الوسائل للتعبير عن مدة درجة تأين الماء با مصطلحات الكمية . وعند هذه النقطة سنحرف قليلاً عن الموضوع الرئيسي لمراجعة بعض صفات (خواص) التفاعلات الكيميائية العكسية.

يمكن حساب موقع التوازن لأي كيميائي بواسطة ثابت التوازن (Equilibrium Constant) للتفاعل العام



هناك تعبير ثابت التوازن يشتق بسهولة وذلك بواسطة استخدام قانون فعل الكتلة (Law of Mass Action) حيث يقول هذا القانون التفاعل الكيميائي مثل معادلة (2) سيستمر يتجه إلى اليمين إلى موقع توازن جديد إذا ازدنا تركيز (A) أو (B) أو كليهما . وعلى العكس من ذلك يتجه التفاعل إلى اليسار إلى نقطة توازن عند زيادة تركيز (C) أو (D) . إن معدل سرعة التفاعل الأمامي (V_F) الذي يتجه من اليسار إلى اليمين ، يتناسب مع ناتج التراكيز الفعالة للمواد المتفاعلة (A) و (B)

$$V_F = K_F [A] [B]$$

حيث تكون K_F ثابت التناسب وتشير الحروف الموجودة في داخل المربعات إلى التركيز الجزيئي الغرامي. أما السرعة V_R للتفاعل العكسي، من اليمين إلى اليسار فهي

$$V_R = K_R [C] [D]$$

بما أن التوازن يمكن أن يعرف بأنه الحالة التي تكون فيها السرعة الأمامية والتفاعلات العكسية متساوية ، وعند التوازن نحصل على المعادلة التالية

$$V_F = V_R$$

ولهذا

$$K_F [A] [B] = K_R [C] [D]$$

وبإعادة ترتيب المعادلة

ويمكن استبدال نسبة الثابتين K_F / K_R بثابت واحد جديد وهو K'_{eq} وهو ما يسمى ثابت التوازن (Equilibrium Constant)

$$K'_{eq} = \frac{[C] [D]}{[A] [B]}$$

(حيث تشير الفتحة في K'_{eq} إلى أن ثابت التوازن مبني على التراكيز الجزيئية الغرامية للمواد المتفاعلة والمواد الناتجة)

يكون ثابت التوازن ثابتا ومميزا لأي تفاعل كيميائي معين عند درجة حرارة معينة . ويعرف تركيب خليط التوازن النهائي لأي تفاعل معين ، بغض النظر عن كميات البداية للمواد المتفاعلة معين عند أية درجة حرارة إذا عرفنا تراكيز كل مواده المتفاعلة والناتجة عند نقطة التوازن.

لو رجعنا قليلا إلى المعادلة رقم (1) ، وينتج عن العملية العكسية تكوين أيون الهيدريد وأيون الهيدروكسيد. وعلى أية حال ، فعندما نستخدم المصطلح " أيون الهيدريد " والرمز (H^+) ، يجب أن نفهم أن أيونات الهيدروجين العارية أي البروتونات لا توجد في الماء، أما أيونات الهيدروجين ، مثل معظم الأيونات الأخرى تكون مميأة دائما. إن الشكل المميئ لأيون (H^+) يسمى أيون الهيدرونيوم (Hydronium Ion) وغالبا ما يرمز إليه بـ (H_3O^+) ولكن في الحقيقة يكون كل (H^+) محاطا ببضعة جزيئات ماء ، ويعتمد عدد جزيئات الماء على درجة الحرارة.

يستمر تأين الماء حسب المعادلة التالية إلى درجة قليلة فقط عند:



درجة حرارة 25°م فقط حوالي 1 من كل 10 ملايين جزيئة من جزيئات لاماء النقي تتأين في كل لحظة. ومع ان للماء ميلا طفيفا جدا لأن يتأين، تكون لنواتج التأين وهما (H⁺) و (OH⁻) تأثيرات حياتية واضحة. ولهذا السبب يجب أن نكون قادرين على التعبير عن مدى تأين الماء كميا.

ويمكننا القيام بهذا بواسطة كتابة التعبير عن ثابت التوازن للتفاعل المتعكس (3) بالمعادلة

$$K'_{eq} = \frac{[\text{H}^+] [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

ويمكننا الان تبسيط هذه المعادلة لأن تركيز الماء عال نسبيا (حيث يساوي عدد غرامات الماء في لتر واحد مقسوم على الوزن الجزيئي الغرامي أو (55.5M = 18 ÷ 1000) ولهذا يكون بالضرورة ثابتا نسبة إلى هذه التراكيز الواطنة جدا لأيونات (H⁺) و (OH⁻) في الماء النقي عند درجة حرارة 25°م وبالتحديد (1 × 10⁻¹⁴ M) ، وطبق لذلك يمكننا أن نعوض الـ (55,5) في معادلة ثابت التوازن لكي نحصل على:

$$K'_{eq} = \frac{[\text{H}^+] [\text{OH}^-]}{[55.5]}$$

والتي تصبح عند إعادة ترتيبها

$$[55.5]K'_{eq} = [\text{H}^+] [\text{OH}^-]$$

وتم تقدير قيمة K'eq بعناية من قياسات التوصيل الكهربائي للماء (يمكن فقط لأيونات التي تنتج من تحلل الماء أن تنقل التيار في الماء النقي) ووجد بأنها تساوي 1.8 × 10⁻¹⁶ عند درجة حرارة 25°م. وبالتعويض عن قيمة K'eq في المعادلة أعلاه نحصل على القيم التالية:

$$(55.5) (1.8 \times 10^{-16}) = [\text{H}^+] [\text{OH}^-]$$

$$99.9 \times 10^{-16} = [\text{H}^+] [\text{OH}^-]$$

$$1.0 \times 10^{-14} = [\text{H}^+] [\text{OH}^-]$$

ويشير الرمز Kw إلى الناتج 55,5 K'eq وتصبح لدينا العلاقة التالية

$$K_w = 1.0 \times 10^{-14} = [\text{OH}^-] [\text{H}^+]$$

وتسمى Kw الناتج الأيوني (ION Product) للماء ، وذات قيمة تساوي (1,0 × 10⁻¹⁴) عند درجة حرارة 25°م. وهذا يعني أن ناتج [H⁺] [OH⁻] في المحاليل المائية عند درجة حرارة 25°م دائما تساوي عددا ثابتا وهو (1,0 × 10⁻¹⁴).

وعندما يكون هناك نفس التراكيز بالضبط لكل من (H⁺) و (OH⁻) كما هي الحالة في لاماء النقي، يقال عن المحلول بأنه محلول متعادل (Neutral Solution).
تحت هذه الظروف يمكن حساب تركيز (H⁺) و (OH⁻) من الناتج الأيوني للماء وكما يلي:

$$K_w = [H^+] [OH^-] = [H^+]^2$$

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

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}M$$

وأكثر من ذلك، فإن ناتج التآين للماء يقول : متى ما كان تركيز أيونات (H⁺) أكثر من (1 × 10⁻⁷ M) ويجب أن يصبح تركيز (OH⁻) أقل من (1 × 10⁻⁷ M) والعكس بالعكس . ولهذا فعندما يكون تركيز (H⁺) عاليا جدا كما هو الحال في محلول حامض الهيدروكلوريك (Hydrochloric Acid) يجب أن يكون تركيز (H⁺) يجب أن يكون واطنا ولهذا فمن الناتج الأيوني للماء يمكننا حساب تركيز (H⁺) إذا عرفنا تركيز (OH⁻) والعكس صحيح.

The pH Scale

مقياس الأس الهيدروجيني

إن K_w (الناتج الأيوني) هو أساس مقياس الهيدروجيني (pH Scale) الجدول (2-4) يعتبر وسيلة ملائمة للإشارة إلى التركيز الحقيقي لـ (H⁺) ولـ (OH⁻) في أي محلول مائي ومدى الحمضية الواقع بين (1.0M) (H⁺) و (1.0M) (OH⁻) ويعرف المصطلح pH بالمعادلة التالية:

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

وفي المحلول المتعادل تماما عند درجة حرارة ٢٥°م ، عندما يكون تركيز أيون الهيدريد [H⁺] هو (١.٠ × ١٠^{-٧}) ، فإن قيمة (pH) ستكون:

$$pH = \text{Log} \frac{1}{1 \times 10^{-7}} = \text{Log} (1 \times 10^7) = \text{Log} 1.0 + \text{Log} 10^7$$

$$= 0 + 7$$

$$pH = 7$$

ومن المهم بشكل خاص أن نلاحظ أن مقياس الأس الهيدروجيني يكون لوغارتميا . ولجل أن تحكم على محلولين بأنهما يختلفان في الأس الهيدروجيني بـ: وحدة أس هيدروجيني، فيعني ذلك أن لأحد المحاليل تراكيز الهيدريد (H⁺) عشرة مرات أكثر من الآخر ولكن هذا يبين لنا المقدار المطلق للاختلاف ويبين الشكل (8-4) قيم الأس الهيدروجيني لبعض المحاليل الشائعة . لاحظ أن مشروبات الكولا ذات الأس الهيدروجيني (3,6) والنبيذ الأحمر (Red Win) ذو الأس الهيدروجيني (3,7) تكون ذات تركيز (H⁺) يساوي 10000 تركيز أيون الهيدريد (H⁺) للدم.

يستخدم في بعض الأحيان التعبير (pOH) لتحديد القاعدية أو تركيز (OH⁻) في المحلول: ويتحدد (pOH) بالمعادلة التالية:

$$pOH = \text{Log} \frac{1}{[\text{OH}^-]} = - \text{Log}[\text{OH}^-]$$

من الممكن حساب تركيز أيون الهيدريد (H^+) بواسطة الناتج الأيوني للماء وبإعطاء تركيز أيون الهيدروكسيد (OH^-) والعكس هو الصحيح كما تبين ذلك التمارين الآتية:

مثال (١):

ما هو تركيز (H^+) في محلول 0,1 عياري من NaOH ؟

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

الحل لـ [H^+] يعطي

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{0.1} = 10^{-13} \text{M}$$

مثال (٢):

ما هو تركيز (OH^-) في محلول يبلغ تركيز (H^+) فيه 0,00013 مولاري (جزيئي غرامي)؟
والحل عن [OH^-] يعطي:

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{0.00013} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.3 \times 10^{-4}} = 7.7 \times 10^{-11} \text{M}$$

والذي يناظر التعبير عن (pH) ولهذا فإن (pOH) 1,0 مولاري (0.1M) HO ،
(OH) هو 1 وأن (pOH) لمحلول (10^{-7}MOH) ، ومن المفيد أن نتذكر أن (pH) و (pOH) ترتبط
بعضهما ببعض بعلاقة وبطريقة بسيطة جدا

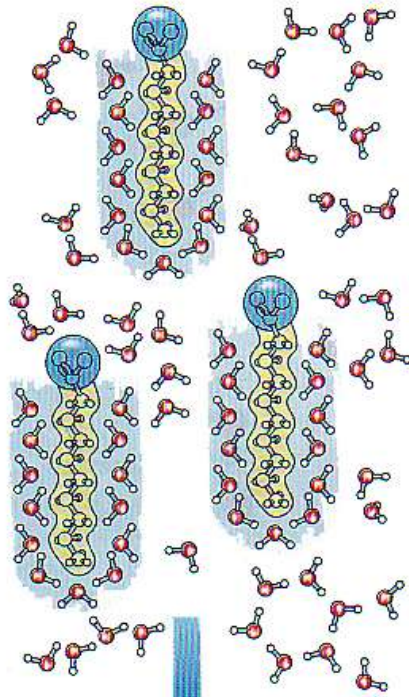
$$pH + pOH = 14$$

ويبين الجدول (2-4) العلاقات العكسية بين (pH) و (pOH)

ويمكن تقدير (pH) المحلول المائي باستخدام أصباغ كاشفة ، بما فيها أوراق عباد الشمس ،
والفينونفثالين والفينول الحمراء ، ولكن القياسات المضبوطة لـ (pH) في المختبرات الكيميائية السريعة
قد أجريت بواسطة قطب زجاجي خاص حساس انتقائيا إلى تركيز (H^+) ولكنه غير حساس لأيون الصوديوم
(Na^+) وأيون البوتاسيوم (K^+) وغيرهما من الأيونات الموجبة وهذا الجهاز الخاص يسمى جهاز قياس
الأس الهيدروجيني (pH-meter) ، ويمكن تكبير الإشارة الصادرة من القطب الكهربائي وتقارن مع
الإشارة الصادرة من محلول ذي أس هيدروجيني معلوم ومضبوط.

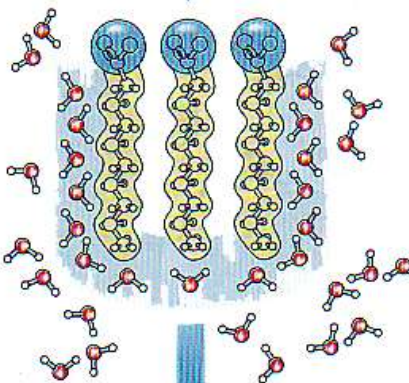
إن قياس الأس الهيدروجيني هو أكثر الطرق المهمة والمستخدمة في الكيمياء الحيوية ولأن الأس
الهيدروجيني يحدد الكثير من المعالم المهمة للتركيب والفعالية الحيوية للجزيئات الحيوية الكبيرة ، مثل
الفعالية التحفيزية للإنزيمات. وأكثر من هذا فإن قياسات الـ (pH) للدم والإدرار (البول) تستخدم بصورة
شائعة في تشخيص الأمراض . مثلا يكون الأس الهيدروجيني لمصل الدم عند الأشخاص المصابين بمرض
السكري غالبا أخفض عن القيمة الاعتيادية البالغة 7.4 وتسمى هذه الحالة الحموضة (Acidosis) أي زيادة
حموضة الدم.

وعلى النقيض من هذا ، ففي بعض الحالات المرضية يكون الأس الهيدروجيني (pH) للدم أعلى من
المعدل الطبيعي وتسمى هذه الحالات القلاء (Alkalosis) أي زيادة قلوية الدم.



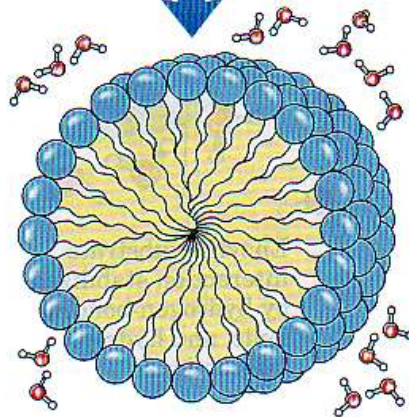
Dispersion of lipids in H₂O

Each lipid molecule forces surrounding H₂O molecules to become highly ordered.



Clusters of lipid molecules

Only lipid portions at the edge of the cluster force the ordering of water. Fewer H₂O molecules are ordered, and entropy is increased.



Micelles

All hydrophobic groups are sequestered from water; ordered shell of H₂O molecules is minimized, and entropy is further increased.

(b)

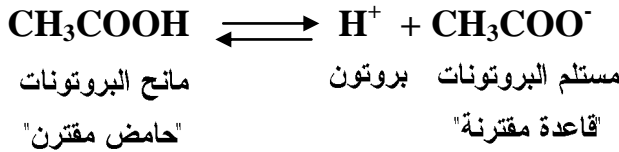
الحوامض والقواعد:

Acids and Bases

تسمى احماض الهيدروكلوريك (HCL) والكبريتيك (H₂SO₄) والنتريك (HNO₃) بالحوامض القوية (Strong Acids) لأنها تتأين بصورة كاملة في المحاليل المائية المخففة وكذلك، فإن القواعد القوية (Strong Bases) وهي هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) وهيدروكسيد البوتاسيوم (KOH) تتأين هي الأخرى بصورة كاملة.

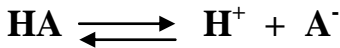
وفي علم الحياة نهتم بسلوك الأحماض الضعيفة والقواعد الضعيفة التي لا تتأين بصورة كاملة عندما تذوب في الماء. ومن الأمثلة على الحوامض الضعيفة حامض الخليك (CH₃COOH) ، الذي يعطي الخل طعمه الحامضي ، ومن الأمثلة على القواعد الضعيفة الأمونيا (NH₃) ، التي تستخدم كمنظف منزلي ، تكون الأحماض والاقواعد الضعيفة مألوفة في الأنظمة الحياتية وتلعب دورا مهما في العمليات الحيوية وتنظيمها.

ويصبح سلوك المحاليل المائية للحوامض والقواعد ضعيفة مفهوما إذا عرفنا بعض المصطلحات . أولا ، تعرف الحوامض كمواد مانحة للبروتون (Proton Donors) والقواعد كمواد مستلمة مستقبلية للبروتونات (Proton Acceptors) بشك مانح البروتونات ونظيره مستقبل البروتونات زوجا حامضيا- قاعديا مقترن (Conjugate Acid-base pair) ، الجدول (3-4). فمثلا حامض الخليك (CH₃COOH) مانح البروتونات ، وأيون الخلات (CH₃COO⁻) مستقبل البروتونات ، يشكلان زوجا حامضيا-قاعديا مقترن ، يرتبط ببعضه بواسطة التفاعل العكسي.



لكل حامض ميل خاص لفقدان بروتوناته في المحلول المائي . فكلما كان الحامض قويا كلما كان ميله لفقدان بروتوناته أكبر. إن ميل اي حامض (HA) لفقدان بروتون معين وتكوين قاعدة مقترنة يعرف بثابت التوازن (K⁻) للتفاعل العكسي.

لكل حامض ميل خاص لفقدان بروتوناته في المحلول المائي. فكلما كان الحامض قويا كلما كان ميله لفقدان بروتوناته كان كبيرا. إن ميل أي حامض (HH) لفقدان بروتون معين وتكوين قاعدة مقترنة (A⁻) يعرف بثابت التوازن (K⁻) للتفاعل العكسي.



والذي هو

$$K^1 = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \dots\dots\dots 3$$

تسمى ثوابت التوازن لتفاعلا ت التأين بثوابت التأين أو التفكك (Ionization of Dissociation Constants). وغالبا ما يرمز إلى ثوابت التفكك (بالنسبة للحامض) والتي تلون بالنسبة لبعض الحوامض (الجدول 4-4).

Ka¹

لاحظ أن الحوامض تختلف في ميلها لفقدان بروتون معين. إن الأحماض القوية في الجدول (4-4) مثل حامض الفورميك وحامض اللاكتيك (اللبنيك) تكون ذات ثوابت تحلل أوطى ومن بين أضعف الحوامض في الجدول (4-4) هو أيون الأمونيوم (NH_4^+) ، الذي يكون له ميل ضعيف لمنح بروتون، كما موضح في ثابت تفككه الواطى جد. ومن قواعد المتحددة الأمونيا (NH_3) التي تجذب البروتونات بقوة جدا ويبين الجدول (4-4) قيم (PK^1) التي تعرف بالمعادلة التالية:

$$\text{pK}^1 = \text{Log} \quad = - \text{Log K}^1$$

$$\frac{1}{\text{K}^1}$$

(الجدول 3-4) : بعض أزواج الحامض- القاعدة المتحددة . يتألف كل زوج من مانح الب روتونات ومستقبل البروتونات:

مستقبل البروتونات



مانح البروتونات



يرمز الحرف (P) إلى اللوغارتم السالب لكل من (pH) و (PK^1) ، فكلما كان الحامض شديد التفكك كلما كانت (PK^1) للحامض قوية ، وكما سترى فإن (PK^1) لأي حامض ضعيف يمكن تحديده بسهولة

الجدول (4-4) ثابت التحلل (التفكك) و PK^1 لبعض الحوامض المألوفة عند 25°م

يوج د حامض الفورميك (النحليك) في لسعة النحلة ، أما حامض الخليك فيعطي الخل حامضيته ، ويتكون حامض البروبيونيك في الأبقار ، أما حامض اللاكتيك (اللبنيك) فهو ناتج هدم (تكسير) الكلوكوز في العضلة الهيكلية المتحركة.

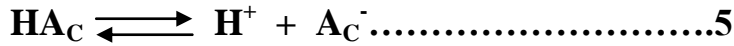
Monoprotic Acids		
Formic	pK	3.75
Lactic	pK	3.86
Acetic	pK	4.76
Ammonium ion	pK	9.25
Diprotic Acids		
Carbonic	pK ₁	6.37
	pK ₂	10.25
Succinic	pK ₁	4.21
	pK ₂	5.64
Glutaric	pK ₁	4.34
	pK ₂	5.41
Triprotic Acids		
Phosphoric	pK ₁	2.15
	pK ₂	6.82
	pK ₃	12.38
Citric	pK ₁	3.08
	pK ₂	4.74
	pK ₃	5.40

Titration Curves Acids

منحنيات تسحيح الحوامض

يستخدم التسحيح لتحديد كمية الحامض الموجود في محلول معين. وفي هذه الطريقة تتم معايرة حجم معين من حامض ما مع محلول مادة قاعدية، وتستخدم القاعدة هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) عادة لهذا الغرض ، الذي يكون تركيز معلوما بالضبط. ويضاف هيدروكسيد لاصوديوم بكميات قليلة لحين تعادل الحامض بالضبط، مثل تحيدي الكاشف أو جهاز (مقياس-pH) ومن حجم (NaOH) المضاف وتركيزه ، يمكن حساب تركيز الحامض الموجود في المحلول الذي تم تسحيحه.

ومن هذا التسحيح (المعاييرة) للحامض الضعيف يمكن الحصول على الكثير من المعلومات الإضافية إذا ما قسنا الأس الهيدروجيني بعناية للحامض الذي تم تسحيحه بعد كل إضافة (NaOH) ، حتى نصل إلى نقطة التعادل . ويسمى منحنى الأس الهيدروجيني (pH) المحلول مقابل كمية هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) المضافة لهذه النقطة بمنحنى المعاييرة (التسحيح) (Titration Curve) . يوضح الشكل (9-4) منحنى التسحيح لحامض الخليك وهو ضعيف نموذجي . ولتجري عملية تسحيح محلول (0.1M) لحامض الخليك مع محلول هيدروكسيد الصوديوم (0.1M) عند درجة حرارة 25 م° مع الانتباه إلى أن التوازنين المتعاكسين المشمولين بهذه العملية هما:

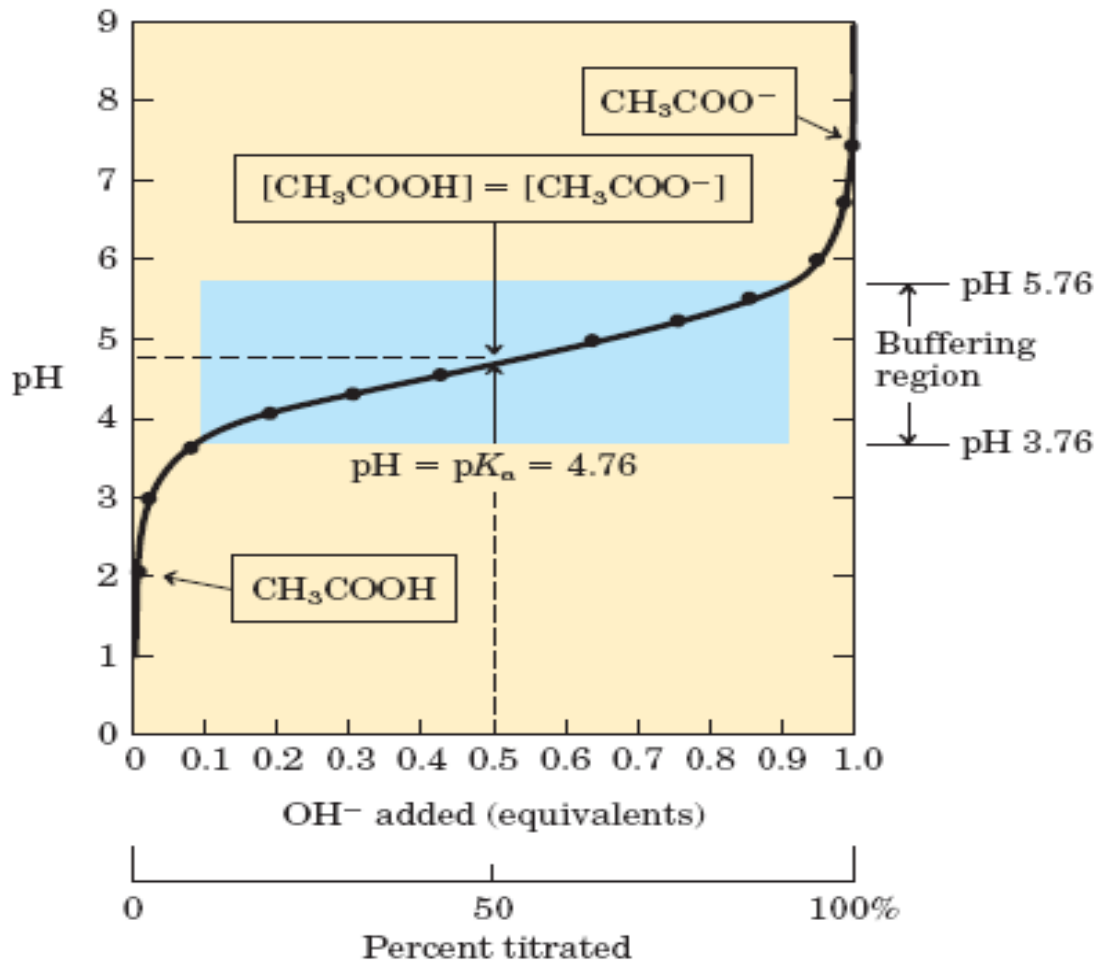


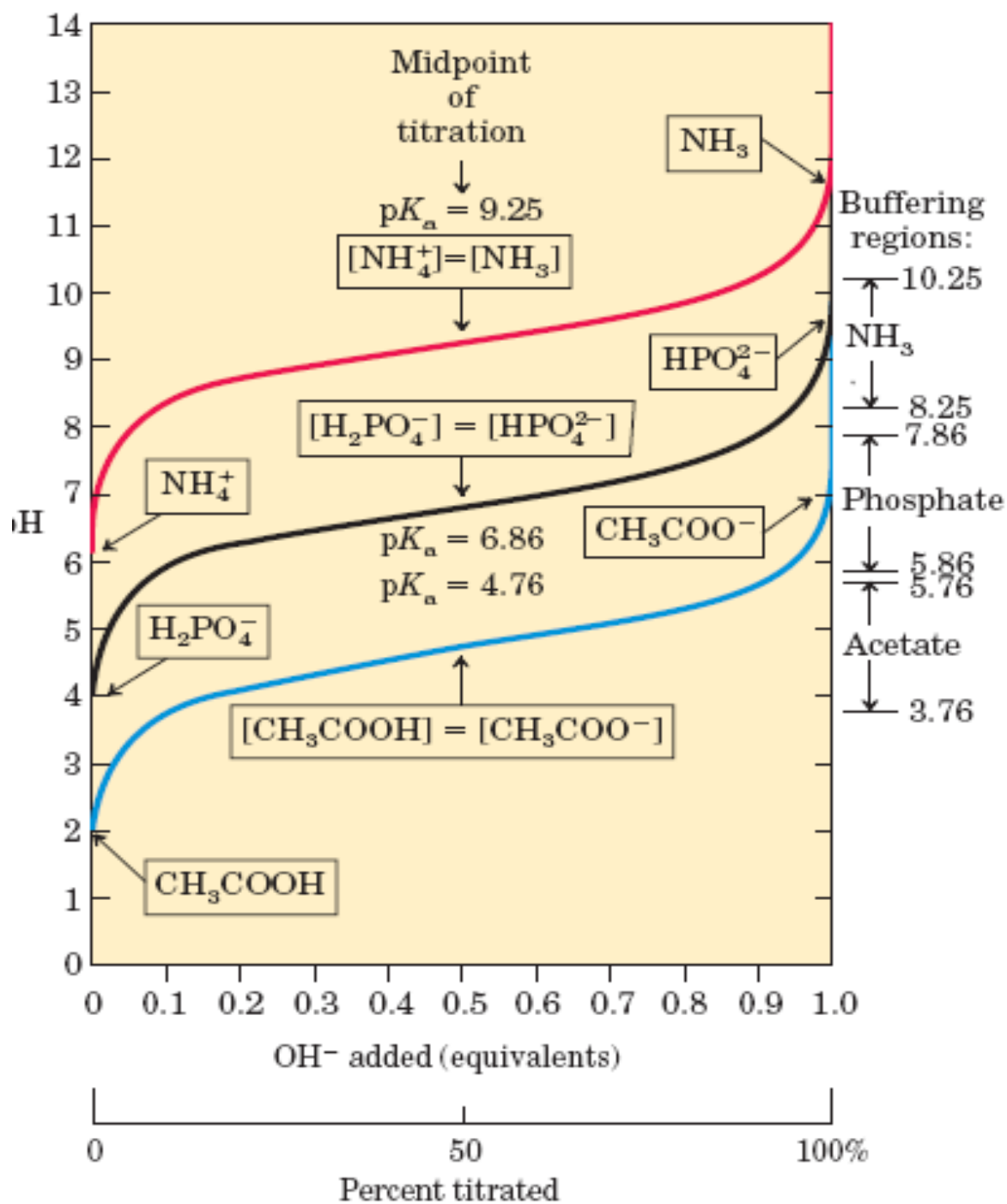
التي يجب أن تؤكد مع ثوابت توازنهما المميزة والتي هي على التوالي

$$K_w = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} \dots\dots\dots 6$$

$$K^1 = \frac{[\text{H}^+] [\text{A}_c^-]}{[\text{HA}_c]} = 1.74 \times 10^{-5} \text{M} \dots\dots\dots 7$$

وعند بداية التسحيح (المعاييرة) ، قبل إضافة أية كمية من (NaOH) يكون حامض الخليك قد تأين قليلا إلى حد يمكن حسابه من ثابت التفكك (التحلل) ولأجل القيام بهذا الحساب ، علينا ان نجعل تأين حامض الخليك قليل إلى الحد الذي يكون فيه تركيز حامض الخليك غير المتحلل ليس أقل من التركيز الكلي 0,1 مولاري.





عندما نضيف كميات من (NaOH) بصورة متلاحقة ، فإن (OH⁻) المضاف سيتحد مع (H⁺) الحر الموجود في المحلول ، لتكوين (H₂O) إلى حد يكفي لعلاقة التوازن:

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

ولكن عندما يزال (H⁺) الحر بهذه الطريقة، فإن بعض (HAc) غير المتفكك يتفكك بسرعة أكثر للوصول إلى ثابت توازنه . ويكون الناتج النهائي، مع استمرار عملية المعايرة (التسحيح) . إن (HAc) تزداد تأينا كلما ازدادت كمية (NaOH) المضافة . ولهذا فإن تركيز (HAc) يقل ويزداد تركيز (Ac⁻) ، عند الوصول للمعادلات (4) و (5) مكافئا إلى ثابت توازنها (6) و (7) عند كل خطوة وعند منتصف التسحيح الشكل (10-4) ، التي يكون عندها 50 من (NaOH) مانح البروتونات [HAc]، يساوي الآن تركيز مستقبل البروتونات [Ac⁻] وعند نقطة منتصف المعايرة توجد علاقة مهمة : وهي أن الأس الهيدروجيني للمحلول المكافئ المولاري لحمض الخليك ، كما يمكن ملاحظة ذلك من مقارنة قيم (PK¹) الموجودة في الجدول (4-4) ومنحني المعايرة في الشكل (10-4). وسنرى الأساس لهذه العلاقة المهمة ، التي تنطبق على جميع الأحماض الضعيفة.

وكلما استمر التسحيح بإضافة كميات أكثر من (NaOH) ، فإن حامض الخليك غير المفكك يتحول تدريجيا إلى الخلات (CH₃COO⁻) بإزالة (H⁺) بواسطة تفاعله مع (OH⁻) المضاف لتكوين الماء وستصل في النهاية إلى نقطة نهاية التسحيح عند حوالي (pH7) ، التي يكون عندها كل حامض الخليك قد فقد بروتوناته إلى (OH⁻) لتكوين الماء و (H₂O) والخلات . ومن خلال التسحيح فإن معادلتى التوازن (4) و (5) سيتزامن وجودهما ، وكل واحدة منها تتطابق مع ثابت التوازن . إن تفاعلي التآين هما تفاعلان متعاكسان وأيونية ويحدثان بصورة فورية . ولذلك يمكننا أن نعيد عملية التسحيح . بدءاً عند نقطة التعادل ، فيمكننا أن نضيف (H⁺) إلى المجموعة ونسحج الخلات إلى حالة البداية . وسنحصل بالضبط على نفس المنحني كما هو موجود في الشكل (10-4) وبعد تنظيم التغيرات الحاصلة في الحجم كلما استمر التسحيح.

وخلال هذا التسحيح الرجعي فإن (H⁺) المضاف سيتفاعل مع (Ac⁻) لتكوين (HAc) ، وستقل نسبة [Ac⁻]/[HAc] كلما أضيفت كميات أكثر من (H⁺) ، إلى أن تصل إلى حالة البداية ، من النقطة التي بدأ التسحيح منها مع (NaOH) .

ويقارن الشكل (9-4) بين منحنيات التسحيح الثلاثة أحماض ضعيفة ذات ثوابت تفكك مختلفة إلى درجة كبيرة، وبالتحديد، حامض الخليك (pK¹= 4.76) والفوسفات ثنائية الهيدروجين أو (pK¹ = 6.86) H₂PO₄⁻⁴ وأيون الأمونيا أو (pK¹ = 9.25) NH₄⁺ ومع أن منحنيات التسحيح لهذه الحوامض لها نفس الشكل فإنها توضع على امتداد خط (pH) ، وذلك لأن هذه الحوامض تختلف عن بعضها بمقدار قوتها . إذ يكون حامض الخليك أقوىها ويفقد بروتوناته إلى (OH⁻) بسرعة كبيرة . لأن قيمة (K¹) الخاصة به هي الأعلى " أما (pK) فهي الأوطى " من بين الأحماض الثلاثة . يتفكك نصف حامض الخليك فعلا عند الأس الهيدروجيني (4.76) ، ويفقد (H₂PO₄) بروتونا إلى (OH⁻) أقل من حامض الخليك، الذي يتفكك نصفه عند (pH = 6.86) يكون (NH₄⁺) أضعف حامض من هذه الخواص الثلاثة ولا يصبح نصف مفكك حتى تصبح (pH = 9.25) .

من هذا نستنتج نقطة مهمة حول منحنى التسحيح للحامض الضعيف حيث توضح هذه النقطة بصورة توضيحية أن الحامض الضعيف وأيونه السالب يمكن أن يعمل على شكل منظم (Buffer).

Buffer

المحاليل المنظمة

نلاحظ في الشكل (4-9) ، أن منحنى التسحيح للحوامض توجد وسطية تمتد حوالي درجة pH واحدة على جانبي النقطة الوسطية في لمنحنى . إن إضافة أيونات الهيدروجين أو أيونات الهيدروكسيل ضمن هذه المنطقة الوسطية تؤدي إلى حدوث تغيرات طفيفة في الـ pH . وبالمقابل أن إضافة أيونات الهيدروجين أو أيونات الهيدروكسيل خارج نطاق هذه المنطقة تؤدي إلى حدوث تغيرات كبيرة نوعا ما في الـ pH وبمعنى آخر أن المحلول لا يتمكن من مقاومة التغيرات الحاصلة في الـ pH ومن المعلوم أن القوة الحافظة لأي زوج متألف من الحامض ولاقاعدة تكون على أعلاها عند النقطة الوسطية لمنحنى التسحيح.

أي عندما تكون نسبة "قابل البروتون/واهب البروتون = 1" من الشكل (4-9) يمكننا القول أن القوة الحافظة لحامض الخليك- خلات تكون على أعلاها عند pH مقداره 4,76 بينما القوة الحافظة لحامض اللاكتيك-لاكتيب تكون على أعلاها عند pH مقداره 3,86.

تحتوي السوائل داخل وخارج الخلايا في الكائنات الحية على أزواج متألفة من الحوامض-قواعد والتي تعمل كمواد حافظة. وبلازما الدم قوة حافظة غير اعتيادية موضحة في المثال التالي : إذا أضيف مليلتر واحد من عشر عياري حامض الهيدروكلوريك إلى لتر واحد من السالين الفيزيولوجي (1,5 مول كلوريد الصوديوم) فإن الـ pH ينخفض من 7 إلى 5 بسبب عدم وجود قوة حافظة في محلول كلوريد الصوديوم . أما إذا أضفنا مليلتر واحد عن عشر عياري حامض الهيدروكلوريك إلى لتر واحد من بلازما الدم فإن الـ pH ينخفض من 7.4 إلى 7.2.

ملائمة المحيط المائي للكائنات الحية

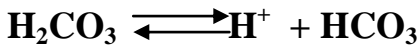
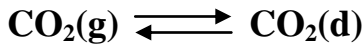
The Fitness Of The Aqueous Environment For Living Organisms

يمكن أن تتكيف الكائنات الحية بصورة فعالة لبيئتها المائية بل أنها تطور الوسائل لاستغلال الخواص غير الطبيعية للماء أيضا. فالحرارة النوعية المرتفعة للماء تكون مفيدة للخلية لأنها تسمح للماء لأن يعمل كمنظم للحرارة (Heat Buffer) فيسمح لدرجة حرارة الكائن الحي لأن تبقى ثابتة نسبيا كلما تغيرت درجة حرارة الهواء . وأكثر من هذا فإن حرارة التبخر العهالية للماء يمكن أن تستغلها بعض الحيوانات الفقيرة كوسيلة لتخفيف درجة حرارة الجسم المرتفعة عن طريق تبخر العرق . أما درجة الالتصاق الداخلية لسائل الماء نتيجة للأواصر الهيدروجينية فتستعملها النباتات كوسائل لنقل موادها الغذائية الذائبة من الجذور إلى الأوراق خلال عملية النتج (Transpiration) كما ان للحقيقة القائلة أن للثلج كثافة أقل من كثافة الماء السائل مما يجعل الثلج يطفو فوق سطح الماء، دورا في خلق أحداث حياتية مهمة ودورات حياة الكائنات الحية- المائية إلا أن أكثر الأشياء أهمية لجميع الكائنات الحية هي أن الكثير من الخواص الحياتية المهمة للجزيئات الحيوية العلامة للخلايا، وبخاصة البروتينات والأحماض النووية تشتق من تفاعلاتها مع جزيئات الماء الموجودة في الوسط المحيط بها.

الأمطار الحامضية تلوث بحيراتنا وأنهارنا

Acid Rain is Polluting Our Lakes and Streams

للماء النقي المعرض للهواء الطبيعي أس هيدروجيني يبلغ (5.6) ، وليس القيمة النظرية البالغة (7,0). وذلك لأن الهواء يحتوي على كميات قليلة جدا من غاز (CO₂) ، حيث يشكل غاز ثاني أكسيد الكربون حوالي (0,04%) من الهواء الجوي ، وهو ذو ضغط جزئي يبلغ حوالي (0,3 مل زئبق). وعندما يصبح الماء النقي عند الأس الهيدروجيني (7,0) وحالة توازن مع ثاني أكسيد الكربون (CO₂) الهواء ، فإن التفاعلات العكسية التالية ، والتي تؤدي إلى تكوين (H⁺) ، (HCO₃) تغير الأس الهيدروجيني للماء النقي إلى حوالي (5.6).



خلال مائة سنة مضت أو أكثر ارتفعت حامضية المطار والثلوج في الأجزاء الشرقية من الولايات المتحدة الأمريكية والأقسام الشمالية من أوروبا، إلى حوالي ثلاثين مرة، فنتج عن ذلك لأن قل الأس الهيدروجيني للبحيرات والأنهار في هذه المناطق، من حوالي (pH 5.6) إلى قيم أوطى من (pH 5.0).

تتكون الأمطار الحامضية من تفاعل ماء المطر مع أكسيد الكبريت وأكاسيد النتروجين الموجودة في الهواء الجوي ، المنبعثة من احتراق الفحم الحجري والبتروول ، اللذين يحتويان على كميات قليلة من مركبات الكبريت والنتروجين. ونتيجة لذلك يصبح ماء المطر على شكل محلول مخفف من أحماض الكبريتيك والنتريك. لن الدخان المتصاعد من محطات توليد الطاقة التي تعتمد على حرق الفحم الحجري أو البتروول ومعامل الفولاذ يتم تصريفه إلى الجو بواسطة مداخل طويلة لتجنب تلوث الهواء الموضعي ، لقد أصبح الهواء العلوي في جميع المناطق من المعمورة ملوثا بهذه الأحماض ، ويتم غسلها وإعادتها إلى الأرض بواسطة المطار ، وفي بعض الأحيان تكون الأمطار الموضعية حامضية إلى درجة كبيرة ، فخلال عاصفة م طرية في اسكتلندا عام 1974 وجد أن الأس الهيدروجيني (pH) للمطر هو (2,4) وهذا أوطى من الأس الهيدروجيني للخل!

ونتيجة لهطول الأمطار الحامضية فإن الكثير من البحيرات في الدول الاسكندنافية والبحيرات الموجودة في شرق كندا وشمال انكلترا وفلوريدا قد عانت من حموضة شديدة ونتيجة لذلك انعدمت الأسماك أو اضخلت أعداد الأسماك لأن الكثير من انواع الأسماك لا يمكنها تحمل حامضية أوطى من الاسن الهيدروجيني (pH 0.5). إضافة لذلك ، فإن زيادة الحامضية قد خلخلت التوازن الحساس بين الحياة النباتية والحياة الحيوانية في بعض مناطق المياه العذبة.

وكلما يصبح من الضرورة حرق كميات أكثر من الفحم الحجري في المستقبل ، يمكننا أن نتوقع تلوثا أشد لمصادر مياهنا العذبة ، ما لم تصبح محطات توليد الطاقة الصناعية مجهزة بوسائل كفاءة لإزالة هذه المواد الملوثة من الدخان المنبعث من هذه المحطات.