Biochemistry

Done By:

Mohammad Alomari

0789791324

Water: The Solvent for Biochemical Reactions

Introduction:

- تخيّل عزيزي الطالب جسمك كأنه مصنع ضخم، مليان آلات دقيقة بتشتغل طول الوقت بدون ما تحس فيها... هاي الآلات مكوّنة من جزيئات، والجزيئات نفسها مكوّنة من ذرات.
- لكن السؤال هو: **كيف هاي الذرات بترتبط مع بعض؟**
- هون بيجي دور الروابط الكيميائية 👇 !
  - **الروابط التساهمية**:(Covalent Bonds) :
    - ✓ هي الروابط القوية اللي بتصير لما الذرات "تشارك" بالإلكترونات. مثلاً، لما ذرتين هيدروجين يتشاركوا مع ذرة أكسجين، بكونوا مع بعض جزيء ماء.
  - **الروابط غير التساهمية** (Noncovalent Bonds)
    - ✓ أضعف من التساهمية، بس أهميتها مش أقل!
    - ✓ هي اللي بتتحكم في شكل الجزيئات وتفاعلها مع بعض، منها:
      - ☒ **الروابط الأيونية** (Ionic Bonds)
      - ☒ **جسور الملح** (Salt Bridges)
      - ☒ **تفاعلات الأيون-ثنائيّ القطب** (Ion–Dipole)
      - ☒ **قوى فان دير فالس** (Van der Waals)
      - ☒ (Dipole–Induced Dipole)
- كل وحدة فيهم إله دور معين، وبتساعد الجزيئات تفهم بعضها، تلتصق، تتفاعل، أو حتى تبتعد.
- بهالمادة، رح نبدأ نفكك هاي الروابط وحدة وحدة، ونفهم كيف بيشتغل جسمك على المستوى الجزيئي... بطريقة ممتعة وبسيطة!

Water and Polarity:

- Water is the main component of most cells.
- Water is a polar molecule, meaning it has partial charges (δ^+ and δ^-).
- The geometry of water molecule and its properties as a solvent play major roles in determining the properties of living systems.

- الماء هو المكوّن الرئيسي في أغلب الخلايا.
- شكل جزيء الماء وخصائصه كمذيب بيلعبوا دور مهم في تحديد خصائص الكائنات الحية.

- Electronegativity Values of Key Biological Elements:

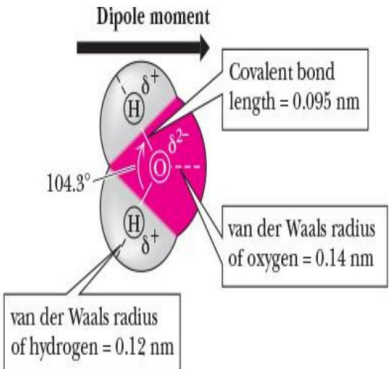
Element	Electronegativity
Oxygen (O)	3.5
Nitrogen (N)	3.0
Sulfur (S)	2.6
Carbon (C)	2.5
Phosphorus (P)	2.2
Hydrogen (H)	2.1

- الرقم بيوضح قديش العنصر بحب يشد الإلكترونات ناحيته لما يرتبط بعنصر ثاني، كل ما زاد الرقم، زادت قوة الجذب.
- هاي القيم بتساعدنا نفهم ليش بعض الجزيئات بتتصرف بطريقة معيّنة بجسم الإنسان، زي المي والبروتينات.

- Electronegativity is a measure of how strongly an atom attracts electrons when forming a bond.
- Oxygen has the highest value (3.5), so it attracts electrons more than the others.
  - Note: Oxygen and nitrogen are more electronegative than carbon and hydrogen.
- These values help explain how molecules behave in the body, like in water or proteins.

Mohammad Alomari 0789791324

What is polarity?



- Property that describes how electric charges are distributed across the molecule.
- A molecule is polar if it has:
  - Unequal sharing of electrons between atoms
  - A region with slight positive charge and another with slight negative charge
    - ➔ This creates a di-pole (like in water, H_2O).

- **شو يعني قطبية** (Polarity) ؟
  - **القطبية** معناها إنه الإلكترونات بجزئ معين مش متوزعة بالتساوي.
  - الجزئ بيكون **قطبي** إذا **انطبق عليه الاتي:**
    1. الإلكترونات انشدّت أكتر باتجاه ذرة معيّنة.
    2. بصير فيه طرف فيه شحنة سالبة خفيفة، وطرف فيه شحنة موجبة خفيفة يعني في فرق شحنات.
- What is a Polar Bond?
  - In a polar bond, electrons are not shared equally between the atoms.
  - In H_2O, oxygen attracts electrons more than hydrogen.
  - This makes oxygen slightly negative (δ^-) and hydrogen slightly positive (δ^+).
    - ➔ The water molecule has a bent shape, not straight.
    - ➔ This unequal charge distribution creates a dipole moment, pointing from positive to negative.

Polar Bonds and Molecules:

- Bonds in a molecule may be polar, but the molecule itself can be nonpolar Because of:
  - its geometry: as CO2.
  - Two atoms share electrons evenly like between H & H.

$$\delta^- \quad 2\delta^+ \quad \delta^-$$
$$O{=}C{=}O$$

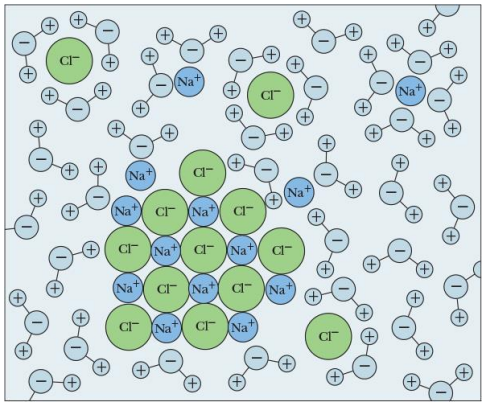
- Some important noncovalent bonds:
  - Ionic bonds: Held together by positive and negative ions
  - Salt bridge: Interaction depends on the attraction that occurs when oppositely charged molecules are near one another (like between COO- and – NH3+).
  - Ion–dipole interactions: Occur when ions in solution interact with molecules that have dipoles.
    - ➔ Example - NaCl dissolved in H2O.

- الروابط داخل الجزيء قد تكون قطبية، لكن الجزيء نفسه ممكن يكون غير قطبي بسبب:
  - شكله الهندسي، مثل CO_2.
  - أو مشاركة متساوية للإلكترونات بين ذرتين، مثل H و H.

- بعض الروابط غير التساهمية المهمة:
  - الروابط الأيونية: تنشأ بسبب التجاذب بين أيونات موجبة وسالبة.
  - الروابط الملحية (Salt bridge): تفاعل يعتمد على التجاذب بين جزيئات مشحونة بشحنات متعاكسة عندما تكون قريبة من بعضها (مثل بين COO^- و NH_3^+).
  - تفاعلات الأيون-ثنائي القطب: تحدث لما تتفاعل الأيونات في المحلول مع جزيئات فيها ثنائي قطب.
    مثال: ملح الطعام (NaCl) لما يذوب في الماء.

Mohammad Alomari 0789791324

Ionic Bonds



- In ionic solids, ionic bonds hold the cations and anions together.
- In aqueous solution, these ionic bonds are replaced by ion–dipole interactions.
  - The negatively charged chloride ions are attracted to the partial positive charges on water.
  - The positively charged sodium ions are attracted to the partial negative charges on the water
  - Water surrounding ions of this type = hydration shells.

- في الحالة الصلبة، الروابط الأيونية تمسك الكاتيونات والآنيونات معاً.
- لكن عند إذابتها في الماء، تتحوّل هذه الروابط إلى تفاعلات أيون–ثنائي القطب.
  - الأيونات السالبة (مثل الكلوريد) تنجذب إلى الشحنة الجزئية الموجبة في جزيء الماء.
  - الأيونات الموجبة (مثل الصوديوم) تنجذب إلى الشحنة الجزئية السالبة في الماء.
  - المَي لما تحيط بالأيونات بنسميها hydration shell يعني زي غلاف مائي حوالين الأيون.

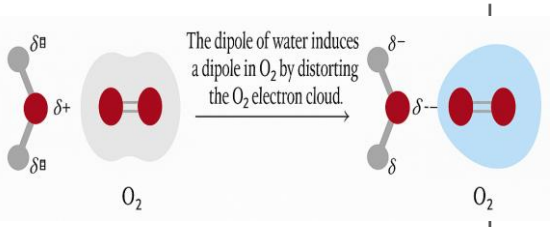
Van der Waals forces:

- Called van der Waals interactions or van der Waals bonds
- Noncovalent associations based on weak attractions of transient dipoles for one another
- These forces are 3-noncovalent bonds (do not involve electrostatic interactions of charged ions):
  - Dipole–dipole interactions:
    - ✓ Forces that occur between molecules that are dipoles.
    - ✓ Partial positive side of a molecule attracts the partial negative side of another molecule.
  - Dipole–induced dipole interactions:
    - ✓ Permanent dipole in one molecule can induce a transient dipole in another molecule through momentary distortion of electron clouds
    - ✓ Weak and generally do not lead to solubility in water.
  - Induced dipole–induced dipole interactions:
    - ✓ This attractive force is often referred to as London dispersion force. (i.e., Attraction between transient induced dipoles).

- **قوى فان دير فالس**: هاي قوى ضعيفة مش تساهمية، بنسميها "تفاعلات فان دير فالس."
- بتصير بسبب تجاذب خفيف بين شحنات مؤقتة جوّا الجزيّات.
- ما فيها شحنات موجبة أو سالبة حقيقية زي الأيونات.
- وبتنقسم لثلاث أنواع:
  - **ثنائي قطب مع ثنائي قطب**:
    - ✓ جزيّين قطبيين، جزء موجب بجزيّ واحد بيتجاذب مع الجزء السالب بالجزيّ الثاني.
  - **ثنائي قطب مع قطب مُستحث**:
    - ✓ جزيّ فيه شحنة جزئية دائمة، بيأثر على جزيّ ثاني ويخلق فيه شحنة مؤقتة.
    - ✓ هاي ضعيفة وما بتساعد الذوبان بالمي.
  - **مُستحث مع مُستحث (قوى لندن)**:
    - ✓ جزيّين ما فيهم شحنات واضحة، بس بصير فيهم شحنات مؤقتة فجأة وبيتجاذبوا شوي.
    - ✓ أضعف نوع، بس موجود بكل المواد.

Mohammad Alomari 0789791324

Dipole-Induced Dipole Bonds



- Polar water can distort the electron cloud of a nonpolar molecule, like oxygen, creating a momentary dipole
  - The nonpolar will temporarily act like a polar molecule.
  - Thus, water will be attracted to it.
    - ➔ Now the water and that molecule can attract each other, even though the second one wasn't polar to begin with.
- This explains how water can interact with some nonpolar gases ✅.

- **الشكل 2.4 – رابطة ثنائي القطب المحفَّزة** (Dipole–Induced Dipole)
- جزيء المي قطبي، يعني فيه شحنات خفيفة.
- لما يقرب من جزيء **مش قطبي** زي O_2 ، بقدر يأثر على توزيع الإلكترونات فيه.
- فالإلكترونات بجزيء الأوكسجين بتتحرك شوي، وبصير الجزيء كأنه قطبي **مؤقتاً**.
- هيك بصير فيه **جذب** بين المي وبين الجزيء الثاني، رغم إنه كان بالأصل مش قطبي.
- هذا بيفسّر كيف المي ممكن تتفاعل مع جزيئات ما كانت قطبية من الأساس.

Induced Dipole-Induced Dipole Interactions (London dispersion forces)

- Attractions arise when otherwise nonpolar molecules:
  - Bump into each other and distort each other's electron shells → forming induced dipoles.
  - Once the dipoles are formed, the molecules are momentarily attracted to one another.
  - The nonpolar became polar "temporarily" and it will induce conversion of nonpolar into polar "temporarily".

- هاي بتصير بين جزيّات مش قطبية.
- لما الجزيّات يقربوا من بعض أو يخبطوا ببعض، بتتشوّه حركة الإلكترونات شوي، وبتتكوّن شحنات مؤقتة.
- بهاي اللحظة، الجزيّات بتصير تتجاذب مع بعض لفترة قصيرة.
- يعني الجزيّ اللي ما فيه شحنات، بصير فيه شحنة مؤقتة، وهاي بتأثر على اللي جنبه ويخليه كمان فيه شحنة مؤقتة.

Summary:

- If we want to break each bond we will spend energy in deferent quantities, according to the type of the bond:

Hydrophilic (Water-Loving)	Hydrophobic (Water-Hating)
Dissolve easily in water	Do not dissolve well in water
Polar covalent compounds (e.g., ethanol, acetone)	Nonpolar compounds (e.g., hexane)
Sugars	Fatty acids, cholesterol
Ionic compounds (e.g., KCl)	
Amino acids, phosphate esters	

☒ Notes:

Covalent bonds are the strongest.

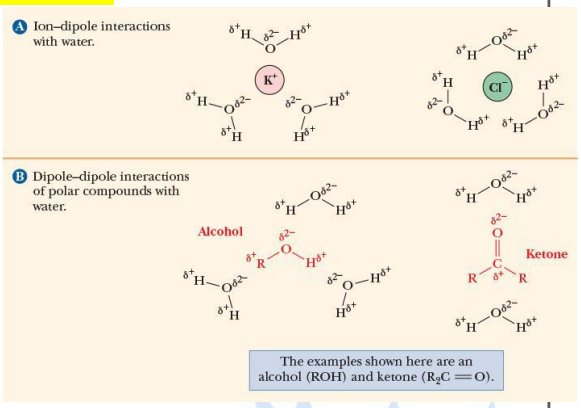
Hydrogen bonds and ion-dipole interactions are moderate.

Van der Waals are the weakest, but still important in large numbers.

Mohammad Alomari 0789791324

Ion–Dipole and Dipole–Dipole Interactions

- Ion–dipole and dipole–dipole interactions help ionic and polar compounds dissolve in water.
- **Part A: Ion–Dipole Interaction**
  - Happens when an ion (like K^+ or Cl^-) interacts with the partial charges (δ^+, δ^-) on water.
  - Water molecules surround the ion, helping it dissolve in water.
- **Part B: Dipole–Dipole Interaction**
  - It happens when polar molecules (like alcohol or ketone) interact with water.
  - These molecules have partial charges too, so they attract the partial charges on water.
  - This also helps polar molecules dissolve in water.



- These interactions explain why salt, alcohols, and other polar substances mix well with water.
-

- **تفاعلات الأيون مع المي، وتفاعل الجزيّات القطبية مع المي**: هاي التفاعلات بتساعد المواد الأيونية والقطبية تذوب بالمي.
- **الجزء الأول: أيون–ثنائي قطب**
  - يعني أيون زي K^+ أو Cl^- بيتفاعل مع شحنات المي (الجزئية – يعني δ^+ و δ^-).
  - المَي بتلف حوالين الأيون وبهيك بتساعده يذوب.
- **الجزء الثاني: ثنائي قطب–ثنائي قطب**
  - جزيّات قطبية زي الكحول أو الكيتون فيها شحنات جزئية.
  - هاي الشحنات بتتجاذب مع شحنات المَي، فبتذوب كمان بسهولة.
- عشان هيك بنشوف إنو الملح والكحول بيمتزجوا بسهولة مع المَي.

Water as a Solvent – Hydrophilic vs. Hydrophobic:

Hydrophilic (Water-Loving)	Hydrophobic (Water-Hating)
Dissolve easily in water	Do not dissolve well in water
Polar covalent compounds (e.g., ethanol, acetone)	Nonpolar compounds (e.g., hexane)
Sugars	Fatty acids, cholesterol
Ionic compounds (e.g., KCl)	
Amino acids, phosphate esters	

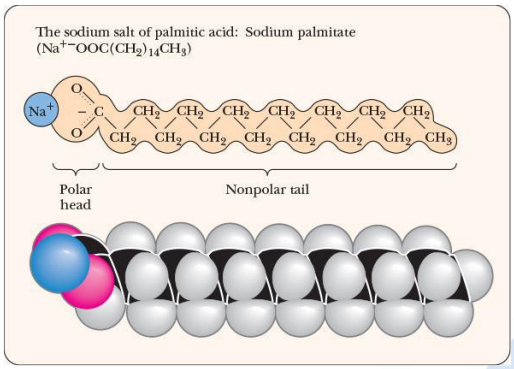
- Hydrophobic interactions = Attraction between nonpolar molecules (they stick together away from water).
- Amphipathic substances = Molecules with both polar and nonpolar parts.
- Example: Sodium palmitate (has one end that loves water and another that hates it).

- ✅ تفاعل كاره للماء (Hydrophobic interaction):
- يعني الجزيئات الغير قطبية بتنجذب لبعضها وبتبعد عن المي.
-
- ✅ مواد أمفيباثية (Amphipathic):
- هي مركبات فيها جزء بيحب المي وجزء بيكرهها.
- مثال: صوديوم بالميتات (Sodium palmitate).

Mohammad Alomari 0789791324

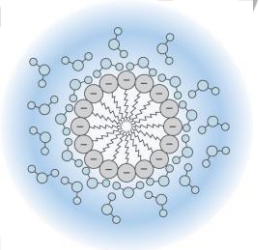
Sodium Palmitate, an Amphipathic Molecule

- Amphipathic molecules have two parts:
  - A polar head (hydrophilic → loves water)
  - A nonpolar tail (hydrophobic → hates water)
- Sodium Palmitate is a salt of palmitic acid. It has:
  - A polar carboxyl group (COO^-) that interacts with water
  - A long hydrocarbon chain $(CH_2)_{14}CH_3$ that avoids water
- Amphipathic molecules are important in soap, cell membranes, and micelle formation.



- الجزيئات الأمفيباثية فيها جزءين:
  - **رأس قطبي** بيحب المي (Hydrophilic)
  - **ذيل غير قطبي** بيكره المي (Hydrophobic)
- بالرسم:
- **الكرة** =الرأس اللي بيحب المي
- **الخط المتعرج** =الذيل اللي بيبعد عن المي
- **صوديوم بالميتات** هو ملح حمض البالميتك:
- فيه **رأس مشحون** (COO^-) بيذوب بالمي
- وذيل طويل من الكربون والهيدروجين (CH_2-CH_2-CH_2...) بيهرب من المي
- هاي الجزيئات مهمة بتكوين **الصابون، غشاء الخلية، والميسيل** (micelle)

Micelle Formation by Amphipathic Molecules



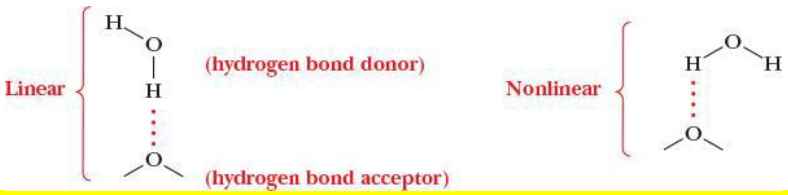
- Spherical arrangement of organic molecules in water solution clustered so that their:
  - Hydrophobic parts are buried inside the sphere
  - Hydrophilic parts are on the surface of the sphere and in contact with the water environment.
- Formation depends on the attraction between temporary induced dipoles
  - When micelles form, the ionized polar groups are in contact with the water.
  - The nonpolar parts of the molecule are protected from contact with the water.
    - ➔ Water-friendly heads protect the water-hating tails.
- This is how soap cleans oil: tails catch the oil, heads stay in water.

- بعض الجزيئات، زي الصابون، فيها راس بحب المَي وذيل بكره المَي.
- لما تنحط بالمَي، الجزيّات هاي بتتجمع بشكل كروي اسمه ميسيل.
- الذيل الكاره للمَي يتخبى جوا، عشان يبعد عن المَي.
- الراس اللي بحب المَي بيوجه لبرا وبيتفاعل مع المَي.
- ليش بصير هيك؟ بسبب شحنات مؤقتة، الجزيّات بتتجاذب وبتنظم حالها بهالشكل.
- الخلاصة:
  - الرؤوس بتضل مع المَي.
  - الذيول بتخبي حالها جوا.
  - والمَي ما بتوصلها.
- كيف الصابون بنضّف الزيت؟
  - الذيل بيمسك بالزيت.
  - الراس بخلي الجزيّة تضل ذايبة بالمَي.
  - وبهيك الزيت بينشال بسهولة!

Mohammad Alomari 0789791324

Hydrogen Bonds

- Hydrogen bond = weak attraction between molecules.
- Another type of noncovalent attractive interactions between dipoles when:
  - Positive end of one dipole is a hydrogen atom bonded to a highly electronegative atom (hydrogen-bond donor)
  - Negative end of the other dipole is an atom with a lone pair of electrons (hydrogen-bond acceptor).

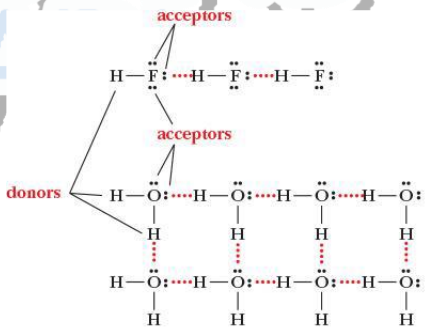


  - Nonlinear bonds are weaker than bonds in which all three atoms lie in a straight line.
  - Linear bonds are stronger than nonlinear ones.

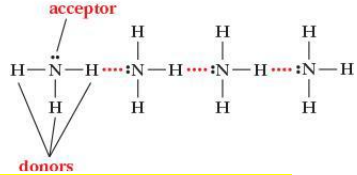
- الروابط الهيدروجينية:
  - الرابطة الهيدروجينية هي نوع من التجاذب الضعيف بين الجزيئات.
  - تُعتبر من الروابط غير التساهمية، وتحدث بين ثنائيات القطب (dipoles) في الحالات التالية:
    - ✓ الطرف الموجب يحتوي على ذرة هيدروجين مرتبطة بذرة شديدة السحب للإلكترونات (مثل O أو N أو F) → يسمى: hydrogen bond donor.
    - ✓ الطرف السالب يحتوي على ذرة تملك زوج إلكترونات غير رابط → يسمى: hydrogen bond acceptor.
    - ✓ الرابطة الخطّية (linear) أقوى من الرابطة غير الخطّية (nonlinear)، لأن الذرات الثلاث تكون على خط مستقيم.
- مواقع تكوين الروابط الهيدروجينية (Hydrogen-Bonding Sites):
  - كل جزيء يقدر يعمل عدد معيّن من الروابط الهيدروجينية حسب عدد المانحين (donors) والمستقبلين (acceptors).

Hydrogen-Bonding Sites

- Shows how many hydrogens bonds each molecule can make.



- HF: 1 donor, 3 acceptors
- H_2O: 2 donors, 2 acceptors
- NH_3: 3 donors, 1 acceptor



Interesting and Unique Properties of Water

- In ice, each H_2O:
  - Donates 2 H-bonds
  - Accepts 2 H-bonds
  - Forms a tetrahedral structure
  - This explains why ice floats → it's less dense.

- كل جزيء ماء (في حالة الجليد) يكون مرتبطًا بأربع جزيئات ماء أخرى عبر روابط هيدروجينية.
- يعمل كمانح (donor) في رابطتين.
- ويعمل كمستقبل (acceptor) في رابطتين أخريين.
- هذا الترتيب ممكن بفضل الشكل الرباعي الوجوه (tetrahedral) لجزيء الماء، بزوايا روابط حوالي 104.3°.
- يعني كل جزيّة مي بالجليد ماسكة بـ 4 جزيّات ثانيات، عشان هيك الجليد خفيف وفيه فراغات.

Mohammad Alomari 0789791324

Comparison of Properties of Water, Ammonia, and Methane

- Even though hydrogen bonds are weaker than covalent bonds, they have a significant effect on the physical properties of hydrogen-bonded compounds.

Substance	Molecular Weight	Melting Point (°C)	Boiling Point (°C)
Water (H_2O)	18.02	0.0	100.0
Ammonia (NH_3)	17.03	–77.7	–33.4
Methane (CH_4)	16.04	–182.5	–161.5

مقارنة بين خصائص المَي، الأمونيا، والميثان:

- الروابط الهيدروجينية ضعيفة، بس إلها تأثير كبير عخصائص المواد, شوف الجدول:
  - المَي بيغلي على 100°C، كتير أعلى من الأمونيا والميثان، بسبب الروابط الهيدروجينية القوية بين جزئياته.
  -

Hydrogen Bonding between Polar Groups and Water

- If a polar solute can serve as a donor or an acceptor of hydrogen bonds, it can:
  - Form hydrogen bonds with water
  - Participate in nonspecific dipole–dipole interactions
  - R-OH (Alcohol), R-NH2 (Amine), R-COOH (Carboxylic Acid), R-CHO (Aldehyde), & ketones can form H-bonds with water, so they are soluble in water.كلهم بيذوبوا بالمي

- **كيف بتذوب المواد بالمَي؟**
- إذا المادة فيها جزء بيقدر يعمل رابطة هيدروجينية (يعطي أو يستقبل)، فهي:
- بتتفاعل مع المَي.
- وبتذوب فيه بسهولة.

- Examples of Major Types of Hydrogen Bonds Found in Biologically Important Molecules
  - Hydrogen bonding is important in the stabilization of 3-D structures of biological molecules, such as DNA, RNA, and proteins.

أهميتها بالجسم: الروابط هاي بتثبت شكل الجزيّات الحيوية، زي: الحمض النووي DNA وRNA والبروتينات

Mohammad Alomari 0789791324

Acids, Bases, and pH

- يا أهلاً وسهلاً في جزئية من أهم أجزاء البيوكيم!
- ليش المعدة حامضة؟ أو ليش الدم ما بيتغيّرpH تبعه بسهولة؟
- شو يعني حمض؟ وشو يعني قاعدة؟
- كيف منقيس الحموضة والقاعدية باستخدام الpH
- ليش في مواد بتقدر تحافظ على الـ pH حتى لو ضفنا عليها حمض أو قاعدة؟ **(المحاليل المنظمة-** Buffer solutions**)**
- كيف الجسم (وإحنا بالمختبر كمان) منقدر نعمل توازن كيميائي باستخدام"Buffers"
- أمثلة على معادلات مشهورة زي Henderson-Hasselbalchوشرحها بأسلوب سهل
- ورح تتعلم كيف ترسم منحنيات **المعايرة** وتشوف كيف الـ pH بيتغير لما تضيف قاعدة على حمض... وكل هاد مش بس حكي نظري، **هو إشي بيصير جوّا جسمك كل يوم!**
- لو فهمت هالموضوع منيح، كثير أشياء رح تصير أوضح قدامك زي الإنزيمات، الدم، وحتى الأدوية!

Acids and Bases definitions:

- **Arrhenius Definition**
  - Acid: Produces H^+ ions in water ⟶ Example: $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$
  - Base: Produces OH^- ions in water ⟶ Example: $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$
- **Brønsted–Lowry Definition**
  - Acid: Proton donor (H^+ donor)
  - Base: Proton acceptor (H^+ acceptor)
  - Conjugate Acid–Base Pairs:
    - ➔ Acid ⇌ Conjugate Base + H^+
    - ➔ Base + H^+ ⇌ Conjugate Acid
    - ➔ NH_3 + H_2O ⇌ NH_4^+ + OH^-
    - ➔ **Base Acid Conj. Acid Conj. Base**
- **Lewis Definition**
  - Acid: Electron pair acceptor
  - Base: Electron pair donor.

- تعاريف الأحماض والقواعد:
  - تعريف أرهينيوس (Arrhenius Definition)
    - ✓ **الحمض**: مادة بتعطي H^+ (بروتون) لما تنحط بالمي
    - ✓ **القاعدة**: مادة بتعطي OH^- (هيدروكسيد) لما تنحط بالمي
  - تعريف برونستد–لوري (Brønsted–Lowry Definition)
    - ✓ **الحمض**: هو اللي بيعطي بروتون (H^+)
    - ✓ **القاعدة**: هي اللي بتستقبل البروتون (H^+)
    - ✓ **الأزواج المرافقة**: (Conjugate Pairs)
      - ☒ الحمض ⇌ القاعدة المرافقة + H^+
      - ☒ القاعدة + H^+ ⇌ الحمض المرافق
  - تعريف لويس (Lewis Definition)
    - ✓ الحمض: هو اللي بياخذ زوج إلكترونات
    - ✓ **القاعدة**: هي اللي بتعطي *زوج إلكترونات*

في البيوكيم، نركّز على قوة الحمض لأنه الأساس في معظم التفاعلات الحيوية، وبيأثر مباشرة على الـ pH، ونعبر عن قوته باستخدام pKa

Mohammad Alomari 0789791324

Acid Strength: قوة الحمض

- Tendency of an acid to dissociate to a hydrogen ion and its conjugate base.
- **شو يعني حمض قوي؟** الحمض القوي هو اللي **بنفصل بسهولة** وبيعطي H^+ (بروتون) و**قاعدته المرافقة**.
- **لما نحكي عن "قوة الحمض"، بنستخدم ثابت اسمه:** Ka **= ثابت تأين الحمض (**Acid Dissociation Constant**).**
- Characterized by acid dissociation constant (Ka)

$$\underset{\text{Acid}}{HA} \rightleftharpoons \underset{\text{Conjugate base}}{H^+ + A^-}$$

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

- The greater the value of Ka, the stronger the acid is.
- إذا كانت قيمة Ka **كبيرة** ← الحمض **قوي**
- إذا كانت قيمة Ka **صغيرة** ← الحمض **ضعيف**
- **ملاحظة امتحانية**: السؤال الشائع: *شو العلاقة بين Ka وقوة الحمض؟*

The Ionization of Water

- Water can be an acid or base based on the reaction.
- Dissociation of pure water:
  - Ka = $(H^+]x[OH^-])$ / [H2O]
  - (Since [H2O] ≈ 55.5 M)
  - Ka = $(H^+]x[OH^-])$ / 55.5
  - Ka * 55.5 = $(H^+]x[OH^-])$ = Kw

$$Ka = \frac{[H^+]\cdot[OH^-]}{[H_2O]}$$

$[H_2O]$ قيمة ثابتة = 55.5 M

$$Ka \times 55.5 = [H^+]\cdot[OH^-]$$

$$Kw = [H^+]\cdot[OH^-]$$

- المي عنده ميّزة غريبة، ممكن تتصرف كـ حامض أو قاعدة حسب التفاعل.
- يعني حتى المي النقيّة (اللي ما فيها أي أملاح) ممكن تنفصل شوي شوي لحامض وقاعدة، هيك:

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + {}^-OH$$

- شو يعني؟ جزء صغير من جزيئات المي بينفصل وبيعطينا:
  - H^+ (أيونات الهيدروجين – حامض)
  - ^-OH (أيونات الهيدروكسيد – قاعدة)

- لما نحكي عن تفكك المي، بنحسبها بمعادلة بتسميها Ka (ثابت التأيُن)، لكن لأن تركيز المي كبير وثابت (حوالي 55.5 مول/لتر)، بنختصرها بهالشكل:
- $Ka = [H^+] \times [OH^-] / [H_2O]$
- بس لأنه $[H_2O] \approx 55.5$
- بنضرب الطرفين بـ 55.5:
- $Ka \times 55.5 = [H^+] \times [OH^-] = Kw$
-
- إذن، Kw هو "ثابت تأين المي"، وبيعبر عن قدّيش المي بتفصل نفسها لهيدروجين وهيدروكسيد.

Mohammad Alomari 0789791324

- عند حرارة الغرفة (25°C)، قيمة $Kw = 1 \times 10^{-14}$
- ومنه بنعرف إنه:
- $[H^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7}$ M

- Ion Product Constant for Water (Kw): ثابت تأين الماء
  - What is Kw?
    - ➔ Kw is the ion product constant for water.
    - ➔ It shows how much water dissociates (breaks apart) into hydrogen ions (H^+) and hydroxide ions (OH^-).

- شو يعني Kw؟
- هو ثابت تأين المي، يعني الرقم اللي بوصف قدّيش جزيئات المي بتنقسم لحامض وقاعدة:
- $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$
- $Kw = [H^+] \times [OH^-]$
- بمعنى أبسط:
- Kw بفرجينا كمية H^+ و OH^- اللي بتتكوّن لما المي تنفصل لحالها بدون أي إضافات.

  - Effect of Temperature:
    - ➔ The value of Kw increases as temperature increases.
    - ➔ This means that more H^+ and OH^- ions are formed at higher temperatures.
    - ➔ At 25°C (room temperature):
      - ⇨ In pure water: $[H^+]=[OH^-]=1\times10^{-7}$mol/L
      - ⇨ $Kw= 1\times10^{-14}$mol/L
  - How is Kw measured?
    - ➔ It can be measured experimentally by finding the concentration of H^+ in pure water.

- كيف بتأثر الحرارة على Kw؟
- كل ما زادت الحرارة، Kw بزيد
- يعني بتصير المي تتفكك أكتر، وبتزيد كمية H^+ و OH^-.
- عند حرارة الغرفة (25°C):
- $[H^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7}$ mol/L
- $Kw = 1 \times 10^{-14}$ mol^2/L^2

pH and pKa

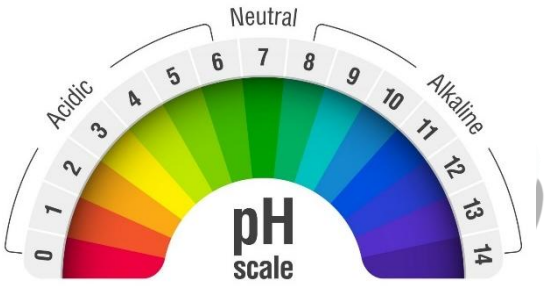
- What is pH?
  - pH is a way to express the concentration of hydrogen ions (H^+) in a solution.
  - It helps describe if a solution is acidic, neutral, or basic.
  - **Formula:**
    - ➔ **$pH = -Log_{10}[H+]$.**
    - ➔ A 1 unit change in pH = 10 times difference in $[H^+]$ concentration.

  - Neutral solution → pH = 7
  - Acidic solution → pH < 7
  - Basic (alkaline) solution → pH > 7

Mohammad Alomari 0789791324

- أول إشي: شو يعني pH؟
  - هو طريقة بنستخدمها عشان نعرف قدّيش تركيز H^+ (أيونات الهيدروجين) في المحلول.
  - يعني بنقدر من خلالها نحدد إذا المحلول:
    - حامضي (حمضي)
    - متعادل (Neutral)
    - قاعدي (Alkaline)

  - **القانون:** $pH = -Log_{10} [H^+]$
  - مثال:
    - إذا تركيز $H^+ = 1 \times 10^{-7}$ ←
    - $pH = -\log(10^{-7}) = 7$ ← إذن متعادل



- كيف نقرأ pH؟
  - إذا pH = 7 ← محلول متعادل (زي المي النقيّة)
  - إذا pH اقل من 7 ← محلول حامضي (زي الليمون)
  - إذا pH اكبر من 7 ← محلول قاعدي (زي الصابون)
- نقطة مهمة كثير بالامتحانات:
  - كل فرق وحدة واحدة بـ pH
  - معناها فرق ×10 بتركيز H^+
  - يعني:
    - pH 6 أقوى 10 مرات حامضية من pH 7
    - pH 5 أقوى 100 مرة حامضية من pH 7

- What is pKa?
  - pKa is a number used to show the strength of an acid.
  - It is related to the acid dissociation constant (Ka).
  - Formula:
    - ➔ pKa = -Log10[Ka]
    - ➔ Lower pKa = stronger acid
    - ➔ A strong acid dissociates more in water, so it has a high Ka and low pKa.

- شو يعني pKa؟
  - هو رقم بنستخدمه عشان نعرف قوّة الحامض (يعني قدّيش بيفكك نفسه بالمية).
  - هو مرتبط بـ Ka، اللي هو ثابت تأين الحامض (قديش الحامض بينفصل لـ H^+ و الباقي).
- القانون:
  - $pKa = -\log_{10}(Ka)$
- **يعني لو الحامض قوي، Ka تبعه كبير**
- **← ولأنه log بالعكس، pKa تبعه رح يكون صغير.**
- 🔹 كيف نفهم العلاقة؟
- pKa صغير ← حامض قوي
- pKa كبير ← حامض ضعيف
- ✅ مثال بسيط:
- HCl (حامض قوي):

Mohammad Alomari 0789791324

- Ka عالي → pKa واطي جدًا (أقل من 1)
- Acetic acid (حامض ضعيف): Ka قليل → pKa حوالي 4.75.

pH Calculations:

- In pure water, $[H+] = 1\times10^{-7}$ M and pH = 7.0

Example 1: Calculate the pH of 1×10^{-3} M HCl

- **Step 1:** HCl is a strong acid, so it fully dissociates.
  - $[H+] = 1\times10^{-3}M$
- **Step 2:** Use the pH formula:
  - $pH=-\log_{10}[H+]$
  - $=-\log_{10}(10^{-3}) = 3$

- **Final Answer: pH = 3**

Example 2: Calculate the pH of 1×10^{-4} M NaOH

- **Step 1:** NaOH is a strong base, so it fully dissociates.
  - $[OH^-] = 1\times10^{-4}M$
- **Step 2:** Use the water ion product:
  - $[H+]\,[OH-]=1\times10^{-14}$
  - $[H+] = \frac{1\times10^{-14}}{(1\times10^{-4})} = 1\times10^{-10}$
- **Step 3:** Use the pH formula:
  - $pH=-\log_{10}[H+]$
  - $=-\log_{10}(10^{-10}) = 10$

- **Final Answer: pH = 10**

☒ Notes:

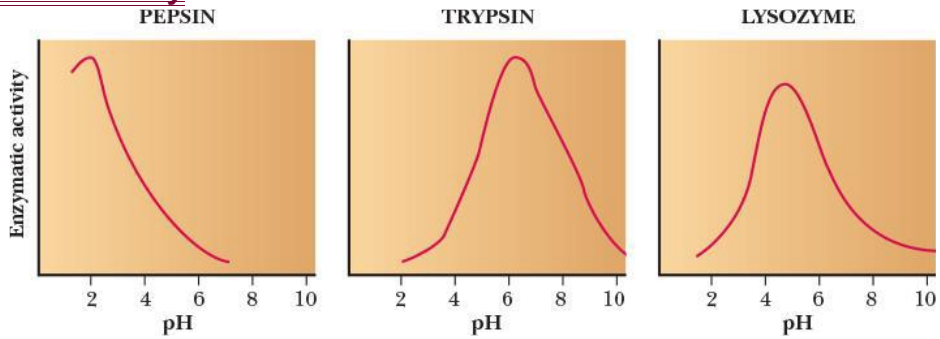
- We ignored the self-ionization of water, which is valid unless the solution is very dilute.
- Always check if the substance is a strong acid/base (fully dissociates) or weak (partially dissociates).

☒ Note: In monoprotic acids, the concentration of H^+ equals the concentration of OH^- when the solution is neutral.

Mohammad Alomari 0789791324

Why do we want to know the pH?

pH versus Enzymatic Activity



- Each enzyme works best at a specific pH.
- Here's what you need to know:

Pepsin	Lysozyme	Trypsin
Found in the stomach Works best at very acidic pH (~2) Enzyme activity drops quickly outside this range	Most active at pH ≈ 5 Still acidic, but not as much as pepsin	Most active at pH ≈ 6 Slightly acidic to neutral conditions

- Enzymes have a very narrow optimal pH range.
- If the pH goes outside this range, their activity drops sharply.
- Note how the activities of three enzymes can rapidly change as pH leaves optimum range.

الpH وتأثيره على فعالية الإنزيمات

- كل إنزيم إله بيئة مثالية عشان يشتغل بأفضل أداء، وأهم عامل من هاي العوامل هو الpH (درجة الحموضة).
- خلينا نحكي عن 3 إنزيمات مشهورة:
- Pepsin (بيبسين)
  - هذا الإنزيم موجود بالمعدة
  - بيشتغل بأفضل حال لما يكون الpH حوالي 2 → يعني وسط حمضي جدًا
  - إذا تغيرت درجة الحموضة وطلعت عن هذا الرقم، فعاليته بتنزل بشكل كبير وسريع
- Lysozyme (لايزوزايم)
  - أفضل نشاط إله بيكون حوالين pH 5
  - يعني وسط حمضي خفيف
  - مش حمضي زي البيبسين، لكنه ما بزبط يشتغل بوسط قاعدي
- Trypsin (تربسين)
  - هذا الإنزيم بشتغل تمام حوالين pH 6
  - يعني وسط قريب للمتعادل أو حامضي خفيف
  - وإذا زاد أو قل الpH عن هيك، فعاليته بتنخفض بسرعة

Mohammad Alomari 0789791324

Henderson–Hasselbalch Equation:

- What is it? A formula that relates:
  - pH
  - pKa (acid strength)
  - The ratio between a weak acid (HA) and its conjugate base (A^-)
  - Equation:
    - ➔ $pH = pKa + \log\left(\frac{[A^-]}{[HA]}\right)$
    - ➔ When $[A^-] = [HA]$, then:
      - ⇨ pH=pKa
      - ⇨ Useful in buffer calculations and understanding how the body maintains pH

- **معادلة هيندرسون-هاسلباخ** (Henderson–Hasselbalch Equation)
- هاي معادلة مهمة كتير في البيوكيم، خصوصًا لما نحكي عن الـ buffer systems بالجسم (زي البيكربونات).

- **شو بتعمل؟**
- بتربط بين 3 أشياء:
- pH درجة الحموضة
- pKa مقياس لقوة الحمض (كل ما قل، كان الحمض أقوى)
- **نسبة القاعدة المرافقة A^- للحمض الضعيف** HA

- **حالة خاصة ومهمة جدًا:**
  - إذا كان $[A^-] = [HA]$
  - يعني القاعدة والحمض متساويين
  - وقتها $\log(1) = 0$، فبتصير: $pH = pKa$
- هاي النقطة اسمها Midpoint

Titration Curves

- What is Titration?
  - A lab method where a measured amount of base (e.g., NaOH) is added to a known amount of acid (e.g., acetic acid) to study changes in pH.
- Important Points:
  - Equivalence Point:
    - ➔ The moment when all the acid is neutralized by the base.
    - ➔ pH rises sharply here.
  - Inflection Point:
    - ➔ A spot on the curve where pH = pKa of the acid.
    - ➔ For acetic acid, this happens at pH 4.76.
  - At pH = pKa, the solution contains equal amounts of acid and its conjugate base.

- شو يعني Titration (المعايرة)؟
  - هي تجربة مخبرية بنضيف فيها قاعدة (زي NaOH) شوي شوي على حمض معروف التركيز (زي الخليك Acetic acid) وبنراقب كيف الـ pH بتتغير.

Mohammad Alomari 0789791324

- نقاط مهمة لازم تحفظها بالمعايرة:
  - Equivalence Point (نقطة التعادل):
    - هي اللحظة اللي فيها كل الحمض تفاعل مع القاعدة (يعني تَعادل كامل).
    - هون الـ pH بترتفع بسرعة وبشكل واضح على الرسم البياني.

  - Inflection Point (نقطة الانعطاف):
    - هي النقطة اللي بيصير فيها pH = pKa
    - يعني تركيز الحمض = تركيز القاعدة المرافقة إله
    - مثال: في حمض الأسيتيك (Acetic acid) → هاي النقطة بتصير عند pH = 4.76
    - عند pH = pKa → بيكون في تعادل بين الحمض وقاعدته المرافقة
    - يعني نص الحمض لسه حمض، والنص التاني صار قاعدة.

Example - Calculating pH Values for Weak Acids and Bases

- Calculate the relative amounts of acetic acid and acetate ion present at the points below, when 1mol of acetic acid (pKa=4.76) is titrated with sodium hydroxide.

$$\underset{1mol}{NaOH} + \underset{1mol}{CH3COOH} \rightarrow \underset{1mol}{CH3COONa} + \underset{1mol}{H2O}$$

- Then, calculate the values of the pH at these points:
  a. 0.1 mol of NaOH is added.
  b. 0.3 mol of NaOH is added.
  c. 0.5 mol of NaOH is added.

- المطلوب: بدنا نحسب قيمة pH لما نضيف كميات مختلفة من NaOH إلى 1 مول من حمض الأسيتيك (CH_3COOH).
- بالاضافه الى حساب الكميات من حمض الاسيتيك و قاعدته المرافقه.

Answer

- There is a 1:1 ratio of moles of acid reacted to moles of base added.
- Difference between the original number of moles of acid and the number reacted is the number of moles of acid remaining.
- "الفرق بين عدد مولات الحمض الأصلية وعدد المولات اللي تفاعلت هو عدد مولات الحمض المتبقية."
- These are the values to be used in the numerator and denominator, respectively, of the Henderson–Hasselbalch equation.

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log\left(\frac{[\text{قاعدة مرافقة}]}{[\text{حمض متبقي}]}\right)$$

a. When 0.1 mol of NaOH is added,

- 0.1 mol of acetic acid reacts with it to form 0.1 mol of acetate ion.
- Leaving 0.9 mol of acetic acid (1.0- 0.1).
- Composition is 90% acetic acid and 10% acetate ion.
- Now, calculate the values of the pH:
  - $pH = pKa + \log\left(\frac{[A^-]}{[HA]}\right)$
    - ➔ $pH = 4.76 + \log\left(\frac{[0.1]}{[0.9]}\right) \approx 3.81$

Mohammad Alomari 0789791324

a) لما نضيف 0.1 mol NaOH:

- يعني 0.1 مول من الحمض اتكسر وتحول لقاعدة.
- باقي:
- **حمض = 1.0 - 0.1 = 0.9 mol**
- **قاعدة مرافقة = 0.1 mol**
- نستخدم المعادلة:

$$\boxed{3.81} = 0.95 - 4.76 \approx \log(0.111) + 4.76 = \left(\frac{0.1}{0.9}\right)\log + 4.76 = \text{pH}$$

b. When 0.3 mol of NaOH is added,

- 0.3 mol of acetic acid reacts with it to form 0.3 mol of acetate ion,
- Leaving 0.7 mol of acetic acid (1.0- 0.3).
- Composition is 70% acetic acid and 30% acetate ion.
- Now, calculate the values of the pH:
  - $pH = pKa + \log\left(\frac{[A^-]}{[HA]}\right)$
  - ➔ $pH = 4.76 + \log\left(\frac{[0.3]}{[0.7]}\right) \approx 4.39$

b) لما نضيف 0.3 mol NaOH:

- **حمض = 1.0 - 0.3 = 0.7 mol**
- **قاعدة = 0.3 mol**

$$\boxed{4.39} = 0.37 - 4.76 \approx \log(0.429) + 4.76 = \left(\frac{0.3}{0.7}\right)\log + 4.76 = \text{pH}$$

c. When 0.5 mol of NaOH is added,

- 0.5 mol of acetic acid reacts with it to form 0.5 mol of acetate ion
- Leaving 0.5 mol of acetic acid (1.0- 0.5).
- Composition is 50% acetic acid and 50% acetate ion.
- Now, calculate the values of the pH:
  - Note that this one is possible without doing much math
  - We know that when the [HA] = [A–], the pH = pKa
  - Therefore, the minute we saw that we added 0.5 mol of NaOH to 1 mol of acetic acid, we knew that we had added enough NaOH to convert half the acid to the conjugate base form
  - Thus, the pH has to be equal to the pKa

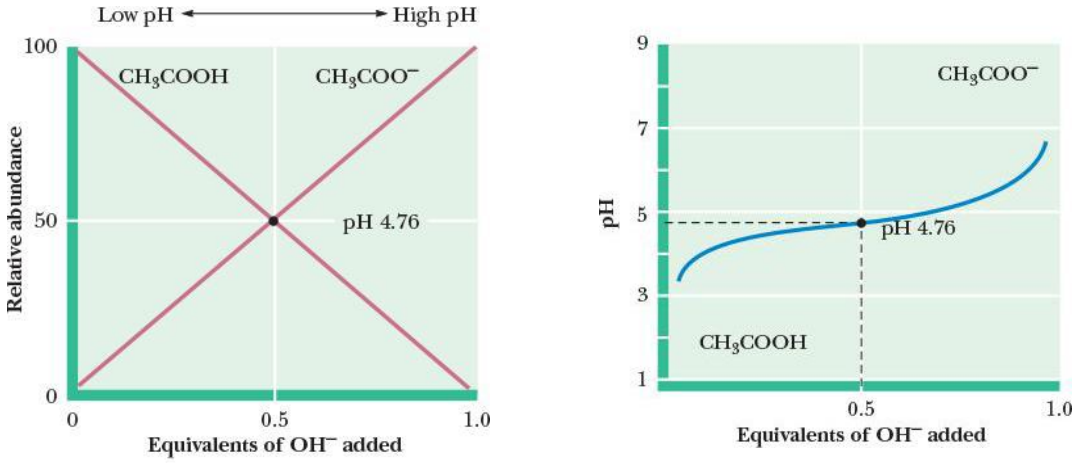
c) لما نضيف 0.5 mol NaOH:

- **حمض = 0.5 mol**
- **قاعدة = 0.5 mol**
- يعني [حمض] = [قاعدة] → سهل!

$$\boxed{4.76} = \text{pKa} = \text{pH}$$

Mohammad Alomari 0789791324

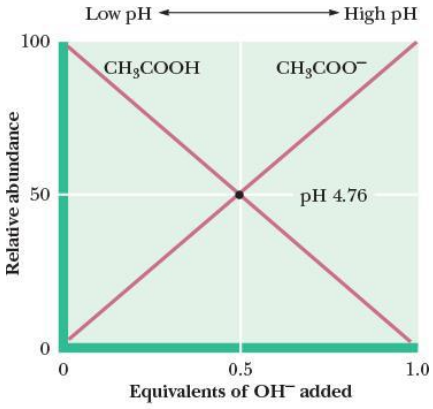
Titration Curve for Acetic Acid (CH_3COOH)



- Key Observations from the Graph:
  - Before adding base: Solution is mostly acetic acid (low pH).
  - As base is added: CH_3COOH is gradually converted to CH_3COO^-.
  - At 0.5 equivalents of OH^-:
    - ➔ $[CH_3COOH] = [CH_3COO^-]$
    - ➔ pH = pKa = 4.76
    - ➔ Buffer region → pH changes slowly
  - After equivalence point: Mostly CH_3COO^- (conjugate base), pH becomes basic
- Note that there is a region near the pKa at which the titration curve is relatively flat. In other words, the pH changes very little as base is added in this region of the titration curve.

- **شو يعني "معايرة حمض الأسيتيك"؟**
  - يعني بنجيب **حمض ضعيف** (CH_3COOH) ونبلّش نضيف عليه شوي شوي **قاعدة قوية** (OH^-). كل ما نضيف قاعدة، بصير تفاعل يحول الحمض لقاعدته المرافقة (CH_3COO^-).

- **الفكرة الأساسية**:
  - حمض الأسيتيك (CH_3COOH) هو حمض ضعيف.
  - لما نضيف OH^- ، بصير التفاعل: ($CH_3COOH + OH^- \rightarrow CH_3COO^- + H_2O$)
  - يعني: كل شوي قاعدة بنضيفها، بتكسر جزيء من الحمض وبتحوّله لقاعدته.



- **شو بصير بال pH؟**
  - **قبل الإضافة**:
    - المحلول كله حمض= pH **قليل**
  - **لما نوصل نص المعايرة**: ($0.5\ OH^-$)
    - بنكون حوّلنا نص الحمض لقاعدته.
    - هون بصير: [CH3COOH]=[CH3COO−]
    - ووقتها: $pH = pKa = 4.76$
    - هاي المنطقة بنسميها Buffer zone →
    - أي تغيّر صغير ما بغيّر pH كثير.
  - **بعد المعايرة**:
    - المحلول صار أغلبه قاعدة مرافقة (CH_3COO^-) ← pH عالي (قاعدي).

Mohammad Alomari 0789791324

Acid dissociation constants for three groups of acids

- Monoprotic acids (e.g., Pyruvic acid) release one H+ ion and have a single Ka and pKa
- Diprotic acids release two H+ ions and have two Ka values and two pKa values (e.g., Oxalic acid).
- Polyprotic acids release more than two H+ ions (e.g., Phosphoric acid).

- أنواع الأحماض حسب عدد البروتونات اللي بتفقدها (H^+):
  - Monoprotic acids زي Pyruvic acid:
    - هاي الأحماض بتفقد بروتون واحد بس ← إلها Ka وحدة و pKa وحدة.
  - Diprotic acids زي Oxalic acid:
    - بتفقد بروتونين ← إلها Ka1 و Ka2، يعني pKa1 و pKa2.
  - Polyprotic acids زي Phosphoric acid:
    - بتفقد أكتر من بروتونين ← إلها أكتر من Ka و pKa حسب عدد البروتونات اللي بتفقدهم.
- Here is a way to keep track of protonated and deprotonated forms of acids and their conjugate bases:
  - When pH < pKa , the weak acid predominates
    - ➔ H+ on, substance protonated
  - When pH > pKa , the conjugate base predominates
    - ➔ H+ off, substance deprotonated

- كيف نعرف إذا الحمض (protonated) أو (deprotonated)؟
  - إذا الـ pH أقل من pKa ← الحمض غالب
    - يعني لسه ماسك الـ H^+
    - المادة protonated
  - إذا الـ pH أعلى من pKa ← القاعدة المرافقة (conjugate base) هي الغالبة
    - يعني فقد الـ H^+
    - المادة deprotonated (فاقدة للبروتون)

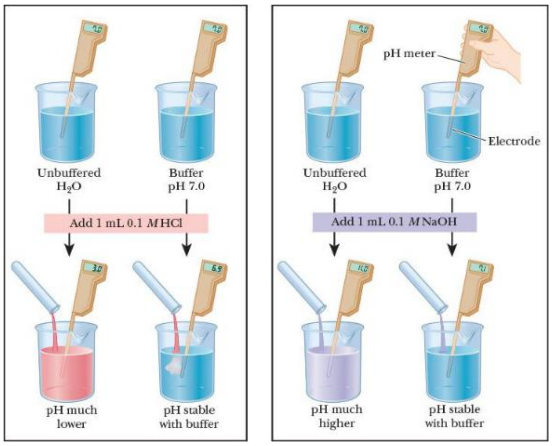
Buffer Solutions – المحلول المنظم

- Consists of a mixture of:
  - Weak acid and its conjugate base.
- Examples of acid–base buffers are solutions containing:
  - (acetate) CH3COOH and CH3COONa
  - (bicarbonate) H2CO3 and NaHCO3
  - (phosphate) NaH2PO4 and Na2HPO4.

- **هي محاليل مكوّنة من:**
  - **حمض ضعيف + قاعدته المرافقة (conjugate base)**
  - **يعني مثلاً: حمض الأسيتيك + خلات الصوديوم**
  - **(أو بيكربونات + كربونك أسيد، أو فوسفات أحادية + فوسفات ثنائية)**
- **أمثلة مشهورة على محاليل البافر:**
  - CH_3COOH و CH_3COONa ← **نظام الأسيتات**
  - H_2CO_3 و $NaHCO_3$ ← **نظام البيكربونات**
  - NaH_2PO_4 و Na_2HPO_4 ← **نظام الفوسفات**

Mohammad Alomari 0789791324

- How do buffers work?
  - Acid is added to the two beakers on the left.
  - The pH of unbuffered H2O drops dramatically while that of the buffer remains stable.
  - Base is added to the two beakers on the right.
  - The pH of the unbuffered water rises drastically while that of the buffer remains stable.



- Tend to resist changes in pH when small to moderate amounts of a strong acid or strong base are added to it.

- **كيف تشتغل محاليل البافر؟**
  - **حمض قوي للمحلول ← البافر رح "يمتص" الحمض ويمنع هبوط كبير بال** pH
  - **قاعدة قوية ← البافر رح يتفاعل معها ويمنع ارتفاع حاد بال** pH
  - **يعني البافر بشتغل كـ درع واقي لتثبيت الـ** pH **لما تنضاف أحماض أو قواعد قوية بكميات صغيرة أو معتدلة.**

Mechanism of Buffers

- For illustration consider a solution in which the concentrations are:
  - $[HPO_4^{2-}] = 0.063$ M and $[H2PO4^{-}] = 0.10$ M
  - Thus, the conjugate base/weak acid ratio is 0.63
  - If 1.0 mL of 0.10 M HCl is added to 99.0 mL of the buffer, the following reaction takes place

$$\mathbf{HPO4^{-2} + H^{+} \rightarrow H2PO4^{-}}$$

  - Almost all the added H+ is used up & converts A– to HA.
    ➔ [HPO4 2–] and [H2PO4 –] will change.
    ➔ The new concentrations can be calculated

- **خلينا نفهمها بمثال عملي:**
  - **نفرض إن عندنا محلول بافر فيه:**
    - $[HPO_4^{2-}] = 0.063$ M ← **هاي القاعدة المرافقة (**conjugate base**)**
    - $[H_2PO_4^{-}] = 0.10$ M ← **الحمض الضعيف (**weak acid**)**
    - **نسبة القاعدة للحمض= 0.63**
    - **هسا نضيف 1.0** mL **من** HCl **تركيزه 0.10** M **على 99.0** mL **من البافر**
    - **شو بصير؟**

      HCl = **حمض قوي ← بيعطينا** H^+ **بسرعة**

      H^+ 🔁 **بتتفاعل مباشرة مع (**HPO_4^{2-} **القاعدة المرافقة)**

- **النتيجة:**
  - **الـ** H^+ **اللي أضفناه ما بلحق يغيّر الـ** pH **مباشرة**
  - **بل يتم "امتصاصه" ويتحوّل** HPO_4^{2-} **إلى** $H_2PO_4^{-}$
- **هذا التفاعل بغيّر التركيزات شوي:**
  - **تركيز** HPO_4^{2-} **بنقص**
  - **تركيز** $H_2PO_4^{-}$ **بزيد**

Mohammad Alomari 0789791324

- Before HCl:
  - $[HPO_4^{2-}]=0.063, [H_2PO_4^-]=0.10$
- After HCl reacts:
  - H^+ from HCl reacts with HPO_4^{2-} to make more $H_2PO_4^-$.
  - New values: $[HPO_4^{2-}]=0.062, [H_2PO_4^-]=0.101$.
- Henderson–Hasselbalch Formula:

$$\mathrm{pH} = \mathrm{p}K_a + \log\left(\frac{[\mathrm{HPO_4^{2-}}]}{[\mathrm{H_2PO_4^-}]}\right)$$

$$\mathrm{pH} = 7.20 + \log\left(\frac{0.062}{0.101}\right) = 6.99$$

- Result: Small pH change → buffer working.
- **بس بما إن التغير بسيط، الـ pH ما بيتأثر بشكل كبير → وهاي وظيفة البافر.**

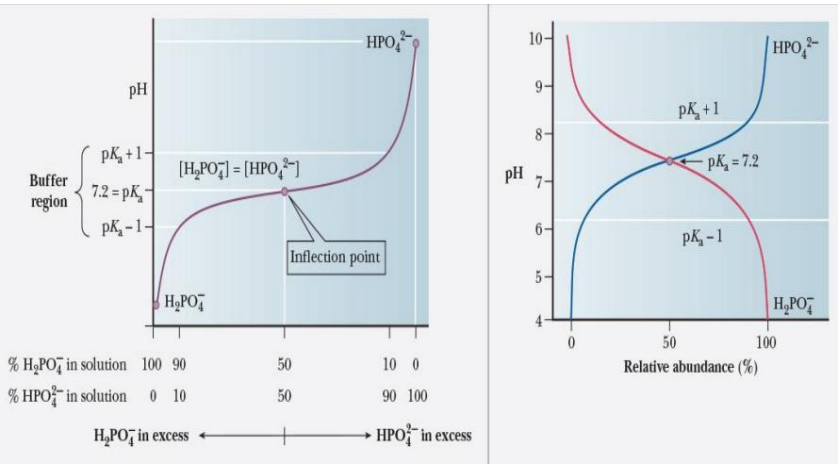
Mechanism of Buffers

- Buffers follow Le Chatelier's Principle:
  - Adding H^+ shifts equilibrium: $HA \rightleftharpoons H+ + A-$
  - To reduce stress: Added H^+ reacts with A^- to form HA → pH stays stable.
  - Buffers act like a "shock absorber" for pH.

- **آلية عمل البافر حسب مبدأ لوشاتيليه:**
  - **البافر بتعامل مع أي "تغير خارجي" (زي إضافة H^+ أو OH^-) باستخدام مبدأ لوشاتيليه، اللي بقول:**
  - **إذا صار تغيير على نظام في حالة توازن، النظام بحاول يعكس التغيير ويرجع للتوازن.**
  - **يعني لو أضفنا H^+ (حمض قوي) الزايد بتفاعل مع A^- وبيتحول لـ HA**
  - **النتيجة: البافر "يمتص" الحمض الزايد → الـ pH ما بنزل كثير**

Buffer Selection

- Titration curves help visualize buffer action.
- Inflection point: Where half the acid is converted to base (pH = pKa).



Mohammad Alomari 0789791324

- Near the inflection point of the titration curve → Minimal pH change occurs.
  - → Buffer is effective within a range of about 2 pH unit.
  - → Buffer is effective at range: pH = pKa ±1.

- **اختيار البافر (**Buffer Selection**)**
  - **منحنيات المعايرة (**Titration curves**) بتساعدنا نفهم كيف البافر بيشتغل، وخصوصًا حوالين نقطة الانعطاف.**
  - **نقطة الانعطاف (**Inflection Point**): هي النقطة اللي فيها نص الحمض صار قاعدة مرافقة.**
  - **حوالين هاي النقطة، الـ** pH **بثبت وما بيتغير بسهولة حتى لو أضفنا حمض أو قاعدة → وهون البافر بيشتغل بكفاءة**
  - **نطاق فعالية البافر:**
    - **البافر فعال لما يكون:** pH=pKa±1
    - **يعني تقريبًا ضمن 2 درجات** pH **حوالين الـ** pKa**.**

- Buffering Capacity:
  - → Measure of the amount of acid or base that can be absorbed by a given buffer solution.
  - → Related to the concentrations of the weak acid and its conjugate base.
    - ⇨ The greater the concentration of the weak acid and its conjugate base, the greater the buffering capacity.

- **القدرة التنظيمية للبافر:**
- **هي كمية الحمض أو القاعدة اللي البافر بيقدر يمتصها قبل ما يتغير الـ** pH
- **كل ما زادت تركيزات الحمض الضعيف وقاعدته، زادت قوة البافر وقدرته على الصمود**

- Henderson-Hasselbalch concept:
  - → When pH = pKa + 1, the base: acid ratio = 10:1.
  - → When pH = pKa + 2, the ratio = 100:1.
  - → Refer to Table 2.7 for more pH-to-ratio relationships.

pH =	The ratio of base/ acid
pKa – 3	1 / 1000
pKa – 2	1 / 100
pKa – 1	1 / 10
pKa	1 / 1
pKa + 1	10 / 1
pKa + 2	100 / 1
pKa + 3	1000 / 1

How do we make buffers in the laboratory?

- Start with the HA form and add NaOH until the pH is correct, as determined by a pH meter
- Or start with A– and add HCl until the pH is correct.

- **كيف بنحضّر محلول بافر في المختبر؟ عنا طريقتين رئيسيتين:**
  - **الطريقة ❶:**
    - **بنبدأ بمحلول فيه الحمض الضعيف (**HA**)**
    - **بعدين نضيف عليه شوي شوي** NaOH **(قاعدة قوية)**
    - **الهدف: نحول جزء من الحمض لـ قاعدته المرافقة (**A^-**)**
    - **بنوقف الإضافة لما نوصل للـ** pH **المطلوب باستخدام جهاز قياس** pH

Mohammad Alomari 0789791324

- **الطريقة ❷:**
  - **بنبدأ بمحلول فيه القاعدة المرافقة (A^-)**
  - **وبنضيف عليه HCl (حمض قوي) شوي شوي**
  - **عشان نحول جزء من A^- إلى الحمض الضعيف (HA)**
  - **ولما نوصل لل pH الصح، بنوقف**

- Two Ways of Looking at Buffers.
  - Titration curve, we see that the pH varies only slightly near the region in which [HA] = [A–].
  - Circle of buffers, we see that:
    - ➔ Adding OH– to the buffer converts HA to A–.
    - ➔ Adding H+ to the buffer converts A– to HA.
    - ➔ This dynamic system resists large changes in pH—buffering effect.

- في طريقتين نفهم فيهم البافر:
  - من خلال منحنى المعايرة (Titration Curve):
    - حوالين النقطة اللي فيها $[HA] = [A^-]$ ← الـ pH بيضل ثابت تقريبًا
    - وهون البافر بيكون بأقوى حالاته
  - من خلال "دائرة البافر" (Buffer Cycle):
    - **لو ضفنا OH^- (قاعدة) ← بتحوّل** $HA \rightarrow A^-$
    - **لو ضفنا H^+ (حمض) ← بتحوّل** $A^- \rightarrow HA$
    - **هذا التوازن الديناميكي هو اللي بخلي البافر يقاوم التغير بالـ pH**

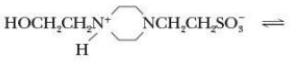
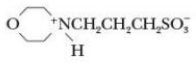
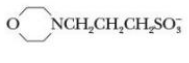
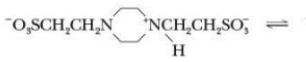
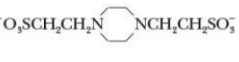
Biological Buffers: البافر الحيوي في الجسم

- What naturally occurring pH buffers are present in living organisms?
  - The H2PO4 – /HPO4 2– pair is the principal buffer in cells.
- **داخل الخلايا: البافر الرئيسي هو: H2PO4 – /HPO4 2–.**
  - The buffering system in blood is based on the dissociation of carbonic acid (H2CO3)
    - ➔ H2CO3 pKa = 6.37.
    - ➔ Blood pH = 7.4,
    - ➔ It is near the end of the buffering range of this system,
    - ➔ But another factor enters the situation.
      - ⇨ CO2 can dissolve in water and water-based fluids such as blood
      - ⇨ The dissolved CO2 forms H2CO3 , which reacts to produce bicarbonate ion.
      - ⇨ The conversion is catalyzed by carbonic anhydrase.
      - ⇨ This is one of the most efficient enzymes in biochemistry.

- **في الدم (Blood Buffer System):**
  - النظام الرئيسي مبني على: Carbonic acid / Bicarbonate
  - كيف بشتغل النظام؟
    - حمض الكربونيك (H_2CO_3) بيتفكك لـ H^+ و HCO_3^-
    - pKa لهذا التفاعل ≈ 6.37
    - pH الدم ≈ 7.4 ← أعلى من pKa، بس النظام بيضل شغّال
    - ليش فعال رغم إنو 7.4 > 6.37؟
      لأنه فيه عامل إضافي مهم جدًا: وهو وجود CO_2 في الدم
      ثاني أكسيد الكربون بيذوب في الماء (الدم) وبيعطي H_2CO_3

Mohammad Alomari 0789791324

- The phosphate buffer system is common in the lab.
- It can be: (**بشكل عام، في عندنا نوعين رئيسيين من أنظمة البافر**:)
  - In vitro (outside): Example
    - ➔ Buffer system based on tris (hydroxymethyl) aminomethane (TRIS)
  - In vivo (inside): Example: **البافر داخل الجسم**
    - ➔ Phosphate buffer system : **أكثر نظام مستخدم**
    - ➔ Other buffers that are used widely are zwitterions, Which are:
      - ⇨ Compounds that have both a positive and negative charge.
      - ⇨ Considered less likely to interfere with biochemical reactions than some of the earlier buffers. See (Table 2.8)

Name	Acid Form		Base Form	pK_a
N—*tris*[hydroxymethyl]aminomethane (TRIS)	TRIS—H^+ (protonated form) $(HOCH_2)_3CNH_3^+$	⇌	TRIS (free amine) $(HOCH_2)_3CNH_2$	8.3
N—*tris*[hydroxymethyl]methyl-2-aminoethane sulfonate (TES)	$^-$TES—H^+ (zwitterionic form) $(HOCH_2)_3C\overset{+}{N}H_2CH_2CH_2SO_3^-$	⇌	$^-$TES (anionic form) $(HOCH_2)_3CNHCH_2CH_2SO_3^-$	7.55
N—2—hydroxyethylpiperazine-N′-2-ethane sulfonate (HEPES)	$^-$HEPES—H^+ (zwitterionic form) 	⇌	$^-$HEPES (anionic form)	7.55
3—[N—morpholino]propane-sulfonic acid (MOPS)	$^-$MOPS—H^+ (zwitterionic form) 	⇌	$^-$MOPS (anionic form) 	7.2
Piperazine—N,N′-*bis*[2-ethanesulfonic acid] (PIPES)	$^{2-}$PIPES—H^+ (protonated dianion) 	⇌	$^{2-}$PIPES (dianion) 	6.8

Mohammad Alomari 0789791324