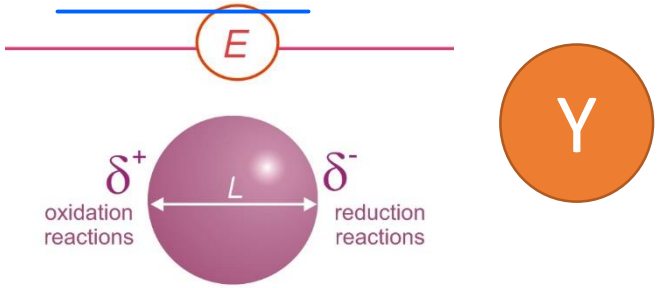
Experiment 2

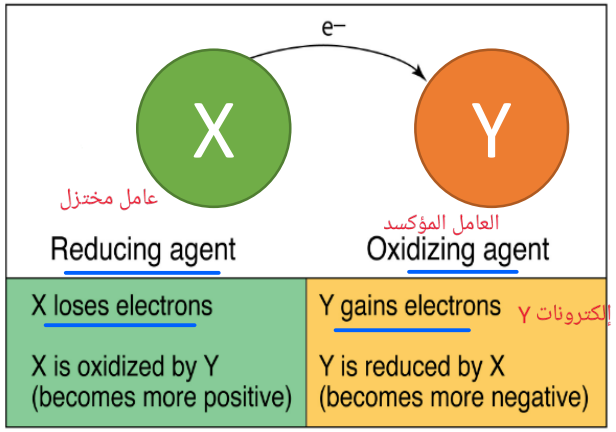
Potentiometric Titration (pH meter)

الكيمياء الكهربائية: تحويل الطاقة الكهربائية (الكهرباء) إلى طاقة كيميائية (تفاعل كيميائي) أو العكس.

Definitions:

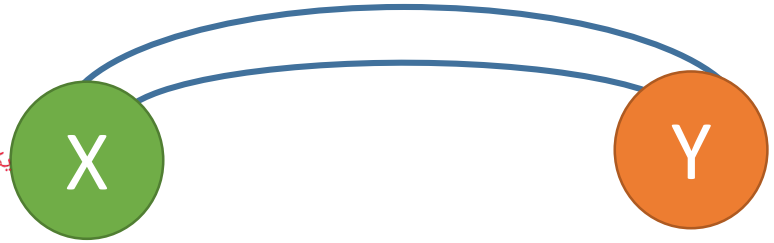
❖ **Electrochemistry: Conversion of electrical energy (electricity) to chemical energy (chemical reaction) or vice versa.**





يفقد إلكترونات X

يكتسب إلكترونات Y



يتأكسد x بواسطة y (يصبح أكثر إيجابية)

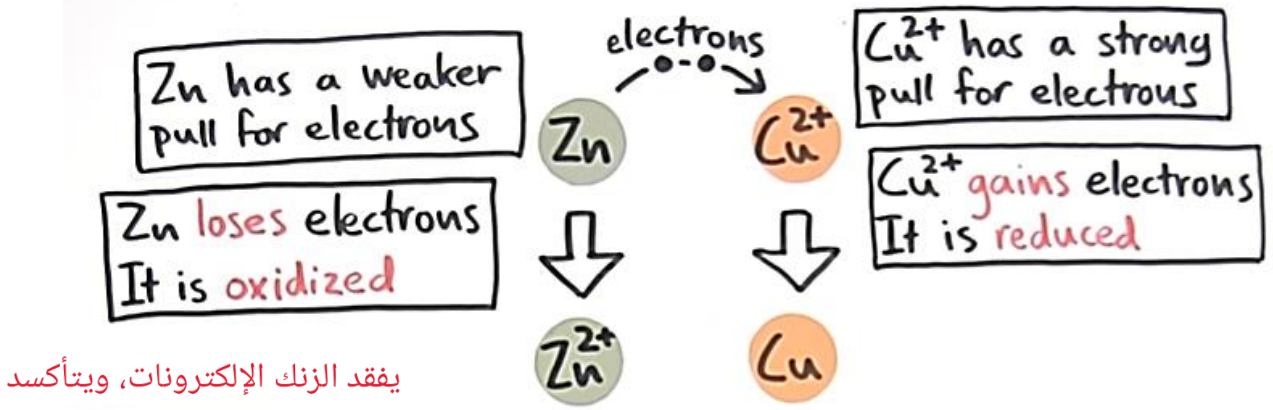
يُختزل Y بواسطة X (يصبح أكثر سلبية)

كيف يمكننا استخدام التفاعل الكيميائي لتوليد الكهرباء؟

How can we utilize the chemical reaction to make electricity?

انا بدي استفيد من التفاعل الكيميائي الي بحدث طبيعيا واولد طاقه كهربائية
كيف ؟
عن طريق انه اصل كل واحد من X,Y واحط كل واحد ب half cell واوصلهم ب wire

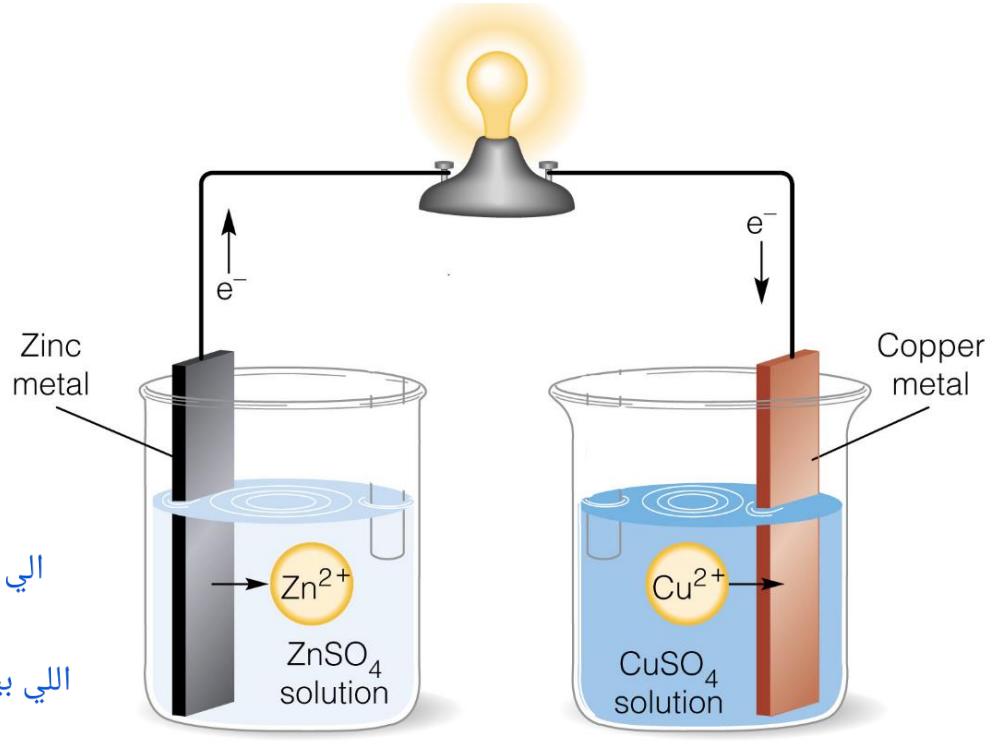
لديه جاذبية أضعف للإلكترونات Zn



يفقد الزنك الإلكترونات، ويتأكسد

لديه جاذبية قوية للإلكترونات cu

يكتسب الإلكترونات، ويُختزل cu

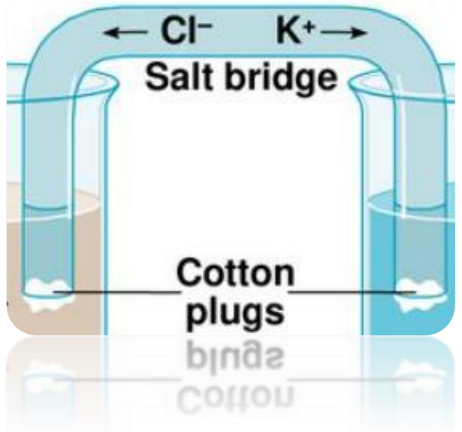


الي بصيرله oxidation والي هو ال zn

اللي بيصير له reduction والي هو Cu

Galvanic Cell

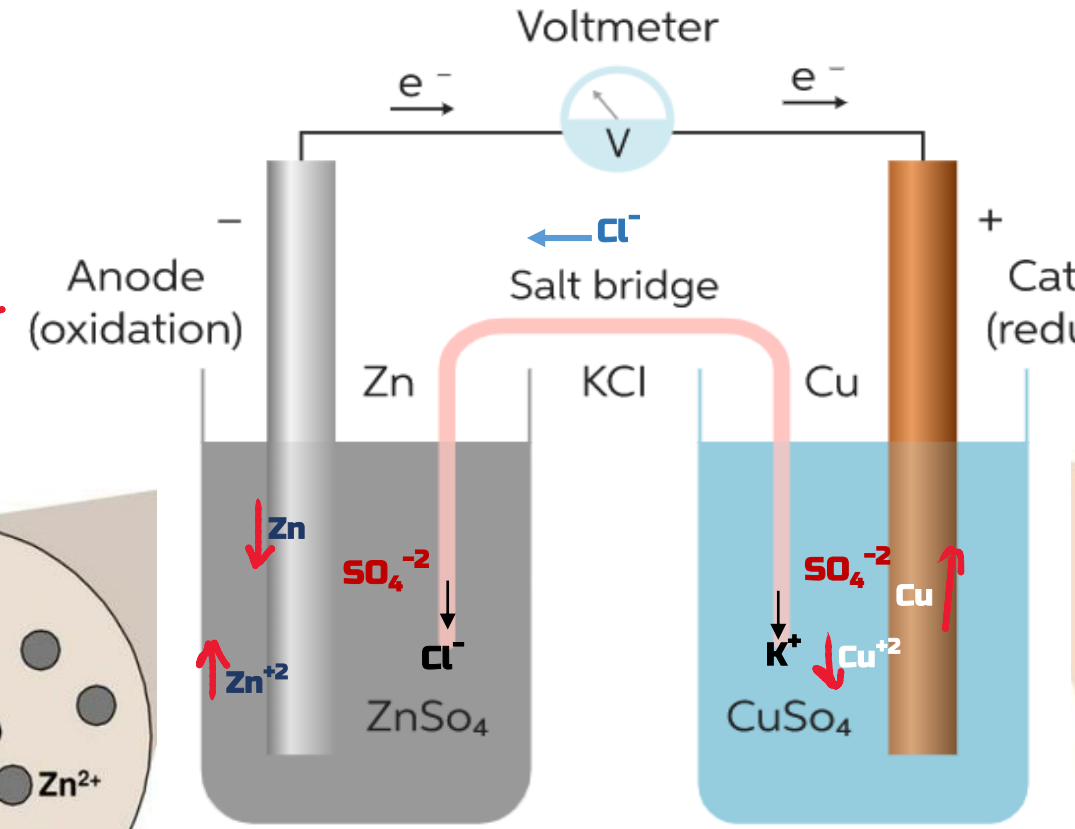
for balance

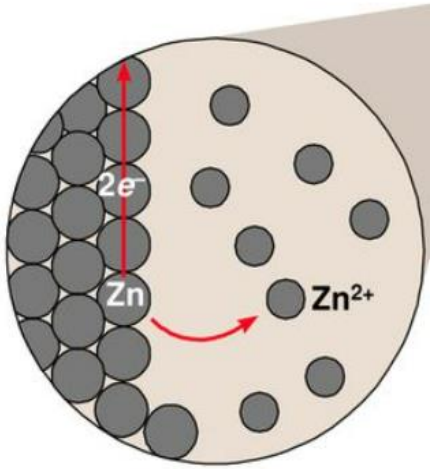


المنصره الملحيه :
الايون السالب يتجه باتجاه ال anode
الايون الموجب يتجه باتجاه ال cathode

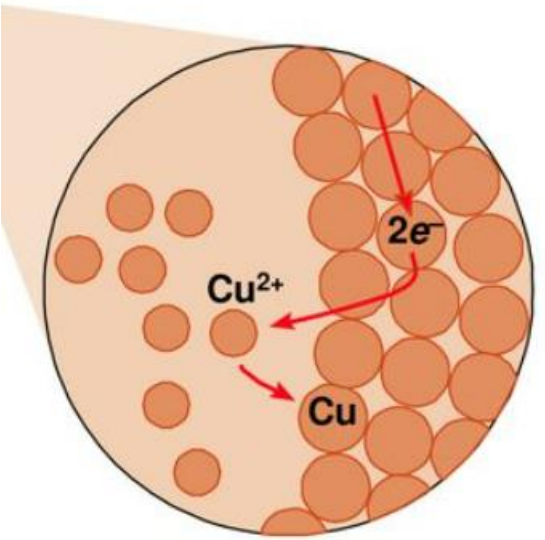
بصيرله تاكل
فتقل كتلته

ازداد حجم وكتله





Zn is oxidized to Zn^{2+} at anode.



Cu^{2+} is reduced to Cu at cathode.

تقنية يتم من خلالها تحويل التفاعل الكيميائي إلى طاقة كهربائية. لا يُستخدم أي مؤشر، بل يُستخدم مقياس جهد (باستثناء مقياس الرقم الهيدروجيني) لقياس كمية المادة المراد تحليلها في المحلول المُعطى، وذلك بقياس التغير في فرق الجهد بين قطبين كهربائيين (قطب العمل وقطب المرجع) مغمورين في المحلول المراد تحليله، كدالة لإضافة (حجم) متتالية من محلول المعايرة ذي التركيز المعروف حتى نقطة النهاية.

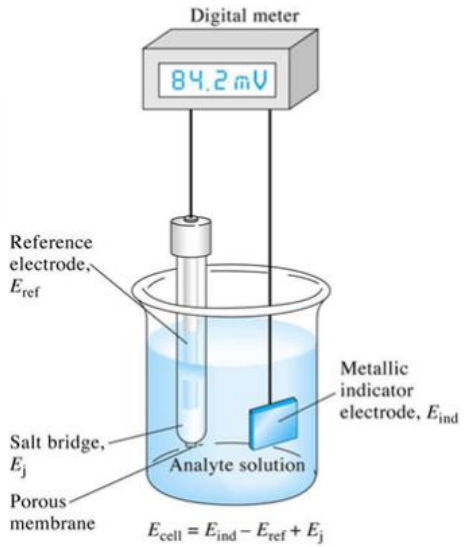
Potentiometric titration

A technique whereby the chemical reaction is converted to electrical energy. No indicator is used, instead it uses a *potentiometer* (ex: pH meter) to measure the amount of an analyte present in the given solution by measuring the change in the potential difference between two electrodes (working & reference electrodes) immersed in the analyte as a function of successive addition (volume) of titrant of known concentration till the endpoint.

وليس عن طريق الكاشف

- **Potentiometric titrations can be divided into four categories based on the type of reaction taking place:**
  1. **Complexometric titration**
  2. **Precipitation titration**
  3. **Redox titration**
  4. **Acid-Base titration**

* يمكن تقسيم معايرات قياس الجهد إلى أربع فئات بناءً على نوع التفاعل الحاصل:
1. معايرة معقدة
2. معايرة الترسيب
3. معايرة الأكسدة والاختزال
4. معايرة الحمض والقاعدة



A cell for potentiometric determinations

تتكون الخلية البوتنسيومترية مما يلي:

❑ Potentiometric cell is composed of the following:

1) Two Electrodes:

- **Standard Reference Electrode** ثابت وما بتاثر
- **Working/Indicator Electrode (Sample)** يتاثر

1) قطبان كهربائيان:
قطب مرجعي قياسي
قطب عامل/مؤشر (عينة)

2) Salt bridge : Junction

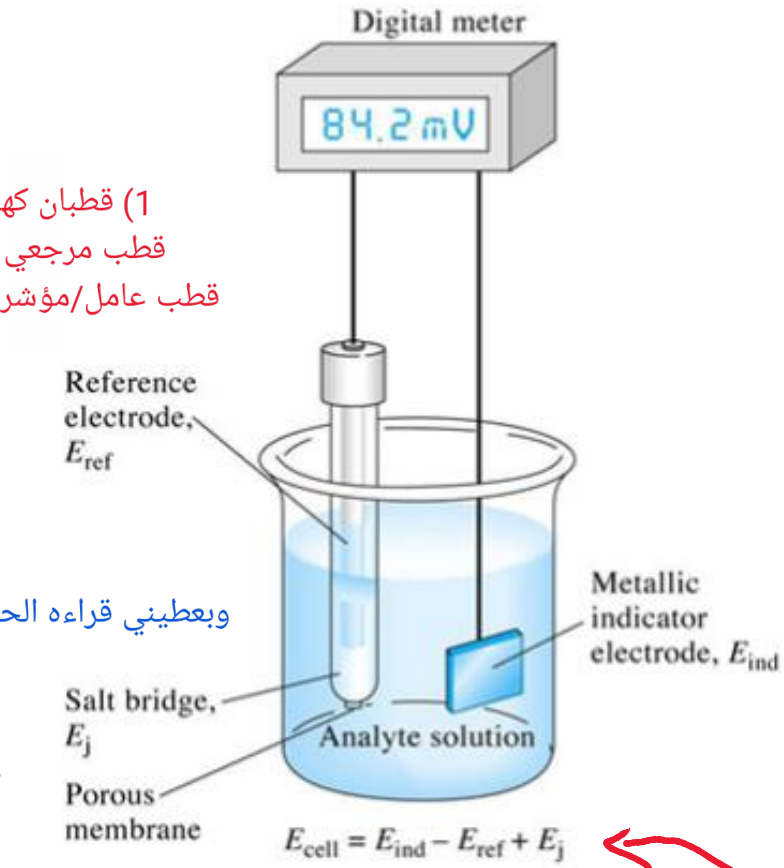
٢) جسر ملحي: وصلة ٣) سلك

3) Wire

4) Voltmeter: measures ΔE (potential difference) developed by the cell, between the indicator electrode and the reference electrode.

وبعطيني قراءه الحموضه مباشره

4) الفولتميتر: يقيس ΔE (فرق الجهد) المتولد بواسطة الخلية، بين قطب المؤشر وقطب المرجع.



A cell for potentiometric determinations

❑ Potentiometry is governed by the Nernst Equation

تخضع قياسات الجهد لمعادلة نرنست

شرح للمعادلة من شات مش من السلايدات

Potentiometric Cell and Cell Potential Equation

Cell Potential Equation

$$E_{cell} = E_{ind} - E_{ref} + E_j$$

E_{cell} (Cell potential)

The total potential (measured voltage) of the electrochemical cell.

E_{ind} (Indicator electrode potential)

The potential developed at the indicator electrode (depends on the analyte concentration).

E_{ref} (Reference electrode potential)

The stable and known potential of the reference electrode (e.g., Ag/AgCl, calomel electrode).

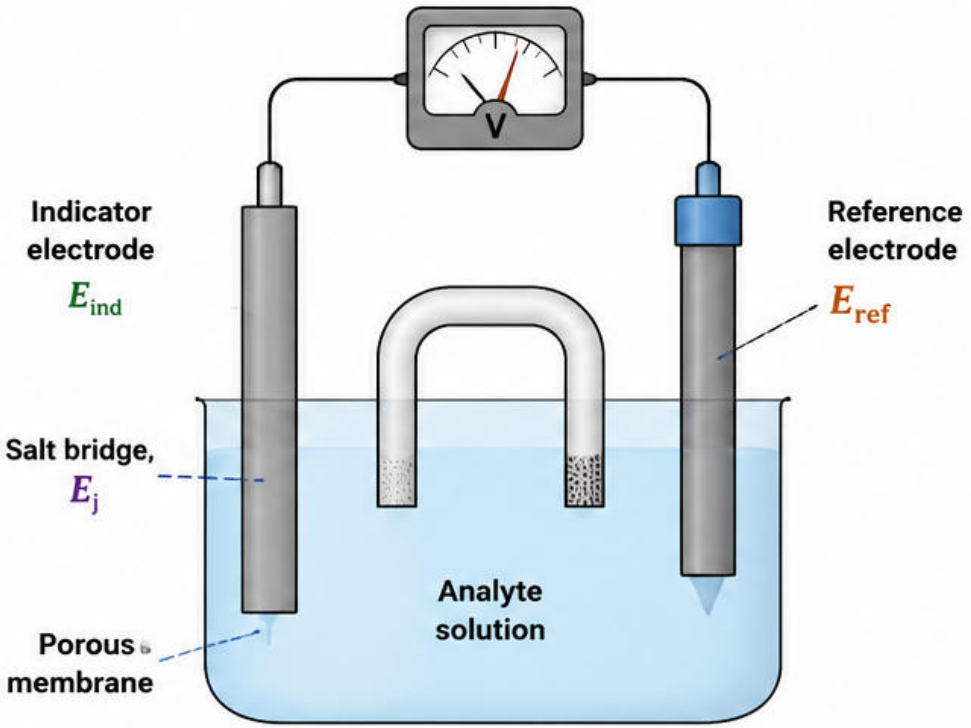
E_j (Junction potential)

The potential difference that arises at the junction between the salt bridge (or porous membrane) and the analyte solution due to the movement of ions.

Key Point

The potentiometric measurement reflects the difference in potential between the indicator electrode and the reference electrode, with a small contribution from the junction potential.

Potentiometric Cell Diagram



How the cell works

The indicator electrode responds to the analyte and develops a potential (E_{ind}). The reference electrode provides a stable potential (E_{ref}). These two potentials, along with the junction potential (E_j), determine the measured cell potential (E_{cell}).

Application

This cell is used in potentiometric determinations such as pH measurements and acid–base titrations.

معايرة الحمض والقاعدة (معايرة التعادل)

Acid-Base Titration (Neutralization Titration)

This type of titration is used in potentiometry to calculate the concentration of an acid/ base using another base/acid with a known concentration, respectively. An acid and a base neutralize each other.

يُستخدم هذا النوع من المعايرة في قياس الجهد لحساب تركيز حمض/قاعدة باستخدام قاعدة/حمض آخر ذي تركيز معروف، على التوالي. يتعادل الحمض والقاعدة مع بعضهما البعض.

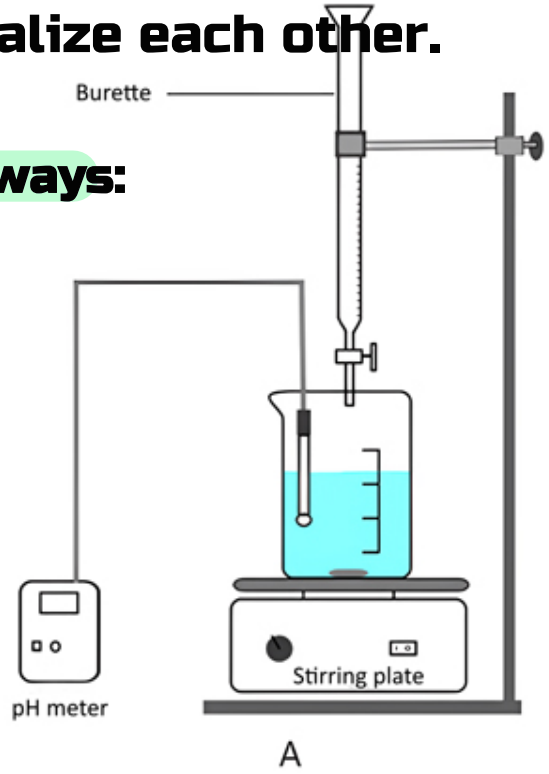
- **This titration can be performed in two ways:**

more accurate

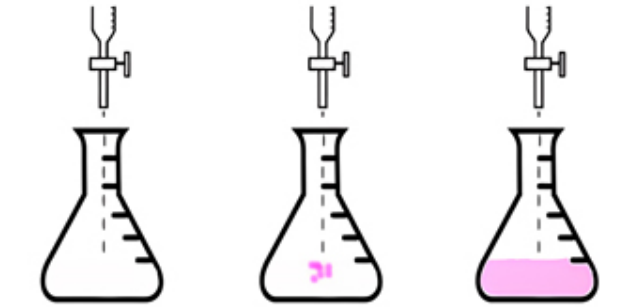
A. **Using a potentiometer (pH meter).**

B. **Using a color indicator.**

يمكن إجراء هذه المعايرة بطريقتين:
أ. باستخدام مقياس الجهد (مقياس الرقم الهيدروجيني).
ب. باستخدام مؤشر لوني.



A



بداية المعايرة (المؤشر عديم اللون)

B

الاقتراب من نقطة التحول

نهاية المعايرة (اللون دائم)

❖ Standard reference electrode:

ثابت لا يتغير

is a half cell with an accurately known constant electrode potential, that is independent on (completely insensitive) the concentration of the analyte or any other ions in the solute under study (ex: Calomel Electrodes and Silver-Silver Chloride Electrodes).

قطب مرجعي قياسي:
هو نصف خلية ذات جهد قطب ثابت معروف بدقة، وهو مستقل (غير حساس تمامًا) عن تركيز المادة المراد تحليلها أو أي أيونات أخرى في المذاب قيد الدراسة (مثال: أقطاب كالوميل وأقطاب كلوريد الفضة).

❖ Indicator electrode:

بستجيب للتغيير وبتأثر

is a half cell that develops a potential, that depends on the activity of the analyte, and it responds rapidly and reproducibly to changes in activity of the analyte ion (ex: metallic and membrane (Ion Selective Electrodes : ISE → *glass electrode*).

قطب مؤشر
هي نصف خلية تولد جهدًا يعتمد على نشاط المادة المراد تحليلها، وتستجيب بسرعة وبشكل قابل للتكرار للتغيرات في نشاط أيون المادة المراد تحليلها (مثال: الأقطاب المعدنية والغشائية (أقطاب انتقائية للأيونات: ISE → قطب زجاجي)).

❖ Salt bridge:

Prevents the components of the analyte solution from mixing with those of the reference electrode. Potassium chloride (KCl) is a nearly ideal electrolyte for the salt bridge because the mobilities of the K^+ ion and Cl^- ion are nearly equal. Thus, canceling the potential that develops at each end of the bridge.

تمنع محلول المادة المراد تحليلها من الاختلاط مع محلولات قطب المقارنه. يعد كلوريد البوتاسيوم (KCl) إلكتروليتا مثاليا تقريبا لجسر الملح لأن حركيه ايون البوتاسيوم (K^+) وأيون الكلوريد (Cl^-) متساوية تقريبًا. وبالتالي، يتم إلغاء الجهد المتولد عند طرفي الجسر.

pH meters

مثل أي خلية كهروكيميائية، يتكون جهاز قياس الأس الهيدروجيني من قطبين:

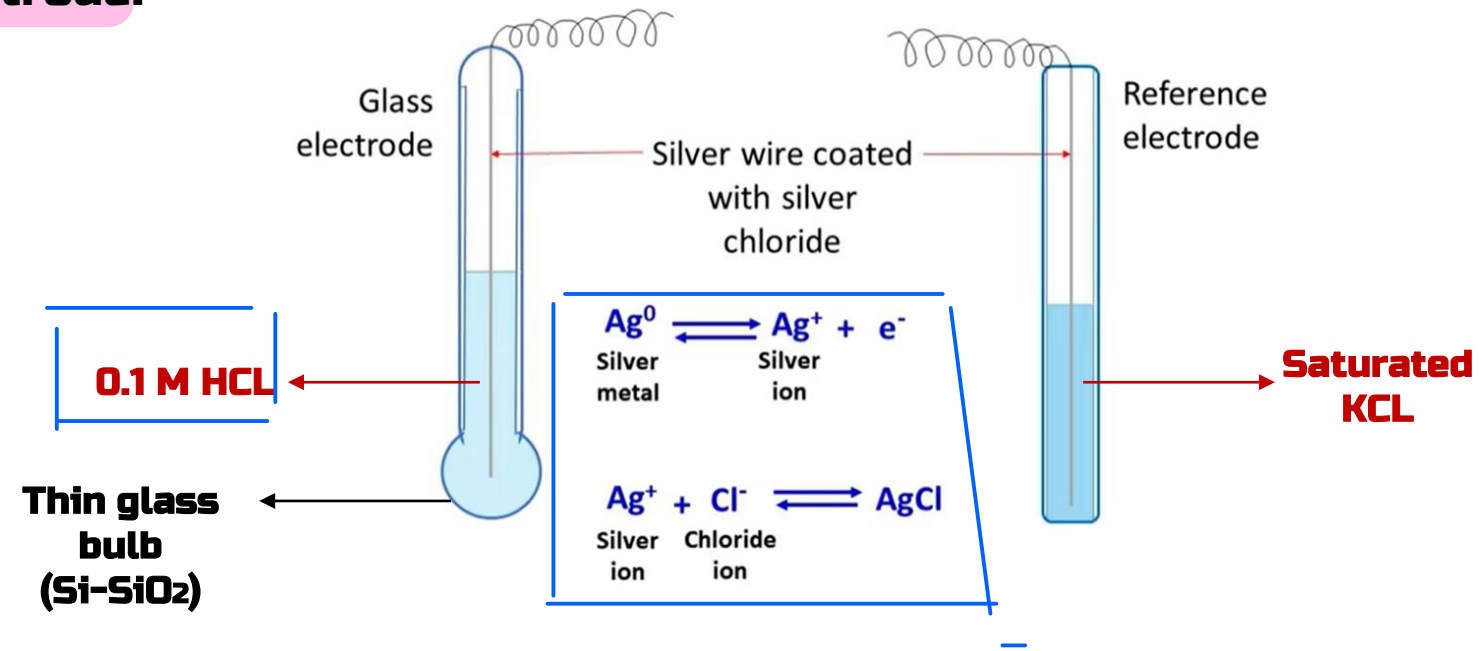
Like any electrochemical cell, pH meter consists of two electrodes:

- **Reference electrode → Ag-AgCl electrode**
  A silver wire coated with a layer of silver chloride that is immersed in KCl solution saturated with AgCl)
  Ag | AgCl(sat'd), KCl

  سلك فضي مطلي بطبقة من كلوريد الفضة مغمور في محلول كلوريد البوتاسيوم المشبع بكلوريد الفضة.

- **Indicator electrode → Glass electrode which is made of (Silica-SiO_2)**
  Since glass is not a conductor, an internal reference electrode (Ag-AgCl) is placed inside the glass electrode.

قطب المؤشر قطب زجاجي مصنوع من (السيليكا-SiO2).
بما أن الزجاج ليس موصلاً، يتم وضع قطب مرجعي داخلي (Ag-AgCl) داخل القطب الزجاجي.



two reference electrode في الـ ... يعني
واحد بيكون خارجي ومغمور ب KCl
والثاني بيكون داخل الـ indicator electrode لانه هذا الـ electrode مش موصل قوي للتيار لانه زجاج

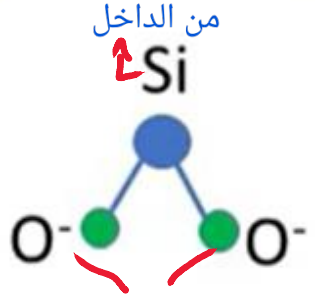
يحتوي كل من السطحين الداخلي والخارجي للغشاء الزجاجي في بصلة GE على مجموعات SiOH. السطح الداخلي للغشاء الزجاجي على اتصال بتركيز ثابت من حمض الهيدروكلوريك، وبالتالي يظل عدد مجموعات SiO على السطح الداخلي ثابتًا.

- **Both the inside and outside surfaces of the glass membrane in the GE bulb have SiOH groups. The interior surface of the glass membrane is in contact with a constant concentration of HCl, and so the number of SiO^- groups on the interior surface remains constant.**

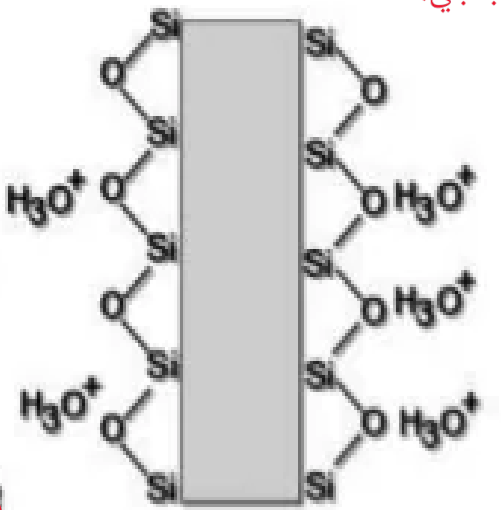
- **By contrast, the number of SiO^- groups on the exterior of the glass membrane will change when the pH of the solution, in which the glass membrane is immersed, changes.**

- **The difference in charge on the inside and outside of the glass membrane results in a membrane potential.**

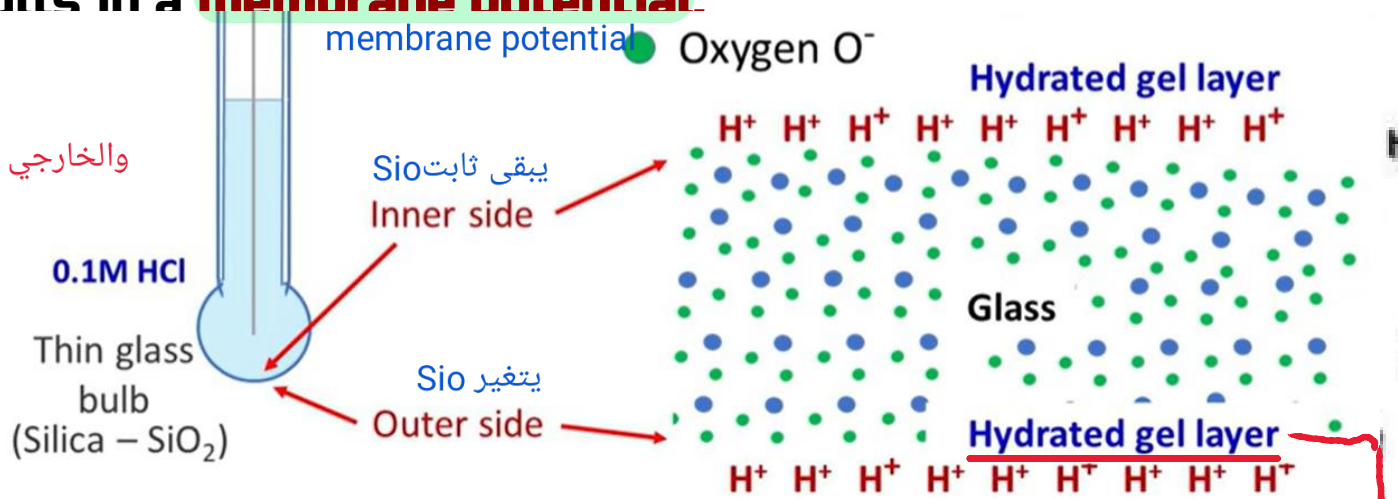
(Silica – SiO_2)



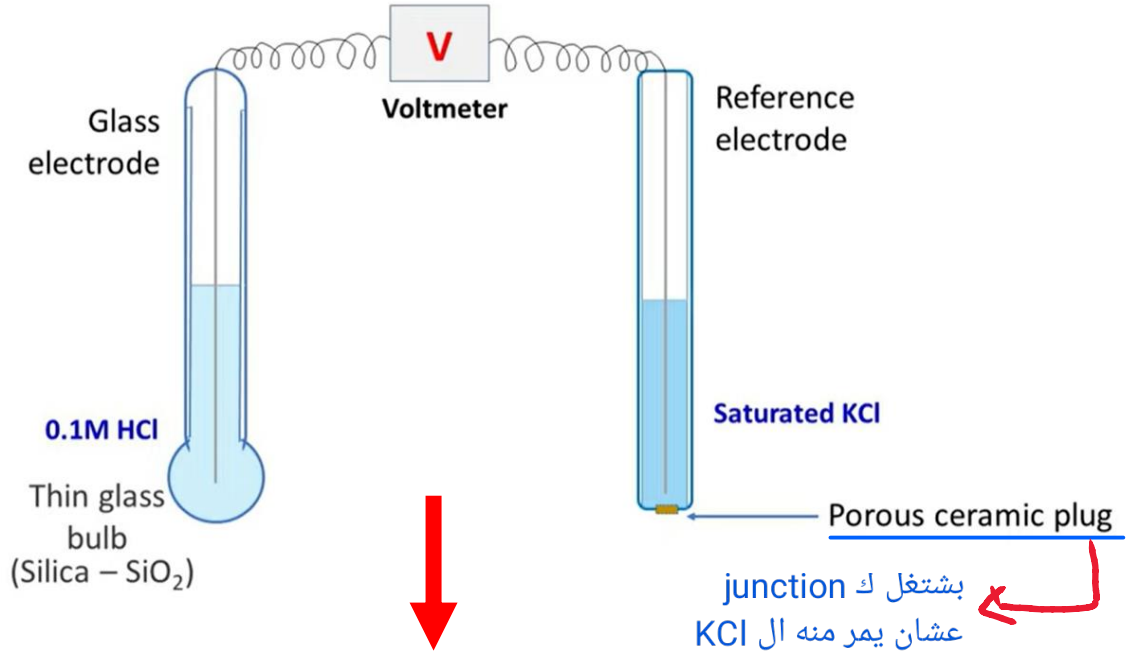
على النقيض من ذلك، سيتغير عدد مجموعات SiOH على السطح الخارجي للغشاء الزجاجي عندما يتغير الرقم الهيدروجيني للمحلول الذي يُغمر فيه الغشاء الزجاجي.



والخارجي للغشاء الزجاجي إلى جهد غشائي.

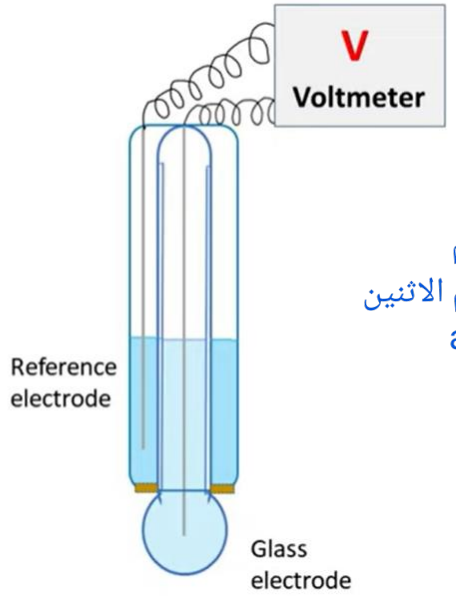


بتحافظ على تركيز ثابت للH لانها can't across the glass سواء من الداخل او الخارج

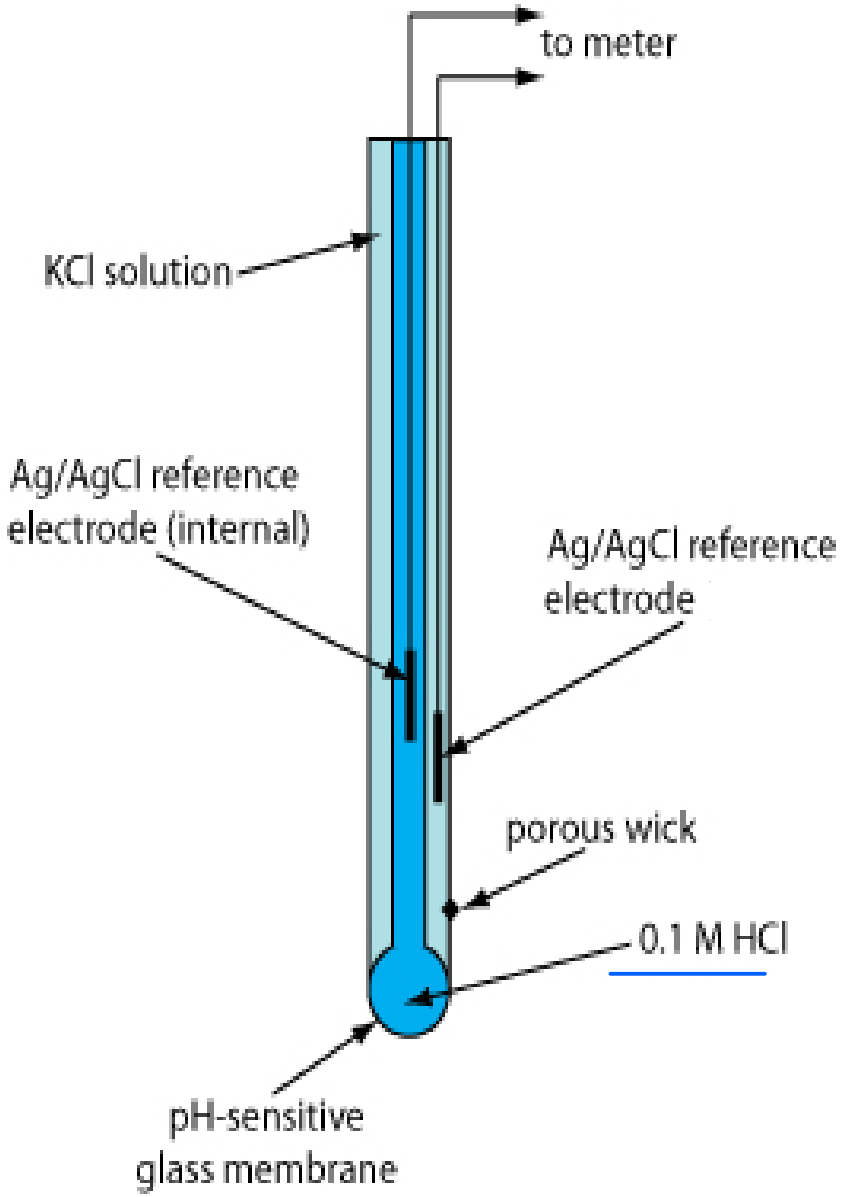


بشتغل ك junction
عشان يمر منه ال KCl

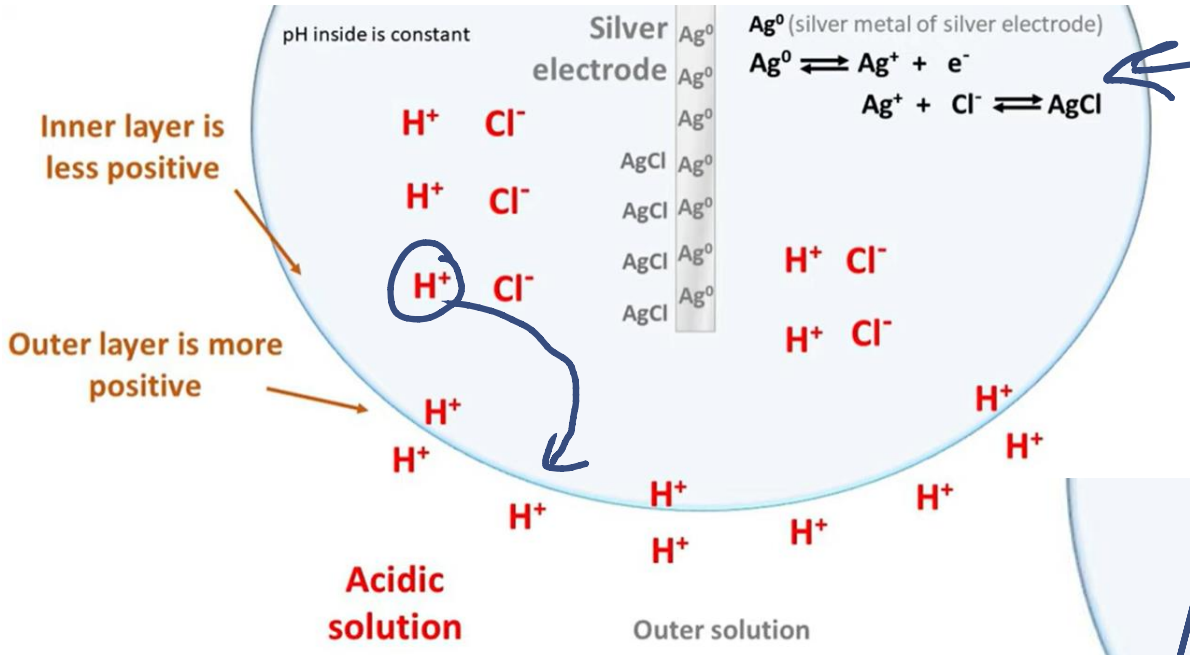
Combined electrode

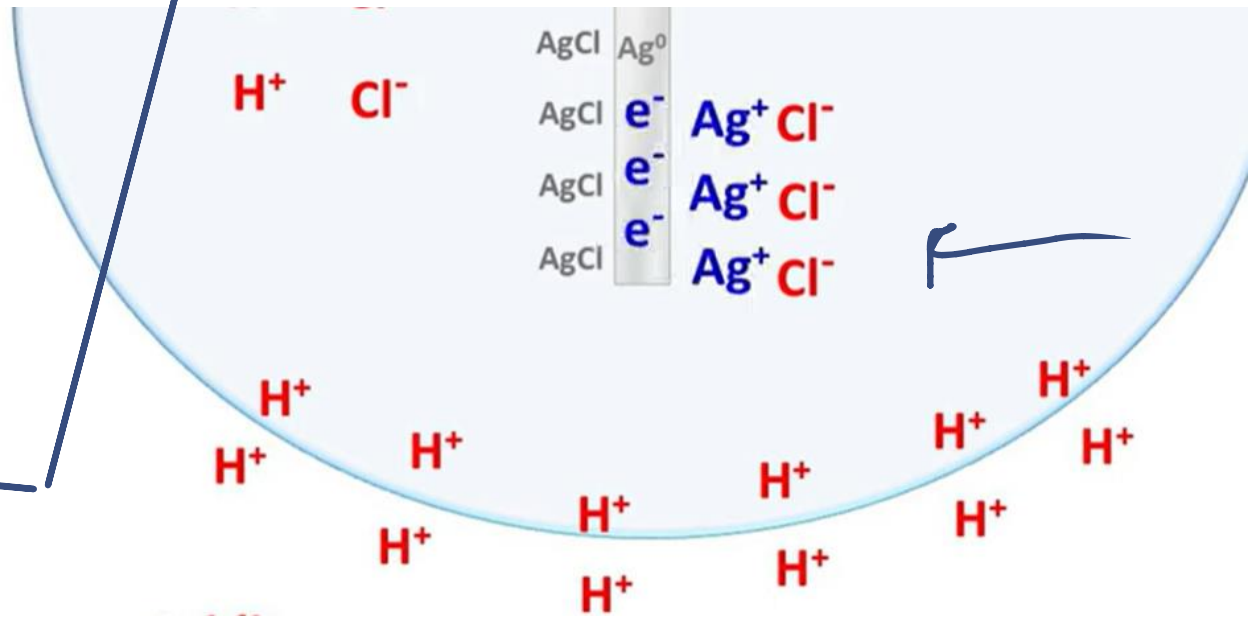


الاجهزه الحديثه ما بنشوفهم
مفصولين عن بعض بنلاقيهم الاثنين
as one combined tube



Acidic Solution → High concentration of H+ in the sample





العينة

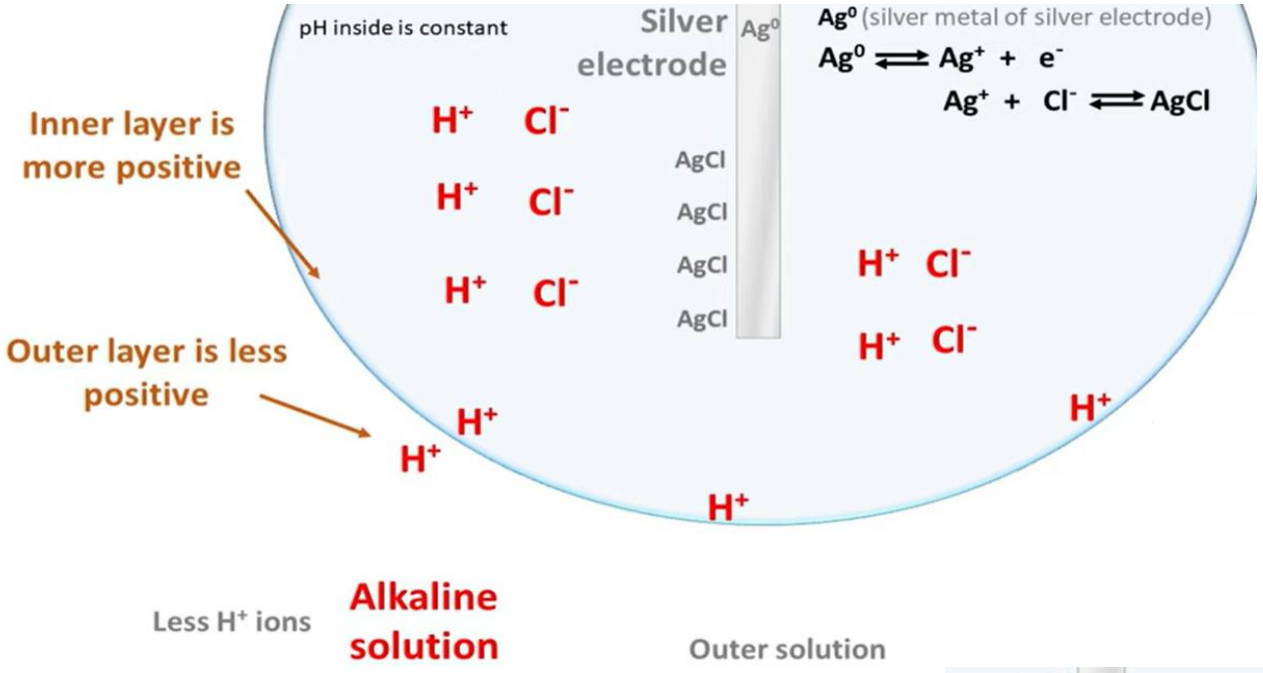
3. طبعا هسا صار في عنا الكترونات حره وعنا wire وهو موصل جيد فبالتالي رح تنتقل هاي الالكترونات وتروح للفولتميتر وبالتالي رح يقيس فرق الجهد ويحوله لقراءهpH رح تكون طبعا اقل من 7

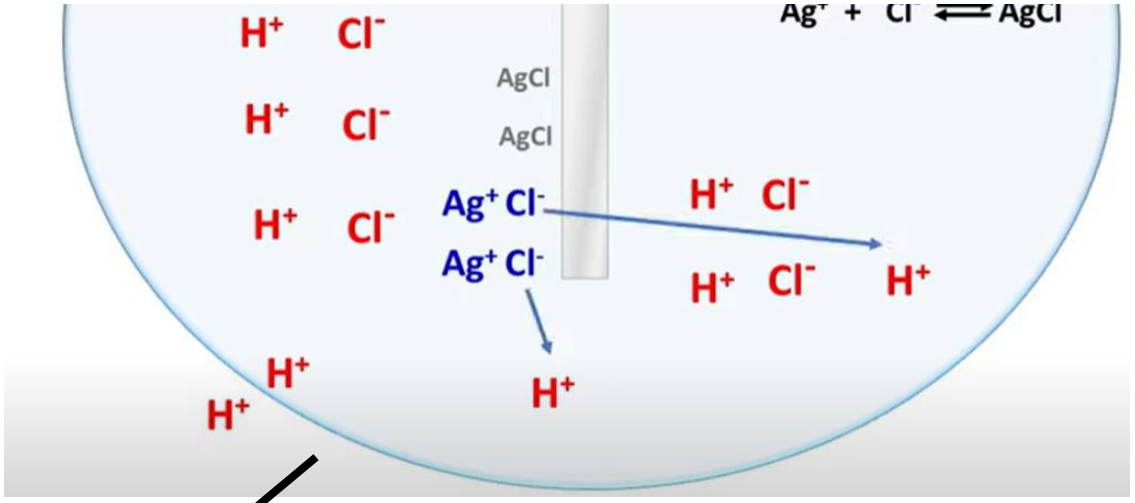
1.لما نحطه ب acidic solution فمعناته H+ اكثر رح تتجمع على الطبقه الخارجيه فبالتالي رح يصير في اختلال بال balance لان الشحنه الموجبه صارت اكبر بكثير في الجهه الخارجيه فبدنا ذرات الهيدروجين الموجوده في ال HCL تنفصل وتروح وتعادل من الداخل

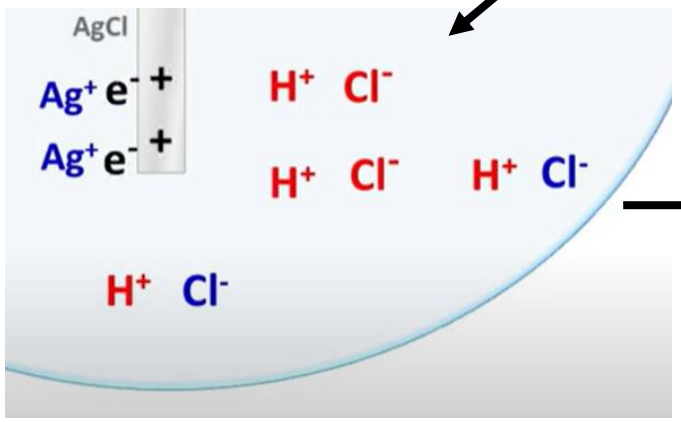
2. كمان ال cl- ما بزبط يضل لحاله فبالتالي رح يصير تفاعل كالاتي ال Ag رح تفقد الكترون وبالتالي تصير ايون موجب وتروح وترتبط مع ذره الكلور السالبه عشان يصير في تعادل

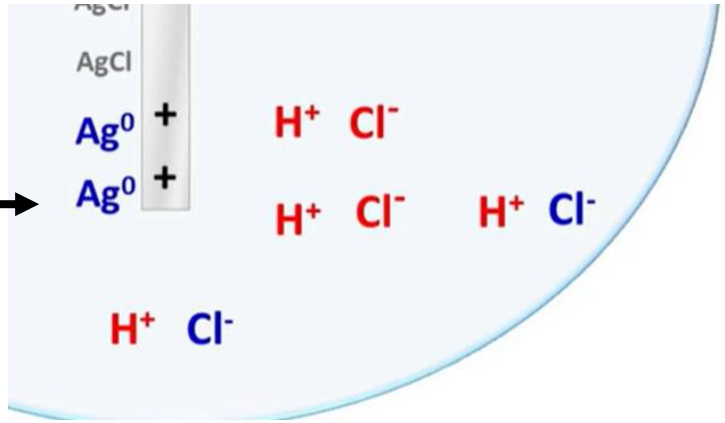
محلول قلوي > تركيز منخفض من H+ في العينة

Alkaline Solution → Low concentration of H+ in the sample





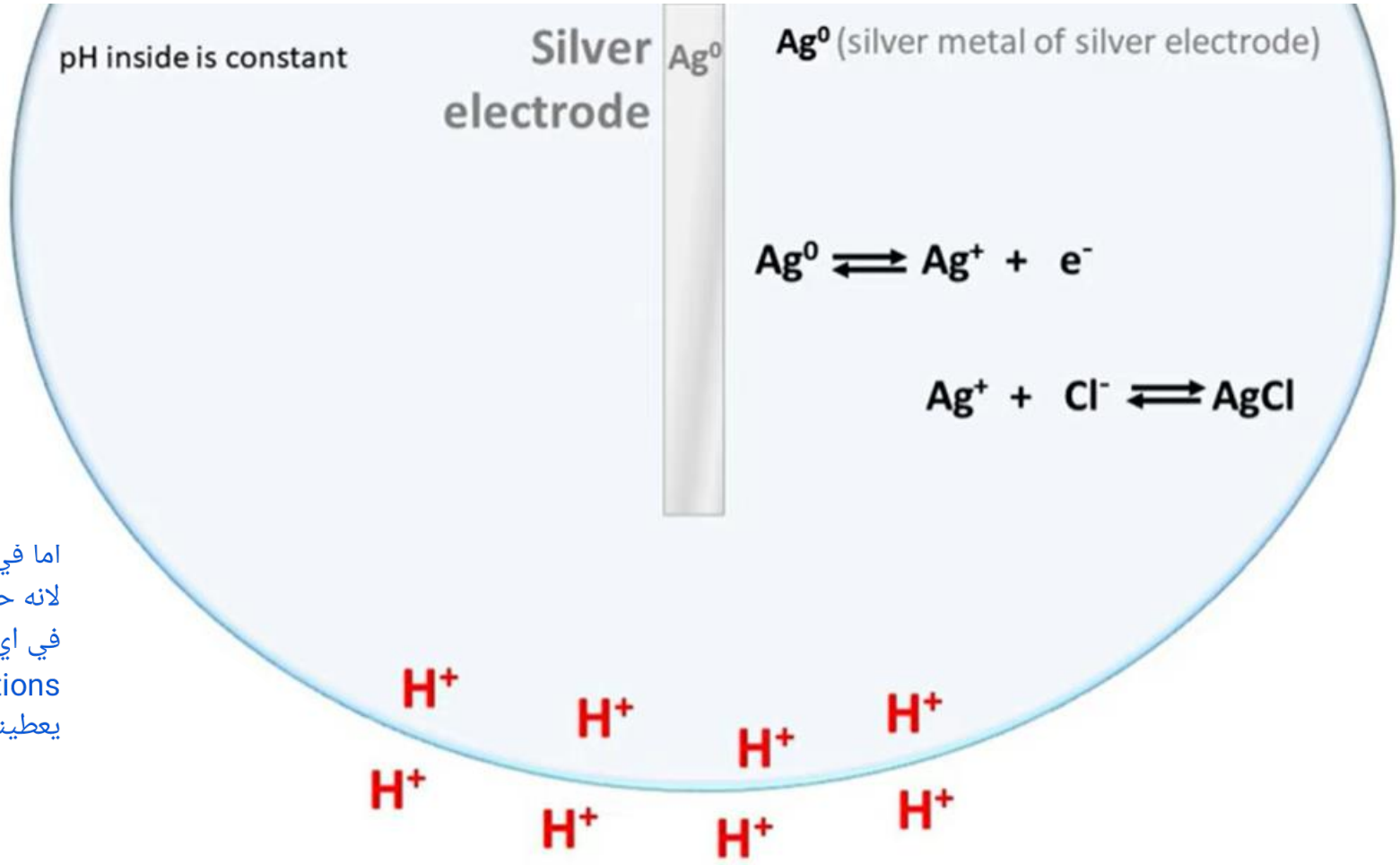




1. هون بال alkaline media معناته H+ قليله جدا من الخارج اقل بكثير من الداخل فبالتالي ال H+ من الداخل رح يزيد نسبيا ولازم نعادله عن طريق انه طبقه ال AgCl رح تتفكك وترتبط ذره الكلور مع الهيدروجين وبتعادله

٧. اما ذرات ال +Ag رح تاخد الكترونات من ال wire لانه زي ما قلنا هو موصل رح يعمل فرق جهد رح يقيسه الفولتميتر ويحوله لقراءه pH اكبر من ٧

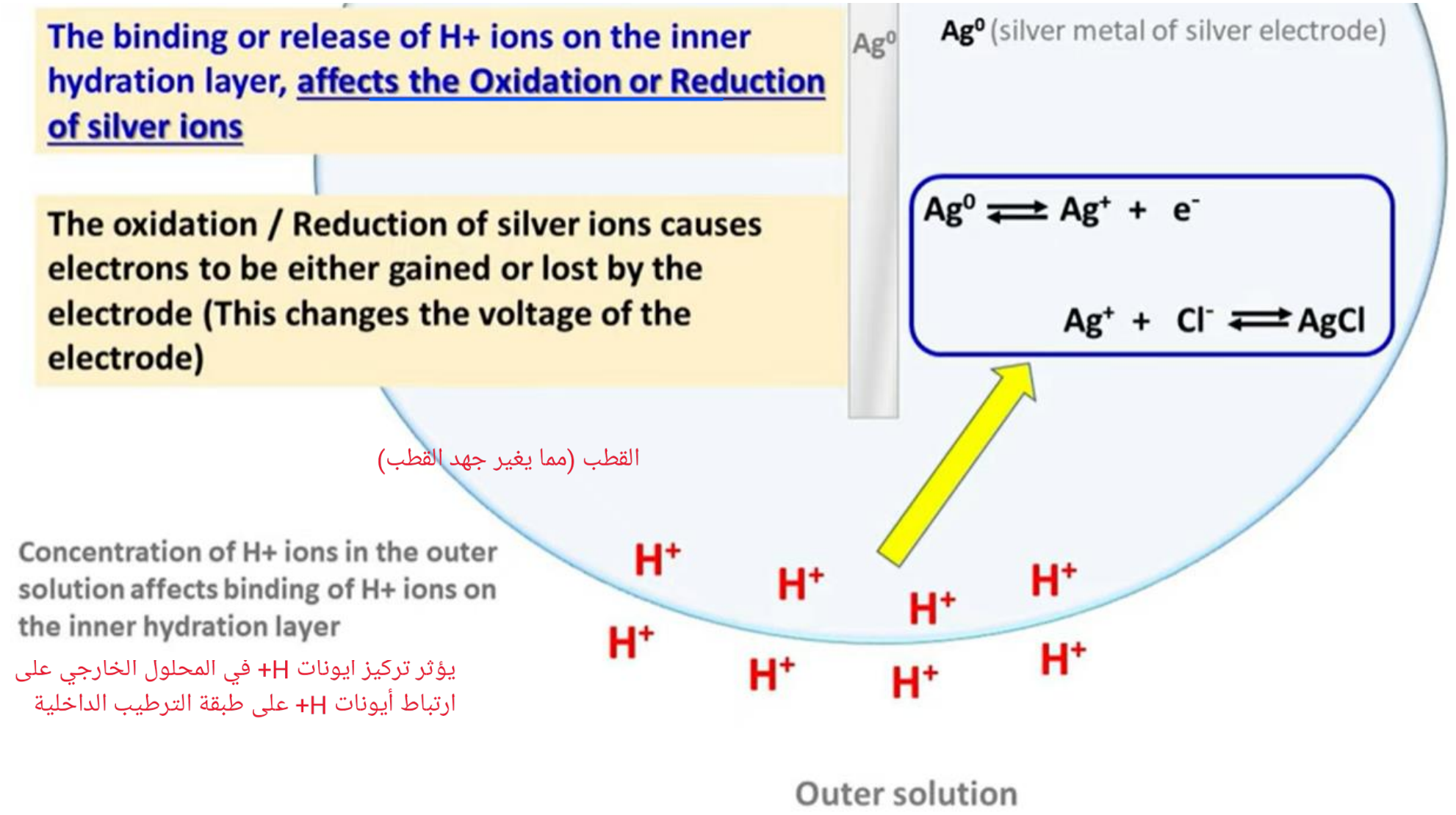
Neutral Solution محلول متعادل



اما في هاي الحاله فما في اي فرق بالجهد لانه حيكونوا متساويين تماما فبالتالي ما في اي تاثير على تفاعلات ال redox reactions وبالتالي ما في اي تاثير و راح يعطينا قراءه pH مساويه ل7

Summary

الترطيب الداخلية على أكسدة أو اختزال أيونات الفضة



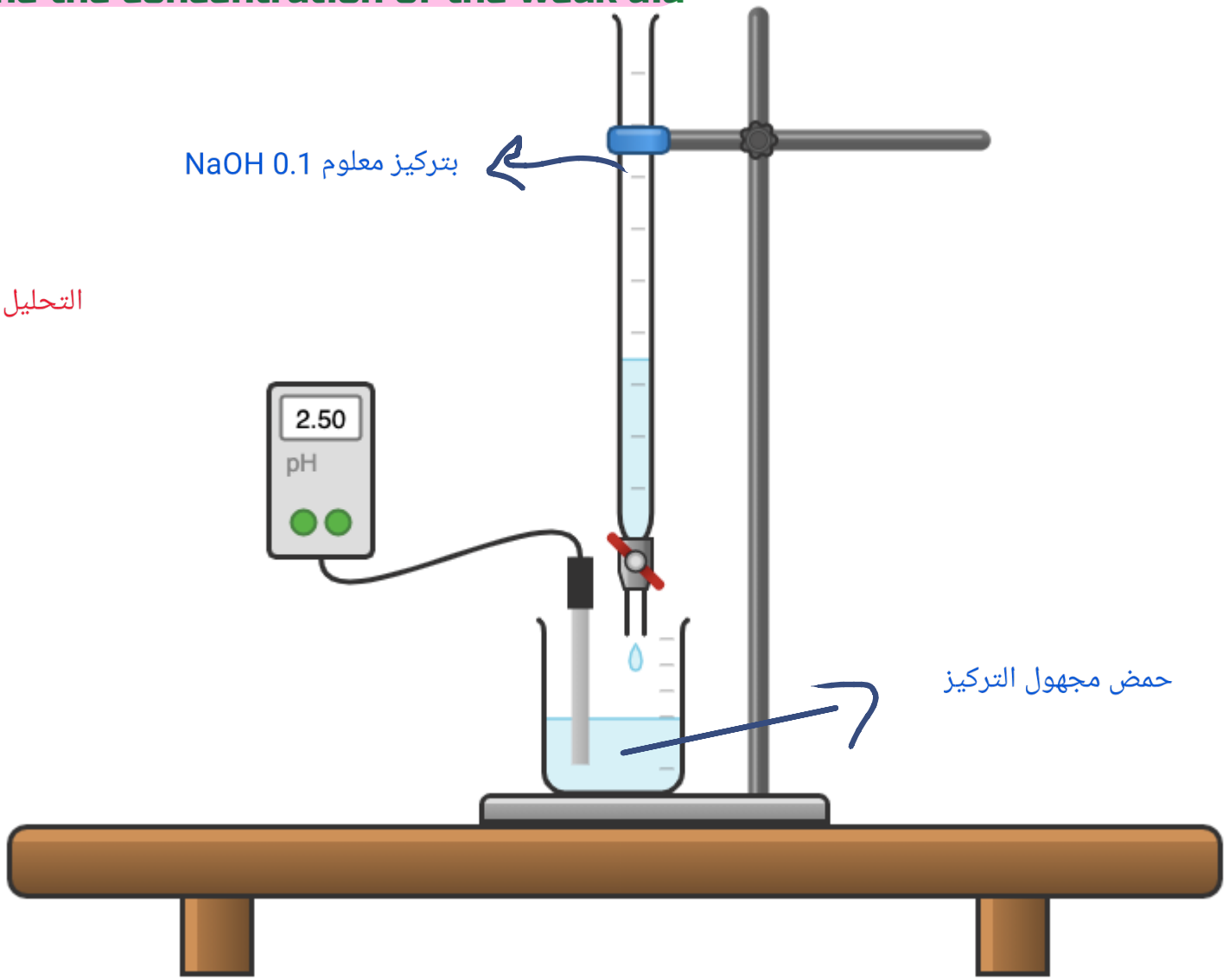
pH titration of a weak acid against a strong base can be used for:

- **Qualitative Analysis** → **determine the type of weak acid by its pKa**
- **Quantitative Analysis** → **determine the concentration of the weak aid**

في التجربه

يمكن استخدام معايرة الرقم الهيدروجيني لحمض ضعيف مقابل قاعدة قوية من أجل:

التحليل الكمي > تحديد تركيز الحمض الضعيف



Four parts of titration curve

بالقرب من نقطة التكافؤ، يكون تركيز 'H وOH متساويًا تقريبًا، ولهذا السبب تُسبب إضافة قطرة واحدة فقط من المُعاير تغييرًا مفاجئًا في الرقم الهيدروجيني.

Near the equivalence point, the concentration of the H^+ and OH^- is almost equal and that is why the addition of even a single drop of titrant causes an abrupt change in the pH.

بعد نقطة التكافؤ (زيادة في OH^-)

After equivalence point (OH^- in excess)

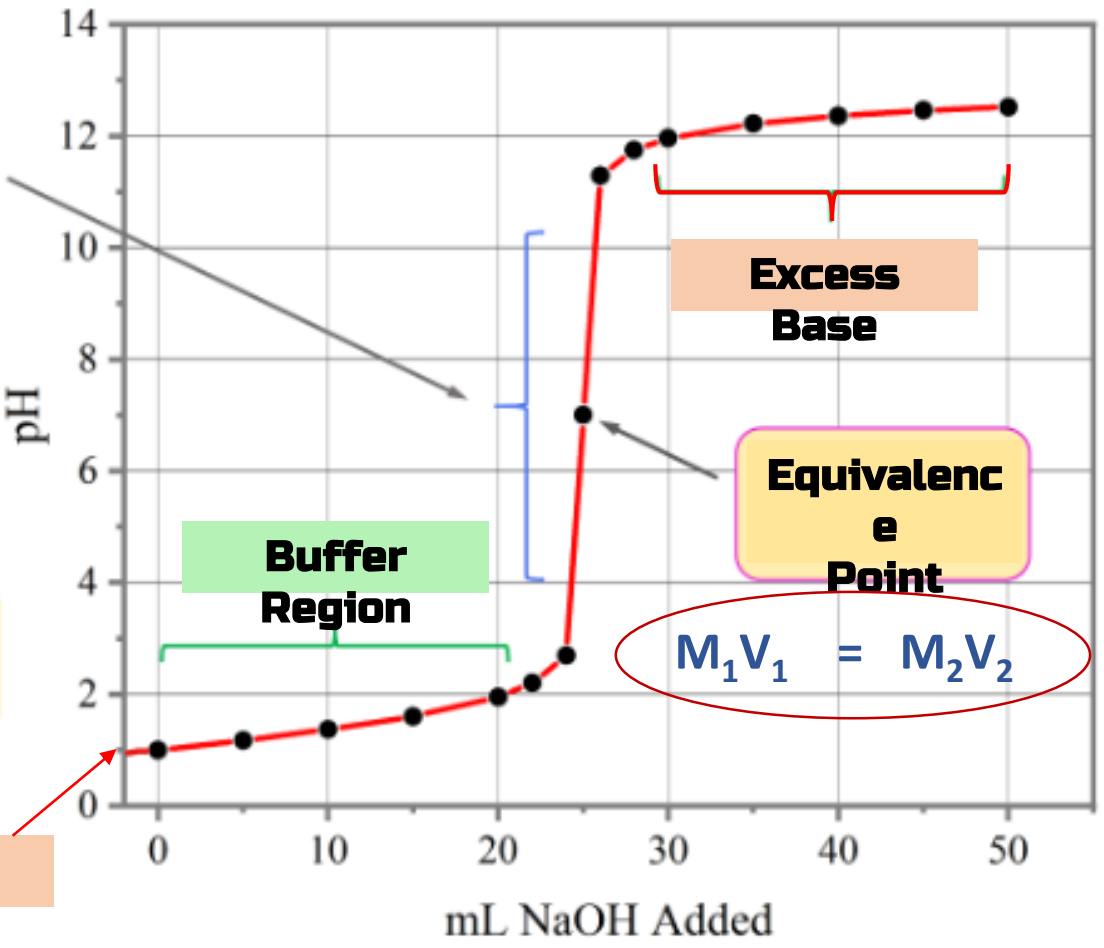
pH > 7

$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$

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

pH = 7

At the equivalence point only NaCl, equal amounts of $[H^+]$ and $[OH^-]$, from the autoionization of water, are present in the solution.



التكافؤ (زيادة H)

Before equivalence point (H^+ in excess)

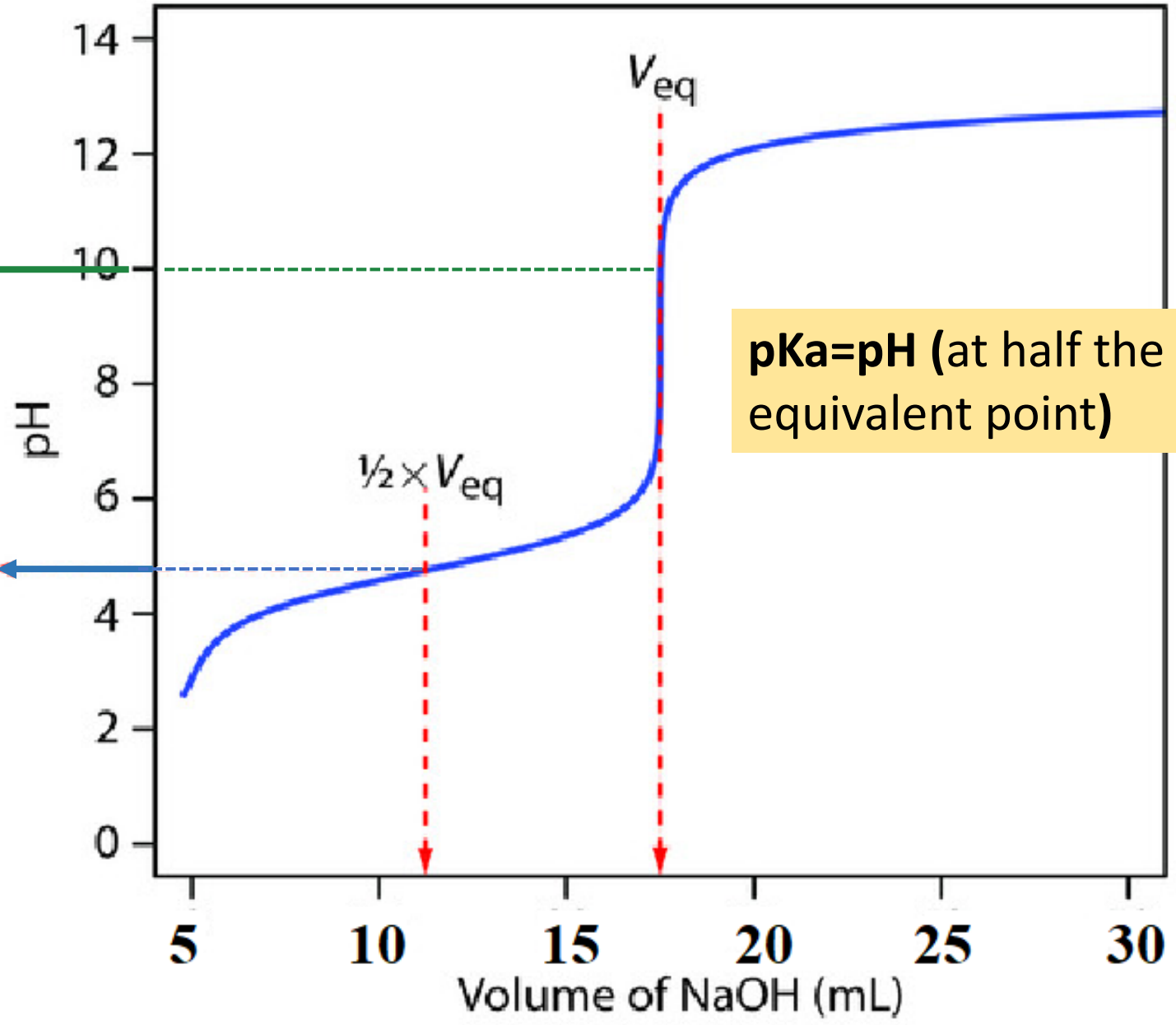
pH < 7

وكميات متساوية من)"H(و)OH(. من التأين الذاتي للماء، في المحلول.

pKa= pH(at equivalent point) / 2

pH
of the Eq. point

pKa = pH

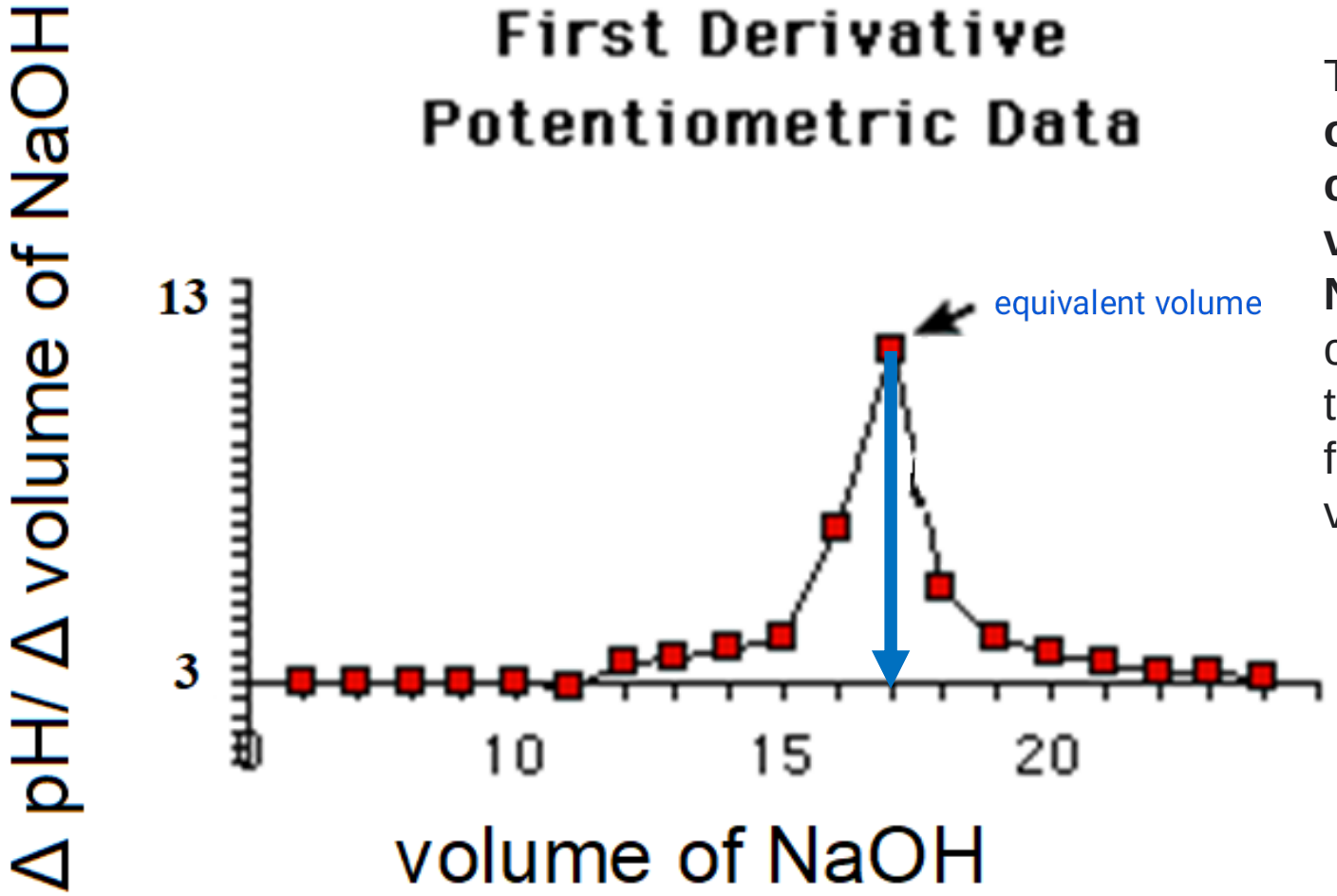


pKa=pH (at half the volume of the equivalent point**)**

pKa=pH (عند نصف حجم نقطة التكافؤ)

عند الحجم (V) حيث يكون (ApH/AV)) له القيمة القصوى في رسم المشتق الأول. (V) هو متوسط حجمين متتاليين.

At the volume (V') where (ΔpH/ΔV) has the maximum value in a first derivative plot. (V') is the average volume of two subsequent volumes.



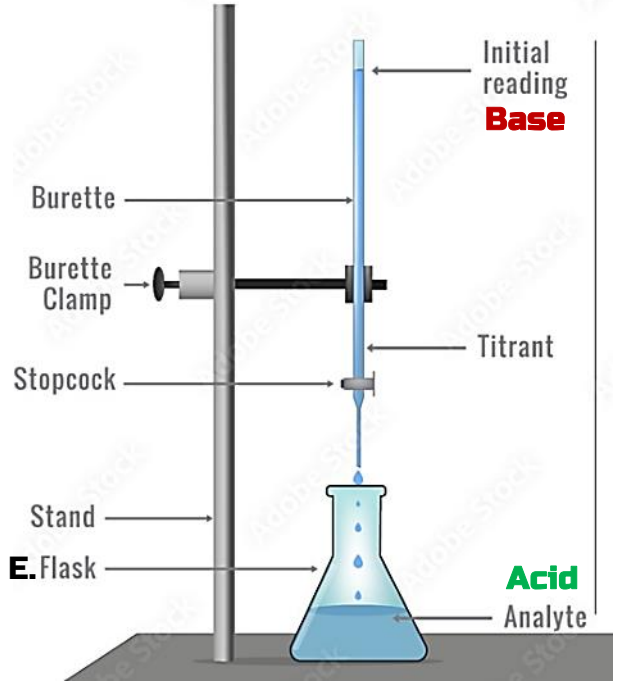
This **plots the change of pH divided by the change in volume versus the volume of NaOH**. This shows the change in slope of the titration curve as a function of the added volume of base.

يوضح هذا الرسم البياني تغير الرقم الهيدروجيني مقسومًا على تغير الحجم مقابل حجم هيدروكسيد الصوديوم. يوضح هذا تغير ميل منحنى المعايرة كدالة لحجم القاعدة المضافة.

Practical Part

Glassware & Materials

Each group will be supplied by the following glassware:



GLASSWARE	CHEMICALS
10 ml volumetric pipette	Unknown acid solution
Graduated Cylinder 50ml	Distilled water
250 ml Erlenmeyer flask or Beaker	0.1 M NaOH
Burette	
Stand for titration	

Instrument

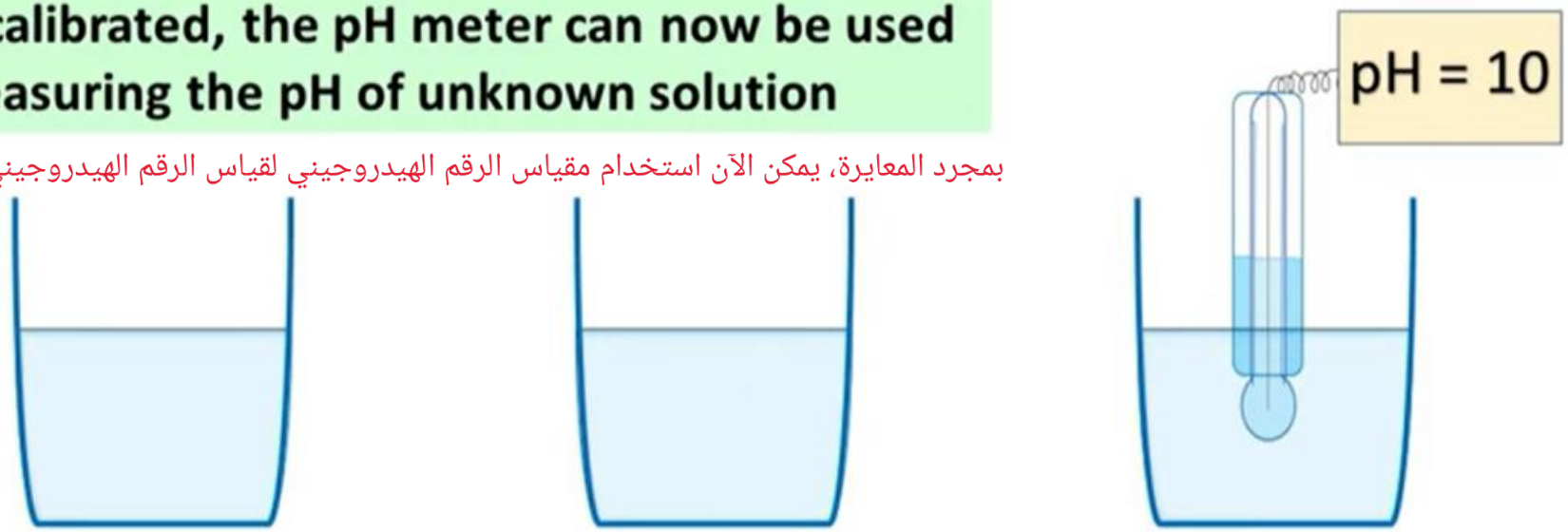
Calibration of the pH meter

Practically, For the accurate measurement of pH, the pH meter must be calibrated

الهيدروجيني بدقة،
يجب معايرة مقياس
الرقم الهيدروجيني

Once calibrated, the pH meter can now be used for measuring the pH of unknown solution

بمجرد المعايرة، يمكن الآن استخدام مقياس الرقم الهيدروجيني لقياس الرقم الهيدروجيني لمحلول مجهول



For this the buffers with known pH are used

ذات الرقم الهيدروجيني المعروف

Procedure

1. Pipette 10ml of your unknown acid sample into a clean conical flask.
2. Add 50ml distilled water to the sample.
3. Measure the pH of the solution in the conical flask before starting titration.
4. Titrate the above solution with 0.1M NaOH solution in an increment of 2ml and record the pH value after each addition in a draft paper.
5. Continue the titration until the PH is greater than 12.5
6. Determine the end point roughly.
7. Titrate the second sample solution by adding 1ml of the titrant gradually until the beginning of the potential jump, determined from the first trial is reached, then continue adding NaOH in 0.2ml increment until the end of the potential jump determined from the first trial is reached.
8. Continue the titration in 1ml increment addition until the PH is greater than 12.5
9. Record the no. of mls of NaOH and the PH of the solution after each addition in the report sheet.

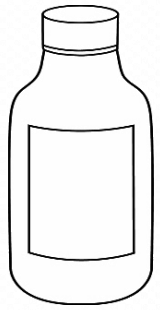
الإجراء التجريبـي

1. اخْبَنز 10 مل مَن عينة الحمَض المجهول باستخدام ماصة، وضعها في دورق مخروطي نظيف.
2. أضف 50 مَل من الماء المقطر إلى العينة.
3. قس قيمة pH للمَحلول في الدورق المخروطي قبل بدء المعايرة.
4. عاَير المَحلول الَسايقّ باستخَدام مَحلول تركيَز 0.1 M NaOH، بإضَافة كمَيات مقدارها 2 مل في كل مرة، قَيمَة pH بعَد كل إضافة على وَرقة مَسوَدَة.
5. اسَتمرَ في المعايرة حتى تصبحَ قيمة pH أكبر من 12.5.
6. حدّد نقطة النهاية تقريبيًّاً.
7. عاير العَيَنة الثانية بإضافة 1 مل من المعاير تدريجيًاً حتى تصل إلى بداية القفزة المحتملة في الجهد التي حَدّدت من التجربة الأولى، ثم استمر في الإضافة على دفعات مقدارها 0.2 مل من NaOH حتى تصل إلى نهاية القفزة المحتملة التي حَدّدت من التجربة الأولى.
8. استمَرَ في المعايرة بإضافة كميات مقدارها 1 مل في كل مرة حتى تصبح قيمة pH أكبر من 12.5.
9. سجّلَ عَددَ المليلتزَات من محلول NaOH وقيمة pH للمحلول بعَد كل إضافة في ورقة التقرير.

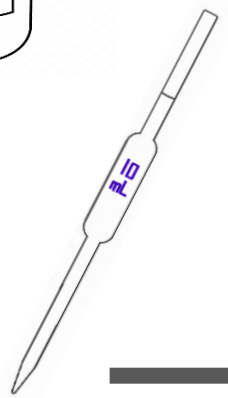
ملاحظة: تُستخدم هذه الخطوات لرسم منحنى المعايرة وتحديد نقطة التكافؤ بدقة اعتماداً على تغيرات قيمة pH أثناء المعايرة.

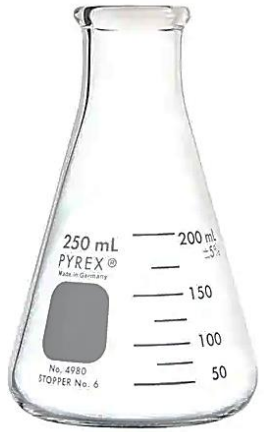
في صورة بعدها ل هذا السلايد

Unknown weak acid



Place 10 ml of the Unknown in a 250ml flask



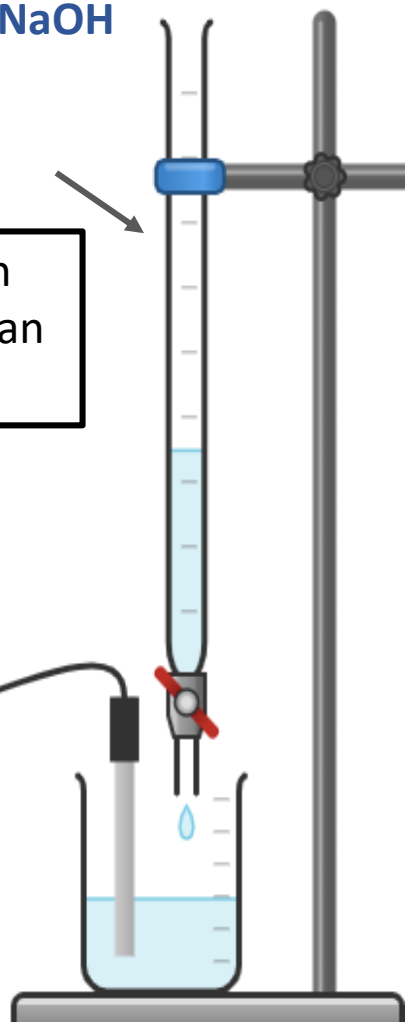


Add 50 ml distilled water

Fill the burette with 0.1 M NaOH

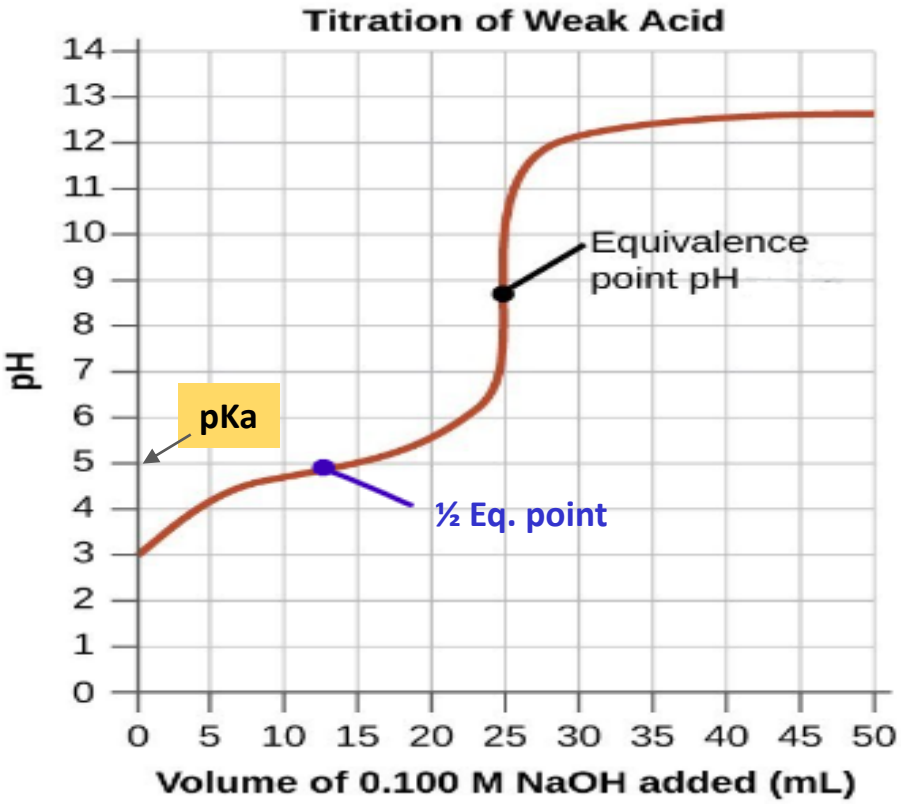
Titrate the solution with 0.1M NaOH solution in an increment of 1 or 2ml

Record the pH value after each addition in a draft paper.



We will carry the titration twice to determine the equivalence point accurately

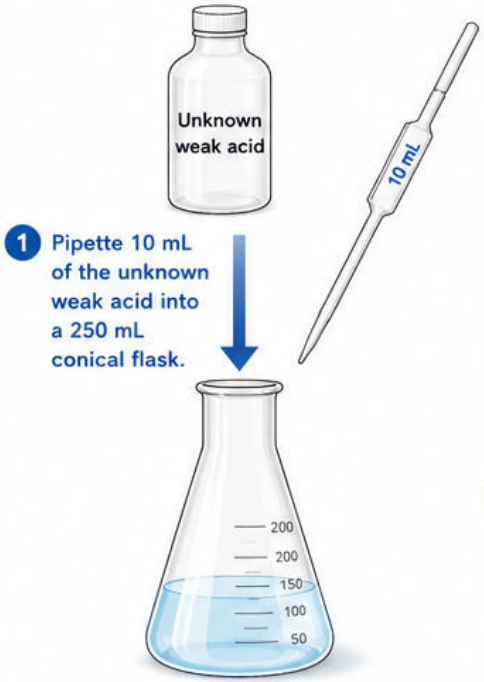
Plot on a graph the number of mls of NaOH and the PH readings using Excel worksheet.



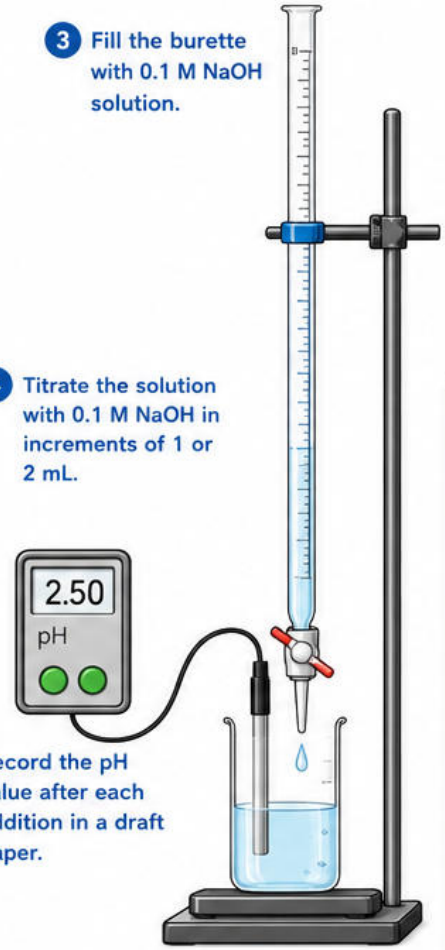
pH TITRATION OF A WEAK ACID WITH 0.1 M NaOH

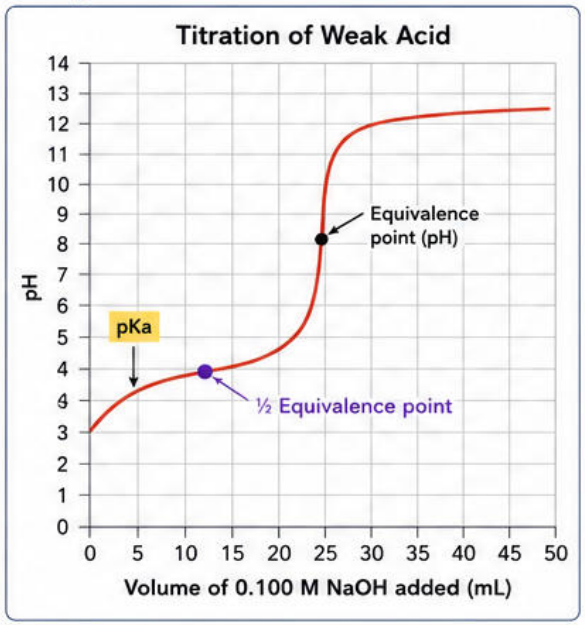
OVERVIEW

A weak acid is titrated with a standardized 0.1 M NaOH solution. The pH is measured after each addition of NaOH and plotted against volume added to obtain the titration curve and determine the equivalence point.



1. Pipette 10 mL of the unknown weak acid into a 250 mL conical flask.
2. Add 50 mL of distilled water.
3. Fill the burette with 0.1 M NaOH solution.
4. Titrate the solution with 0.1 M NaOH in increments of 1 or 2 mL.
5. Record the pH value after each addition in a draft paper.
6. Plot the volume of NaOH added (mL) against the pH readings using Excel.





We will carry out the titration twice to determine the equivalence point accurately.

GOAL

Determine the equivalence point and pKa of a weak acid.

KEY POINTS

- Use a calibrated pH meter.
- Add titrant slowly near the equivalence point.
- Plot pH vs. volume to analyze the curve.

SAFETY

- Wear lab coat and safety goggles.
- Handle chemicals with care.
- Dispose of waste properly.

PROCEDURE SUMMARY

1. Pipette 10 mL of your unknown weak acid sample into a clean conical flask.
2. Add 50 mL distilled water to the sample.
3. Measure the pH of the solution in the conical flask before starting titration.
4. Titrate the solution with 0.1 M NaOH solution in increments of 2 mL and record the pH value after each addition.
5. Continue the titration until the pH is greater than 12.5.
6. Determine the end point roughly.
7. Repeat the titration with a second sample: add 1 mL increments up to the beginning of the potential jump, then add 0.2 mL increments through the jump region.
8. Continue titration in 1 mL increments until the pH is greater than 12.5.
9. Record the volume of NaOH (mL) and the pH after each addition in the report sheet.

GOOG LUCK