

## خواص الأحماض والقواعد

### الخواص الكيميائية

① التفاعلات مع ورقة تباع الشمس

المحضى ← يحول الأزرق إلى الأحمر

القاعدة ← يحول الأحمر إلى الأزرق

② التفاعلات مع الفلزات وكربونات الفلزات

$Zn + \text{الحمض} \rightarrow H_2$  غاز



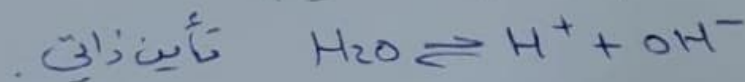
### الخواص الفيزيائية

المحضى  
الطعم ← لاذع  
توصيل للكهرباء ← توصيل  
القاعدة  
مر وملسها رلق  
توصيل

عليه:-

الأحماض والقواعد توصيل التيار الكهربائي لأنها متأين

(الأيونات الهيدروجينية والهيدروكسيد)



\* إذا زاد تركيز  $[H^+]$  أصبح المحلول حمضي

\* إذا زاد تركيز  $[OH^-]$  أصبح المحلول قاعدي

المحلول الحمضي :- يحتوي على أيونات  $H^+$  أكثر من  $OH^-$

المحلول لقاعدي :- يحتوي على  $OH^-$  أكثر من  $H^+$

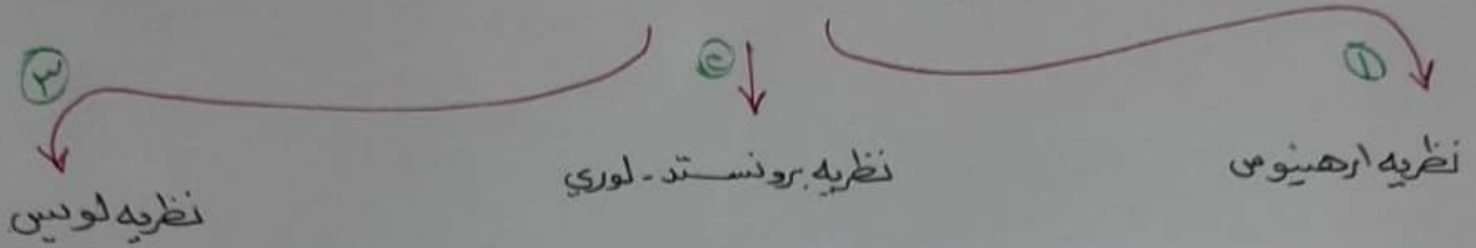
المحلول المتعادل :- يحتوي على تركيزين متساويين من  $[H^+] = [OH^-]$

$[H_3O^+]$  أيون الهيدروجينيوم :-

هو أيون هيدروجين مرتبط مع جزيء ماء برابطة تساهمية

الدرس ١ :- مقدمة في الاحماض والقواعد . الجزء ١

نظريات تفسير وتعريف الاحماض والقواعد .

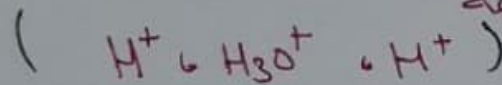


نظرية أرهينيوس :-

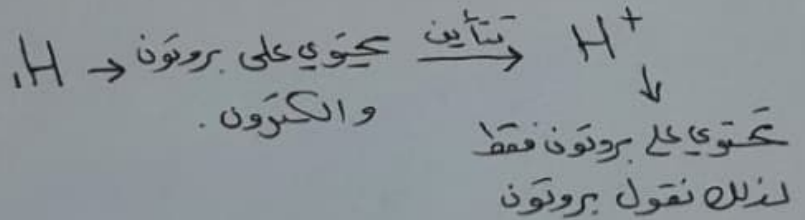
- \* أول شخص يضع تعريف للاحماض والقواعد .
- \* حصل على جائزة نوبل في الكيمياء .

الحمض :- مادة تحتوي على الهيدروجين وتتأين في المحاليل المائية منتجة  $H^+$  .  
القاعدة :- مادة تحتوي على الهيدروكسيد وتتأين

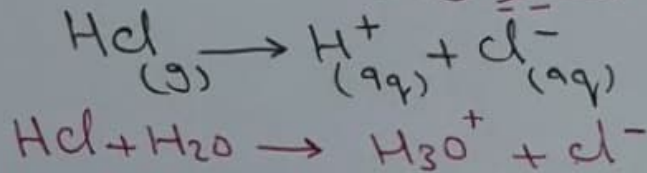
معلومة مهمة



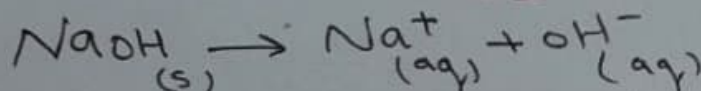
أيون هيدروجين ، هيدرونيوم ، بروتون



مثال لحمض أرهينيوس :-



مثال لقاعدة أرهينيوس :-



سليبات نظرية أرهينيوس :-

① لا تفسر قاعدية الأمونيا  $NH_3$  وكربونات الصوديوم  $Na_2CO_3$  ( $NH_3$  و  $NaOH$ ) تعطي محاليل قاعدية على الرغم من خلوها من ( $OH^-$ ) وتنتج أيونات  $OH^-$  في الماء .

المدرس ⑤: مقدمة في الإسكان والقواعد الجزء ٣

⑤ نظریہ رونسٹن ولوری :

المحضر: هو المادة المأخوذة لأمور الطهيد وحبين

القائمة: هي المادة المستقلة لا يؤن، لصيد روحين



حرفی

قَاعِيَّة

GeP

مراجعة

قائمة

مراجعة

الحمض المرافق :- هو المركب الذي ينتج عنها تستقبل القاعدة ايون H.

القاعدة المرافقة :  $\text{هي المركب الذي ينتج عنها يسمح لحضد ايون } \text{H}^+$

ازواج متوافقه :- ای حادیتین تر قبطان حراً عن طریق حنج واستقبال ابونا<sup>+</sup> املوا



ماتری

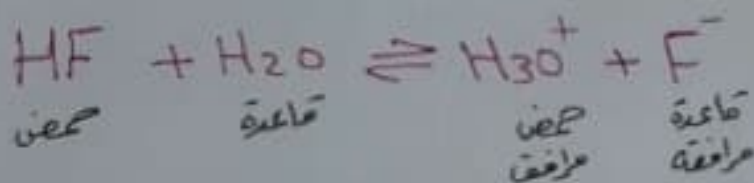
Self

مجلس

مراجعة

عائده

Ans,



مجلس

مَعَارِفُ

62

مراجعة

مَعَاذِ

مراجعة

\* مادة متروكة (احضوريه)

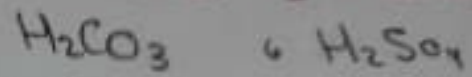
مادة مستطيج ان تتلك سلوك الاصحاب والقواعد

\* أحماض أحاديه البروتون والمعددة البروتونات :-

① أحاديي البروتون:  $\text{HCl}$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{HBr}$  .....  $\text{CH}_3\text{COOH}$   
 تحتوي  $\text{H}$  واحدة فقط

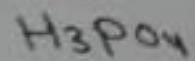
عنوي H واحد فقط

⑤ أحماض ثنائية البروتونات -



تحتوي على  $2H^+$  قابلة للتأين

⑥ أحماض ثلاثية البروتونات -

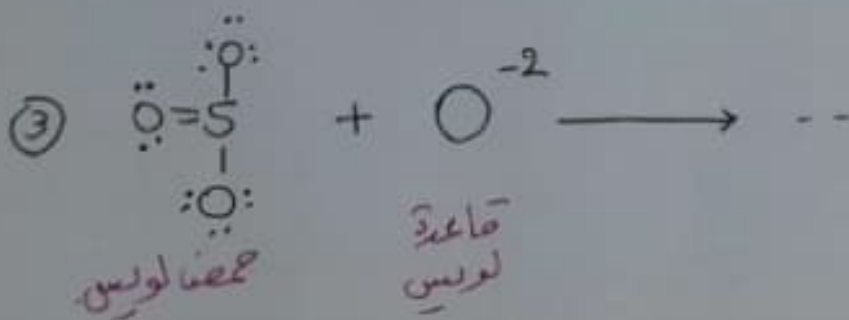
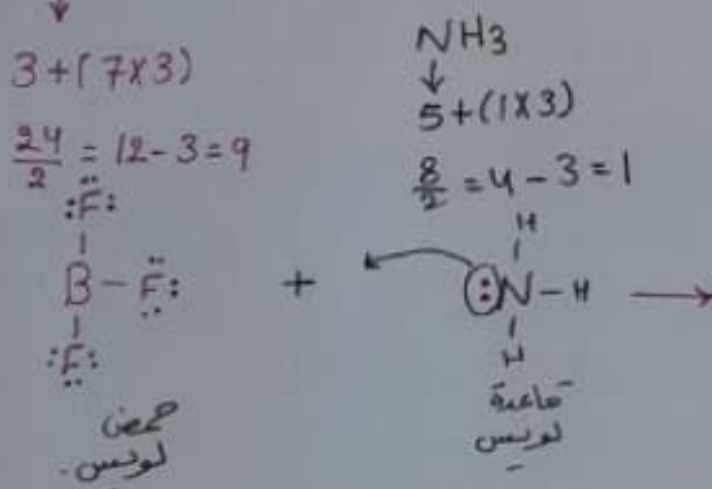
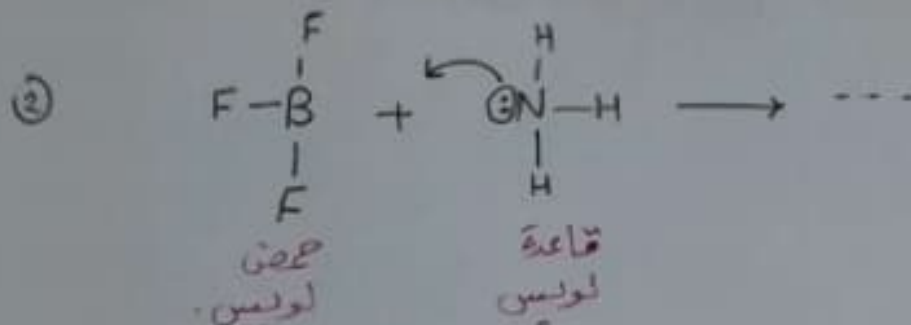
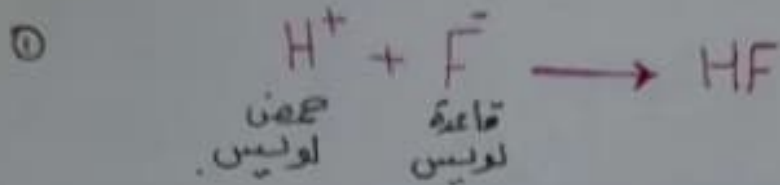


الفصل : ٢  
المدرس : - مقدمة في الاحماض والقواعد الجزء ١

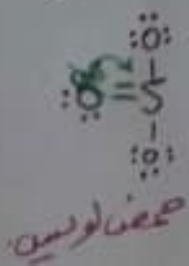
كيمياء

نظريه لويس :

المحفز : هو المادة المستقبلة لزوج من الالكترونات  
القاعدة : هي المادة المانحة لزوج من الالكترونات.

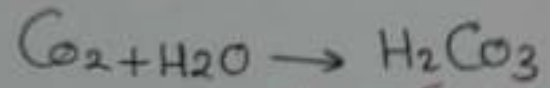


$6 \times 4 = \frac{24}{2} = 12 - 3 = 9$



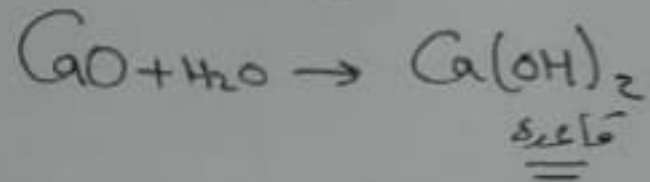
الأمهيدريدات : أكسيد تتحد مع الماء فتنتج الحمض أو قواعد .

أكسيد اللافلزات تتحد مع الماء تنتج حمض



حمض الكربونيك

أكسيد الفلزات تنتج قواعد -



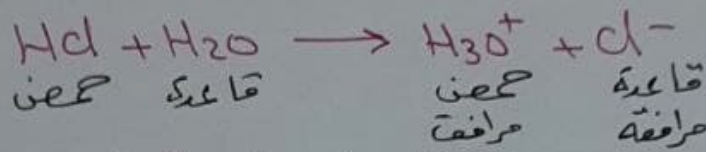
الدرس ٤ : قوة الأحماض والقواعد

الجزء ١

الأحماض القوية : هي الأحماض التي تتأين تأين تاماً و كلياً . مثال  $HCl$ الأحماض الضعيفة : هي التي تتأين جزئياً في الماء . مثال  $CH_3COOH$ 

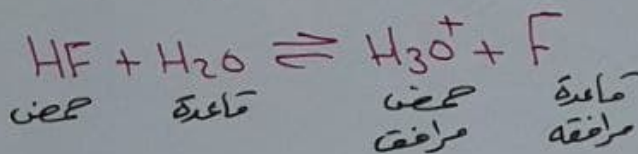
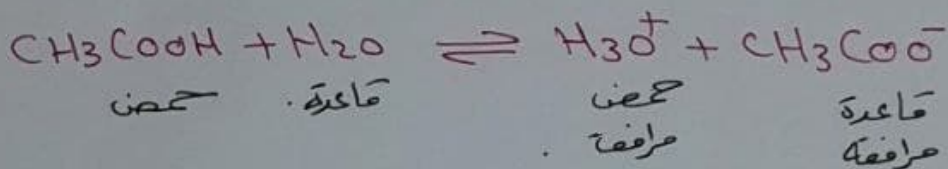
\* مهم . الأحماض القوية تمثل المعادلة بسببهم واحد .  
 الأحماض الضعيفة " " بسببهمين أي مرحلة اتزان

مثال :-

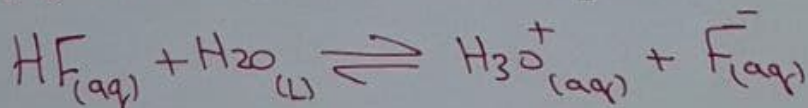


« الحمض القوي قاعدته المرافقة ضعيفة » \* مهم

مثال :-



« الحمض الضعيف قاعدته المرافقة قوية » \* مهم



$$K_{eq} = \frac{\text{تركيز النواتج}}{\text{تركيز المتفاعلات}}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][F^-]}{[HF]} = 6.3 \times 10^{-4}$$

ثابت تأين الحمض

ثابت تأين الحمض : هو قيمته ثابت الاتزان لتأين الحمض الضعيف

علاني قيم  $K_a$  قيم صغيرة مرفوعة الى أس سالب

تركيز المتفاعلات وهي الحمض الذي لم يتأين كبيرة لذلك

كبر ارقام صغرت القيمة

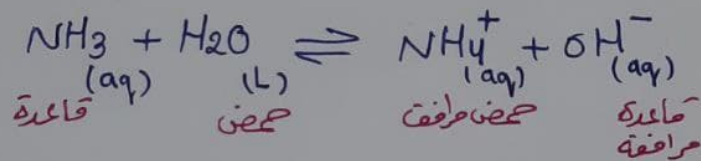
القواعد القوية: القواعد التي تتأين كلياً .

القواعد الضعيفة: القواعد التي تتأين جزئياً .

مثال على قاعدة قوية:



مثال على قاعدة ضعيفة:



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = 2.5 \times 10^{-5}$$

ثابت تأين لقاعدة

ثابت تأين لقاعدة:

قيمة تعبر عن ثابت الاتزان لتأين لقاعدة .

✗ ماذا لا يوجد ثابت تأين للقاعدة القوية ؟

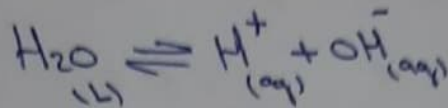
لأنها تتأين كلياً ولا يحدث لها اتزان .

كيمياء

الفصل ٣

الدروس ٣ : أيونات الهيدروجين و الرقم الهيدروجيني الجزء ١

ثابت تأين الماء :-



→ ثابت تأين الماء \* مهم

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

ثابت تأين الماء :- يعبر عن ثابت الاتزان للتأين الذاتي للماء

\* من التجارب  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$  عند درجة 298K

↓

$$1 \times 10^{-7} \text{ M}$$

$$K_w = 1 \times 10^{-7} \times 1 \times 10^{-7}$$

\* مهم حفظ

$$K_w = 1 \times 10^{-14}$$

$K_w$  وعبءاً لوتسماطيه :-

إذا زاد تركيز  $\text{H}^+$  لابد أن ينقص تركيز  $\text{OH}^-$  لبقى  $K_w$  ثابتاً لا يتغير.

\* السدب على حل الامثلة ص ١٠٩ مهم.

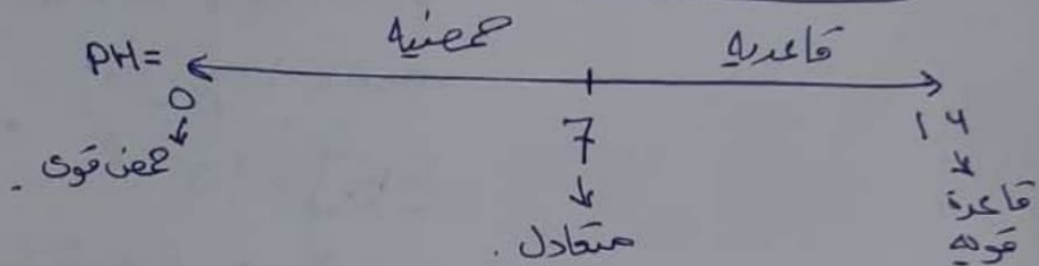
الرقم الهيدروجيني  $pH$  والرقم الهيدروكسيدي  
 يكون التراكيز  $H^+$ ،  $OH^-$  ضعيفة بأسس سالبة لذلك تبين الكيمائيون  
 طريقه أسهل للتعبير عنها "استخدم  $\log$ "

$pH$  :- الرقم الهيدروجيني

يمثل تركيز  $[H^+]$

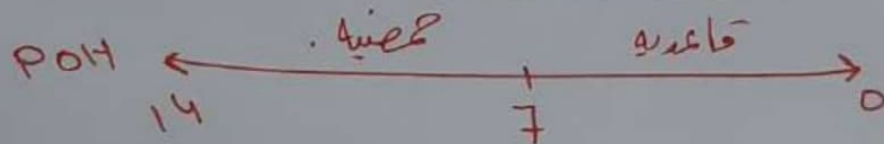
هو سالب لوغاريتم تركيز الهيدروجين

$$pH = -\log[H^+]$$



$pOH$  الرقم الهيدروكسيدي :- يمثل تركيز  $[OH^-]$

$$pOH = -\log[OH^-]$$



$$pH + pOH = 14$$

\* خاصية  $pH$  لحلول متعاد عند درجة 298K

$$pH = -\log[H^+] = -\log 1 \times 10^{-7}$$

\* خاصية  $pH$ ،  $pOH$  للحلول المتعاد  $pH = 7$ ،  $[OH^-] = 1 \times 10^{-6}$

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log 1 \times 10^{-6} \Rightarrow pOH = 6$$

$$pH + pOH = 14 \\ pH + 6 = 14 \\ pH = 14 - 6 \\ pH = 8$$

$pH = 7.40$  ما قبل  $[OH^-]$  و  $[H^+]$  في شحنة

$$pH = -\log [H^+]$$

$$7.4 = -\log [H^+]$$

$$[H^+] = 10^{-pH}$$

$$= 10^{-7.4}$$

$$[H^+] = 4 \times 10^{-8} M$$

$$[OH^-] = 10^{-pOH}$$

$$pH + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - 7.4 = 6.6$$

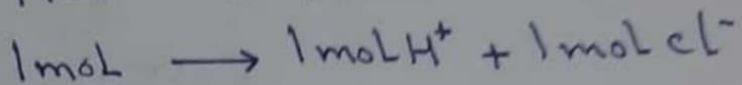
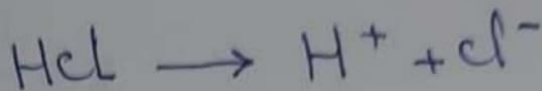
$$-pOH = \log [OH^-]$$

$$[OH^-] = 10^{-6.6}$$

$$[OH^-] = 2.5 \times 10^{-7} M$$

المولارية و الرقم الهيدروجيني PH للمحاض القوية ؟

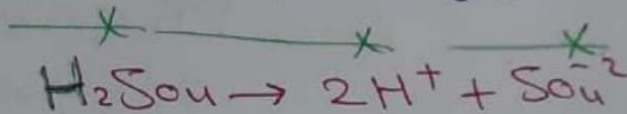
$$M = \frac{n}{V_L} \rightarrow \text{المولارية}$$



$$0.1 M \rightarrow \boxed{0.1 M} ?$$

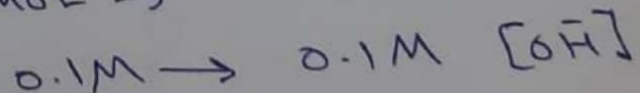
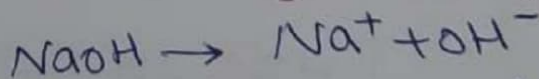
تركيز المحض احادي لبروتون = تركيز ايون الهيدروجين \* ١٨٨

$$pH = -\log [H^+]$$

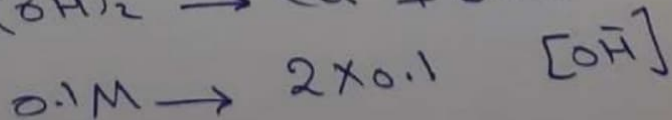
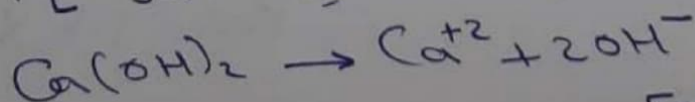


$$\text{تركيز} \rightarrow 0.1 M \rightarrow 2 \times 0.1 = [H^+] \rightarrow (0.2) M$$

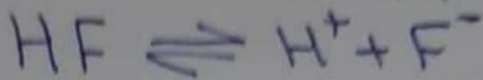
المولارية و الرقم الهيدروجيني PH للقواعد القوية



تركيز القاعدة احادية الهيدروكسيد = تركيز  $[OH^-]$



حساب  $K_a$  من الرقم الهيدروجيني  $pH$   
 عند مزج حمض ضعيف في طار يتأين تأين جزئياً .



$$K_a = \frac{[H^+][F^-]}{[HF]}$$

مهم \* ①  $[F^-] = [H^+]$  تركيز

\* ②  $[HF] = \text{التركيز المتبقي}$   
 الحمض الأصلي

بحسب  $[H^+]$  من  $pH = 2.38$  وتركيز الحمض  $HF = 0.1M$

$$pH = 2.38$$

$$pH = -\log [H^+]$$

$$[H^+] = 10^{-pH}$$

$$[H^+] = 10^{-2.38}$$

$$[F^-] = [H^+] = 4.2 \times 10^{-3} M$$

الحمض المتبقي = تركيز الحمض الأصلي -  $[H^+]$

$$[HF] = 0.1 - 4.2 \times 10^{-3} = 0.096 M$$

$$K_a = \frac{4.2 \times 10^{-3} \times 4.2 \times 10^{-3}}{0.096}$$

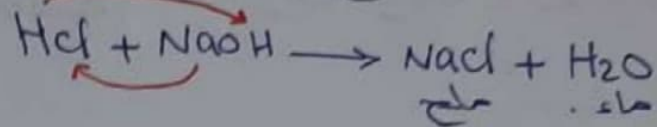
$$K_a = 1.8 \times 10^{-4}$$

الفصل ٣ :  
الدرس ٤ : - التبادل الجزئي

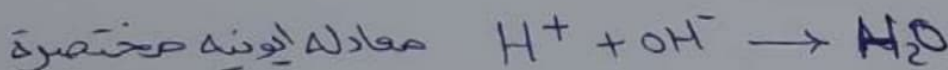
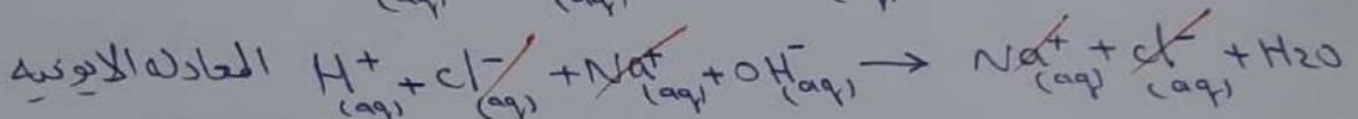
كيمياء ٤

التبادل :- هو تفاعل الحمض مع القاعدة ينتج ملح وماء

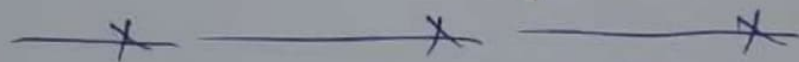
ماء + ملح  $\rightarrow$  قاعدة + حمض



الملح :- مركب أيوني يتكون من أيون موجب من القاعدة وإيون سالب من الحمض



أيونات متفرجة ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Na}^+$ )

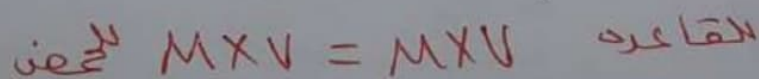


(تحليل على التبادل) (معايرة الأحماض والقواعد)

المعايرة :- طريقة لتحديد تركيز محلول ما

كيف ؟ بتفاعل حجم معلوم منه مع محلول تركيزه معلوم

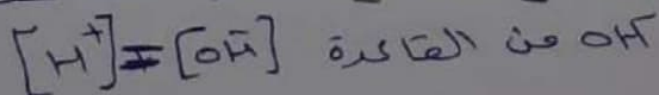
نقطة نهاية المعايرة :- هي النقطة التي يتغير عندها لون الكاشف



$$\frac{0.1 \times 10}{20} = \frac{M \times 20}{20}$$

$$M = 0.05 \text{ M}$$

نقطة التكافؤ :- هي نقطة يتساوى عندها عدد مولات  $\text{H}^+$  مع عدد مولات



لم تتوقف قيمه  $pH$  عند مفاتيح الطائفة ؟

المفروض  $pH=7$

لكن وجدنا انها  $p \neq 7$  دائماً لماذا ؟

سبب للاح المتكون (وتجيد) ونعرف عليها في حصه لقادحة

(الكواشف) :

احياء كيميائية التي تتأثر الوافها بالمحاليل لخصه ولقاعده

\*  $pH$  مقياس قياسي (محض صغيف + قاعده قويه)

\* ازرق برعمو تسمول مناسب عند مفاتيح محض قويه بقاعده قويه

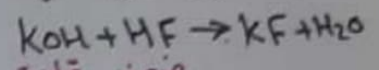
تحمية الاملاح: تفاعل الملح لينتج مع الماء.

تحمية الاملاح

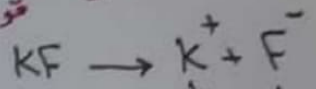
①

$\text{PH} > 7$

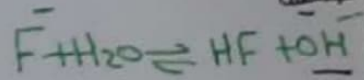
املاح تنتج كالحل قاعدية



ضعيف قاعدية قوي



قوي قاعدية  
 ضعيف حمضي



تغطي محلول قاعدية

$\text{PH} > 7$

(مسائل تدريجية)

نترات الازوت  $\text{NH}_4\text{NO}_3$



قاعدة ضعيفة



كوسط حمضي  $\text{PH} < 7$

— X — X — X

(المحاليل المنظمة)

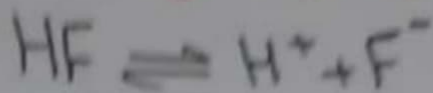
محاليل تقاوم التغيرات في قيم  $\text{PH}$  عند اضافة حمض او قاعدة.

مثال (دم الانسان)  $\text{PH} = 7.1 - 7.7$

(العصارة المعدية)  $\text{PH} = 1.6 - 1.8$

كيف تعمل المحاليل المنظمة

• عند إضافة حمض مع قاعدة المرافقة  
أو قلوي مع حمض مع قاعدة المرافقة



① عند إضافة P

يزيد  $\text{H}^+$  مما يجعل الاتزان يفتتح إلى تكوين HF



pH يتغير قليلاً جداً لأنه محافظ على قيمته

② عند إضافة قاعدة



$\text{OH}^-$  يتفاعل مع  $\text{H}^+$  فيفتتح الاتزان إلى إنتاج

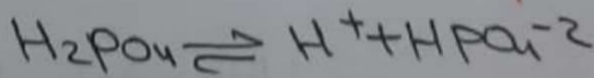
pH يتغير قليلاً جداً

• سعة المحلول المنظم

\* كمية الحمض أو القاعدة التي سيحلح المحلول لمنظم استيعابها

اختيار المحلول المنظم

\* المحلول المنظم الأكثر فاعلية عند تساوي تركيز الحمض مع قاعدته طرفه



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4]}$$

$$K_a = [\text{H}^+] = 6.2 \times 10^{-8}$$

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