((الكيمياء العامة))

((٢ / تفاعلات التعادل))

اعداد ٠ ٢٠ إنعام سالم

وهو تفاعل كاتيون الهيدرونيوم (كاتيون الهيدروجين) من الحامض مع أيون الهيدروكسيد من القاعدة لتكوين الماء والملح ٠

ملح الطعام كلوريد الصوديوم	(ماء)	(99) قاعدة هيدروكسيد الصوديوم	+	(99) حامض كبريتيد الهيدروجين

ملاحظة نلاحظ المواد المتفاعلة والمواد الناتجة من التفاعل في المعادلة اعلاه وهي تفاعل حامض قوي مع قاعدة قوية انت المعادلة متوازنة ولا تحتاج لأي اضافة وهذه نقطة مهمة جداً في تفاعلات التعادل ٠

يمتاز التفاعل بين الاحماض والقواعد بما يلي:

1. يكون التفاعل طارداً للحرارة.
2. يكون التفاعل تاماً أي عند مزج كميات متكافئة من الحمض والقاعدة يحدث استهلاك لكل ايونات الهيدرونيوم H_3O^+ والايونات للهيدروكسيد OH^- كلياً.
3. يكون المحلول المائي الناتج متعادلاً ($PH=7$) عند تفاعل حمض قوي مع قاعدة قوية تماماً.
4. يكون المحلول المائي الناتج حمضياً ($PH<7$) أي عند تفاعل حمض قوي مع قاعدة ضعيفة تماماً.
5. يكون المحلول المائي الناتج قاعدياً ($PH>7$) أي عند تفاعل حمض ضعيف مع قاعدة قوية تماماً.

يقصد بالتفاعل الطارد للحرارة:

هي عندما يضيف القاعدة على الحامض او العكس في البوبة الحاجية فإن التفاعل سوف يبعث حرارة اي الانبوبة تصبح حارة.

يقصد بالتفاعل التام:

هي عند مزج مولات متكافئة من القاعدة أي OH^- مع مولات متكافئة من الحمض أي H^+ فجميع الايونات + و - سوف تستهلك.

"الكيمياء العامة"

"٢/ تفاعلات التعادل"

"اعداد: ٢ إنعام سالم عبدالله"

المحلول القياسي Standared Solution

وهو المحلول المعلوم تركيزه بدقة.

المعايرة Calibration (CAL)

وهي عبارة عن عملية كيميائية مخبرية يتم من خلالها معرفة حجم المحلول القياسي (حمض/قاعدة) ليتفاعل تماماً مع المادة (حمض/قاعدة) التي يراد معرفة تركيزها.

لنفرض لدينا سحاحة مملوءة بمادة قاعدية اسمها NaoH ومعلومة التركيز ولكن حجمها مجهول نريدان نسحح هذه القاعدة المعلومة التركيز ضد حامض مجهول التركيز لكن حجمه معلوم وليكن (10ml) وباستخدام دليل (Ph-Ph). وهو عبارة عن دليل كيميائي يستخدم لمعرفة نقطة النهاية او نقطة الاكافؤ لعدد المولات لـ OH^- مع عدد مولات H^+ والتي مداها يكون قريب من مدى الدليل.

«الكيمياء العامة»

«٢/ تفاعلات التعادل»

«اعداد/ م. إنعام سالم عبدالله»

قوانين مهمة

المولارية

$$M = \frac{n}{V}$$

n ← عدد مولات

V ← الحجم

أو

$$C = \frac{n}{V}$$

n ← عدد المولات

V ← الحجم

C ← Concentration التركيز

$$n = C \times V$$

قانون عدد المولات

« الكيمياء العامة »

« تفاعلات التعادل »

« اعداد : م. إنعام سالم عبدالله »

$$\boxed{1}\,Ca(OH)_2 + \boxed{2}\,HCl \longrightarrow 2\,H_2O + CaCl_2$$

$$\rightarrow \frac{n_{Ca(OH)_2}}{1} = \frac{n_{HCl}}{2}$$

عدد المولات ونعوضي عن n بـ $C \times V$

$$\frac{C\ V_{(Ca(OH)_2}}{1} = \frac{C\ V\ (HCl)}{2}$$

« الكيمياء العامة »

« تفاعلات التعادل »

« اعداد م. انعام سالم »

نقطة التكافؤ

وهي نقطة انتهاء المعايرة التي يمكن تحديدها عند تغير لون الدليل ونكون قد وصلنا الى نقطة التكافؤ.

(Equivilence Point). وهنا يساوي عدد مولات كاتيونات هيدرونيوم الحمض مع عدد مولات آنيونات هيدروكسيد القاعدة.

$$aA + bB \longrightarrow cC + dH_2O$$

حمض + قاعدة ⟶ الملح + الماء

عدد مولات H_3O^+ من الحمض = عدد مولات OH^- من القاعدة.

ويرمز لها بـ:

$$\frac{n_a}{a} = \frac{n_b}{b}$$

$$C_a V_a = C_b V_b$$

«الكيمياء العامة»

«تفاعلات التحادل»

«اعداد:- م/ بسام سالم»

$$aA + bB \longrightarrow cC + dH_2O$$

ثابت

$$\frac{\text{حجم الحمض} \times \text{تركيز الحمض}}{\text{معامل الحمض}} = \frac{\text{حجم القاعدة} \times \text{تركيز القاعدة}}{\text{معامل القاعدة}}$$

$$\frac{C_a \times V_a}{a} = \frac{C_b \times V_b}{b}$$

- C_a: وحدته Mole/L
- V_a: الحجم mL أو L
- a: معامل الحمض في المعادلة الموزونة
- C_b: وحدته Mole/L
- V_b: الحجم mL أو L
- b: معامل القاعدة في المعادلة الموزونة

$$\frac{C_a \times V_a}{a} = \frac{n_b}{b}$$

n_b: عدد المولات بوحدة Mole/L

يجب أن يقاس الحجم بوحدة اللتر (L)

«الكيمياء العامة»

«السحاحة»

«انعام سالم عبدالله»

Burette

السحاحة: وهي عبارة انبوبة زجاجية مفتوحة الطرفين مدرجة من أعلى إلى أسفل وسعة السحاحة المستخدمة 25 ml وتنتهي السحاحة بصنبور في تسحيح الحامض بصورة قطرات.

الماصة: Pipete وهي عبارة عن انبوبة زجاجية مدرجة من أعلى الى اسفل ويختلف حجمها حسب طبيعة العمل

دورق زجاجي: Conical flask

دورق زجاجي سعة 250ml يستخدم لوضع المادة المراد قياس تركيزها ولكن حجمها معلوم.

القمع :- Funnle

وهو عبارة عن اداة زجاجية تستخدم لسكب المادة من خلاله الى السحاحة ويكون باحجام وقياسات مختلفة .

الدليل :- Indicater

هو عبارة عن مادة كيميائية تستخدم لمعرفة نقطة انتهاء التفاعل بين الحامض والقاعدة حيث عندما تتساوى او تقارب عدد المولات الكاتيون H_3O^+ الحامض مع الانيون OH^- القاعدة ويصبح مداها يفتت مرئي الدليل .

انواع الادلة

- M.O
  - حامضي
    - اصفر
      - يتحول الاحمر متعادل
  - قاعدي
    - عديم اللون
- Ph-Ph
  - Coloerless حامضي
  - Pink قاعدي

الكيمياء العامة ١

م/ معايرة التعادل

د. انعام سالم عبد الله

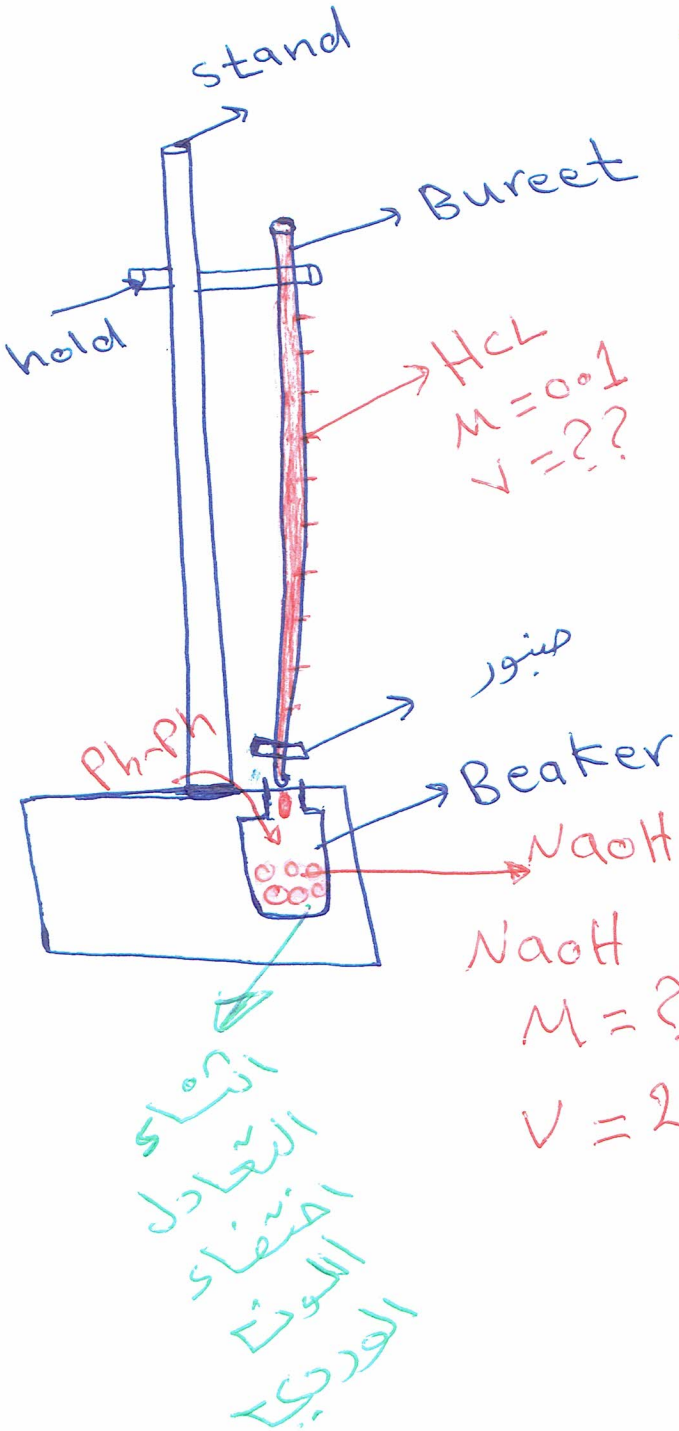
تعيين تركيز محلول هيدروكسيد الصوديوم مع محلول قياسي من كبريتيد الهيدروجين :-

المعادلات العامة للتفاعل :-

$$HCL + NaOH \rightarrow H_2O + NaCl$$

ماء + ملح

1 mole : 1 mole



الأدوات المستخدمة :-

1. ورق مخروطي .
2. ماصة .
3. سحاحة .
4. محلول NaOH محضر سابقاً .
5. ماء .
6. حامض HCL القياسي .
7. بيكر .
8. دليل Ph-Ph .

طريقة العمل

① ننقل بواسطة الماصة النظيفة والجافة (20ml) من محلول NaOH الى الدورق المخروطي.

نكتب ذلك في دفتر الملاحظات.

② تنظيف قطرتان من دليل Ph-Ph الى الدورق المخروطي الحاوي على (20ml) من محلول NaOH مجهول التركيز.

نكتب في دفتر الملاحظات لون المحلول (Pink)

③ نستعمل ممص نظيف وجاف لملئ السحاحة ايضاً النظيفة والجافة بمحلول حمض HCl ذات التركيز المعلوم (0.1M).

تأكد من خلو السحاحة من الفقاعات الهوائية.

④ ضع ورقة بيضاء اللون أسفل الدورق المخروطي الحاوي على NaOH مجهول التركيز ثم أضف ببطئ من السحاحة حامض HCl القياسي معلوم التركيز الى الدورق المخروطي رج مع التحريك الدورق المخروطي بلطف واستمرار.

⑤ إستمر بعملية المعايرة أو السحب حتى الوصول الى نقطة التكافؤ أو التعادل مع الدليل حيث اضافة قطرة أو نصف القطرة الى اختفاء اللون الوردي للمحلول

«أكتب ذلك في دفتر ملاحظاتك»

حجم الحمض HCl النازل من السحاحة وبالفرن

6.2mL

⑥ احسب تركيز NaOH حسب المعادلة.

$$1\,HCl + 1\,NaOH \longrightarrow H_2O + NaCl$$

1 mole : 1 mole

$$\frac{C_a V_a}{a} \quad \frac{C_b V_b}{b}$$

(الحجم النازل من السحاحة)

$$\frac{0.1 \times 6.2}{1} = \frac{C_b \times 20}{1}$$

$$C_b = \frac{0.1 \times 6.2 \times 1}{20 \times 1} \Rightarrow \square$$ mole/L (M)