تم تحميل هذا الملف من موقع المناهج الإماراتية

ملخص وحدة الأحماض والقواعد بخط اليد

تاريخ إضافة الملف على موقع المناهج: 2025-01-25 18:52:52

المزيد من مادة كيمياء:	ملفات ا كتب للمعلم ا كتب للطالب ا اختبارات الكترونية ا اختبارات ا حلول ا عروض بوربوينت ا أوراق عمل منهج انجليزي ا ملخصات وتقارير ا مذكرات وبنوك ا الامتحان النهائي ا للمدرس
	إعداد: حصة

التواصل الاجتماعي بحسب الصف الثاني عشر المتقدم

صفحة المناهج الإماراتية على فيسبوك					
المواد على تلغرام	التربية الاسلامية	اللغة العربية	اللغة الانجليزية	الرياضيات	

المزيد من الملفات بحسب الصف الثاني عشر المتقدم والمادة كيمياء في الفصل الثاني

1	الأجزاء المحذوفة من المنهج الفصل الثاني
2	أوراق عمل القسم الأول Reduction and Oxidation الأكسدة والاختزال
3	أوراق عمل الدرس الأول Introduction to acids and bases مقدمة الأحماض والقواعد
4	شرح وحدة الأحماض والقواعد ووحدة الأكسدة والإختزال
5	أوراق عمل الوحدة الرابعة الأحماض والقواعد

كيمياء ٤

الفصل ٣

الدرس ١:- مقدمة في الاحماض والقواعد الجزء ١

خواص الاحماض والقواعد

الخواص الفيزيائية

	الحمض	القاعدة
الطعم ←	لاذع	مر وملمسها زلق
توصيل الكهرباء ←	توصل	توصل

علل:-
الاحماض والقواعد توصل التيار الكهربائي لانها تتأين.

الخواص الكيميائية

① التفاعلات مع ورقة تباع الشمس
الحمض ← يحول الازرق الى الاحمر
القاعدة ← يحول الاحمر الى الازرق

② التفاعلات مع الفلزات وكربونات الفلزات

الاحماض + الفلز ← غاز H_2

$$Zn + 2HCl \rightarrow H_2 + ZnCl_2$$

$$NaHCO_3 + CH_3COOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O + CO_2$$

(ايونات الهيدروينيوم و الهيدروكسيد)

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$ تأين ذاتي.

* إذا زاد تركيز $[H^+]$ اصبح المحلول حمضي.
* إذا زاد تركيز $[OH^-]$ اصبح المحلول قاعدي

المحلول الحمضي :- يحتوي على ايونات H^+ اكثر من OH^-
المحلول القاعدي :- يحتوي على OH^- اكثر من H^+
المحلول المتعادل :- يحتوي على تركيزين متساويين من $[H^+] = [OH^-]$.

$[H_3O^+]$ ايون الهيدروينيوم :-
هو ايون هيدروجين مرتبط مع جزيء ماء برابطة تساهمية.

Almanahj.com/ae 2025 المناهج الإماراتية

كيمياء ٤ — الجزء ٤

الدرس ١ :- مقدمة في الاحماض والقواعد .

نظريات تفسر وتعرف الاحماض والقواعد .

① نظريه ارهينوس
② نظريه برونستد - لوري
③ نظريه لويس

نظريه ارهينوس :-

* اول شخص يضع تعريف للاحماض والقواعد .
* حصل على جائزة نوبل في الكيمياء .

الحمض :- مادة تحتوي على الهيدروجين وتتأين في المحاليل المائيه منتجه H^+ .

القاعدة :- مادة تحتوي على الهيدروكسيد وتتأين

معلومه مهمه

(H^+ ، H_3O^+ ، H^+)

ايون هيدروجين ، هيدرونيوم ، بروتون .

H_2 يحتوي على بروتون والكترون. ← تتأين ← H^+ تحتوي على بروتون فقط لذلك نقول بروتون

مثال لحمض ارهينوس :-

$$HCl_{(g)} \longrightarrow H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

$$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

مثال لقاعدة ارهينوس :-

$$NaOH_{(s)} \longrightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

سلبيات نظريه ارهينوس :-

① لاتفسر قاعديه الامونيا NH_3 وكربونات الصوديوم Na_2CO_3 ($NaCO_3$ ، NH_3) تعطي محاليل قاعديه على الرغم من خلوها من (OH) وتنتج ايونات OH^- في الماء .

كيمياء ٤

الفصل ٢

الدرس ١ : مقدمة في الاحماض والقواعد الجزء ١ .

⊙ نظريه برونستد ولوري :

الحمض : هو المادة المانحه لايون الهيدروجين

القاعدة : هي المادة المستقبله لايون الهيدروجين

$$\underset{\text{حمض}}{HX} + \underset{\text{قاعدة}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\substack{\text{حمض}\\\text{مرافق}}}{H_3O^+} + \underset{\substack{\text{قاعدة}\\\text{مرافقة}}}{X^-}$$

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

القاعدة المرافقه : هي المركب الذي ينتج عندما يمنح الحمض ايون H^+

ازواج مترافقه :- اي مادتين ترتبطان معاً عن طريق منح واستقبال ايون H^+ وهم

$$\underset{\text{قاعدة}}{NH_3} + \underset{\text{حمض}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\substack{\text{حمض}\\\text{مرافق}}}{NH_4^+} + \underset{\substack{\text{قاعدة}\\\text{مرافقة}}}{OH^-}$$

$$\underset{\text{حمض}}{HF} + \underset{\text{قاعدة}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\substack{\text{حمض}\\\text{مرافق}}}{H_3O^+} + \underset{\substack{\text{قاعدة}\\\text{مرافقة}}}{F^-}$$

* مادة مترددة (امفوتيريه)

مادة تستطيع ان تسلك سلوك الاحماض والقواعد .

* احماض احاديه البروتون و المتعددة البروتونات :-

① احاديه البروتون : HCl ، HF ، HBr ---- CH_3COOH

تحتوي H واحد فقط

③ احماض ثنائيه البروتون :-

H_2CO_3 ، H_2SO_4

تحتوي على $2H^+$ قابله للتأين .

④ احماض ثلاثيه البروتون :-

H_3PO_4

$$H_3PO_4 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + H_2SO_4^-$$

$$H_2PO_4^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HPO_4^{=}$$

$$HPO_4^{=} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + PO_4^{\equiv}$$

الفصل ٢

الدرس ١ :- مقدمة في الاحماض والقواعد الجزء ٤

كيمياء ٣

نظرية لويس :

الحمض :- هو المادة المستقبلة لزوج من الالكترونات .

القاعدة :- هي المادة المانحة لزوج من الالكترونات .

① $H^+ + F^- \longrightarrow HF$

حمض لويس . — قاعدة لويس

② $F_3B + :NH_3 \longrightarrow \cdots$

حمض لويس . — قاعدة لويس

$3+(7\times3)$

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

NH_3

$5+(1\times3)$

$\frac{8}{2} = 4-3=1$

حمض لويس . — قاعدة لويس

③ $SO_3 + O^{-2} \longrightarrow \cdots$

حمض لويس — قاعدة لويس

$6\times4 = \frac{24}{2} = 12-3=9$

حمض لويس .

Alnahj.com/ae 2023 2024 منهج الفجر

الانهيدريدات : اكاسيد تتحد مع الماء فتنتج احماض او قواعد .

اكاسيد اللافلزات تتحد مع الماء تنتج حمض

$$CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$$

حمض الكربونيك

اكاسيد الفلزات تنتج قواعد -

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$

قاعدة

Almanahj.com 2025 2024 موقع المناهج الإماراتية

كيمياء ٤ الفصل ٤

الدرس ٤ : قوة الاحماض والقواعد الجزء ١

الاحماض القويه : هي الاحماض التي تتأين تأين تاماً وكلياً . مثال HCl

الاحماض الضعيفه : هي التي تتأين جزئياً في الماء مثال CH_3COOH

* مهم . الاحماض القويه تمثل المعادله بسهم واحد .
الاحماض الضعيفه " " بسهمين اي مرحلة اتزان .

مثال :

$$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

حمض قاعدة — قاعدة حمض
مرافقة مرافقة

* مهم "الحمض القوي قاعدته المرافقه ضعيفه"

مثال :

$$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CH_3COO^-$$

حمض قاعدة — حمض قاعدة
مرافقة مرافقة

$$HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$$

$$HF + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + F^-$$

حمض قاعدة — حمض قاعدة
مرافقة مرافقة

* مهم . "الحمض الضعيف قاعدته المرافقه قويه"

$$HF_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + F^-_{(aq)}$$

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

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

ثابت تأين الحمض : هو قيمه ثابت الاتزان لتأين الحمض الضعيف .

علاقة قيم K_a قيم صغيرة مرفوعه الى أس سالب .

تركيز المتفاعلات وهي الحمض الذي لم يتأين كبيرة لذلك كلما كبر المقام صغرت القيمه .

الفصل (٣)

كيمياء ٤ الدرس: قوة الاحماض والقواعد الجزء ٢

القواعد القويه: القواعد التي تتأين كلياً .

القواعد الضعيفه: القواعد التي تتأين جزئياً .

مثال على قاعدة قويه :

$$NaOH_{(s)} \longrightarrow Na^{+}_{(aq)} + OH^{-}_{(aq)}$$

مثال على قاعدة ضعيفة :

$$\underset{\text{قاعدة}}{NH_3{}_{(aq)}} + \underset{\text{حمض}}{H_2O_{(L)}} \rightleftharpoons \underset{\text{حمض مرافق}}{NH_4^{+}{}_{(aq)}} + \underset{\text{قاعدة مرافقة}}{OH^{-}_{(aq)}}$$

ثابت تأين القاعدة $K_b = \dfrac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = 2.5 \times 10^{-5}$.

ثابت تأين القاعدة :

قيمة تعبر عن ثابت الاتزان لتأين القاعدة .

* لماذا لايوجد ثابت تأين للقاعدة القويه ؟

لانها تتأين كلياً ولايحدث لها اتزان .

كيمياء ٤

الفصل ٣:

الدرس ٣: أيونات الهيدروجين والرقم الهيدروجيني الجزء ١

ثابت تأين الماء :-

$$H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

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

ثابت تأين الماء * مهم ← ثابت تأين الماء * مهم

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

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

$$\Downarrow$$

$$1\times10^{-7}\ M$$

$$K_w = 1\times10^{-7}\times1\times10^{-7}$$

$$K_w = 1\times10^{-14}$$ * مهم حفظ

K_w ومبدأ لوتشاتليه :-

اذا زاد تركيز H^+ لابد ان ينقص تركيز OH^- لتبقى K_w ثابته لاتتغير.

* التدرب على حل الامثلة ص ١٠٩ مهم.

الفصل ٣

كيمياء ٤ الدرس ٣: أيونات الهيدروجين والرقم الهيدروجيني (الجزء ١)

الرقم الهيدروجيني pH والرقم الهيدروكسيدي

يكون التراكيز H^+، OH^- مصغرة بأسس سالبة لذلك تسمى الكيميائيون.

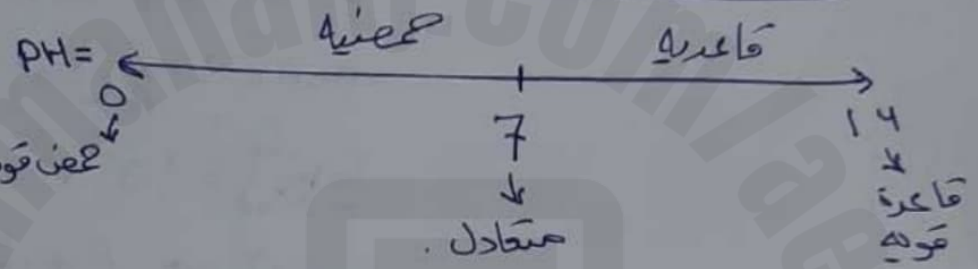
طريقة أسهل للتعبير عنها: استخدم log ١١

pH :- الرقم الهيدروجيني.

يمثل تركيز $[H^+]$

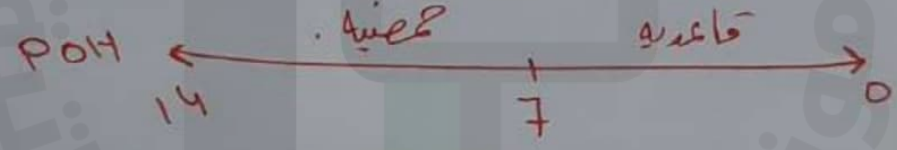
هو سالب لوغاريتم تركيز الهيدروجين.

مهم * $pH = -\log[H^+]$



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

مهم * $pOH = -\log[OH^-]$



مهم * $pH + pOH = 14$

* ماهية pH لمحلول متعادل عند درجة 298K

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

$= -\log 1\times10^{-7}$

$pH = 7$

* ماهية pH، pOH للمحلول التالي $[OH^-] = 1\times10^{-6}$

$pOH = -\log[OH]$

$= -\log 1\times10^{-6}$

$pOH = 6$

$\Rightarrow$

$pH + pOH = 14$

$pH + 6 = 14$

$pH = 14 - 6$

$pH = 8$

PH= 7.40 في دم شخص ما، احسب $[H^+]$ ، $[OH^-]$

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

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

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

$$= 10^{-7.4}$$

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

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

$$PH + POH = 14$$

$$POH = 14 - 7.4 = 6.6$$

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

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

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

المولارية وأرقام الهيدروجيني PH الأحماض القوية ؟.

المولارية ← $M = \frac{n}{VL}$.

$HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$

$1molL \longrightarrow 1molH^+ + 1molCl^-$

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

تركيز الحمض احادي البروتون = تركيز ايون الهيدروجين ← $[H]$.

$pH = -\log [H]$

$H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{-2}$

$1molL \rightarrow 2molH^+$

تركيز الحمض $0.1M \rightarrow 2 \times 0.1 = [H^+]$

$\rightarrow (0.2)M$

المولارية وأرقام الهيدروجيني PH للقواعد القوية .

$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$

$1molL \rightarrow 1mol[OH]$

$0.1M \rightarrow 0.1M \ [OH]$

تركيز القاعدة احادية الهيدروكسيد = تركيز $[OH]$.

$Ca(OH)_2 \rightarrow Ca^{+2} + 2OH^-$

$0.1M \rightarrow 2 \times 0.1 \ [OH]$

حساب Ka من الرقم الهيدروجيني PH
عند مزج حمض ضعيف في الماء يتأين تأين جزئياً.

$$HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$$

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

* ① من المول تركيز $[F^-] = [H^+]$

* ② $[HF]$ = التركيز الابتدائي للحمض الأصلي $- [H^+]$

يحسب $[H^+]$ 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 $- [H^+]$

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

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

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

كيمياء ٤

الفصل ٣:
الدرس ٤:- التعادل الجزء ١

التعادل:- هو تفاعل الحمض مع القاعدة ينتج ملح وماء

حمض + قاعدة ⟶ ملح + ماء

$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$
(ملح) (ماء)

$Mg(OH)_2 + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + 2H_2O$

الملح:- مركب ايوني يتكون من ايون موجب من القاعده وايون سالب من الحمض.

$HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \longrightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$

المعادله الايونيه $H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \longrightarrow Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} + H_2O$

معادله ايونيه مختصرة $H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$

ايونات متفرجه (Cl^- ، Na^+)

(تحليل على التعادل) (معايرة الاحماض والقواعد)

المعايرة:- طريقه لتحديد تركيز محلول ما.

كيف؟؟ بتفاعل حجم معلوم منه مع محلول تركيزه معلوم.

نقطه نهايه المعايرة:- هي النقطه التي يتغير عندها لون الكاشف.

القاعده $M_A V_A = M_B V_B$ للحمض

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

$$M = 0.05\ M$$

نقطه التكافؤ:- هي نقطه يتساوى عندها عدد مولات H^+ مع عدد مولات OH^- من القاعدة $[H^+] = [OH^-]$

كم تتوقعين قيمة PH عند نهاية المعايرة ؟.

المفروض PH=7

لكن وجدنا انها $pH \neq 7$ دائماً لماذا ؟ .

بسبب الملح المتكون (وتحيد) وتتعرف عليها في الحصة القادمة .

(الكواشف) :

اصباغ كيميائية التي تتأثر الوانها بالمحاليل الحمضية والقاعدية

* phph فينول فثالين (حمض ضعيف + قاعدة قوية)

* ازرق بروموثيمول مناسب عند نهاية حمض قوي بقاعدة قوية

كيمياء ٤

الفصل: ٣

الدرس: ٤ التعادل الجزء ٤

تتميه الاملاح :- تفاعل الملح الناتج مع الماء .

تتميه الإملاح .

① PH > 7

املاح تنتج محاليل قاعديه

$KOH + HF \rightarrow KF + H_2O$

قاعدة قوية — حمض ضعيف

$KF \rightarrow K^+ + F^-$

K^+ ← قاعدة قوية

F^- ← حمض ضعيف

$F^- + H_2O \rightleftharpoons HF + OH^-$

تعطي محلول قاعدي

PH 7 7

PH < 7

$HCl + NH_3 \rightarrow NH_4Cl$

حمض قوي — قاعدة ضعيفه

$NH_4Cl \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$

$NH_4 + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$

تعطي محلول حمضي .

PH < 7

P = 7

متعادله .

$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$

لايتفاعلان مع الماء لان مصدرها من حمض قوي وقاعدة قويه .

(مسائل تدريبيه)

نترات الامونيوم NH_4NO_3

NH_4^+ ، NO_3^-

NH_4OH ، HNO_3

قاعدة ضعيفه .

$NH_4 + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$

وسط حمضي PH < 7

(المحاليل المنظمه)

محاليل تقاوم التغيرات في قيم PH عند إضافة حمض او قاعدة .

مثال (دم الانسان) PH = 7.1 − 7.7

(العصارة المعدية) PH = 1.6 − 1.8

كيف تعمل المحاليل المنظمة

أنواعها:
- حمض ضعيف مع قاعدته المرافقة
- قاعدة ضعيفة مع حمضها المرافق

$$HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$$

① عند إضافة حمض:
يزيد H^+ مما يجعل الاتزان ينزاح الى تكوين HF

$$HF \leftarrow H^+ + F^-$$

pH تغير طفيف جداً كأنه محافظ على قيمته

② عند إضافة قاعدة:

$$HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$$

OH^- يتفاعل مع H^+ فينزاح لتفاعل الى اليمين
pH يتغير تغير طفيف

- سعة المحلول المنظم:
* كمية الحمض او القاعدة التي ستضيف لمحلول المنظم استيعابها.

اختيار المحلول المنظم:
* المحلول المنظم الاكثر فاعليه عند تساوي تركيز الحمض مع قاعدته المرافقه

$$H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{-2}$$

$$K_a = \frac{[H^+]\,[HPO_4^{-2}]}{[H_2PO_4^-]}$$

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

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