الكتاب الأول | التطورات الـرتـيبة

الوحدة 04 | تطور جملة كيميائية نحو حـالة التوازن

الدرس الأول

GUEZOURI Aek – lycée Maraval - Oran

6 / 01 / 2014

ما يجب أن أعرفه حتى أقول : إني استوعبت هذا الدرس

1 – يجب أن اعرف أن الحموض والأسس التي أدرسها في هذه الوحدة هي حموض وأسس برونشتد .

2 – يجب أن أعرف أن قوة الحمض وقوّة الأســاس تتعلق بخواص الروابط في جزيئه ، ولا علاقة لها بالتركيز .

3 – يجب أن أعرف أن الأسس الهيدروكسيدية هي أسس برونشتد في المحاليل المائية .

4 – يجب أن أعرف أن العلاقة $pH = -log\left[H_3O^+\right]$ تطبيقها محصور على المحـاليل المائية الممدّدة .

5 – يجب أن أفرّق بين التقدم النهـائي والتقدّم الأعظمي لتحوّل كيميائي ، وأن النسبة بينهما (نسبة التقدم) تحدّد مدى تطوّر التفاعل .

6 – يجب أن أعرف أن كميات المادة للمزيج الابتدائي تؤثر على نسبة التقدم .

7 – يجب أن أعرف أن كسر التفاعل يعبر عن حـالة انتقالية للمزيج المتفاعل ، وأن قيمته عند التوازن هي ثابت التوازن .

8 – يجب أن أعرف أن التوازن بالنسبة لجملة هي حالة تكون فيها المتفاعلات والنواتج بنسب ثابتة دائما .

9 – يجب أن أعرف أن درجة الحرارة تؤثر على توازن كثير من الجمل الكيميائية ، وأن المزيج الابتدائي لا يؤثر على ثابت التوازن .

ملخص الدرس

1 - تعريف الحمض والأسـاس حسب برونشتد

الحمض هو فرد كيميـائي قادر على إعطاء بروتون أو أكثر H^+ في الماء.

الأســاس هو فرد كيميائي قادر على التقاط بروتون أو أكثر H^+ في الماء.

2 – الثنائية أسـاس / حمض

عندما يتخلّى الحمض HA على بروتون يتحول إلى أساسه المرافق A^- : $HA = A^- + H^+$ ، والذي يشكل مع الحمض ثنائية أساس / حمض HA / A^-

3 – المحلول الحمضي والمحلول الأسـاسي

هو ناتج وضع المادة المنحلة (حمض أو أسـاس) في الحـالّ (المـاء) .

– إذا حللنا حمضا في الماء ، فإن الماء يلعب دور أسـاس بالثنائية H_3O^+ / H_2O

– إذا حللنا أساسا في الماء ، فإن الماء يلعب دور حمض بالثنائية H_2O / OH^-

بالنسبة لحمض : $HA + H_2O = A^- + H_3O^+$

بالنسبة لأســاس : $B + H_2O = BH^+ + OH^-$

قلم الجزائر
WWW.DZPEN.COM

4 - pH محلول مائي

يُعطى pH المحاليل المائية بالعلاقة $pH = -Log\left[H_3O^+\right]$ ، تُطبّق هذه العلاقة على المحاليل الممدّدة .

سلم الـ pH : يمتد pH المحاليل المائية في الدرجة $25°C$ على المجال 0 - 14

pH = 7 : المحلول المائي معتدل

pH > 7 : المحلول المائي أساسي (قاعدي)

pH < 7 : المحلول المائي حامضي

5 – التقدم النهائي والتقدم الأعظمي

التقدم النهائي x_f لتحوّل كيميائي هو قيمة التقدّم عند انتهاء التفاعل .

التقدّم الأعظمي x_{max} لتحوّل كيميائي هو قيمة التقدم بفرض أن التحوّل تام .

6 – نسبة التقدم النهائي

نسبة التقدم النهائي τ_f هي النسبة بين التقدم النهائي x_f والتقدم الأعظمي $x_{\max}$ $\tau_f = \dfrac{x_f}{x_{max}}$

– إذا كان $\tau_f = 1$ فإن التفاعل تام .

– إذا كان $\tau_f < 1$ فإن التفاعل غير تام .

7 - التوازن الكيميائي

تصل جملة كيميائية لحالة التوازن عندما تتواجد المتفاعلات والنواتج بنسب ثابتة عند الحالة النهائية للتحوّل . (أي أن تراكيز المتفاعلات وتراكيز النواتج تبقى ثابتة مهما كان الزمن) .

ملاحظة : عند حالة التوازن يتوقف التفاعل ظاهريا فقط ، لكن على المستوى المجهري لا يتوقف ، بل يكون محلّ تفاعلين ، بحيث كلما تتكون كمية من النواتج تتحطم بالتفاعل المعاكس إلى نواتج . نسمي هذا التوازن الكيميائي (**ديناميكي**)

8 – كسر التفاعل

هو عدد مجرد من الوحدة Q_r ، يعبّر عن النسبة بين جداء تراكيز النواتج وجداء تراكيزالمتفاعلات في لحظة ما من التحول الكيميائي .

بالنسبة للتفاعل : $a\,A + b\,B = c\,C + d\,D$ ، نكتب : $Q_r = \dfrac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$

ملاحظة : الماء والأجسام الصلبة والرواسب والغازات غير المنحلة لا تتدخّل في عبارة Q_r . (تراكيزها في الماء غير معرّفة) .

9 – ثابت التوازن K

هو قيمة كسر التفاعل عند حالة توازن الجملة (الحالة النهائية) $K = Q_{r,f}$.

- ثابت التوازن لا يتأثر بكميات مادة المزيج الابتدائي .
- ثابت التوازن يتأثر بدرجة الحرارة .

---- انتهى الملخّص -----

قلم الجزائر
WWW.DZPEN.COM
www.guezouri.org

I الأحماض والأسس حسب تعريف برونشتد

1 – تعريف الحمض والأساس

الحمض هو فرد كيميائي قادر على التخلي عن البروتونات H^+ في الماء .

أمثلة : HCl ، HBr ، HI ، HNO_3 ، H_2SO_4 ، HCO_3^- ، H_2O

الأساس هو فرد كيميائي قادر على التقاط البروتونات H^+ في الماء .

أمثلة : NH_3 ، $C_2H_5O^-$ ، HCO_3^- ، H_2O ، CH_3COO^-

ملاحظة :

الأسس الهيدروكسيدية مثل $NaOH$ ، KOH ، $Mg(OH)_2$ لا ينطبق عليها تعريف برونشتد ، بل هي أسس قوية لأرينوس لأنها قادرة على التخلي عن شوارد الهيدروكسيد OH^- في الماء . لكن المحلول المائي يحتوي على الشوارد OH^- ، ولهذا نعتبر OH^- أساس لبرونشتد لأنها قادرة على التقاط شوارد الهيدروجين H^+ وإعطاء جزيئات الماء . $OH^- + H^+ = H_2O$

2 – الثنائيات أساس / حمض

عندما يتشرد الحمض HA يعطي الأساس المرافق له A^- :

$HA = H^+ + A^-$ ، ويشكلان بذلك ثنائية أساس / حمض **HA / A^-**

مثال : تشرد حمض الميثانويك في الماء $HCOOH = HCOO^- + H^+$ ، الثنائية هي : $HCOOH / HCOO^-$

عندما يتشرد الأساس B يعطي الحمض المرافق له BH^+ :

$B + H^+ = BH^+$ ، ويشكلان بذلك ثنائية أساس / حمض **BH^+ / B**

مثال : تشرد غاز النشادر في الماء $NH_3 + H^+ = NH_4^+$ ، الثنائية هي : NH_4^+ / NH_3

3 – المحاليل المائية الحمضية والأساسية

نحصل على محلول مائي حمضي أو أساسي عندما نحلل في الماء حمضا أو أساسا .

بالنسبة للحمض : $HA + H_2O = H_3O^+ + A^-$

بالنسبة للأساس : $B + H_2O = BH^+ + OH^-$

أمثلة

تشرّد حمض بروم الهيدروجين في الماء : $HBr + H_2O = H_3O^+ + Br^-$

تشرد حمض البروبانويك في الماء : $C_2H_5COOH + H_2O = C_2H_5COO^- + H_3O^+$

تشرد غاز النشادر في الماء : $NH_3 + H_2O = NH_4^+ + OH^-$

تفاعل الإثانولات مع الماء : $C_2H_5O^- + H_2O = C_2H_5OH + OH^-$

(الإيثانولات هي ناتج انطلاق شاردة هيدروجين من الإيثانول)

www.guezouri.org

قلم الجزائر
WWW.DZPEN.COM

4 – الـ pH وطرق قيـاسه

كل المحاليل المـائية تحتوي على شوارد الهيدرونيوم (الأوكسونيوم) (H_3O^+) وشوارد الهيدروكسيد (OH^-).

لو أردنا مثلا تمثيل التراكيز المولية لشوارد الأكسونيوم على محور في عدة محاليل مائية مرقمة من (1) إلى (5)

المحلول	1	2	3	4	5
$[H_3O^+](mol/L)$	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}

لا نتمكن من ذلك ، لأننا لو مثلنا 10^{-5} mol/L بـ 1 cm ، يجب أن نمثل 10^{-1} mol/L بـ !!! 100 m

للـمزيد

مصدر الرمز pH : هذا الرمز مختلف عليه بين الكيميائيين :

العالم الذي وضع سلم الـ pH هو الدانماركي Sorensen في مخبر Carlsberg بضواحي Copenhague بالدانمارك المملوك لصاحبه J.C Jacobsen والذي كان متخصصا في صناعة المشروبات الروحية ، حيث أن مفهوم الـ pH خرج من هذا المخبر !!

- البعض يقول : pH : المقصود بهذين الحرفين : قوة الهيدروجين (power of Hydrogen) من الانجليزية (هذه اللغة كانت سائدة في الدانمارك)
- البعض يقول : pH : المقصود بهذين الحرفين : قوة الهيدروجين (pouvoir d'Hydrogène) من الفرنسية (لا أدري ما دخل الفرنسيين في هذا الموضوع ؟)
- البعض يقول : pH : المقصود بالحرف p : (potenz) من الألمانية ، مع الأسف الهيدروجين بالألمانية : Wasserstoff ، لكن الرمز هو H (رمز عالمي) . (صاحب المخبر الذي عمل فيه الكيميائي Sorensen درس علوم صناعة الجعة في ألمانا)
- البعض يقول : pH : المقصود بهذين الحرفين : قوة الهيدروجين (potentia Hydrogenii) من اللاتينية (أسلاف الاتحاد الأوروبي)

ولحسم الخلاف : p هو عامل رياضي $(opérateur)$ إذا دخل على عبارة E تصبح : $-LogE$ ، (أي $pE=-LogE$) .

وبما أن شوارد الهيدروجين تكون في المحلول المائي على شكل H_3O^+ ، إذن نكتب $pH=-Log[H_3O^+]$.

تعريف الـ pH : هو اللوغاريتم العشري لمقلوب التركيز المولي لشوارد الهيدرونيوم $\left(pH=Log\frac{1}{[H_3O^+]}\right)$

أي : $\boxed{pH=-Log[H_3O^+]}$ ، أو $\boxed{[H_3O^+]=10^{-pH}}$

Log هو اللوغاريتم العشري ، أي $Log10=1$ ، وأن خواص اللوغاريتم العشري هي نفسها خواص اللوغاريتم النيبيري .

$$Log(a\times b)=Loga+Logb$$
$$Log\frac{a}{b}=Loga-Logb$$
$$Loga^b=bLoga$$
$$Log1=0$$

ملاحظة

إن العلاقة $pH=-Log[H_3O^+]$ محدودة التطبيق ، حيث لا نطبقها إلا في حالة المحاليل المـائية الممدّدة ، فكلما كانت الأنواع الكيميائية في المحلول أقل من $10^{-2}mol/L$ كان تطبيق هذه العلاقة دقيقا .

نحسب pH محلول مائي بهذه العلاقة مهما كانت طبيعته ، حمضيا أو أساسيا أو معتدلا .

قلم الجزائر
WWW.DZPEN.COM

للـمزيد

العلاقة الأصلية لحساب الـ pH هي $pH = -Log\, a(H_3O^+)$ ، حيث $a\ (H_3O^+)$ هو نشاط شاردة الهيدرونيوم

نشاط الشاردة هو $a\ (H_3O^+) = \gamma\ (H_3O^+) \times [H_3O^+]$ (1)

حيث $\gamma\ (H_3O^+)$ هو معامل النشاط. $1 > \gamma > 0$

القوة الشاردية للمحلول : $I = \frac{1}{2}\sum (Z_i^2\, C_i)$ (2)

حيث Z : شحنة الشاردة و C التركيز المولي للشاردة ، ... i = 1 , 2 , 3

$$Log\ \gamma = -\frac{1}{2} \times \frac{\sqrt{I}}{1+\sqrt{I}} \quad (3)$$

من العلاقة (2) نحسب I ومن العلاقة (3) نحسب γ ، ثم نعوّض في العلاقة (1) من أجل حساب $a\ (H_3O^+)$.

لا نطلب من التلميذ معرفة هذه العلاقات لأنها خارج البرنامج ، بل نطلب فقط منه أن يلاحظ الفرق بين قيمة pH التي يحسبها بالعلاقة $pH = -Log\ [H_3O^+]$ لمحلول مائي تركيزه المولي بشوارد H_3O^+ 0,1 mol/ L ، وقيمة الـ pH التي نحسبها بالعلاقة الأصلية .

بالعلاقة التقريبية نجد : **pH = 1** ، أما بالعلاقة الأصلية نجد **pH = 1,8** .

كلما كان المحلول أكثر تمديدا ينتهي γ نحو القيمة 1 ، وبالتالي يكون $[H_3O^+] \approx a\ (H_3O^+)$

كلما كان المحلول مركزا نسبيا تصبح العلاقة $pH = -Log\ [H_3O^+]$ خاطئة .

حتى تكون دقة حساب الـ pH بالعلاقة $pH = -Log\ [H_3O^+]$ معتبرة يجب أن يكون تركيز المحلول بشوارد H_3O^+ أقل من 10^{-2} mol/L .

لو عبرنا الآن عن القيم الموجودة في الجدول أعلاه بواسطة الـ pH ، لكان لدينا :

المحلول	1	2	3	4	5
pH	2	3	4	5	6

فيسهل بذلك تمثيل قيم الـ pH على المحور ، لأن وصف حموضة المحلول بواسطة تركيز شوارد الهيدرونيوم أو بواسطة الـ pH يؤدي لنفس النتيجة .

يعبّر الـ pH عن حموضة المحلول المـائي .

كلما نقُص التركيز المولي لشوارد الهيدرونيوم في المحلول المائي إزداد الـ pH

$[H_3O^+] = 10^{-pH}$ — يزداد — ينقص

نقيس pH محلول مائي بواسطة مقيـاس الـ pH (Le pH-mètre).

مهما كانت الاحتياطات المتّخذة في تهيئة مقياس الـ pH ، فإن قيمة الارتياب المطلق لا تنزل تحت القيمة 0,05 .

نفرض أننا قسنا pH محلول ووجدنا القيمة 4,2 ، تكون القيمة الحقيقية لـ pH محصورة بين القيمتين $4,25 \geq pH \geq 4,15$

نعلم أن $[H_3O^+] = 10^{-pH}$ ، وبالتالي يكون تركيز شوارد الهيدرونيوم محصورا بين القيمتين :

$$7,08\times10^{-5}\, mol/L \geq [H_3O^+] \geq 5,62\times10^{-5}\, mol/L$$

يكون الارتياب المطلق في هذا التركيز : $\Delta[H_3O^+] = \frac{(7,08-5,62)\times10^{-5}}{2} = 7,3\times10^{-6}\, mol/L$

ويكون الارتياب النسبي في التركيز : $\frac{\Delta[H_3O^+]}{[H_3O^+]} = \frac{7,3\times10^{-6}}{10^{-4,2}} = 0,11$

أي 11% .

الاعتماد على قياس الـ pH في تحديد التركيز المولي لمحلول مائي يكون غير دقيق .

قلم الجزائر
WWW.DZPEN.COM

نعتمد في الدرس القادم على طريقة أخرى لتحديد التركيز ، وهي المعايرة حمض - أساس .

مـا نريد الوصول إليه :

عندما نقيس pH نكتب دائما النتيجة برقم واحد بعد الفاصلة . مثلا وجدنا 3,32 : نكتب 3,3 ، وإذا وجدنا 3,37 نكتب 3,4 أي ندوّر النتيجة إلى رقمين معنويين ، لأن بين القيمتين 3,30 و 3,35 لسنا متأكدين من النتيجة لأن الارتياب هو 0,05 .

أما إذا كان الرقم الثاني بعد الفاصلة هو 5 ، فهذا لا يؤثر ، أي مثلا نكتب $pH = 3,45$.

5 – الجداء الشاردي للماء :

يحتوي لتر من الماء النقي في درجة الحرارة $25°C$ على $10^{-7}mol$ من شوارد الهيدرونيوم و $10^{-7}mol$ من شوارد الهيدروكسيد .

نسمي الجداء $[H_3O^+]\times[OH^-]$ الجداء الشاردي (الجداء الأيوني) للماء ونرمز له بـ K_e ، ومنه : $K_e = 10^{-14}$ ، وهو عدد مجرد من الوحدة .

كل المحاليل المائية سواء كانت حمضية أو أساسية أو معتدلة ، في درجة الحرارة 25 C° يكون : $[H_3O^+]\times[OH^-]=10^{-14}$

علاقة Ke بدرجة الحرارة

يزداد تشرُّد المـاء بازديـاد درجة الحرارة ، وبالتـالي تزداد قيمة K_e .

°C	70	50	40	30	**25**	20	10	0
$K_e \times 10^{-14}$	15,5	5,50	2,95	1,48	**1,00**	0,69	0,30	0,11

6 - سلم الـ pH

سلم الـ pH يشمل القيم المحصورة بين 0 و 14 .

المحلول أسـاسي (قاعدي) من أجل $pH > 7$ ، أي $[H_3O^+] < [OH^-]$

المحلول حامضي من أجل $pH < 7$ ، أي $[H_3O^+] > [OH^-]$

المحلول معتدل من أجل $pH = 7$ ، أي $[H_3O^+] = [OH^-]$

للـمزيد

لا يُمكن في محلول مائي أن نجد $pH < 0$.

في الحقيقة $pH = -Loga(H_3O^+)$ ، حيث $a(H_3O^+)$ هو نشاط شاردة الهيدرونيوم . فمهما كان تركيز شوارد H_3O^+ كبيرا فإن $a(H_3O^+)$ تنتهي نحو الواحد ، وذلك إذا استعملنا العلاقة الأصلية لـ pH ، لأن العلاقة $pH = -Log[H_3O^+]$ لاتُطبّق إلا إذا كان المحلول ممدّدا ، وبالتالي ينتهي pH نحو الصفر .

لا يُمكن في محلول مائي أن نجد $pH > 14$.

نعلم أن $a(H_3O^+)\times a(OH^-) = K_e$ ، فمهما كان تركيز OH^- مرتفعا فإن $a(OH^-)$ يؤول نحو الواحد ، وبالتالي $a(H_3O^+)$ يؤول نحو K_e ، أي pH يؤول نحو 14 .

بالنسبة لحلول مـائي في الدرجة $25°C$ يكون : $pH \in [0 \ ; \ 14]$

7 - الحمض القوي :

هو الحمض الذي يتحلل كليا في الماء .

مثال لمحلول مائي لحمض قوي : المحلول المائي لكلور الهيدروجين (HCl)

كلور الهيدروجين هو غاز عديم اللون ذو رائحة خانقة ، أثقل من الهواء $\left(d = \frac{M}{29} = \frac{36,5}{29} = 1,26\right)$. يتحلّل بكميات كبيرة في الماء (حوالي $20mol$ من HCl في لتر من الماء في الدرجة $20°C$) .

قلم الجزائر
WWW.DZPEN.COM

يتشرّد كلور الهيدروجين في الماء كليّا حسب المعادلة : $HCl_{(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$.

كل جزيئات HCl تتفاعل مع الماء ، فإذا حلّلنا $n\,mol$ من HCl في $1L$ من المـاء يكون التركيز المولي للمحلول (المادة المضافة) هو C_A ، حيث $[Cl^-] = C_A$ ، فنحصل بذلك على محلول مائي لحمض قوي .

المقصود بتركيز المادة المضافة هو تركيز المادةالتي حلّلناها في الماء ، وليس تركيز الأفراد التي نتجتعن تحللها في الماء .

أما $[H_3O^+] = C_A$ فيها كلام آخر !

يوجد الماء في حالة التوازن المعبّر عليها بالمعادلة : $2H_2O \underset{1}{\overset{2}{\rightleftharpoons}} H_3O^+ + OH^-$ $\left(K_e = 10^{-14}\right)$ في الدرجة $25°C$.

فعند تحليل HCl في الماء ينزاح التوازن في الجهة (1) ، وهي الجهة التي يتشكل فيها الماء نظرا لإضافة كمية من H_3O^+ ، ثم يحدث توازن جديد بحيث يبقى دائما $K_e = 10^{-14}$ في الدرجة $25°C$. ، هذا يعني أن $[OH^-]$ يتناقص .

لماذا نقول $[H_3O^+] = C_A$ ؟

نعلم أن كل المحاليل المائية الشاردية معتدلة كهربائيا ، معنى هذا أن مجموع الشّحن السالبة يساوي مجموع الشحن الموجبة ، وبالتالي :

$[H_3O^+] = [OH^-] + [Cl^-]$ ، أي : $[H_3O^+] = [OH^-] + C_A$.

لكي نقول أن $[H_3O^+] = C_A$ يجب أن يكون $[OH^-]$ قليل أمام $[H_3O^+]$ ، فإذا كان على الأقل $[H_3O^+] = 100[OH^-]$ تكون الدقة في هذه الحالة 1% ، فيمكن أن نجزم بذلك ، معنى ذلك يجب أن يكون $[H_3O^+] > 10^{-6} mol/L$ حتى نقول :

$[H_3O^+] = C_A$

في هذه الحالة نقول : لقد أهملنا التفكك الذاتي للماء

ولكي نقول $pH = -LogC_A$ يجب أن يكون كذلك $C_A < 10^{-2} mol/L$ ، لأن العلاقة $pH = -Log[H_3O^+]$ محدودة .

مثـال تطبيقي

محلول مائي (S) حصّلنا عليه بحل حجم قدره $V_g = 22,4mL$ في لتر من الماء من غاز كلور الهيدروجين مقاس في الشرطين النظاميين لدرجة الحرارة والضغط . قسنا pH المحلول (S) فوجدناه $pH = 3$ ، بين أن حمض كلور الهيدروجين هو حمض قوي . $V_M = 22,4\,L.mol^{-1}$

الحـل :

يتحلل حمض كلور الهيدروجين في الماء حسب المعادلة : $HCl_{(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

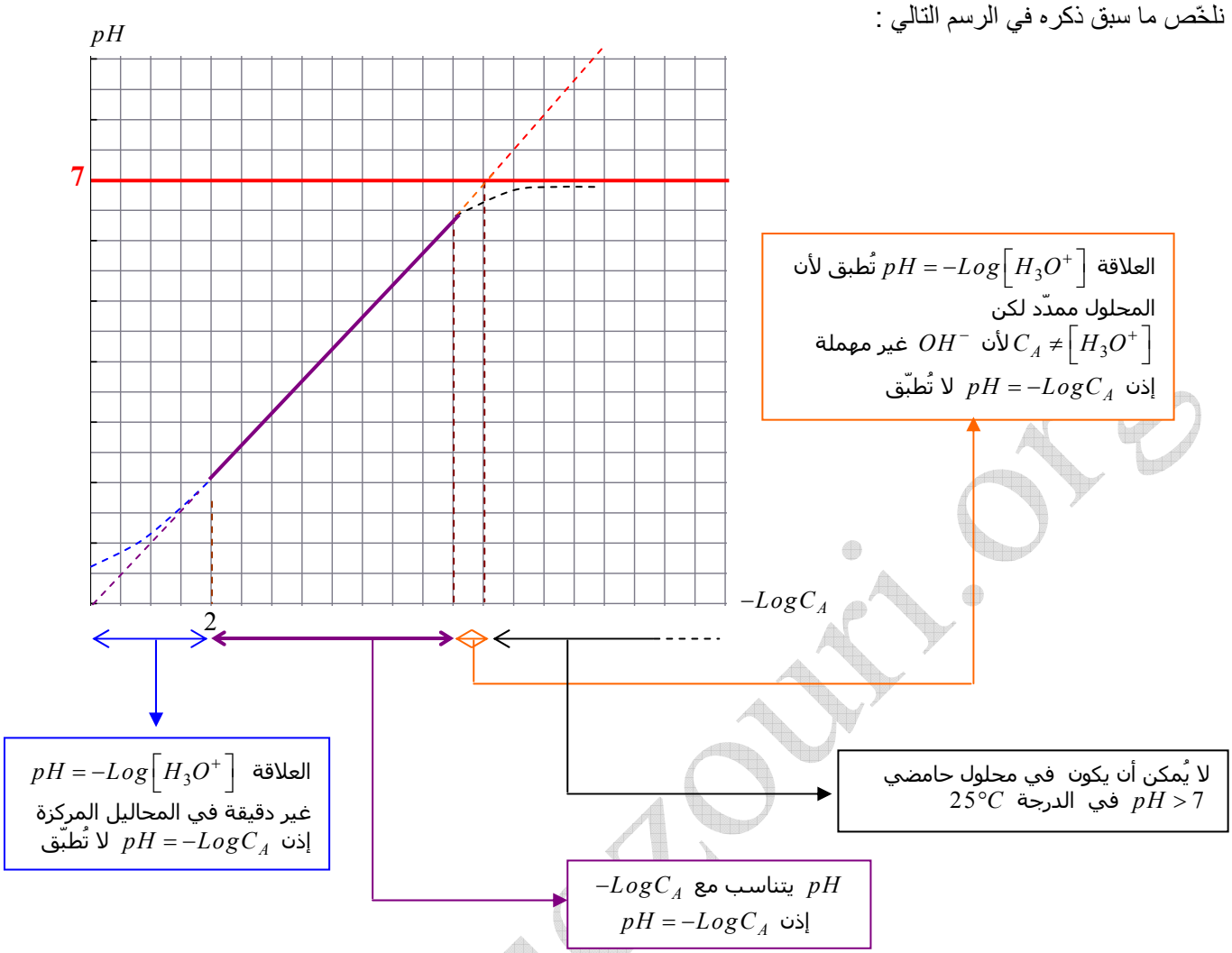
نحسب أولا عدد مولات HCl المنحلّة : $n(HCl) = \frac{V_g}{V_M} = \frac{0,0224}{22,4} = 10^{-3} mol$ ، ثم نحسب التركيز المولي

$[HCl] = C_A = \frac{n(HCl)}{V_1} = \frac{10^{-3}}{1} = 10^{-3} mol/L$ ، ولدينا $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3} mol/L$

وبما أن $[H_3O^+] = C_A$ ، إذن هذا الحمض قوي .

www.dzpen.com
قلم الجزائر
WWW.DZPEN.COM

نلخّص ما سبق ذكره في الرسم التالي :



8 – الأساس القوي

هو الأساس الذي يتحلّل كليا في المـاء .

مثال لمحلول مائي لأســاس قوي : هيدروكسيد الصوديوم

هيدروكسيد الصوديوم أو الصّود هو جسم متبلور لونه أبيض ، يتشكّل من شوارد Na^+ و OH^- ، متجمّعة في بلورات منتظمة صيغته الإحصائية $NaOH$.

يتحلّل الصود في الماء بكميات كبيرة (حوالي $1kg$ من الصود في لتر من الماء في الدرجة $20°C$) .

لما نضع الصود في الماء ، فإن الماء يلعب دور محلّل وليس مشرّد ، لأن الشوارد OH^- و Na^+ موجودة أصلا في البلورات قبل وضعها في الماء . نعبّر عن ذلك بالمعادلة : $NaOH_{(s)}\xrightarrow{H_2O}Na^+_{(aq)}+OH^-_{(aq)}$

كل بلورات $NaOH$ تتحلّل في الماء ، فإذا حللنا $n\,mol$ من $NaOH$ في لتر من الماء يكون التركيز المولي للمحلول ، أي المادة المضافة هو C_B حيث $\left[Na^+\right]=C_B$ ، أما $\left[OH^-\right]=C_B$ فيها كلام آخر !

يوجد الماء في حالة التوازن المعبّر عليها بالمعادلة : $2H_2O\underset{1}{\overset{2}{\rightleftharpoons}}H_3O^+ + OH^-$ $\left(K_e=10^{-14}\right)$ في الدرجة $25°C$.

فعند تحليل $NaOH$ في الماء ينزاح التوازن في الجهة (1) ، وهي الجهة التي يتشكل فيها الماء نظرا لإضافة كمية من OH^- ، ثم يحدث توازن جديد بحيث يبقى دائما $K_e=10^{-14}$ في الدرجة $25°C$. ، هذا يعني أن $\left[H_3O^+\right]$ يتناقص .

www.guezouri.org

لماذا نقول $[OH^-]=C_B$ ؟

نعلم أن كل المحاليل المائية الشاردية معتدلة كهربائيا ، معنى هذا أن مجموع الشّحن السالبة يساوي مجموع الشحن الموجبة ، وبالتالي :

$[OH^-]=[H_3O^+]+[Na^+]$ ، أي : $[OH^-]=[H_3O^+]+C_B$.

لكي نقول أن $[OH^-]=C_B$ يجب أن يكون $[OH^-]$ قليل أمام $[H_3O^+]$ ، فإذا كان على الأقل $[OH^-]=100[H_3O^+]$ تكون الدقة في هذه الحالة 1% ، ويمكن أن يتأكد ذلك ، معنى ذلك يجب أن يكون $[OH^-]>10^{-6}mol/L$

حتى نقول : $[OH^-]=C_B$

في هذه الحالة نقول : لقد أهملنا التفكك الذاتي للماء

لدينا : $pH=-Log[H_3O^+]=-Log\frac{10^{-14}}{[OH^-]}=14+Log[OH^-]$ ، فلكي نقول $pH=14+LogC_B$

يجب أن يكون كذلك $C_B<10^{-2}mol/L$.

مثـال تطبيقي 1

نحلل في لتر من الماء $40mg$ من $NaOH$ في لتر من الماء ، ثم نقيس pH المحلول فنجده $pH=11$ في الدرجة $25°C$. بيّن أن $NaOH$ يتحلّل كليا في الماء .

الكتلة المولية لهيدروكسيد الصوديوم $M_{NaOH}=40g/mol$

الحل :

التركيز المولي للمادة المضافة $C_B=\frac{n}{V}=\frac{\frac{40\times10^{-3}}{40}}{1}=10^{-3}mol/L$ (حيث الكتلة المولية لـ $NaOH$ هي $40g/mol$)

ولدينا : $[OH^-]=\frac{10^{-14}}{[H_3O^+]}=\frac{10^{-14}}{10^{-pH}}=10^{pH-14}=10^{11-14}=10^{-3}mol/L$

بما أن $C_B=[OH^-]$ ، إذن $NaOH$ يتحلل كليا في الماء .

مثـال تطبيقي 2

نلقي قطعة من الصوديوم كتلتها $m=575g$ في $1,15g$ من الإيثانول النقي ، وفي نهاية التفاعل الذي نعتبره تاما ، نضيف للناتج الماء المقطر فنتحصل على محلول حجمه $1L$.

معادلة تفاعل الصوديوم مع الكحول هي : $C_2H_5OH+Na\rightarrow\left(C_2H_5O^-,Na^+\right)+\frac{1}{2}H_2$

نقيس pH المحلول فنجده في الدرجة $25°C$ مساويا لـ $12,4$.

1 - احسب التركيز المولي لشاردة الإيثانولات $\left(C_2H_5O^-\right)$.

2 - بيّن أن شاردة الإيثانولات $\left(C_2H_5O^-\right)$ هي أساس قوي .

قلم الجزائر
WWW.DZPEN.COM

الحل :

1 - كميّة مادة (Na) : $n_{Na} = \frac{0,575}{23} = 0,025\ mol$

كميّة مادة (C_2H_5OH) : $n_{al} = \frac{1,15}{46} = 0,025\ mol$. نـلاحظ أن كميّتي مادة الجسمين المتفـاعلين متساويتان ، وبالتالي كلاهما يختفي عند نهـاية التفـاعل .

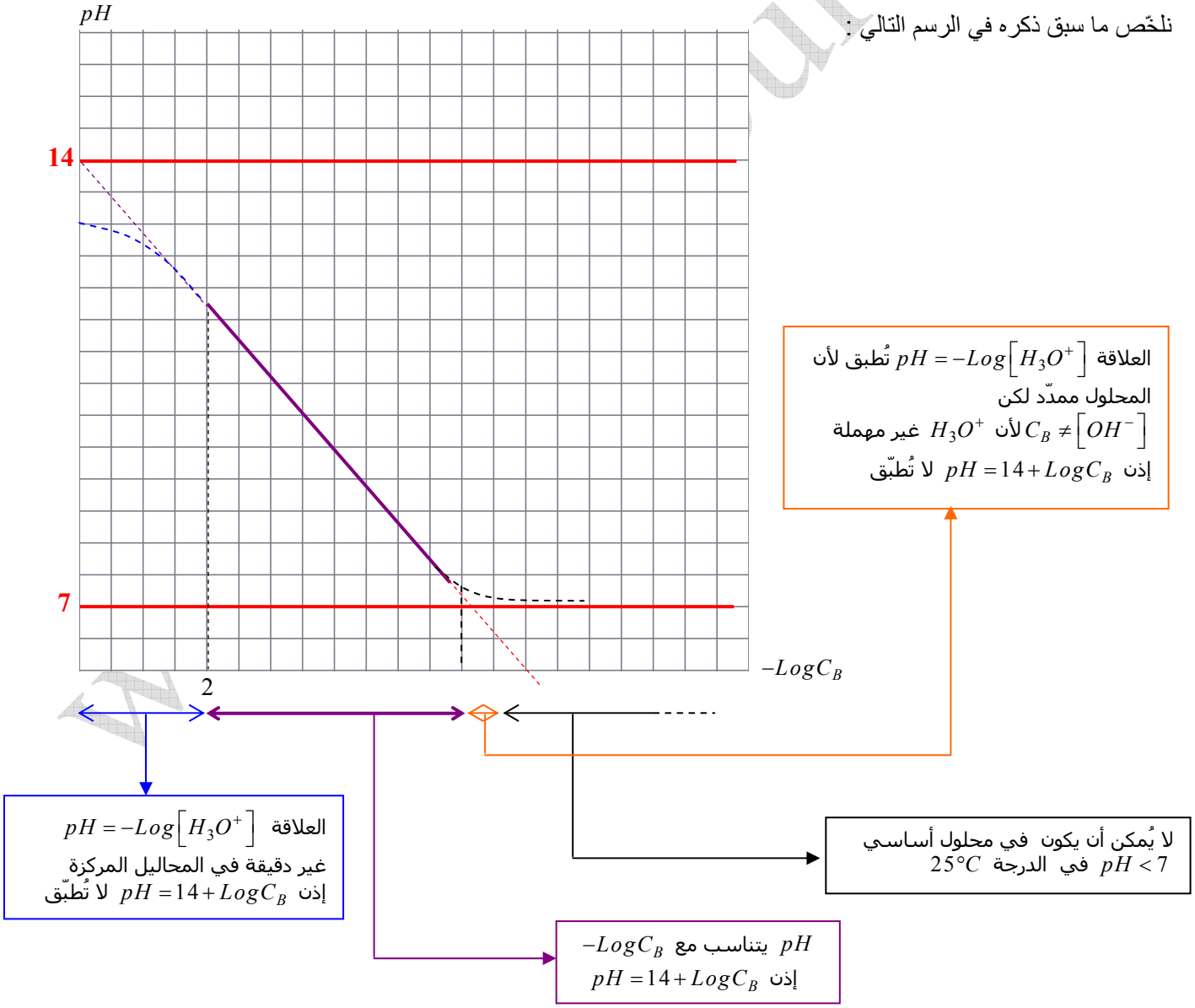
من معـادلة التفـاعل نـلاحظ أن : كميّة مادة (C_2H_5OH) يسـاوي كميّة مادة ($C_2H_5O^-$) ، ومنه التركيز المولي لشاردة الإيثانولات هو $[C_2H_5O^-] = \frac{n_{al}}{V} = \frac{0,025}{1} = 0,025\ mol/L$

2 - عندما نضيف الماء لناتج التفـاعل السابق يحدث التفـاعل التالي : $C_2H_5O^- + H_2O = C_2H_5OH + OH^-$

ولكوْن الإيثـانولات أسـاس قوي معنـاه يجب أن يكون : $[OH^-] = [C_2H_5O^-]$.

$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-12,4}} = 0,025\ mol/L$ ، وبالتالي شـاردة الإيثـانولات هي أساس قوي .

نلخّص ما سبق ذكره في الرسم التالي :



قلم الجزائر
WWW.DZPEN.COM

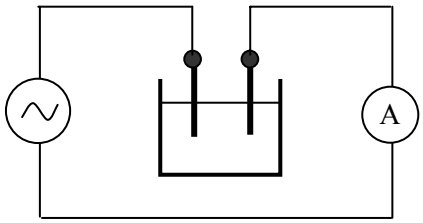
9 - الحمض الضعيف :

هو الحمض الذي يتحلل جزئيا في الماء ، يؤدي ذلك لتوازن كيميائي . فإذا كان الحمض هو HA ، فإننا نجد في المزيج عند نهاية التحلل الفردين : A^- ، HA كذلك . (طبعا الفردان H_3O^+ و OH^- موجودان دائما ، لأن المحلول مـائي) .

مثال لحمض ضعيف : حمض الإيثانويك (CH_3COOH)

حمض الإيثانويك ، أو حمض الخل كما يسمى تجاريا ، هو سائل عديم اللون ذو رائحة واخزة ، يمتزج مع الماء بنسبة عالية (حذار : لم نقل يتحلل في الماء بنسبة عالية !)

نركب دارة كهربائية بواسطة مولّد للتيار المتناوب ومقياس أمبير حساس جدا ومسربين من الغرافيت مغمورين في بيشر .



التجربة الأولى : نملأ البيشر بمحلول حمض كلور الهيدروجين تركيزه المولي $C=0,1mol/L$

التجربة الثانية : نملأ البيشر بمحلول حمض الايثانويك (CH_3COOH) تركيزه المولي $C=0,1mol/L$

التجربة الثـالثة : نملأ البيشر بحمض الإثانويك النقي .

ماذا نلاحظ ؟

التجربة الأولى : يمر تيار كهربائي معتبر ، والسبب أن حمض كلور الهيدروجين يتشرد كليا في الماء ، وبالتالي وجود الشوارد H_3O^+ ، OH^- ، Cl^- .

التجربة الثـانية : يمر تيار كهربائي شدّته أقل من السابق رغم وجود الشوارد H_3O^+ ، OH^- ، CH_3COO^- ، والسبب أن حمض الإيثانويك يتشرّد جزئيا في الماء .

لنتذكر أن ناقلية المحاليل الشاردية لا تتعلق فقط بالتركيز وإنما كذلك بنوع الشوارد .

التجربة الثالثة : نلاحظ مرور تيار ضعيف جدا ، رغم أ ن الحمض النقي لا يحتوي على الشوارد H_3O^+ و OH^- و CH_3COO^-

والسب هو وجود التوازن : $CH_3COOH+CH_3COOH=CH_3COO^-+CH_3COOH_2^+$

مثل ما يحدث في الماء $H_2O+H_2O=H_3O^+ +OH^-$ $\left(K_e=10^{-14}\right)$ ، إلا أن ثابت التفكك الذاتي لحمض الإيثانويك أقل من ثابت التفكك الذاتي للماء في الدرجة $25°C$ والذي قيمته حوالي $K_i=3,16\times10^{-15}$.

ناقلية حمض الإيثانويك للكهرباء أقل من ناقلية الماء المقطر .

هل يمكن كتابة $pH=-LogC_A$ ؟

معادلة الانحلال في الماء : $CH_3COOH+H_2O=H_3O^+ +CH_3COO^-$

إذا كان تركيز المادة المضافة هو C_A ، فإن $\left[H_3O^+\right]$ تكون أصغر بكثير من C_A ، لأن الحمض ضعيف ، وبما أن كمية مادة الحمض محفوظة ، فإن $C_A=\left[H_3O^+\right]+\left[CH_3COOH\right]_f=\left[CH_3COOH\right]_0$

حيث $\left[CH_3COOH\right]_0$ هو تركيز المادة المضافة ، أما $\left[CH_3COOH\right]_f$ هو تركيز جزيئات الحمض عند نهاية التفاعل .

معناه : الكمية المتشردة $\left(H_3O^+\right)$ + الكمية الباقية (CH_3COOH) = الكمية الابتدائية C_A.

المحاليل معتدلة كهربائيا ، وبالتالي $\left[H_3O^+\right]=\left[OH^-\right]+\left[CH_3COO^-\right]$

قلم الجزائر
WWW.DZPEN.COM
www.guezouri.org

يُمكن إهمال $[OH^-]$ أمام $[H_3O^+]$ إذا كان $[H_3O^+] > 10^{-6} mol/L$ ، وبالتالي نكتب $[H_3O^+] = [CH_3COO^-]$

إذن الكتابة $pH = -Log[H_3O^+]$ تبقى دائما صحيحة ، **لكن** الكتابة $pH = -LogC_A$ غير صحيحة ، لأن $[H_3O^+] < C_A$.

مثـال تطبيقي

محلول مائي (S) حصلنا عليه بحل كمية كتلتها $m = 0,6g$ من حمض الإيثانويك في الماء للحصول على محلول حجمه $V = 1L$.

قسنا pH المحلول (S) فوجدناه $3,4$. بين أن حمض الإيثانويك هو حمض ضعيف .

الحل :

يتحلل حمض الإيثانويك في الماء حسب المعادلة : $CH_3COOH + H_2O = H_3O^+ + CH_3COO^-$

نحسب أولا كميّة مادة الحمض n المنحلة في الماء : $n = \frac{m}{M} = \frac{0,6}{60} = 10^{-2} mol$ ، ثم نحسب التركيز المولي للحمض :

$$C_A = \frac{n}{V} = 10^{-2} mol/L$$

لدينا $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3,4} \approx 4 \times 10^{-4} \ mol/L$ ، وبالتالي : $[H_3O^+] < C_A$ ، ومنه حمض الإيثانويك لم يتحلل كليا في الماء ، فهو حمض ضعيف .

10 – الأسـاس الضعيف

هو الأساس الذي يتشرّد جزئيا في الماء ، فإذا كان الأساس هو B فإننا نجد في المحلول الفردين BH^+ و B كذلك .

(طبعا الفردان H_3O^+ و OH^- موجودان دائما ، لأن المحلول مائي) .

مثال لأسـاس ضعيف : الميثيل أمين (CH_3NH_2)

هل يمكن كتابة $pH = 14 + LogC_B$ ؟

معـادلة تفاعل الأساس مع الماء : $CH_3NH_2 + H_2O = CH_3NH_3^+ + OH^-$

إذا كان تركيز المادة المضافة هو C_B ، فإن $[OH^-]$ تكون أصغر بكثير من C_B ، لأن الأسـاس ضعيف .

$$C_B = [OH^-] + [CH_3NH_2]_f = [CH_3NH_2]_0$$

حيث $[CH_3NH_2]_0$ هو تركيز المادة المضافة ، أما $[CH_3NH_2]_f$ هو تركيز جزيئات الأساس عند نهاية التفاعل .

معناه : الكمية المتشردة (OH^-) + الكمية الباقية (CH_3NH_2) = الكمية الابتدائية C_B .

المحاليل معتدلة كهربائيا ، وبالتالي $[OH^-] = [H_3O^+] + [CH_3NH_3^+]$

يُمكن إهمال $[H_3O^+]$ أمام $[OH^-]$ إذا كان $[OH^-] > 10^{-6} mol/L$ ، وبالتالي نكتب $[OH^-] = [CH_3NH_3^+]$

إذن الكتابة $pH = -Log[H_3O^+]$ تبقى دائما صحيحة ، والتي هي في نفس الوقت $pH = 14 + Log[OH^-]$

قلم الجزائر
WWW.DZPEN.COM
www.guezouri.org

لكن الكتابة : $pH = 14 + LogC_B$ غير صحيحة ، لأن $[OH^-] < C_B$.

مثـال تطبيقي

نحضر محلولا للميثيل أمين تركيزه المولي $C_B = 10^{-2} mol/L$ ، ثم نقيس pH هذا المحلول فنجده $pH = 11,3$.

نبيّن بواسطة الحساب أن الميثيل أمين هو أسـاس ضعيف .

الحل

لدينا $[OH^-] = 10^{pH-14} = 10^{11,3-14} = 10^{-2,7} = 2 \times 10^{-3} mol/L$.

نلاحظ أن $[OH^-] < C_B$ ، وبالتالي جزيئات الأسـاس لم تتشرد كلها في الماء .

II التوازن الكيميـائي

1 - تجربة

لدينا محلول مائي لحمض الإيثانويك حصلنا عليه بحل حمض الإيثانويك النقي في الماء ، فمعادلة التحول هي :

$$CH_3COOH + H_2O = CH_3COO^- + H_3O^+ \quad (1)$$

نقيس pH هذا المحلول فنجد القيمة pH_1 .

نضيف للمحلول بعض القطرات من حمض الإيثانويك النقي ، ثم بعد رج المحلول نقيس pH المحلول فنجد القيمة $pH_2 < pH_1$.

نعلم أن التركيز المولي لشوارد الهيدرونيوم يتناسب عكسيا مع الـ pH ، معنى هذا أن الجملة الكيميائية **تحركت** نحو اليمين .

نحضر نفس المحلول الحمضي السابق ونضيف له بعض الحبيبات من إيثانوات الصوديوم (CH_3COONa) ، وبعد الخلط نقيس pH المحلول فنجد القيمة $pH_3 > pH_1$. هذا معناه أن شوارد الهيدرونيوم قد أستُهلكت ، أي أن الجملة **تحركت** نحو اليسار .

من هذا نستنتج أن الجملة (1) تكون مستقرة في حالة معينة وعندما نؤثر عليها بمؤثر خارجي (المؤثر في مثالنا هو إضافة كمية المادة) تسعى إلى التخلص من هذا المؤثر لتستقر في حالة أخرى بحيث تكون دائما النواتج والمتفاعلات بنسب ثابتة .

نقول أن الجملة كانت في حالة **توازن** ثم تحركت لتتوازن من جديد .

التوازن الكيميـائي هي حالة يصلها التحول الكيميائي بحيث تكون المتفاعلات والنواتج بنسب ثابتة .
لا يوجد توازن في حالة تحوّل كيميـائي تـام لأن المتفاعلات لا تكون موجودة .

2 - التوازن الكيميائي تحت المجهر

في بداية التحول تكون سرعة اختفاء المتفاعلات أكبر من سرعة اختفاء النواتج ، معناه التفاعل المباشر يكون أنشط من التفاعل العكسي .

بمرور الزمن تبدأ سرعة اختفاء المتفاعلات تنقص وسرعة اختفاء النواتج تزداد ، إلى أن تصبح السرعتان متساويتين .

هنا نقول أن الجملة قد وصلت لحالة التوازن .

هذا لا يعني أن التفاعل قد توقف ، بل الذي يحدث هو أن في هذه الحالة كلما تتكون كمية صغيرة من النواتج تتحطم لتصبح متفاعلات .

قلم الجزائر
WWW.DZPEN.COM
www.elezouri.org

3 - التقدم النهائي والتقدم الأعظمي لتحول كيميائي

عرفنا في الوحدة الأولى أن التقدم النهائي لتحول كيميائي هو مقدار التقدم في نهاية التفاعل ، أما التقدم الأعظمي فهو قيمة التقدم في حالة إذا ما افترضنا أن التحول تام .

التقدم الأعظمي هو قيمة نظرية بالنسبة للتحولات غير التامة ، وهي نفسها قيمة التقدم النهائي في حالة التحولات التـامة .

4 – نسبة التقدم النهائي τ_f

هي النسبة بين التقدم النهائي والتقدم الأعظمي . $\tau_f = \dfrac{x_f}{x_{max}}$

التفاعل تـــام $\Leftrightarrow$ $\tau_f = 1$

التفاعل غير تـام $\Leftrightarrow$ $\tau_f < 1$

يتعلّق τ_f بكمية المادة الابتدائية للمتفاعلات

5 – كسر التفاعل

هو عدد مجرد من الوحدة يمثل النسبة بين جداء تراكيز النواتج وجداء تراكيز المتفاعلات .

إذا كان التحول الكيميائي هو : $a\,A + b\,B = c\,C + d\,D$ ، فإن كسر التفاعل هو :

$$Q_r = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$$

ملاحظة :

نعتبر **الجهة المباشرة** للتفاعل هي الجهة من اليسار نحو اليمين ، أما من اليمين نحو اليسار نسميها **الجهة غير المباشرة** .

الأجسام الصلبة ، الرواسب ، الغازات غير المنحلة ، المـاء (**إذا كان حالاً**) لا تظهر في عبارة Q_r .

مثال -1 : انحلال حمض الإيثانويك (حمض الخل) في المـاء $CH_3COOH + H_2O = CH_3COO^- + H_3O^+$

$$Q_r = \frac{[CH_3COO^-] \times [H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

مثال – 2 : نضع صفيحة من النحـاس في محلول نترات الفضة :

$$Cu_{(s)} + 2\left(Ag^+, NO_3^-\right)_{(aq)} = \left(Cu^{2+}, 2NO_3^-\right)_{(aq)} + 2Ag_{(s)}$$

$$Q_r = \frac{[Cu^{2+}] \times [NO_3^-]^2}{[Ag^+]^2 \times [NO_3^-]^2} = \frac{[Cu^{2+}]}{[Ag^+]^2}$$

ملاحظة : في تفاعل الأسترة والإمـاهة (درس لاحق) لا نستثني الماء من عبارة كسر التفاعل ، لأن في هذين التحولين الماء لا يكون حالاً ، بل هو أحد المتفاعلين أو أحد الناتجين .

مثال : إمـاهة إيثانوات الإيثيل : $CH_3COO-C_2H_5 + H_2O = CH_3COOH + C_2H_5OH$

$$Q_r = \frac{[CH_3COOH] \times [C_2H_5OH]}{[CH_3COO-C_2H_5] \times [H_2O]}$$

قلم الجزائر
WWW.DZPEN.COM
www.guezouri.org

6 - ثابت التوازن

ثابت التوازن هو كسر التفاعل عند توازن الجملة . $K = Q_{rf} = \dfrac{[C]_f^c \times [D]_f^d}{[A]_f^a \times [B]_f^b}$

تنبيه صـارم : **يعبّر كسر التفاعل ، وبالتالي ثابت التوازن عن الشكل الذي تكتب به معادلة التفاعل الكيميـائي .**

مثال : $CH_3COOH + NH_3 \quad = \quad CH_3COO^- + NH_4^+$ ،

فإذا كان ثابت التوازن هو K_1 ، فإن ثابت التوازن للتفاعل : $CH_3COO^- + NH_4^+ = CH_3COOH + NH_3$

هو $K_2 = \dfrac{1}{K_1}$

ثابت التوازن لا يتأثر بكمية مادة المتفاعلات ، لكن يتأثر بدرجة الحرارة .

أسئلة قصيرة من أجل استيعاب الدرس

الأحماض والأسس

1 – اكتب تعريف حمض وتعريف أساس حسب برونشتد ، ثم تذكّر تعريفين آخرين للأحماض والأسس (السنة الثانية) .

2 – ما المقصود بثنائية أساس / حمض ؟

3 – اكتب الثنائيتين أساس / حمض الخاصتين بالمـاء .

4 – اكتب معادلة تفاعل حمض الميثانويك مع المـاء ومعادلة تفاعل غاز النشادر مع المـاء .

pH محلـول مائي

أجب بصحيح أو خطأ

1 – pH محلول مائي يعبّر عن تركيز شوارد الأوكسونيوم في المحلول .

2 – يتعلق pH محلول مـائي بدرجة حرارة المحلول .

3 – العلاقة بين pH محلول و $[H_3O^+]$ هي $pH = Log[H_3O^+]$

4 – كلما كان محلول مائي أكثر حموضة كلما كان pH هذا المحلول أقل .

5 – عندما نمدّد محلولا مـائيا لحمض قوي تنقص قيمة pH هذا المحلول .

6 – يملك محلول مائي أساسي pH أصغر من 7 .

نسبة تقدم تحوّل كيميـائي

1 – ما المقصود بالتقدم النهائي والتقدم الأعظمي لتحوّل كيميـائي ؟

2 – اذكر طريقتين لتحديد التقدّم النهائي ، واذكر في كل طريقة شرط تطبيقها .

3 – عرّف نسبة التقدّم النهائي لتحوّل كيميـائي .

4 – ما هي العلاقة بين x_f و x_{max} في حالة تحوّل تـام ، ثم في تحوّل غير تـام ؟

5 – هل يتعلّق التقدّم النهائي لتحوّل كيميـائي بكمية المادة الابتدائية للمتفاعلات ؟

www.guezouri.org

كسر التفـاعل

1 – اكتب عبارة كسر التفاعل للتحول الكيميـائي التالي :

$$CN^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} = HCN_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

2 – مـا هو شرط أن لا يظهر تركيز فرد كيميـائي في عبارة Q_r ؟

3 – هل قيمة Q_r تتغيّر خلال تطوّر التحوّل الكيميـائي ؟

4 – كسرا التفاعل للتفاعل المبـاشر والتفـاعل العكسي ، هل هما متناظران أم متعاكسان ؟

التوازن الكيميـائي

1 – متى نقول عن جملة أنها في حـالة التوازن ؟

2 – كيف نبرّر بقاء جملة في حـالة التوازن ؟

3 – عرّف ثابت التوازن .

4 – هل يتعلّق ثابت التوازن بكمية المادة الابتدائية للمتفاعلات ؟

5 – بمـاذا يتعلّق ثابت التوازن ؟

الأجـوبة

الأحماض والأسس

1 – 2 – 3 (ارجع للدرس واكتب الأجوبة .... قلتُ لك اكتب الأجوبة !! معناه تأخذ قلما وتكتب الأجوبة)

4 - $HCOOH + H_2O = HCOO^- + H_3O^+$ ، $NH_3 + H_2O = NH_4^+ + OH^-$

pH محلـول مائي

1 - **صحيح** (كلما كان pH أكبر كلما كان تركيز شوارد الأكسونيوم أصغر ، والعكس)

2 - **صحيح** (كلما ارتفعت درجة حرارة الماء إزداد تشرده ، وبالتالي ارتفاع تركيز شوارد الهيدرونيوم ، فيتبعه انخفاض في الـ pH)

3 - **خطأ** (العلاقة هي $pH = -Log[H_3O^+]$)

4 - **صحيح** (انظر للعلاقة العكسية بين الـ pH وتركيز الهيدرونيوم)

5 - **خطأ** (عندما نمدّد المحلول ينقص تركيز الهيدرونيوم ، وبالتالي يزداد الـ pH) قلنا في السؤال : **حمض قوي** ، لأن في المحلول المائي لحمض قوي لا تتغيّر كمية مادة الهيدرونيوم عندما نمدّده ، على عكس الحمض الضعيف .

6 - **خطأ** (pH محلول مائي أساسي يكون أكبر من 7) .

نسبة تقدم تحوّل كيميـائي

1 - (ارجع للدرس واكتب الجواب ... هل سمعتني ؟؟)

2 - **الطريقة الأولى** : قياس ناقلية المحلول في نهاية التفاعل واستنتاج كمية مادة أحد النواتج .

شرط التطبيق : يجب أن يكون على الأقل فرد كيميائي شاردي في المزيج .

الطريقة الثانية : قياس pH المزيج في نهاية التفاعل .

شرط التطبيق : يجب أن يحتوي المزيج المتفاعل على شاردة الهيدرونيوم .

3 - هي النسبة بين التقدم النهائي والتقدم الأعظمي عند نهاية التفاعل .

قلم الجزائر
WWW.DZPEN.COM
www.suezzouri.org

4 – في حـالة تقاعل تـام يكون : $x_f = x_{max}$ ، أما في حالة تفاعل غير تـام يكون : $x_f < x_{max}$

5 – كلمـا أكثرنا من كمية المادة لأحد المتفاعلات كلما ازدادت نسبة التقدم النهائي للتحول الكيميـائي .

كسر التفـاعل

1 - $$K = \frac{[HCN]_f \times [OH^-]_f}{[CN^-]_f}$$

2- الشرط هو أن لا يكون عبارة عن جسم صلب أو الماء في محلول مائي أو راسب أو غاز غير منحل .

3 – نعم قيمة Q_r تتغير خلال التحوّل لأن تراكيز الأفراد الكيميائية تتغير .

4 - كسرا التفاعل للتفاعل المباشر والتفاعل العكسي متعاكسان ، أي أحدهما يساوي مقلوب الآخر .

التوازن الكيميـائي

1 – عندما تصل إلى حالتها النهائية وتتواجد فيها المتفاعلات والنواتج .

2 – نبرر بقاء جملة في حالة التوازن بوجود تحوّلين متعاكسين بسرعتين متساويتين .

3 – هو عدد حقيقي موجب يعبر عن الشكل الذي كُتبت به المعادلة الكيميائية ويعبر عن حالة الجملة في نهاية التفاعل ويساوي النسبة بين جداء تراكيز الأفراد المكتوبة على اليمين وجداء تراكيز الأفراد المكتوبة على اليسار .

4 – ثابت التوازن لا يتعلق بكمية المادة الابتدائية للمتفاعلات .

5 – ثابت التوازن يتعلّق بدرجة الحرارة فقط .

www.guezouri.org

قلم الجزائر
WWW.DZPEN.COM