

ما يجب أن أعرفه حتى أقول : إنني استوعبت هذا الدرس

- 1 – يجب أن أعرف أن الحموض والأسس التي أدرسها في هذه الوحدة هي حموض وأسس برونشتد .
- 2 – يجب أن أعرف أن قوة الحمض وقوة الأساس 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 $pH = -\log [H_3O^+]$ تطبيقها محصور على المحاليل المائية الممددة .
- 5 – يجب أن أفرق بين التقدم النهائي والتقدم 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 حالة 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 والأساس حسب برونشتد

- الحمض هو نوع كيميائي قادر على إعطاء بروتون أو أكثر H^+ .
الأساس هو نوع كيميائي قادر على التقاط بروتون أو أكثر H^+ .

2 – الثنائية أساس / حمض

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

3 – المحلول الحمضي والمحلول الأساسي

هو ناتج وضع المادة المنحلة (حمض أو أساس) في الحالّ (الماء) .

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

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

بالنسبة لحمض : $HA + H_2O \rightarrow H_3O^+ + A^-$

بالنسبة لأساس : $B + H_2O \rightarrow BH^+ + OH^-$

ملاحظة : السهم \rightarrow لا يعني أن تفكك الحمض والأساس تامان ، بل نقصد به الجهة المباشرة للتفاعل .

4 - pH محلول مائي

يُعطى pH المحاليل المائية بالعلاقة $pH = -\text{Log} [H_3O^+]$ ، هذه العلاقة خاصة بالمحاليل الممددة .

سلم الـ pH : يمتد pH المحاليل المائية على المجال 0 - 14

pH = 7 : المحلول المائي معتدل

pH > 7 : المحلول المائي أساسي

pH < 7 : المحلول المائي حمضي

5 - التقدم النهائي والتقدم الأعظمي

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

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

6 - نسبة التقدم النهائي

نسبة التقدم النهائي τ أو τ_f هي النسبة بين التقدم النهائي x_f والتقدم الأعظمي x_{max}

$$\tau = \frac{x_f}{x_{max}}$$

- إذا كان $\tau = 1$ فإن التفاعل تام .

- إذا كان $\tau < 1$ 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 :

نكتب علامة (=) بين المتفاعلات والنواتج في كل التحولات الكيميائية ، ونستثنى من ذلك التحولات التي تتطور في جهة واحدة مثل تحلل حمض قوي في الماء .

ملاحظة : عند حالة التوازن يتوقف التفاعل ظاهريا فقط ، لكن على المستوى المجهرى لا يتوقف ، بل يكون محل 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 ، يعبر عن النسبة بين جداء النواتج وجداء المتفاعلات في لحظة ما من التحول الكيميائي .

بالنسبة للتفاعل : $aA + bB = cC + dD$ ، نكتب : $Q_r = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$

ملاحظة : تركيز الماء والأجسام الصلبة والرواسب والغازات غير المنحلة لا يوضع في عبارة Q_r .

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 .

I - الأحماض والأسس حسب تعريف برونشتد

1 - تعريف الحمض والأساس

الحمض هو نوع كيميائي قادر على التخلي عن البروتونات H^+ .

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

الأساس هو نوع كيميائي قادر على التقاط البروتونات H^+ .

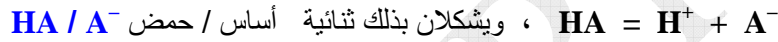
أمثلة: CH_3COO^- ، H_2O ، HCO_3^- ، $C_2H_5O^-$ ، NH_3

ملاحظة:

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

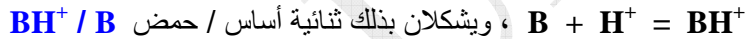
2 - الثنائيات أساس / حمض

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



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

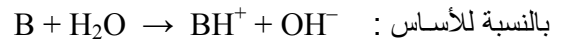
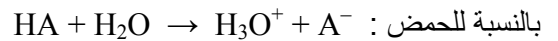
عندما يتشرد الأساس B يعطي الحمض المرافق له BH^+ :



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

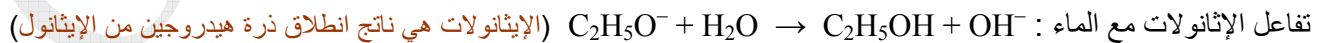
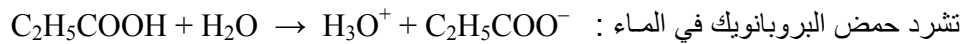
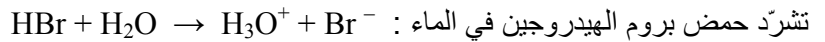
3 - المحاليل المائية الحمضية والأساسية

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



السهم الموجود بين المتفاعلات والنواتج يرمز فقط للتفاعل المباشر ، معناه تفاعل الحمض أو الأساس مع الماء .

أمثلة



4 - الـ pH وطرق قياسه

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

لو أردنا مثلا تمثيل التراكيز المولية لشوارد الأوكسونيوم على محور في عدة محاليل مائية مرقمة من (1) إلى (2)

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

لا نتمكن من ذلك ، لأننا لو مثلنا 10^{-5} mol/L بـ 1 cm ، يجب أن نمثل 10^{-1} mol/L بـ 100 m !!!
 إن إدخال المقدار pH لا يغير من وصف المحلول لكن يحل مشكلة التعامل مع هذه التراكيز .

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

أو

$$\text{pH} = -\text{Log} [\text{H}_3\text{O}^+]$$

حيث Log هو اللوغاريتم العشري ، أي $\text{Log } 10 = 1$ ، وأن خواص اللوغاريتم العشري هي نفسها خواص اللوغاريتم النيبيري .
ملاحظة

هذه العلاقة محدودة التطبيق ، حيث لا نطبقها إلا في حالة المحاليل المائية الممددة .

للمزيد : العلاقة الأصلية لحساب الـ pH هي $\text{pH} = -\text{Log } a(\text{H}_3\text{O}^+)$ ، حيث $a(\text{H}_3\text{O}^+)$ هو نشاط شاردة الهيدرونيوم

$$(1) \quad a(\text{H}_3\text{O}^+) = \gamma(\text{H}_3\text{O}^+) \times [\text{H}_3\text{O}^+]$$

حيث $\gamma(\text{H}_3\text{O}^+)$ هو معامل النشاط . $1 > \gamma > 0$

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

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

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

من العلاقة (2) نحسب I ومن العلاقة (3) نحسب γ ، ثم نعوض في العلاقة (1) من أجل حساب $a(\text{H}_3\text{O}^+)$.

لا نطلب من التلميذ معرفة هذه العلاقات لأنها خارج البرنامج ، بل نطلب فقط منه أن يلاحظ الفرق بين قيمة pH التي يحسبها بالعلاقة

$\text{pH} = -\text{Log} [\text{H}_3\text{O}^+]$ لمحلول مائي تركيزه المولي بشوارد H_3O^+ $0,1 \text{ mol/L}$ ، وقيمة الـ pH التي نحسبها بالعلاقة الأصلية .

بالعلاقة التقريبية نجد : $\text{pH} = 1$ ، أما بالعلاقة الأصلية نجد $\text{pH} = 1,82$.

كلما كان المحلول أكثر تمديدا ينتهي γ نحو القيمة 1 ، وبالتالي يكون $a(\text{H}_3\text{O}^+) \approx [\text{H}_3\text{O}^+]$

كلما كان المحلول مركزا نسبيا تصبح العلاقة $\text{pH} = -\text{Log} [\text{H}_3\text{O}^+]$ خاطئة .

حتى تكون دقة حساب الـ pH بالعلاقة $\text{pH} = -\text{Log} [\text{H}_3\text{O}^+]$ 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	1	2	3	4	5

فيسهل بذلك تمثيل قيم الـ pH على المحور ، لأن وصف حموضة المحلول بواسطة تركيز شوارد الهيدرونيوم أو بواسطة قيمة الـ pH

يؤدي لنفس النتيجة .

الـ pH يعبر عن حموضة المحلول المائي .
 كلما نقص التركيز المولي لشوارد الهيدرونيوم في المحلول المائي إزداد الـ pH

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$
 يزداد ← (pH) ← ينقص (H₃O⁺)

نقيس pH محلول مائي بواسطة مقياس الـ pH .

مهما كانت الاحتياطات المتخذة في تهيئة مقياس الـ pH ، فإن قيمة الارتياح المطلق لا تنزل تحت 0,05 .

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

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

$$7,08 \times 10^{-5} \text{ mol/L} \geq [H_3O^+] \geq 5,62 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$\Delta[H_3O^+] = \frac{(7,08 - 5,62) \times 10^{-5}}{2} = 7,3 \times 10^{-6} \text{ mol/L} : \text{ يكون الارتياح المطلق في هذا التركيز}$$

$$\text{ويكون الارتياح النسبي في التركيز: } \frac{\Delta[H_3O^+]}{[H_3O^+]} = 0,11 \text{ ، أي } 11\% .$$

ملاحظة :

في الكتاب المدرسي مكتوب في الصفحة 185 العبارة : **يوافق دقة قدرها 10% في معرفة تركيز $[H_3O^+]$**

(هذه العبارة غير دقيقة)

العبارة الدقيقة هي : **يوافق دقة من رتبة 10% في معرفة تركيز $[H_3O^+]$** (أي 10 أو 11 أو 12 حتى 19)

ما نريد الوصول إليه :

عندما نقيس pH نكتب دائماً النتيجة برقم واحد بعد الفاصلة . مثلاً وجدنا 3,32 : نكتب 3,30 ، وإذا وجدنا 3,37 نكتب 3,4

أي ندور النتيجة إلى رقمين معنويين ، لأن بين القيمتين 3,30 و 3,35 لسنا متأكدين من النتيجة لأن الإرتياح 0,05

ونفس الشيء بالنسبة لتركيز $[H_3O^+]$ الناتج عن قياس الـ pH يجب أن نكتب نتيجته برقمين معنويين على الأكثر .

5 - الجداء الشاردي للماء :

يحتوي لتر من الماء النقي في درجة الحرارة 25°C على 10^{-7} mol من شوارد الهيدرونيوم (الأوكسونيوم) 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 K_e بدرجة الحرارة

يزداد تشرد الماء بازدياد درجة الحرارة ، وبالتالي تزداد قيمة K_e .

$^\circ\text{C}$	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 أساسي من أجل $pH > 7$ ، أي $[H_3O^+] < [OH^-]$

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

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

7 - الحمض القوي والحمض الضعيف :

الحمض القوي هو الحمض الذي يتشرد كليا في المحلول المائي ، أما الحمض الضعيف هو الذي يتشرد جزئيا في المحلول المائي .
مثال : محلولان مائيان S_1 و S_2 ، حيث حصلنا على S_1 بحل حجم قدره $V_g = 22,4 \text{ mL}$ في لتر من الماء من غاز كلور الهيدروجين مقاس في الشرطين النظاميين لدرجة الحرارة والضغط . أما S_2 حصلنا عليه بحل كمية كتلتها $m = 2 \text{ g}$ من حمض الإيثانويك في الماء للحصول على 1 L من المحلول .

فسنا pH المحلول S_1 فوجدناه 3 ، وفسنا pH المحلول S_2 فوجدناه 3,4 .

بين أن حمض كلور الهيدروجين هو حمض قوي ، وأن حمض الإيثانويك هو حمض ضعيف .

الحل :

الحمض القوي هو الحمض الذي يكون فيه $[H_3O^+] = C$ ، حيث أن C هو التركيز المولي للحمض . مثلا بالنسبة لحمض كلور الهيدروجين ، إذا كان :

$$[HCl] = [H_3O^+] \text{ ، فإن هذا الحمض قوي .}$$

يتحلل حمض كلور الهيدروجين في الماء حسب المعادلة : $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$

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

$$[HCl] = C = \frac{n(HCl)}{V_1} = 10^{-3} \text{ mol / L}$$

لدينا $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3} \text{ mol / L}$ ، وبالتالي $[H_3O^+] = C$ ، ومنه حمض كلور الهيدروجين هو حمض قوي .

الحمض الضعيف هو الحمض الذي يكون فيه $[H_3O^+] < C$ ، حيث C هو التركيز المولي للحمض .

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

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

$$[CH_3COOH] = \frac{n}{V_2} = 10^{-2} \text{ mol / L}$$

لدينا $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3,4} \approx 4 \times 10^{-4} \text{ mol / L}$ ، وبالتالي $[H_3O^+] < C$ ، ومنه حمض الإيثانويك هو حمض ضعيف .

**في المحلول المائي لحمض قوي لا نجد جزيئات الحمض .
في المحلول المائي لحمض ضعيف نجد الأساس المرافق وكذلك نجد جزيئات الحمض .**

8 - الأساس القوي والأساس الضعيف

الأساس القوي هو الأساس الذي يتفاعل كليا مع الماء ، أما الأساس الضعيف هو الذي يتفاعل جزئيا مع الماء .

مثال

نلقي قطعة من الصوديوم كتلتها 575 mg في 1,15 g من الإيثانول النقي ، وفي نهاية التفاعل الذي نعتبره تاما ، نضيف للنتاج الماء المقطر فنحصل على محلول حجمه 1 L .

معادلة تفاعل الصوديوم مع الكحول هي : $C_2H_5-OH + Na \rightarrow (C_2H_5-O^-, Na^+) + \frac{1}{2} H_2$

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

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

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

الحل : 1 - عدد مولات (Na) : $n_{Na} = \frac{0,575}{23} = 0,025 \text{ mol}$

عدد مولات (C_2H_5OH) : $n_{al} = \frac{1,15}{46} = 0,025 \text{ mol}$. نلاحظ أن عدد مولات الجسمين المتفاعلين متساويان ، وبالتالي كلاهما

يختفي عند نهاية التفاعل .

من معادلة التفاعل نلاحظ أن : عدد مولات (C_2H_5OH) يساوي عدد مولات ($C_2H_5O^-$) ، ومنه التركيز المولي لشاردة

$$[C_2H_5O^-] = \frac{n_{al}}{V} = \frac{0,025}{1} = 0,025 \text{ mol / L}$$

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

ولكون الإيثانولات أساس قوي معناه يجب أن يكون : $[OH^-] = [C_2H_5O^-]$.

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-12,4}} = 0,025 \text{ mol / L}$$

، وبالتالي شاردة الإيثانولات هي أساس قوي .

II - التوازن الكيميائي

1 - تجربة

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



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 الأوكسونيوم 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 أسُهلكت ، 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 الكيميائي هي حالة يصلها التحول الكيميائي بحيث تكون المتفاعلات والنواتج بنسب ثابتة .
لا يوجد توازن في حالة تحول كيميائي تام لأن المتفاعلات لا تكون موجودة .

ملاحظة :

ابتداء من الآن نضع بين المتفاعلات والنواتج علامة (=) لنوضح بذلك أن التحول يحدث في الجهتين .

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 .

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 التامة .

4 - نسبة التقدم النهائي (τ)

التفاعل تام $\Leftrightarrow \tau = 1$
 التفاعل غير تام $\Leftrightarrow \tau < 1$
 يتعلق τ بكمية المادة الابتدائية للمتفاعلات

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

5 - كسر التفاعل

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

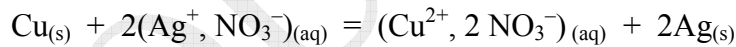
إذا كان التحول الكيميائي هو : $aA + bB = cC + dD$ ، فإن كسر التفاعل هو : $Q_r = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$

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

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

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

مثال 2 - : نضع صفيحة من النحاس في محلول نترات الفضة :



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

ملاحظة : في تفاعل الأسترة والإماهة لا نستثنى الماء من عبارة كسر التفاعل ، لأن في هذين التحولين الماء لا يكون حالاً .

مثلا : إماهة إيثانوات الإيثيل : $CH_3COO-C_2H_5 + H_2O = CH_3COOH + C_2H_5OH$

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

5 - ثابت التوازن

ثابت التوازن هو كسر التفاعل عند توازن الجملة . $K = Q_{r,f}$

يعبر كسر التفاعل وبالتالي ثابت التوازن عن الشكل الذي تكتب به معادلة التفاعل الكيميائي .

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

$$K_2 = \frac{1}{K_1} \text{ هو } CH_3COO^- + NH_4^+ = CH_3COOH + NH_3$$

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 برونشند ، ثم تذكر تعريفين آخرين للأحماض والأسس (السنة الثانية) .
- 2 - ما المقصود بثنائية أساس / حمض ؟
- 3 - اكتب الثنائيتين أساس / حمض الخاصتين بالماء .
- 4 - اكتب معادلة تفاعل حمض الميثانويك مع الماء ومعادلة تفاعل غاز النشادر مع الماء .

pH محلول مائي

أجب بصحيح أو خطأ

- 1 - pH محلول مائي يعبر عن تركيز شوارد الأوكسونيوم في المحلول .
- 2 - يتعلق pH محلول مائي بدرجة حرارة المحلول .
- 3 - العلاقة بين pH محلول و $[H_3O^+]$ هي $pH = \text{Log} [H_3O^+]$
- 4 - كلما كان محلول مائي أكثر حموضة كلما كان pH هذا المحلول أقل .
- 5 - عندما نمذد محلولاً مائياً لحمض قوي تنقص قيمة pH هذا المحلول .
- 6 - يملك محلول مائي أساسي pH أصغر من 7 .

نسبة تقدم تحوّل كيميائي

- 1 - ما المقصود بالتقدم النهائي والتقدم الأعظمي لتحوّل كيميائي ؟
- 2 - اذكر طريقتين لتحديد التقدم النهائي ، واذكر في كل طريقة شرط تطبيقها .
- 3 - عرف نسبة التقدم النهائي لتحوّل كيميائي .
- 4 - ما هي العلاقة بين x_f و x_{max} في حالة تحوّل تام ، ثم في تحوّل غير تام ؟
- 5 - هل يتعلق التقدم النهائي لتحوّل كيميائي بكمية المادة الابتدائية للمتفاعلات ؟

كسر التفاعل

- 1 - اكتب عبارة كسر التفاعل للتحوّل الكيميائي التالي :
$$CN^-(aq) + H_2O(l) = HCN(aq) + OH^-(aq)$$
- 2 - ماهو شرط أن لا يظهر تركيز فرد كيميائي في عبارة Q_r ؟
- 3 - هل قيمة Q_r تتغير خلال تطوّر التحوّل الكيميائي ؟
- 4 - كسرا التفاعل للتفاعل المباشر والتفاعل العكسي ، هل هما متناظران أم متعاكسان ؟

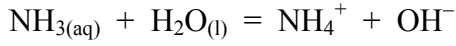
التوازن الكيميائي

- 1 - متى نقول عن جملة أنها في حالة التوازن ؟
- 2 - كيف نبرر بقاء جملة في حالة التوازن ؟
- 3 - عرف ثابت التوازن .
- 4 - هل يتعلق ثابت التوازن بكمية المادة الابتدائية للمتفاعلات ؟
- 5 - بماذا يتعلق ثابت التوازن ؟

الأجوبة

الأحماض والأسس

1 - 2 - 3 (ارجع للدرس واكتب الأجوبة قلتُ لك اكتب الأجوبة !! معناه تأخذ قلمًا وتكتب الأجوبة)



pH محلول مائي

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

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

3 - خطأ (العلاقة هي $pH = -\text{Log}[H_3O^+]$)

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

5 - خطأ (عندما نمثد المحلول ينقص تركيز الهيدرونيوم ، وبالتالي يزداد الـ pH) قلنا في السؤال : حمض قوي ، لأن في المحلول المائي لحمض قوي لا يتغير عدد مولات شوارد الهيدرونيوم عندما نمثده ، على عكس الحمض الضعيف .

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

نسبة تقدم تحوّل كيميائي

1 - (ارجع للدرس واكتب الجواب)

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 اللأوكسونيوم .

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

4 - في حالة تفاعل تام يكون : $x_f = x_{max}$ ، أما في حالة تفاعل غير تام يكون : $x_f < x_{max}$

5 - كلما أكثرنا من كمية المادة لأحد المتفاعلات كلما إزدادت نسبة التقدم النهائي للتحويل الكيميائي .

كسر التفاعل

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

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 الكيميائي

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

جدا تراكيز الأفراد المكتوبة على اليمين وجدا تراكيز الأفراد المكتوبة على اليسار .

4 - ثابت التوازن لا يتعلق بكمية المادة الابتدائية للمتفاعلات . 5 - ثابت التوازن يتعلّق بدرجة الحرارة