

وحدات التركيز

بصفة عامة تهتم كيمياء المحاليل بدراسة تركيز و تفكك وتفاعل المادة المذابة في المحلول المائي، كما يختلف سلوك المحاليل المائية حسب كمية و نوعية المادة المذابة (حمض – أساس – ملح).

تعريف..:

المحلول : هو خليط متجانس يتكون من :

مذاب : يكون صلب أو سائل أو غاز ويوجد بكمية صغيرة .

مذيب : يكون سائل ويوجد بكمية كبيرة وفي أغلب الحالات هو الماء المقطر.

■ **المول**: هو كمية المادة المكافئة لكتلة عدد أفوغادرو N_A من ذرات أو جزيئات أو شوارد المادة، يرمز له بـ n و وحدته

المول mol . لذلك و من أجل حساب عدد المولات لمركب كيميائي نستعمل العلاقة التالية:

n : عدد مولات المركب (mol) ، m : كتلة المركب (g) ، M : الكتلة المولية للمركب (g/mol)

عدد أفوغادرو N_A : $[N_A = 6,023 \times 10^{23} \text{ atome, molécule, ion }]$ مثال: 12g من C تحتوي على عدد

N_A من الذرات معناه $1 \text{ mol de carbone} = 12 \text{ g de carbone} = 6,023 \times 10^{23} \text{ atome de C}$

■ **الكتلة المولية Masse molaire**: هي مجموع الكتل الذرية المناسبة للعناصر المشكلة للجزيء أو المركب، يرمز لها بـ

M و وحدتها g/mol

1- وحدات التركيز:

يعبر عن كمية المذاب بوحدة مختلفة لذلك توجد عدة طرق للتعبير عن التركيز منها الكتلي والمولي والعياري

(1) التركيز الكتلي Concentration massique :

نعبر عن التركيز الكتلي بكتلة المادة (عدد الغرامات) المذابة في حجم 1 لتر من المحلول المائي، تعطى علاقة التركيز الكتلي بالصيغة التالية:

$$C_m = \frac{m}{V}$$

C_m : التركيز الكتلي $[g / L]$ ؛ m : عدد الغرامات المذابة $[g]$ ؛ V : حجم المحلول المائي $[L]$

تطبيق :

لدينا كأس حجمه 100 g وضعنا فيه كمية من الماء ثم قمنا بإذابة كتلة من السكر قدرها 1g ثم أكملنا الحجم بعد الذوبان الكامل إلى 100 ml
- ماهو التركيز الكتلي لهذا المحلول

(2) التركيز المولي أو المولارية Concentration molaire :**تعريف :**

نعتبر عن التركيز المولي بكمية المادة (عدد المولات) المذابة في حجم 1 لتر من المحلول المائي، تعطى علاقة التركيز المولي بالصيغة التالية:

$$C = \frac{m}{M \times V} \quad n = \frac{m}{M} \quad \boxed{C = \frac{n}{V}}$$

C : التركيز المولي [mol / L] ; **n :** عدد المولات المذابة [mol] ; **V :** حجم المذيب [L]

تطبيق :

نذيب 2 g من هيدروكسيد الصوديوم NaOH في الماء المقطر ونكمل الحجم إلى 500 ml .

- ماهو التركيز الكتلي لهذا المحلول .

- ماهو التركيز المولي لهذا المحلول .

العلاقة بين التركيز المولي والتركيز الكتلي :

$$C = \frac{m}{V \times M} \quad n = \frac{m}{M} \quad C = \frac{n}{V}$$

$$\boxed{C_m = C \times M}$$

(3) التركيز الكتلي المؤوي Pourcentage massique :

نعتبر عن التركيز الكتلي المؤوي بنسبة كتلة المادة المذابة (عدد الغرامات) على كتلة المذيب ضرب 100، تعطى علاقة التركيز الكتلي المؤوي بالصيغة التالية:

$$t \% = \frac{m_{\text{المذاب}}}{m_{\text{المذيب}}} \times 100$$

(4) النظامية Normalité (العيارية)

هي عدد المكافئات الغرامية المذابة في 1 لتر من المحلول المائي و تعطى وحدتها بـ (Eg/L) ، نقول عن محلول نظامي معناه نظاميته تساوي 1 أي 1 لتر من هذا المحلول يحتوي على 1 مكافئ غرامي.

$$N = \frac{X_{Eg}}{V} \longrightarrow X_{Eg} = \frac{m}{E_g}$$

X: عدد المكافئات الغرامية للمادة المذابة .

V: حجم المحلول (L).

m: كتلة المادة المذابة (g) .

Eg: المكافئ الغرامي للمادة المذابة .

(1.4) المكافئ الغرامي Equivalent gramme: هو كتلة المادة الموافقة لمول من الجسيمات سواء كانت بروتونات H^+ أو إلكترونات e^- . هناك ثلاث عائلات للمكافئات الغرامية مصنفة حسب تثبيت أو فقدان الجسيمات.

(أ)- المكافئ الغرامي للحمض: هو كتلة الحمض اللازمة لتحرير 1 مول من شوارد الهيدرونيوم H_3O^+ ، وتعطى علاقة المكافئ الغرامي للحمض بنسبة الكتلة المولية للحمض M_{acide} على عدد البروتونات H^+ المشاركة في جزيء الحمض وفقا للصيغة التالية.

$$Eg_{acide} = \frac{M_{acide}}{nH^+}$$



مثال المكافئ الغرامي لحمض كلور الماء HCl

$$\Rightarrow Eg_{HCl} = M_{HCl} / nH^+ = 36,5 / 1 = 36,5 \text{ g}$$

(ب)- المكافئ الغرامي للأساس: هو كتلة الأساس اللازمة لتحرير 1 مول من شوارد الهيدروكسيل OH^- ، وتعطى علاقة المكافئ الغرامي للأساس بنسبة الكتلة المولية للأساس M_{base} على عدد جزيئات OH^- المشاركة في جزيء الأساس وفقا للصيغة التالية.

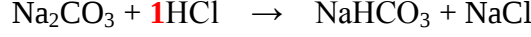
$$Eg_{base} = \frac{M_{base}}{nOH^-}$$



مثال المكافئ الغرامي لهيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$

$$\Rightarrow Eg_{Ca(OH)_2} = M_{Ca(OH)_2} / n OH^- = 74,1 / 2 = 37,05 \text{ g}$$

(ج) - المكافئ الغرامي للملح: هو الكتلة التي تتفاعل مع مكافئ غرامي واحد من حمض أو أساس. فمثلا عند حساب الوزن المكافئ الغرامي لكاربونات الصوديوم لابد من الإشارة إلى التفاعل الذي تدخل فيه.



المكافئ الغرامي لـ كاربونات الصوديوم في هذا التفاعل يساوي $1 / M_{\text{Na}_2\text{CO}_3}$ لأنها تفاعلت مع مكافئ غرامي واحد من الحمض

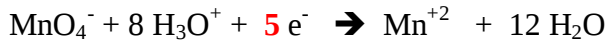


المكافئ الغرامي لـ كاربونات الصوديوم في هذا التفاعل يساوي $2 / M_{\text{Na}_2\text{CO}_3}$ لأنها تفاعلت مع 2 مكافئ غرامي من الحمض

(د) المكافئ الغرامي للأكسدة و الإرجاع: هو كتلة المؤكسد أو المرجع اللازمة لتثبيت أو تحرير 1 مول من الإلكترونات e^- ، وتعطى علاقة المكافئ الغرامي للأكسدة و الإرجاع بنسبة الكتلة المولية للمؤكسد أو المرجع $M_{\text{ox/red}}$ على عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة وفقا للصيغة التالية.

$$E_{\text{ox/red}} = \frac{M_{\text{ox/red}}}{ne^-}$$

مثال المكافئ الغرامي لبرمنغنات البوتاسيوم KMnO_4



$$\Rightarrow E_{\text{KMnO}_4} = M_{\text{KMnO}_4} / ne^- = 158 / 5 = 31,6 \text{ g}$$

إستنتاج :

$$E_g = \frac{M}{z}$$

يعطى المكافئ الغرامي بالعلاقة التالية :

M : الكتلة المولية .

Z : عدد المكافئات الغرامية الموجودة في 1 مول من المادة المذابة (E_g/mol) ويمثل :

- عدد مولات الشوارد H_3O^+ التي يحررها 1 مول من : الحمض .
- عدد المولات التي يحررها OH^- التي يحررها 1 مول من : الأساس .
- عدد مولات الإلكترونات التي يكتسبها 1 مول من المؤكسد أو التي يفقدها 1 مول من المرجع

تطبيق نقوم بإذابة كتلة $m = 20g$ من هيدروكسيد الصوديوم NaOH في حجم قدره 250 cm^3 فيتشكل المحلول S_1

1. أحسب عدد مولات هيدروكسيد الصوديوم المذابة
2. أحسب التركيز المولي للمحلول S_1
3. أحسب التركيز الكتلي للمحلول S_1
4. أحسب المكافئ الغرامي لهيدروكسيد الصوديوم ثم استنتج نظامية S_1
5. ما هو حجم الماء المقطر الواجب إضافته للمحلول S_1 للحصول على نظامية $N_2 = 0,5$

(5) العلاقة بين مختلف وحدات التركيز

- العلاقة بين التركيز المولي و التركيز الكتلي:

$$C_n = \frac{n}{V} \quad \text{et} \quad t = \frac{m}{V} \quad \text{et} \quad n = \frac{m}{M} \Rightarrow C_n = \frac{t}{M} \Rightarrow$$

$$C_n = \frac{t}{M}$$

- العلاقة بين التركيز المولي و النظامية:

$$N = \frac{nEg}{V} \quad \text{et} \quad nEg = \frac{m}{Eg} \Rightarrow N = \frac{m}{Eg \cdot V}$$

$$N = \frac{m}{Eg \cdot V} \quad \text{et} \quad Eg = \frac{M}{e} \Rightarrow N = \frac{m \cdot e}{M \cdot V} \Rightarrow$$

$$N = \frac{m \cdot e}{M \cdot V}$$

$$N = \frac{m \cdot e}{M \cdot V} = n \cdot \frac{e}{V} = C_n \cdot e$$

$$N = C_n \cdot e$$

(6) قانون التخفيف :

التخفيف أو ما يسمى بالتمديد يهدف إلى تحضير محاليل انطلاقا من محلول مركز لتتوصل منه على محلول مخفف وذلك عن طريق تغيير الحجم أي أنه من محلول الأم (المرجعي) المركز إلى محلول المخفف من العلاقة التالية :

$$n_1 = n_2 \quad \text{بعد قبل}$$

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

تسمى العلاقة الأخيرة بقانون التخفيف

(7) الخواص الفيزيائية للمحاليل التجارية :

البطاقة الملصقة في قارورة المحاليل التجارية في مخزن الكيمياء تحتوي على مجموعة من المعلومات المهمة جدا لكونها تعرفنا على خطورة وخواص هذا المحلول (البطاقة التقنية) من بين هذه المعلومات :

1 - النقاوة أو النسبة المئوية الكتلية % (P) :

$$P = \frac{m_{pure}}{m_{com}} \times 100$$

هي كتلة المادة النقية في 100 g من المادة التجارية وتعطى بالعلاقة التالية :

2 - الكتلة الحجمية :

$$\rho = \frac{m}{V}$$

هي النسبة بين كتلة المحلول وحجمه تقاس ب (g/cm³) أو (Kg/l) وتعطى بالعلاقة التالية

3 - الكثافة (d) :

$$d = \frac{\rho_s}{\rho_e}$$

هي النسبة بين كتلة حجم معين من المحلول وكتلة نفس الحجم من الماء

تمرين محلول من حمض كلور الماء حضر بإذابة 0.365 g من الحمض النقي في 100 mL من الماء المقطر .

1. اكتب معادلة انحلال الحمض في الماء

2. احسب التركيز الكتلي للحمض .

3. استنتج مولارية المحلول وعبر عنها بكل من شاردتيه .

4. استنتج نظاميته.

يعطى : $M_H = 1 \text{ g/mol}$

$M_{Cl} = 35.5 \text{ g/mol}$