

الفصل الأول : محموليات

I. مبادئ وأساسيات :

1. **الذرة atome** : هي أصغر جزء من العنصر يمكن أن يدخل في التفاعلات دون أن ينقسم. ذرات العنصر الواحد متشابهة، بمعنى أن العناصر تختلف عن بعضها البعض باختلاف ذراتها.
يرمز للذرة بحرف أو حرفين من تسميتها اللاتينية و ذلك حتى يمكن التمييز بينها و تسهيل دراستها مثل : ذرة أكسجين O ، ذرة نحاس Cu ، ذرة كربون C ، ذرة زئبق Hg .

بينما أبعاد الذرات يعبر عنها بوحدة الأنغستروم Angstrom حيث : $1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$

2. **الجزيء Molécule** : أصغر جزء من المادة (عنصر أو مركب). يمكن أن يوجد في حالة إنفراد و تتضح فيه خواص المادة.

أقسام الجزيئات:

جزيئات أحادية الذرة Molécule monoatomique : و هي الجزيئات التي تحتوي على ذرة واحدة فقط مثل الغازات الخاملة (Rn, Xe, Kr, Ar, Ne, He) وهذا يعني أنه يمكن القول على الرمز He : ذرة هيليوم أو جزيء هيليوم و كذلك على بقية الغازات الخاملة.

جزيئات ثنائية الذرة Molécule diatomique : و هي الجزيئات التي تحتوي على ذرتين فقط و هي 7 جزيئات : جزيء $I_2, Br_2, Cl_2, F_2, N_2, O_2, H_2$

جزيئات عديدة الذرات Molécule polyatomique : وهي التي تحتوي على أكثر من ذرتين مثل : جزيء الأوزون O_3 ، الكبريت S_8 ، الفسفور P_4 . المصدر الأول لمركبات التخرج في الجزائر

جزيئات المركبات Molécule composé : وهي التي تحتوي على ذرات من نوع مختلف مثل : جزيء الماء H_2O ، جزيء الجلوكوز $C_6H_{12}O_6$.

3. خواص المادة (Propriétés de la matière) :

الخواص الفيزيائية (Propriétés physiques) : هي صفات المادة التي يمكن إدراكها بالحواس مثل : اللون، اللطعم، الرائحة، درجة الغليان، درجة التجمد، اللعان، الكثافة، الوزن، الحجم.

الخواص الكيميائية (Propriétés chimiques) : هي صفات المادة التي تتضح عندما تدخل المادة في تفاعل كيميائي مثل النشاط التفاعلي ، الحموضة.

4. تغيرات المادة (Changement de la matière) :

التغير الفيزيائي (Changement physique) : هو دون ظاهري يحدث للمادة دون أن يفقدها هويتها.

أمثلة على التغيرات الفيزيائية : غليان الماء، تجمد الماء، ذوبان السكر في الماء، إنصهار الثلج، تكثف الماء، كسر الزجاج، تحول المادة من حالة صلبة إلى سائلة إلى غازية و العكس.

التغير الكيميائي (Changement Chimique): هو تغير يحدث للمادة فيحولها من مادة إلى أخرى ذات خواص مختلفة عن الأولى.

أمثلة على التغيرات الكيميائية : إحتراق الفحم، إنفجار قنبلة، الحليب الفاسد، صدأ الحديد.

5. الوزن الذري (Atomic Weight) A_w :

من المعلوم أن الذرات صغيرة جدا، فوزن ذرة الهيدروجين على سبيل المثال يساوي $1,67 \cdot 10^{-24}$ g ووزن ذرة الأوكسجين يساوي $2,66 \cdot 10^{-23}$ g ، وبذلك فإن التعامل مع هذه الأرقام الصغيرة جدا أمر غاية في الصعوبة ولذلك فمن المناسب مقارنة أوزان الذرات ببعضها البعض، وقد نتج عن هذه المقارنة أوزان نسبية للذرات، فمثلا الأوزان النسبية لذرات (H,C,O) هي على التوالي (1, 12, 16) و قد وضع لها وحدة تسمى وحدة الكتلة الذرية Unité de masse atomique و يرمز لها اختصارا uma فمثلا: الوزن الذري (الكتلة الذرية) للهيدروجين H : 1 uma ، للأوكسجين O : 16 uma .

و لقد وجد أن وحدة الوزن الذري تتناسب مع الأوزان الفعلية للذرات وأن وحدة الوزن الذري (uma) تساوي $1,66 \cdot 10^{-24}$ g .
تعريف الوزن الذري : هو معدل كتلة ذرات العنصر بالنسبة لكتلة ذرة الكربون ^{12}C والتي حددت بـ 12 وحدة كتلة ذرية uma

$$1 \text{ uma} = \frac{1}{12} m'_{12c}$$

6. الكتلة المولية M_w : الكتلة المولية لأي جسم تساوي مجموع الأوزان الذرية للذرات المكونة لجزيئ واحد منه ووحدتها g/mol . مثلا: $M_w(\text{H}_2\text{O}) = (2 \times 1 + 16) = 18 \text{ g/mol}$.

7. المول : كمية المادة التي تحتوي على عدد أفوغادرو N_A من الذرات أو الجزيئات.

8. عدد أفوغادرو N_A :

المول الواحد من أي مادة (سواءا جزيئات أو ذرات) يحوي على عدد أفوغادرو منها

$$N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ entités/mol}$$

أو: يدعى عدد الجزيئات أو الذرات المحتواة في 1 مول من المادة بعدد أفوغادرو

أو بتعريف آخر هو عدد الجزيئات المحتواة في 22,4 L لغاز مثالي في الشروط النظامية (0°C درجة مئوية و 1 atm ضغط جوي).

* ونظرا لأنه يصعب حساب الوزن الذري لذرة واحدة وذلك لصغرها، لذلك فمن المناسب أن نضخم الكمية حتى يمكن أن نتعامل معها و ذلك بأخذ مول من الذرات أو الجزيئات أي عدد أفوغادرو من الذرات أو الجزيئات.

أمثلة توضيحية :

مول واحد من جزيئات O_2 يحتوي على $6,023 \cdot 10^{23}$ جزيء أوكسجين
مول واحد من ذرات O يحتوي على $6,023 \cdot 10^{23}$ ذرة أوكسجين

* و قد وجد عمليا أن وزن المول بالغرام يساوي عدديا الوزن الذري من الذرات و يساوي الكتلة المولية من المركبات.

9. طرق حساب عدد المولات :

$$n = \frac{m (g)}{M_w (g/mol)}$$

n : عدد المولات m : وزن المادة بالغرام M_w : الكتلة المولية بوحدة g/mol

$$n = \frac{N (\text{atomes, molecules})}{N_A} = \frac{N}{6,023 \cdot 10^{23}} \Rightarrow N = n \cdot N_A$$

10. وزن الذرة الواحدة :

$$m' = \frac{M_w}{N_A} \quad (g) \quad \text{وزن الذرة الواحدة}$$

$$1 \text{ uma} = \frac{1}{12} m'_{12c} = \frac{1}{12} \times \frac{M_w(12c)}{N_A} = \frac{1}{12} \times \frac{12}{6,023 \times 10^{23}} \quad , \quad 1 \text{ uma} = \frac{1}{N_A}$$

$$1 \text{ uma} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$1 \text{ uma} = 1,66 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

$$m' = \frac{M_w}{N_A} = M_w \left(\frac{1}{N_A} \right) \text{ g}$$

$$m' = M_w \text{ uma}$$

11. الحجم المولي : هو حجم مول واحد من المادة في حالتها الغازية.

II. القوانين الوزنية : (Les lois pondérales)

1. النسبة المئوية الوزنية : لتعيين النسبة المئوية الوزنية لمكونات مركب كيميائي نقي نتبع خطوات المثال التالي :

عين النسبة المئوية الوزنية لمكونات كبريتات الصوديوم Na_2SO_4 النقية حيث : $\text{Na} = 23, \text{S} = 32, \text{O} = 16$

$$M_w(\text{Na}_2\text{SO}_4) = [(23 \times 2) + 32 + (16 \times 4)]$$

$$M_w = 142 \text{ g/mol}$$

المصدر الأول لمذكرات التخرج في الجزائر



نسبة Na :

$$\left. \begin{array}{l} 142 \text{ g (Na}_2\text{SO}_4) \longrightarrow 46 \text{ g (Na)} \\ 100 \% \longrightarrow x \end{array} \right\} \longrightarrow x = 32,4 \%$$

نسبة O :

$$\left. \begin{array}{l} 142 \text{ g (Na}_2\text{SO}_4) \longrightarrow 64 \text{ g (O)} \\ 100 \% \longrightarrow y \end{array} \right\} \longrightarrow y = 45,1 \%$$

نسبة S :

$$Z = 100 - (32,4 + 45,1) \longrightarrow z = 22,5 \%$$

2. العلاقة بين النسبة المئوية الوزنية و الصيغة الأولية للمركب :

باعتبار أن الصيغة الجزئية الأولية لمركب كيميائي تمثل عدد الذرات للعنصر في جزيئ واحد منه و على هذا الأساس يمكن التوصل للصيغة الجزئية الأولية للمركب النقي إذا عرفنا النسبة المئوية لمكونات أي جزيئ.

مثال 1 : مركب كيميائي يتكون من كربون و أكسجين بنسبة $27,28\%$ بالوزن C فإذا كان المركب نقي فما هي صيغته الأولية.

الحل : نفرض أن المركب C_xO_y

$$\text{نسبة C} = 27,28 \% \quad \Leftarrow \quad \text{نسبة O} = 100 - 27,28 = 72,72 \%$$

$$\left. \begin{array}{l} M_{C_xO_y} \longrightarrow 12x \text{ (C)} \\ 100\% \longrightarrow 27,28\% \text{ (C)} \end{array} \right\} \longrightarrow x = \frac{M \times 27,28}{100 \times 12} \dots\dots\dots (1)$$

$$\left. \begin{array}{l} M_{C_xO_y} \longrightarrow 16y \text{ (O)} \\ 100\% \longrightarrow 72,72\% \text{ (O)} \end{array} \right\} \longrightarrow y = \frac{M \times 72,72}{100 \times 16} \dots\dots\dots (2)$$

بأخذ النسبة $\frac{(2)}{(1)}$ نجد :

$$\frac{y}{x} = \frac{M \times 72,72}{100 \times 16} \times \frac{100 \times 12}{M \times 27,28} = 2$$

$$y = 2x \quad x = 1 \Rightarrow y = 2 \quad \text{معادلة مستقيم}$$

← المركب CO_2 وهي الصيغة الأولية.

مثال 2 : مركب كيميائي يتكون من البوتاسيوم K بنسبة % 26,57 بالوزن و الكروم Cr بنسبة % 35,36 و الأكسجين O بنسبة % 38,07 ، فإذا كان المركب نقي فما هي صيغته الأولية.

الحل : نأخذ مكونات المركب في 100 غ . $n = \% / M$

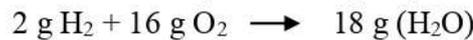
عدد الذرات	عدد المولات n	النسبة المئوية w	M_w	الذرة
$2 = 2 \times 1 = \frac{0,68}{0,68}$	$\frac{26,57}{39,1} = 0,68$	26,57	39,1	K
$2 = 2 \times 1 = \frac{0,68}{0,68}$	$\frac{35,36}{52} = 0,68$	35,36	52	Cr
$7 = 2 \times 3,5 = \frac{2,379}{0,68}$	$\frac{38,07}{16} = 2,379$	38,07	16	O

لإيجاد عدد الذرات نقسم n على أصغرها (0,68) ← المركب $K_2Cr_2O_7$.

3. قانون حفظ الكتلة لافوازييه Lavoisier :

إن التحولات الفيزيائية و الكيميائية للمادة لا تؤدي إلى خلق أو إفناء المادة و لكن تؤدي فقط إلى إعادة ترتيبها

(Rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme) مثل :



هذا القانون غير صالح في التفاعلات النووية.

4. قانون النسب المعرفة (الثابتة) بروسست Proust :

عند اتحاد جسمين بسيطين أو أكثر لتكوين مركب ما ، فإن هذا الاتحاد يتم دائما بنسب وزنية ثابتة (أي نسب الإتحاد تكون ثابتة) مهما كان مصدر هذا المركب أو طريقة تحضيره.

فالماء النقي سواء حصلنا عليه من المياه الجوفية أو من ماء المطر من آسيا أو إفريقيا أو من نواتج تفاعل كيميائي، يحتوي دائما على 11,1% من كتلته هيدروجينا و 88,9% من كتلته أكسجيناً. وكذلك يتكون غاز CO₂ من 3 غرامات من الكربون و 8 غرامات من الأوكسجين مهما كان نوع التفاعل المستعمل للحصول على CO₂.

مثال : يتكون كبريت الحديد FeS من الحديد Fe و الكبريت S حسب النتائج المبينة في الجدول التالي :

الحل :

رقم التجربة	M _{Fe} (g) الابتدائية	M _S (g) الابتدائية	M _S متبقية	M _{Fe} متبقية	M _{FeS} المتفاعلة	M _{Fe} متفاعلة	M _S متفاعلة	$\frac{M_{Fe}}{M_S}$
1	15	8	-	1	22	14	8	$\frac{14}{8} = 7/4$
2	28	20	4	-	44	28	16	$\frac{28}{16} = 7/4$
3	7	4	-	-	11	7	4	$\frac{7}{4} = 7/4$

و هي تحقق قانون النسب المعرفة

5. قانون النسب المضاعفة دالتون Dalton:

عندما يتحد عنصران A, B لإعطاء عدة مركبات كيميائية فإن كتل أحد العنصرين التي تتحد مع كتلة ثابتة من العنصر الثاني في هذه المركبات تكون فيما بينها أعداد بسيطة مضاعفة فيما بينها.

مثال 1 : في الماء H₂O يتحد 16 غرام من الأكسجين مع 2 غرام من الهيدروجين أما في الماء الأكسجيني H₂O₂ يتحد 32 غرام من الأكسجين مع 2 غرام من الهيدروجين. نلاحظ ان نسبة (16 : 32) هي نسبة بسيطة (1:2) أي نسب مضاعفة.

مثال 2 : المركبات الآتية : HNO₃ حمض النتريك، NH₂-NH₂ هيدرازين، NH₃ الأمونياك، NH₄Cl كلوريد الأمونيوم. تحتوي على عناصر الأزوت (N) و الهيدروجين (H) ، بين أن هذه المركبات تحقق قانون النسب المضاعفة.

الحل :

المركب	نسبة H	نسبة N	النسبة H / N	
HNO ₃	1,6	22,2	0,072	= 1 x 0.072
NH ₂ -NH ₂	12,59	87,41	0,144	= 2 x 0.072
NH ₃	17,76	82,24	0,216	= 3 x 0.072
NH ₄ Cl	7,54	26,32	0,286	= 4 x 0.072

هذه نسب مضاعفة فهي تحقق قانون النسب المضاعفة

ملاحظة : المركبات العضوية لا تخضع لهذا القانون.

III. المحاليل (Les solutions)

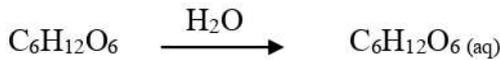
- تعريف المحلول: هو خليط متجانس من إثنين أو أكثر لأجسام نقية بنسب مختلفة بحيث لا يكون التفاعل الكيميائي بينهم.
- المذيب **Solvant**: هو الوسط المفرق (Dispersant) و هو بصفة عامة السائل الذي يتكون فيه المحلول مثل H_2O .
- المذاب **Soluté**: يتكون من جزيئات متفرقة (dispersée).

صور المادة المذابة في المحلول:

على هيئة أيونات (محلول أيوني أو إلكتروليتي) **électrolyte** :
مثل : ملح الطعام ($NaCl$) عند ذوبانه في الماء يتفكك إلى أيونات



على هيئة جزيئات (محلول حيادي أو غير إلكتروليتي) :
مثل سكر الجلوكوز عند ذوبانه في الماء يتفكك إلى جزيئات :



أنواع المحاليل السائلة :

- محلول غاز في سائل : مثل غاز الأوكسجين المذاب في البحار و الأنهار .
- محلول سائل في سائل : مثل الكحول في الماء .
- محلول صلب في سائل : مثل ملح الطعام في الماء .

1. تعريف تركيز المحلول : هو كمية المادة المذابة في كمية معينة من المحلول.

المحلول المخفف **Solution diluée** : هو المحلول الذي تكون فيه كمية المادة المذابة قليلة .

المحلول المركز **Solution concentrée** : هو المحلول الذي تكون فيه كمية المادة المذابة كبيرة .

المصدر الأول لمذكرات التخرج في الجزائر

2. طرق التعبير عن التركيز :

- 1.1. النسبة المئوية الوزنية للمذاب أو التركيز المئوي الوزني : كتلة المادة المذابة مقاسة بالغرامات الموجودة في 100 غ من المحلول (عدد الغرامات من المذاب في 100 غ من المحلول).

$$W\% = \frac{m_{soluté}}{m_{solution}} \times 100$$

$$m_{solution} = m_{soluté} + m_{solvant} \quad \text{حيث :}$$

و يمكن حساب كتلة المحلول إذا عرف حجم المحلول باستخدام العلاقة :

$$\rho_{sol} = \frac{m_{sol}}{V_{sol}} \Rightarrow m_{sol} = \rho_{sol} \times V_{sol}$$

حيث ρ : كثافة المحلول بوحدة g/L

m : كتلة المحلول بوحدة g

$$1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L} , 1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$$

2.2. التركيز الكتلي : هو كتلة المذاب الموجودة في 1 ل من المحلول (g/L)

3.2. المولارية (**Molarité**) : عدد المولات المذابة في لتر من المحلول. الوحدة (mol/l) \equiv molar

$$C \equiv M = \frac{n_{soluté}}{V_{sol} (L)}$$

4.2. المولالية (Molalité) : عدد مولات المذاب في 1 كغ من المذيب. الوحدة (mol/Kg) \equiv molal

$$m = \frac{n_{solute}}{m_{solvent} (kg)}$$

5.2. العلاقة بين المولارية و النسبة المئوية الوزنية و الكثافة لمحلول :

$$M = \frac{\left(\frac{w}{100}\right) \times d \times 1000}{M_w} \Rightarrow M \equiv C = \frac{w \times d \times 10}{M_w}$$

حيث d: كثافة المحلول بوحدة (g/cm³), (g/mL)

M: المولارية mol/L ، W% : النسبة المئوية الوزنية ، M_w : الكتلة المولية.

6.2. النظامية أو العيارية (Normalité) : هي عدد المكافئات (Eq) للمذاب الموجودة في 1 ل من المحلول.

$$N = \frac{Eq_{solute}}{V_{sol} (L)}$$

* المكافئ الغرامي لمركب عبارة عن كمية المادة التي تدخل مول من أيونات H⁺ أو OH⁻ في تفاعل حمض قاعدة أو مول من الإلكترونات في تفاعل أكسدة إرجاع.

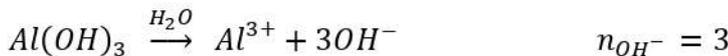
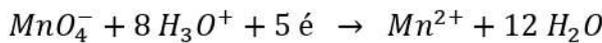
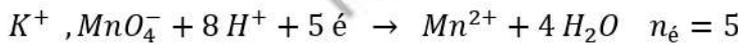
$$E_q = n_{mol} \times n_{(H^+, OH^-, e)}$$

$$E_q = \frac{m_{solute}}{M_w} \times n_{(H^+, OH^-, e)}$$

$$E_q = \frac{m_{solute}}{E_w \text{ الوزن الجزيئي}} , E_w = \frac{M_w}{n_{(H^+, OH^-, e)}} \Rightarrow E_q = \frac{m_{solute} \times n_{(H^+, OH^-, e)}}{M_w}$$

أو:

أمثلة :



7.2. العلاقة بين المولارية و النظامية :

$$N = M \times n_{(H^+, OH^-, e)}$$

8.2. الكسر المولي : هو النسبة بين عدد مولات أحد مكونات المحلول (n_i) إلى مجموع مولات كل مكوناته (n_t)

$$x_i = \frac{n_i}{n_t}, \quad \sum x_i = 1$$

$$x_A + x_B$$

$$\frac{n_A}{n_t} + \frac{n_B}{n_t} = \frac{n_t}{n_t} = 1, \quad n = \frac{m}{M}$$

9.2. العلاقة بين المولارية و التركيز الكتلي :

$$M \text{ (mol/L)} = \frac{\text{التركيز الكتلي } g/L}{M_w}$$

SAHLA MAHLA
المصدر الأول لمذكرات التخرج في الجزائر



mehda abouerrahmane