الفصل الأول : عموميات

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 بإختلاف ذراتها.

يرمز للذرة بحرف أو حرفين من تسميتها اللاتينية و ذلك حتى يمكن التمييز بينها و تسهيل دراستها مثل : ذرة أكسيجين O ، ذرة نحاس Cu ، ذرة كربون C ، ذرة زئبق Hg .

بينما أبعاد الذرات يعبر عنها بوحدة الأنغشتروم Angstrom حيث : $1\ A^{\circ} = 10^{-10}\,m$

2. الجزيء Molécule : أصغر جزء من المادة (عنصرا أو مركبا). 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 وهي 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.

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، اللمعان، 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 الفزيائية : 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.

SAHLA MAHLA
المصدر الأول لمذكرات التخرج في الجزائر
mehda abderrahmane

5. الوزن الذري Aw (Atomic Weight):

من المعلوم أن الذرات صغيرة جدا، فوزن ذرة الهيدروجين على سبيل المثال يساوي $1,67.10^{-24}$ g ووزن ذرة الأوكسيجين يساوي $2,66.10^{-23}$ 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 إختصارا uma فمثلا: الوزن الذري (الكتلة الذرية) للهيدروجين H : 1 uma ، للأوكسيجين O : 16 uma .

و لقد وجد أن وحدة الوزن الذري تتناسب مع الأوزان الفعلية للذرات وأن وحدة الوزن الذري (uma) تساوي $1,66.10^{-24}$ g.

تعريف الوزن الذري : هو معدل كتلة ذرات العنصر بالنسبة لكتلة ذرة الكربون ^{12}C والتي حددت بـ 12 وحدة كتلة ذرية uma

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

6. الكتلة المولية M_w : الكتلة المولية لأي جسم تساوي مجموع الأوزان الذرية للذرات المكونة لجزيئ واحد منه ووحدتها g/mol . مثلا: $M_w\ (H_2O) = (2x1 + 16) = 18$ g/mol .

7. المول : كمية المادة التي تحتوي على عدد أفوغادرو $\mathcal{N}_A$ من الذرات أو الجزيئات.

8. عدد أفوغادرو $\mathcal{N}_A$:

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

$$\mathcal{N}_A = 6,023.10^{23}\ \text{entités/mol}$$

SAHLA MAHLA
المصدر الأول للمذكرات التخرج في الجزائر
mehda abderrahmane

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 ($0^{\circ}C$ درجة مؤية و 1atm 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 $6,023 . 10^{23}$ جزيء أوكسجين
مول واحد من ذرات O يحتوي على $6,023 . 10^{23}$ 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

$$n = \frac{N\ (atomes, molecules)}{\mathcal{N}_A} = \frac{N}{6,023 \cdot 10^{23}} \quad \Rightarrow \quad N = n \cdot \mathcal{N}_A$$ عدد الجزيئات أو الذرات

10. وزن الذرة الواحدة :

$$m' = \frac{M_w}{\mathcal{N}_A} \quad (g) \qquad \text{وزن الذرة الواحدة}$$

$$1\ \text{uma} = \frac{1}{12}\,\text{m}'_{^{12}\text{c}} = \frac{1}{12} \times \frac{M_{w(^{12}c)}}{\mathcal{N}_A} = \frac{1}{12} \times \frac{12}{6{,}023 \times 10^{23}} \quad , \quad 1\ uma = \frac{1}{\mathcal{N}_A}$$

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

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

$$m' = \frac{M_w}{\mathcal{N}_A} = M_w \left(\frac{1}{\mathcal{N}_A}\right)\ g$$

$$m' = M_w\ uma$$

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 : $Na = 23,\ S = 32,\ O = 16$

$$M_{w(Na_2SO_4)} = [(23 \times 2) + 32 + (16 \times 4)]$$
$$M_w = 142\ \text{g/mol}$$

نسبة Na :

$$\left.\begin{array}{l} 142\ \text{g}\ (Na_2SO_4) \longrightarrow 46\ \text{g}\ (Na) \\ 100\ \% \longrightarrow x \end{array}\right\} \longrightarrow x = 32{,}4\ \%$$

نسبة O :

$$\left.\begin{array}{l} 142\ \text{g}\ (Na_2SO_4) \longrightarrow 64\ \text{g}\ (O) \\ 100\ \% \longrightarrow y \end{array}\right\} \longrightarrow y = 45{,}1\ \%$$

نسبة S :

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

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

بإعتبار 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

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

SAHLA MAHLA
المصدر الأول لمذكرات التخرج في الجزائر
mehda abderrahmane

M_{CxOy} ⟶ 12 x (C)

100 % ⟶ 27,28% (C)

$$\longrightarrow \quad x = \frac{M \times 27{,}28}{100 \times 12} \quad \cdots\cdots\cdots (1)$$

M_{CxOy} ⟶ 16 y (O)

100 % ⟶ 72,72% (O)

$$\longrightarrow \quad y = \frac{M \times 72{,}72}{100 \times 16} \quad \cdots\cdots\cdots (2)$$

بأخذ النسبة $\frac{(2)}{(1)}$ نجد :

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

$y = 2\,x$ معادلة مستقيم , $x = 1 \Rightarrow y = 2$

⇐ 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 . $n = \% / M$

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

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 :

$$2\ g\ H_2 + 16\ g\ O_2 \longrightarrow 18\ g\ (H_2O)$$

هذا القانون غير صالح في التفاعلات النووية.

4. قانون النسب المعرفة (الثابتة) بروست Proust :

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

SAHLA MAHLA المصدر الأول لمذكرات التخرج في الجزائر mehda abderrahmane

فالماء النقي سواء حصلنا عليه من المياه الجوفية أو من ماء المطر من آسيا أو إفريقيا أومن نواتج تفاعل كيميائي، يحتوي دائما على 11,1% من كتلته هدروجينا و 88,9% من كتلته أكسجينا.
وكذلك يتكون غاز CO_2 من 3 غرامات من الكربون و 8 غرامات من الأوكسجين مهما كان نوع التفاعل المستعمل للحصول على CO_2 .

مثال : يتكون كبريت الحديد FeS من الحديد Fe و الكبريت S حسب النتائج المبينة في الجدول التالي :
بين أن هذه النتائج تحقق قانون النسب المعرفة.

الحل :

رقم التجربة	M_{Fe} (g) الإبتدائية	M_S (g) الإبتدائية	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 B, A لإعطاء عدة مركبات كميائية 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 H_2O يتحد 16 غرام من الأكسجين مع 2 غرام من الهيدروجين
أما في الماء الأكسيجيني H_2O_2 يتحد 32 غرام من الأكسجين مع 2 غرام من الهيدروجين
نلاحظ ان نسبة (32: 16) هي نسبة بسيطة (1:2) أي نسب مضاعفة.

مثال 2 : المركبات الآتية : HNO_3 حمض النتريك، NH_2-NH_2 هيدرازين، NH_3 الأمونياك، NH_4Cl كلوريد الأمونيوم.
تحتوي على عنصرا الآزوت (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_4Cl	**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.

SAHLA MAHLA
mehdi abderrahmane

III.المحاليل (Les solutions)

- **تعريف المحلول** :هو خليط متجانس من إثنين أو أكثر لأجسام نقية بنسب مختلفة بحيث لا يكون التفاعل الكميائي 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

$$NaCl_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

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

$$C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{H_2O} C_6H_{12}O_{6\,(aq)}$$

أنواع المحاليل السائلة :
محلول غاز في سائل : مثل غاز الأكسجين 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 .

SAHLA MAHLA
المصدر الأول لمحررات التخرج في الجزائر
mehda abderrahmane

2. طرق التعبير عن التركيز :
1.2. 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).

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

حيث : $m_{solution} = m_{soluté} + m_{solvant}$

و يمكن حساب كتلة المحلول إذا عرف حجم المحلول بإستخدام 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

$1\ dm^3 = 1\ L$, $1cm^3 = 1mL$

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) ≡ 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) ≡ molal

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

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/cm^3), (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.

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

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

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

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

SAHLA MAHLA
المصدر الأول لمذكرات التخرج في الجزائر
mehda abderrahmane

أو:

$$E_q = \frac{m_{soluté}}{E_w} \text{ ، } E_w = \frac{M_w}{n_{(H^+,OH^-,e)}} \Rightarrow E_q = \frac{m_{soluté} \times n_{(H^+,OH^-,é)}}{M_w}$$

الوزن الجزيئي

أمثلة :

$H_2So_4 \xrightarrow{H_2O} 2H^+ + So_4^{2-}$ $\quad n_{H^+} = 2$

$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$ $\quad n_{OH^-} = 1$

$K^+ , MnO_4^- + 8\,H^+ + 5\,é \rightarrow Mn^{2+} + 4\,H_2O \quad n_é = 5$

$MnO_4^- + 8\,H_3O^+ + 5\,é \rightarrow Mn^{2+} + 12\,H_2O$

$Hcl \xrightarrow{H_2O} H^+ + Cl^-$ $\quad n_{H^+} = 1$

$Ca(OH)_2 \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+} + 2OH^-$ $\quad n_{OH^-} = 2$

$Al(OH)_3 \xrightarrow{H_2O} Al^{3+} + 3OH^-$ $\quad n_{OH^-} = 3$

$2K^+ , Cr_2O_7^{2-} + 14\,H^+ + 6\,é \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O \quad n_é = 6$

$Cr_2O_7^{2-} + 14\,H_3O^+ + 6\,é \rightarrow 2\,Cr^{3+} + 21\,H_2O$

7.2. العلاقة بين المولارية و النظامية :

$$N = M \times n_{(H^+, OH^-, é)}$$

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

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

$$x_A + x_B$$

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

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 abderrahmane