**Université A. MIRA de Bejaia** **Année universitaire 2026/2027**
**Faculté de Technologie**
**Département de Technologie**

# Série de TD N°1 –chimie 1–LMD–(TD) (Corrigé)

## Exercise 1

1. **Combien de moles représente 40,1 g de $MgSO_4$?**

***Rappels de cours :***

La quantité de matière n (en moles) est donnée par le rapport de la masse m (en grammes) sur la masse molaire M (en g/mol) : n = m / M.

La masse molaire moléculaire est égale à la somme des masses molaires atomiques de ses éléments constitutifs.

On calcule la masse molaire du sulfate de magnésium ($MgSO_4$) :

$M(MgSO_4) = M(Mg) + M(S) + 4 \times M(O)$.

$M(MgSO_4) = 24 + 32 + (4 \times 16) = 24 + 32 + 64 = 120$ g/mol.

On applique la formule avec la masse donnée (m = 40,1 g) : **$n = 40,1 / 120 \approx 0,334$**.

Donc **40,1 g de $MgSO_4$ représentent environ 0,33 mol**.

2. **Combien il y a t-il de grammes de fer dans une mole de $Fe_2O_3$?**

***Rappels de cours :***

La formule chimique d'un composé moléculaire indique le nombre de moles d'atomes de chaque élément pour une mole complète de ce composé.

La masse se déduit par la relation : $m = n \times M$.

Une mole d'oxyde de fer (III) de formule $Fe_2O_3$ contient exactement 2 moles d'atomes de fer (Fe) et 3 moles d'atomes d'oxygène (O).

La quantité de matière de fer correspondante est donc : n(Fe) = 2 mol.

On calcule la masse avec M(Fe) = 56 g/mol : $m(Fe) = 2 \times 56 = 112$.

**m(Fe) = 112 g**.

3. **Calculer la masse en grammes de $3,62\times10^{24}$ atomes de zinc et de $6,02\times10^{21}$ molécules d'eau**

***Rappels de cours :***

Le nombre d'entités N est relié à la quantité de matière n par la constante d'Avogadro $N_a$ : $n = N / N_a$.

En combinant cette relation avec la formule de la masse ($n = m / M$), on obtient l'expression directe : $m = (N \times M) / N_a$.

**a) Pour $3,62 \times 10^{24}$ atomes de zinc (Zn) :**

La quantité de matière : $n(Zn) = (3,62 \times 10^{24}) / (6,023 \times 10^{23}) \approx 6,01$ mol.

La masse de cet échantillon : $m(Zn) = n(Zn) \times M(Zn) = 6,01 \times 65,37 \approx 392,87$.

**m(Zn) = 392,87 g**.

**b) Pour $6,02 \times 10^{21}$ molécules d'eau ($H_2O$) :**

On calcule la masse molaire de l'eau : $M(H_2O) = (2 \times 1) + 16 = 18$ g/mol.

On détermine la quantité de matière : $n(H_2O) = (6,02 \times 10^{21}) / (6,023 \times 10^{23}) \approx$ 0,01 mol (précisément 0,009995 mol)

On déduit la masse de cet échantillon : $m(H_2O) = 0,01 \times 18 = 0,18$.

**$m(H_2O) = 0,18$ g**.

**4. Dans 0,6 moles de $CO_2$, combien y 'a- t-il de grammes et de molécules de CO2. Déduire le nombre d'atomes de carbone et d'oxygène?**

***Rappels de cours :***

Masse d'un échantillon : $m = n \times M$.

Nombre total de molécules : $N = n \times N_a$.

Le nombre d'atomes d'un élément se déduit en multipliant le nombre total de molécules par l'indice de cet élément présent dans la formule chimique brute.

**Masse de $CO_2$ :**

Masse molaire : $M(CO_2) = 12 + (2 \times 16) = 44$ g/mol.

Masse : $m(CO_2) = 0,6 \times 44 = 26,4$.

**$m(CO_2) = 26,4$ g**.

**Nombre de molécules de $CO_2$ :**

$N(CO_2) = 0,6 \times (6,023 \times 10^{23}) = 3,6138 \times 10^{23}$.

**$N(CO_2) = 3,61 \times 10^{23}$ molécules**.

**Nombre d'atomes de carbone (C) :**

La molécule de $CO_2$ contient 1 seul atome de carbone. Le nombre d'atomes de carbone est donc égal au nombre de molécules.

$N(C) = 1 \times (3{,}6138 \times 10^{23})$.

**$N(C) = 3{,}61 \times 10^{23}$ atomes**.

**Nombre d'atomes d'oxygène (O) :**

La molécule de $CO_2$ contient 2 atomes d'oxygène. Le nombre d'atomes d'oxygène est donc le double du nombre de molécules.

$N(O) = 2 \times (3{,}6138 \times 10^{23}) = 7{,}2276 \times 10^{23}$.

**$N(O) = 7{,}23 \times 10^{23}$ atomes**.

**Exercise 2:**

## Étude de la solution de Chlorure de fer (III) - $FeCl_3$

***Rappels de cours :***

**Masse molaire (M)** : Somme des masses molaires atomiques des éléments constituant la molécule.

**Concentration molaire (C)** : Rapport de la quantité de matière de soluté (n) sur le volume de la solution (V). Formule : $C = n / V$.

**Quantité de matière (n)** : $n = m / M$.

**Dissociation ionique** : La concentration des ions libérés dépend des coefficients stœchiométriques de l'équation de dissolution.

**Les données** : masse de soluté m = 5 g, volume de la solution V = 250 mL = 0,250 L, M(Fe) = 56 g/mol, M(Cl) = 35,5 g/mol.

**1. Calculer la masse molaire de $FeCl_3$ :**

$M(FeCl_3) = M(Fe) + (3 \times M(Cl))$.
$M(FeCl_3) = 56 + (3 \times 35{,}5) = 56 + 106{,}5 = 162{,}5$.
**$M(FeCl_3) = 162{,}5$ g/mol**.

**2. Quelle est la concentration molaire de la solution en $FeCl_3$ :**

On calcule d'abord la quantité de matière n : $n = m / M = 5 / 162{,}5 \approx 0{,}0308$ mol.
On calcule ensuite la concentration C : $C = n / V = 0{,}0308 / 0{,}250 \approx 0{,}123$.
**C = 0,123 mol/L**.

**3. Quelle est la concentration molaire en ions $Cl^-$ :**

L'équation de dissociation dans l'eau est : **$FeCl_3 \rightarrow Fe^{3+} + 3\ Cl^-$**.
Une mole de $FeCl_3$ libère 3 moles d'ions chlorure ($Cl^-$).
La concentration en ions $Cl^-$ est donc trois fois supérieure à la concentration de la solution : $[Cl^-] = 3 \times C$.

$[Cl^-] = 3 \times 0{,}123 = 0{,}369$.

**$[Cl^-] = 0{,}369$ mol/L**.

## Calculs de la normalité de l'acide phosphorique ($H_3PO_4$)

***Rappels de cours :***

**Normalité (N)** : Représente le nombre d'équivalents-grammes d'un soluté par litre de solution. Elle s'exprime en équivalent par litre (eq/L) ou en Normal (N).

**Relation avec la molarité** : $N = z \times C$, où z est le nombre d'ions $H^+$ libérables par l'acide.

L'acide phosphorique ($H_3PO_4$) est un triacide. Il peut libérer 3 protons $H^+$, donc pour cet acide, **z = 3**.

La masse molaire de $H_3PO_4$ est $M = (3 \times 1) + 31 + (4 \times 16) =$ **98 g/mol**.

**Cas A : 98 g de soluté par 500 mL de solution** :

On calcule la quantité de matière (n) : $n = m / M = 98 / 98 = 1$ mol.

On convertit le volume en litres : V = 500 mL = 0,500 L.

On calcule la molarité (C) : $C = 1 / 0{,}500 = 2$ mol/L.

On en déduit la normalité : $N = z \times C = 3 \times 2 = 6$.

**N = 6 eq/L (ou 6 N)**.

**Cas B (Question 1) : 0,2 équivalent-gramme de soluté par 50 mL de solution** :

Ici, l'énoncé donne directement le nombre d'équivalents-grammes (0,2 eq).

La formule directe de la normalité est : N = (Nombre d'équivalents) / Volume en Litres.

On convertit le volume : V = 50 mL = 0,050 L.

$N = 0{,}2 / 0{,}050 = 4$.

**N = 4 eq/L (ou 4 N)**.

**Cas C (Question 2) : 6 moles de soluté par 3000 $cm^3$ de solution** :

On convertit le volume en litres : sachant que 1 $cm^3$ = 1 mL, alors 3000 $cm^3$ = 3000 mL = 3 Litres.
On calcule la molarité (C) : $C = n / V = 6 / 3 = 2$ mol/L.
On en déduit la normalité en utilisant z = 3 : $N = z \times C = 3 \times 2 = 6$.
**N = 6 eq/L (ou 6 N)**.

## Exercice 3:

***Rappels de cours :***

**Fraction massique (w)** : C'est le rapport de la masse d'un constituant sur la masse totale du mélange. Formule : w(i) = m(i) / m(totale).
**Pourcentage massique** : C'est simplement la fraction massique multipliée par 100.
**Fraction molaire (x)** : C'est le rapport de la quantité de matière (nombre de moles) d'un constituant sur la quantité de matière totale du mélange. Formule : x(i) = n(i) / n(totale).
**La somme** des fractions massiques d'un mélange est toujours égale à 1. Il en va de même pour la somme des fractions molaires.
**Les données:** masse du soluté m(NaCl) = 5,85 g, masse du solvant m($H_2O$) = 100 g, M(NaCl) = 58,5 g/mol et M($H_2O$) = 18 g/mol.

**1. Calculer la fraction massique et le pourcentage massique de NaCl** :

On doit d'abord calculer la masse totale de la solution :
m(totale) = m(NaCl) + m($H_2O$).
m(totale) = 5,85 + 100 = 105,85 g.
On applique la formule de la fraction massique :
w(NaCl) = m(NaCl) / m(totale) = 5,85 / 105,85 ≈ 0,0553.

**Fraction massique w(NaCl) = 0,0553** .

Pour le pourcentage, on multiplie par 100 : 0,0553 × 100 = 5,53.
**Pourcentage massique = 5,53 %**.

**2. Calculer la fraction massique de l'eau** :

On applique la même formule pour l'eau : w($H_2O$) = m($H_2O$) / m(totale) = 100 / 105,85 ≈ 0,9447.
**Fraction massique w($H_2O$) = 0,9447**.

**3. Calculer la fraction molaire de NaCl et celle de l'eau** :

Calcul des quantités de matière (n = m / M) pour chaque constituant.

Pour le sel : n(NaCl) = 5,85 / 58,5 = 0,10 mol.
Pour l'eau : n($H_2O$) = 100 / 18 ≈ 5,556 mol.

Calcul de la quantité de matière totale du mélange.

n(totale) = n(NaCl) + n($H_2O$) = 0,10 + 5,556 = 5,656 mol.

Calcul des fractions molaires.

**Fraction molaire du sel :** x(NaCl) = n(NaCl) / n(totale) = 0,10 / 5,656 ≈ 0,0177.

**Fraction molaire x(NaCl) = 0,0177** .

**Fraction molaire de l'eau :** $x(H_2O) = n(H_2O) / n(totale) = 5,556 / 5,656 \approx 0,9823$.

**Fraction molaire $x(H_2O) = 0,9823$** *(sans unité).*

**V***érification : $x(NaCl) + x(H_2O) = 0,0177 + 0,9823 = 1$.*

**Exercice 4:**

***Rappels de cours :***

**Molarité d'une solution commerciale ($C_{initiale}$)** : $C = (P \times \rho) / M$, où P est la fraction massique (pourcentage / 100) et ρ la masse volumique en g/L.

**Normalité ($N_{initiale}$)** : $N = z \times C$, avec z le nombre d'ions $H^+$ libérés par l'acide.

L'acide sulfurique ($H_2SO_4$) est un diacide, il libère 2 protons $H^+$, donc **z = 2**.

Conversion de la masse volumique : ρ = 1,385 kg/L = 1385 g/L.

Fraction massique : P = 49 % = 0,49.

Masse molaire de $H_2SO_4$ : $M = (2 \times 1) + 32 + (4 \times 16) = 98$ g/mol.

Calcul de la molarité initiale : $Ci = (1385 \times 0,49) / 98 = 678,65 / 98 =$ **6,925 mol/L**.

Calcul de la normalité initiale : $Ni = 2 \times 6,925 =$ **13,85 N**.

## 1. Volume à prélever pour préparer 1 Litre d'une solution de normalité égale à 0,5 N

***Rappels de cours :***

Loi de dilution appliquée à la normalité (conservation des équivalents-grammes) :

$N_{initial} \times V_{initial} = N_{final} \times V_{final}$.

Données de la solution finale (fille) : Vf = 1 L = 1000 mL et Nf = 0,5 N.

Application de la formule : $V_i = (N_f \times V_f) / N_i$.

$V_i = (0,5 \times 1000) / 13,85 = 500 / 13,85 \approx 36,10$.

**$V_i$ = 36,10 mL**.

## 2. Volume à prélever pour préparer 400 mL de solution de normalité égale à 1 N

Données de la solution finale : Vf = 400 mL et Nf = 1 N.

Application de la formule : $V_i = (N_f \times V_f) / N_i$.

$V_i = (1 \times 400) / 13,85 = 400 / 13,85 \approx 28,88$.

**$V_i$ = 28,88 mL**.

## 3. Volume à prélever pour préparer 250 mL de solution de molarité égale à 0,2 mol/L

***Rappels de cours :***

L'énoncé donne ici la concentration de la solution finale en **molarité** (mol/L).

Il faut donc utiliser la loi de dilution exprimée en molarité (conservation de la quantité de matière) : $C_i \times V_f = C_f \times V_f$.

*Démarche et calculs :*

Données de la solution finale : $V_f = 250$ mL et $C_f = 0{,}2$ mol/L.

La solution mère a une molarité calculée à l'étape préliminaire : $C_i = 6{,}925$ mol/L.

Application de la formule : $V_i = (C_f \times V_f) / C_i$.

$V_i = (0{,}2 \times 250) / 6{,}925 = 50 / 6{,}925 \approx 7{,}22$.

**$V_i$ = 7,22 mL**.

**Université A. MIRA de Bejaia** **Année universitaire 2026/2027**
**Faculté de Technologie**
**Département de Technologie**

# Série de TD N°1 –d'exercices d'applications– Chimie 1- LMD–( Cours)

# (Corrigé)

## Exercice 1

a) Un corps pur contient une seule espèce chimique, tandis qu'un mélange contient plusieurs espèces chimiques.

| Substance | Nature |
|---|---|
| le dioxygène ($O_2$) | Corps pur |
| l'argent (Ag) | Corps pur |
| le sel de cuisine (NaCl) | Corps pur |
| l'eau minérale | Mélange |
| l'eau de mer | Mélange |
| l'huile | Mélange |
| l'eau sucrée | Mélange |

b) Corps simples et corps composés:

| Corps simples | Corps composés: |
|---|---|
| Dioxygène ($O_2$), l'argent (Ag) | Le sel de cuisine (NaCl), l'eau minérale, l'eau de mer, l'huile et l'eau sucrée |

c) Un mélange homogène ne présente qu'une seule phase visible, alors qu'un mélange hétérogène en présente au moins deux

| **Mélange** | **Type de mélange** |
|---|---|
| L'air | Homogène |
| Le sol | |
| Vinaigrette | Hétérogène |
| L'eau distillée | Homogéne |
| Limaille de fer +sucre | Hétérogène |
| L'eau du robinet | Homogène |
| Le sucre + eau (solution). | Homogène |

## Exercice 2

a) **Masse d'eau correspondante**

$$m=\rho \times V$$
$$m=1\ g$$

**b) Quantité de matière des atomes d'oxygène et d'hydrogène**

$n(H_2O)=\frac{m}{M}=\frac{1}{18}$

$n(H_2O)=5.56\times10^{-2}\ mol$

Nombre de molécules d'eau

$N_{H2O}=n(_{H2O})N_A$

$N_{H2O}=5.56\times10^{-2}\times6.023\times10^{23}$

$N_{H2O}=3.35\times10^{22}$ molecules

Nombre d'atomes d'hydrogène et d'oxygène

c) **Nombre d'atomes d'oxygène**

Chaque molécule contient un seul atome d'oxygène :

$N_O=N_{H2O}$

$N_O= 3.35\times10^{22}$ molecules

d) **Nombre d'atomes d'hydrogène**

Chaque molécule contient deux atomes d'hydrogène :

$N_H=2\times N_{H2O}$

$N_H = 6.69\times10^{22}$ atomes

## Exercice 3

### Solution commerciale d'acide chlorhydrique (HCl)

***Rappels de cours :***

C : Concentration molaire de la solution commerciale (en mol/L).

P : Fraction massique (ou degré de pureté). C'est un nombre sans dimension (compris entre 0 et 1). Si la pureté est de 37 %, alors P = 0,37.

ρ : Masse volumique de la solution commerciale (en g/L).

M : Masse molaire du soluté pur (en g/mol).

$V_{solution}$ : Volume total de la solution (en L).

$m_{solution}$ : Masse totale de la solution (en g).

$m_{soluté}$ : Masse du soluté pur dissous dans la solution (en g).

La concentration molaire est le rapport entre la quantité de matière de soluté ($n_{soluté}$) et le volume de la solution ($V_{solution}$).

Formule : $\mathbf{C = n_{soluté} / V_{solution}}$

La quantité de matière du soluté pur s'exprime par le rapport de sa masse sur sa masse molaire : $\mathbf{n_{soluté} = m_{soluté} / M}$

En remplaçant cette expression dans la formule initiale de la concentration, on obtient :

$\mathbf{C = m_{soluté} / (M \times V_{solution})}$

La solution n'est pas pure à 100 %. La fraction massique P lie la masse du soluté pur à la masse totale de la solution : $\mathbf{P = m_{soluté} / m_{solution}}$

On peut donc isoler la masse du soluté : $\mathbf{m_{soluté} = P \times m_{solution}}$

En injectant cette relation dans notre équation de concentration on obtient :

$\mathbf{C = (P \times m_{solution}) / (M \times V_{solution})}$

Le rapport de la masse totale de la solution sur son volume ($m_{solution} / V_{solution}$) correspond exactement à la définition de la masse volumique ρ : $\mathbf{\rho} = m_{solution} / V_{solution}$

En remplaçant ce rapport par ρ dans l'équation précédente, on aboutit directement à la formule finale : $\mathbf{C = (P \times \rho) / M}$

où P est exprimé en fraction (pourcentage divisé par 100), ρ en g/L, et M est la masse molaire en g/mol.

**Dilution** : Lors de l'ajout d'eau (solvant), la quantité de matière de soluté se conserve. La relation mathématique est : Ci× Vi = Cf × Vf.

1. **Calculer la concentration molaire de la solution commerciale** :

**Données :** ρ = 1,19 kg/L (soit 1190 g/L), Pureté = 37 % (soit P = 0,37), M(HCl) = 36,46 g/mol.

Masse d'un litre de solution : 1190 g.

Masse d'acide pur dans ce litre : m = 1190 × 0,37 = 440,3 g.

Concentration C = 440,3 / 36,46 ≈ 12,076.

**C = 12,08 mol/L**.

2. **Calculer le volume de solution commerciale à prélever** :

Données de la solution finale (fille) : Vf = 500 mL, Cf= 0,200 mol/L.

On applique la loi de dilution pour trouver Vi : Vi= (Cf × Vf) / Ci.

Vi= (0,200 × 500) / 12,08 = 100 / 12,08 ≈ 8,278.

**Vi = 8,28 mL**.

**3. Préciser la règle pratique de sécurité lors de la dilution** :

La dissolution d'un acide fort concentré dans l'eau dégage énormément de chaleur (réaction fortement exothermique).

**Règle de sécurité absolue :** Il faut toujours verser lentement **l'acide dans l'eau** (le long de la paroi du bécher), et ne **jamais verser l'eau dans l'acide**, afin d'éviter les projections soudaines et dangereuses de liquide corrosif.

## Dissolution du Chlorure de fer (III) - $FeCl_3$

**Masse molaire (M)** : Somme des masses molaires des atomes du composé.

**Concentration molaire (C)** : C = n / V (avec n = m / M).

**Dissociation ionique** : Un sel ionique soluble se sépare en cations (ions positifs) et anions (ions négatifs) dans l'eau. Les concentrations de ces ions sont proportionnelles aux coefficients stœchiométriques de l'équation de dissolution.

**1. Calculer la masse molaire de $FeCl_3$** :

Données : M(Fe) = 56 g/mol, M(Cl) = 35,5 g/mol.

$M(FeCl_3) = M(Fe) + (3 \times M(Cl))$.

$M(FeCl_3) = 56 + (3 \times 35,5) = 56 + 106,5 = 162,5$.

**$M(FeCl_3) = 162,5$ g/mol**.

**2. Calculer la concentration molaire de $FeCl_3$** :

Données : Masse m = 8,125 g, Volume V = 250 mL = 0,250 L.

Calcul de la quantité de matière n : n = m / M = 8,125 / 162,5 = 0,050 mol.

Calcul de la concentration C : C = n / V = 0,050 / 0,250 = 0,20.

**C = 0,20 mol/L**.

**3. Écrire l'équation de dissociation de $FeCl_3$ dans l'eau** :

Le sel solide se dissocie totalement pour former un ion Fer(III) et trois ions chlorure.

**$FeCl_3(s) \rightarrow Fe^{3+}(aq) + 3\ Cl^-(aq)$**

**4. En déduire les concentrations molaires des ions $Fe^{3+}$ et $Cl^-$ :**

D'après les coefficients stœchiométriques de l'équation ci-dessus, une mole de $FeCl_3$ libère 1 mole d'ion $Fe^{3+}$ et 3 moles d'ions $Cl^-$.

Concentration de l'ion fer(III) : $[Fe^{3+}] = 1 \times C = 0,20$.

**$[Fe^{3+}] = 0,20$ mol/L**.

Concentration de l'ion chlorure : $[Cl^-] = 3 \times C = 3 \times 0,20 = 0,60$.

**$[Cl^-] = 0,60$ mol/L**.