

CORRECTION DES EXERCICES CHAPITRE 4 CHIMIE

DONNEES POUR TOUS LES EXERCICES :

MASSES MOLAIRES ATOMIQUES

$M(S) = 32,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$	$M(O) = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$	$M(Mn) = 54,9 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$	
$M(H) = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$	$M(Al) = 27,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$	$M(K) = 39,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$	$M(C) = 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
$M(Fe) = 55,8 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$	$M(Cu) = 63,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$	$M(N) = 14,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$	

NUMEROS ATOMIQUES

- atome d'aluminium(Al) $Z = 13$
- atome de potassium(K) $Z = 19$

EXERCICE 1 : Calculer une quantité de matière à partir d'une concentration molaire

La mer Morte a une concentration molaire en quantité de matière d'ions sodium telle que $C = 1,2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Calculer la quantité de matière n d'ions sodium présente dans 200,0 mL d'eau de la Mer Morte

$$\left. \begin{array}{l} c = 1,2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \\ V = 200,0 \text{ mL} \end{array} \right\} m = C \times V = 1,2 \times 200,0 \times 10^{-3} = 0,24 \text{ mol}$$

EXERCICE 2 : Calculer une concentration en quantité de matière

Une solution est obtenue en dissolvant une quantité de matière $n_{\text{glucose}} = 0,17 \text{ mol}$ de glucose dans de l'eau. Le volume de la solution est $V_{\text{solution}} = 100,0 \text{ mL}$.

1. **Exprimer** la concentration en quantité de matière de glucose dans cette solution.
2. **Calculer** sa valeur

$$\begin{array}{l} n = 0,17 \text{ mol} \\ V_{\text{sol}} = 100,0 \text{ mL} \end{array} \quad \begin{array}{l} 1) \quad C = \frac{n}{V_{\text{sol}}} \\ 2) \quad C = \frac{0,17}{100,0 \times 10^{-3}} = 1,7 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \end{array}$$

EXERCICE 3 : Concentration molaire – Concentration massique

- 1) **Calculer** la concentration molaire en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de chacune des solutions aqueuses désinfectantes suivantes :
 - a) $V = 1,0 \text{ L}$ contenant $n = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mmol}$ de diiode
 - b) $V = 500 \text{ mL}$ contenant $n = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ de diiode
- 2) **Calculer** la concentration massique en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ de chacune des solutions aqueuses suivantes
 - a) $V = 250 \text{ mL}$ contenant $m = 10,0 \text{ g}$ de chlorure de sodium
 - b) $V = 5,0 \text{ L}$ contenant $m = 50 \text{ mg}$ de glucose
- 3) Une solution d'acide sulfurique a une concentration massique en H_2SO_4 de $C_m = 2,30 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$
Calculer la concentration molaire en H_2SO_4 de cette solution

Exo 11

$$1) \text{ a) } C = \frac{n}{V_{\text{sol}}} = \frac{1,00 \times 10^{-2} \times 10^{-3}}{1,0} = 1,00 \times 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$\text{b) } C = \frac{n}{V_{\text{sol}}} = \frac{5,00 \times 10^{-3}}{500 \times 10^{-3}} = 0,01 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$2) \text{ a) } C_m = \frac{m}{V_{\text{sol}}} = \frac{10,0}{250 \times 10^{-3}} = 40 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$\text{b) } C_m = \frac{m}{V_{\text{sol}}} = \frac{50 \times 10^{-3}}{5,0 \text{ L}} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$$

EXERCICE 4 : Compléter des relations

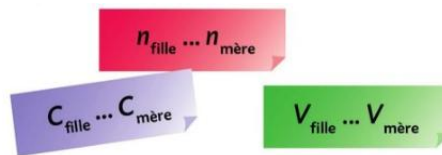
On souhaite préparer une solution fille par dilution d'une solution mère.

On note

- $C_{\text{mère}}$: Concentration en soluté de la solution mère ;
- C_{fille} : Concentration en soluté de la solution fille ;
- $V_{\text{mère}}$: Volume de solution mère prélevé ;
- V_{fille} : Volume de la solution fille ;
- $n_{\text{mère}}$: Quantité de soluté contenue dans le prélèvement de solution mère ;

Compléter les relations suivantes à l'aide des signes $<$, $>$ ou $=$.

$$n_{\text{fille}} = n_{\text{mère}}$$
$$C_{\text{fille}} < C_{\text{mère}}$$
$$V_{\text{fille}} > V_{\text{mère}}$$

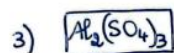
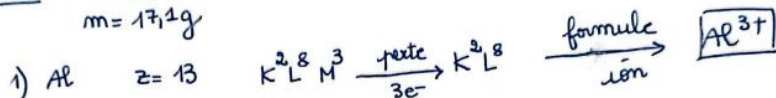


EXERCICE 5 : Concentrations massique et molaire

Un volume $V = 250$ mL de solution de sulfate d'aluminium a été obtenu par dissolution totale d'une masse $m = 17,1$ g de sulfate aluminium solide.

- 1) **Donner** la formule de l'ion que pour former l'atome d'aluminium. **Justifier**.
- 2) **Donner** la formule de l'ion sulfate sachant qu'il est composé : 1 atome de soufre et de 4 atomes d'oxygène, le tout ayant gagné 2 électrons)
- 3) **Donner** la formule brute du sulfate d'aluminium solide
- 4) **Calculer** la concentration massique de la solution.
- 5) **Calculer** la quantité de matière initiale de sulfate d'aluminium solide
- 6) **Calculer** la concentration molaire de la solution obtenue
- 7) On complète la solution précédente à $V = 1,00$ L en ajoutant de l'eau. **Calculer** la concentration C' de la solution obtenue.

Ex 09 $V = 250$ mL
 $m = 17,1$ g



4) $n = \frac{m}{M} = \frac{17,1}{2 \times 27,0 + 3 \times 32,1 + 12 \times 16} = 0,05$ mol

5) $C = \frac{n}{V_{\text{sol}}} = \frac{0,05}{250 \times 10^{-3}} = 0,2$ mol L^{-1}

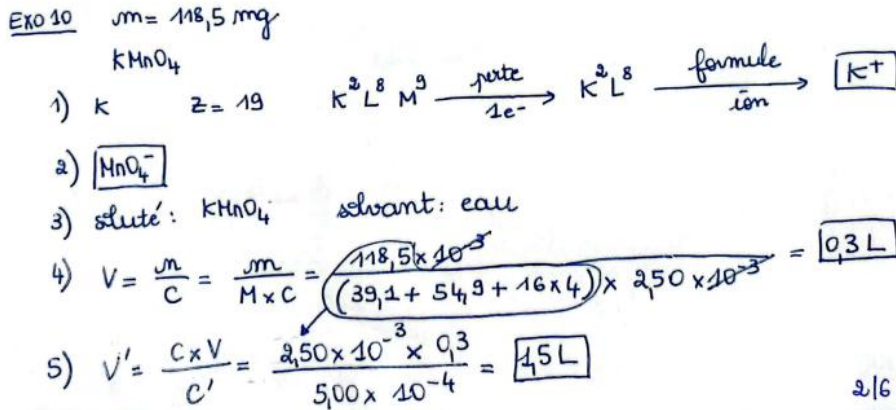
6) $V_{\text{sol}} = 1$ L $C' = \frac{n}{V'_{\text{sol}}} = \frac{0,05}{1} = 0,05$ mol L^{-1}

EXERCICE 6 : Concentration molaire

On pèse $m = 118,5$ mg de permanganate de potassium solide (KMnO_4) qu'on dissout dans de l'eau.

Il se forme les ions potassium et les ions permanganate.

- 1) **Donner** la formule de l'ion que pour former l'atome de potassium. **Justifier**
- 2) En **déduire** la formule de l'ion permanganate
- 3) **Préciser** qui est le soluté et qui est le solvant
- 4) Dans quel volume d'eau faut-il dissoudre les $m = 118,5$ mg de soluté pour obtenir une solution de permanganate de potassium à la concentration de $C = 2,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$?
- 5) **Calculer** le volume de solution mère qu'il faut prélever pour obtenir la solution de concentration $C' = 5,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$.



EXERCICE 7 : Déterminer une concentration en masse

Des résultats d'analyses effectuées sur une eau minérale donnent une concentration en ions magnésium égale à $3,1 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

1. **Déterminer** la concentration en masse des ions magnésium dans l'eau minérale à partir des résultats d'analyses.
2. La concentration en masse déterminée est-elle en accord avec l'indication qui figure sur l'étiquette ?

Minéralisation caractéristique (mg/L)

Ca^{2+}	Calcium • 468
Mg^{2+}	Magnésium • 74,5
Na^+	Sodium • 9,4
SO_4^{2-}	Sulfate • 1121
HCO_3^-	Bicarbonate • 372

> Étiquette de l'eau minérale

$H(\text{Mg}) = 24,3 \text{ g/mol}$

$C = 3,1 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

$C_m = C \times M = 3,1 \times 10^{-3} \times 24,3 = 75,3 \times 10^{-3} \text{ g.L}^{-1}$

$C_m = 75,3 \text{ mg.L}^{-1}$ } OK

EXERCICE 8 : Elaborer un protocole de dilution

On prépare 100,0 mL d'une solution de concentration en ions cuivre (II)

$C_f = 4,0 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ à partir d'une solution

de concentration en ions cuivre (II) $C_m = 1,6 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

Élaborer le protocole expérimental de cette dilution en choisissant, dans la liste ci-dessous, le matériel adapté :

Matériel disponible :

- Pipettes jaugées : 10,0 ; 20,0 ; 25,0 mL
- Fioles jaugées : 50,0 ; 100,0 ; 150,0 mL

Evo13 $V_f = 100 \text{ mL}$
 $C_f = 4,0 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$
 $C_m = 1,6 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

$n_{\text{mère}} = n_{\text{fille}}$

$C_{\text{mère}} \times V_{\text{mère}} = C_{\text{fille}} \times V_{\text{fille}}$

$V_{\text{mère}} = \frac{C_{\text{fille}} \times V_{\text{fille}}}{C_{\text{mère}}}$

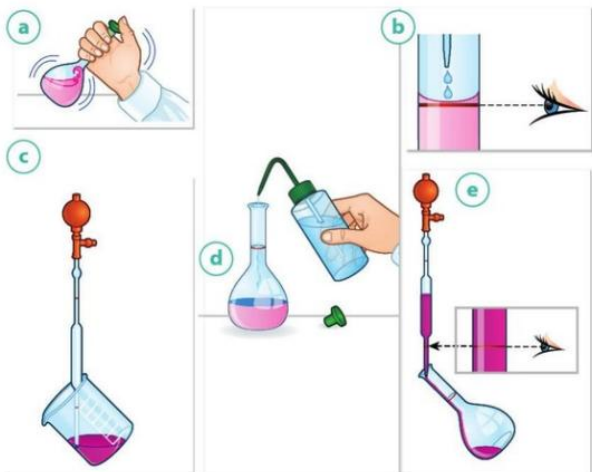
$= \frac{4,0 \times 10^{-4} \times 100}{1,6 \times 10^{-3}}$

$= 25 \text{ mL}$

- 1) Bécher avec solution mère
- 2) pipette jaugée de 25 mL rincée eau distillée puis avec solution mère
- 3) verser dans fiole jaugée 100 mL rincée eau distillée
- 4) ajouter eau distillée
- 5) homogénéiser

EXERCICE 9 : Réaliser une dilution

Les étapes de la dilution d'une solution sont données, ci-après, dans le désordre. Remettre ces étapes dans l'ordre chronologique

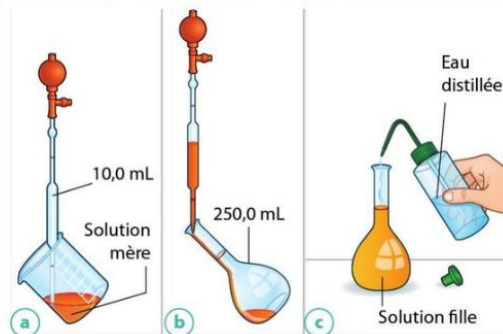


c - e - d - b - a

EXERCICE 10 : Calculer la concentration d'une solution fille

Une solution aqueuse a été préparée en diluant une solution de concentration en diiode $C = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ selon les étapes schématisées ci-dessous.

1. Calculer le facteur de dilution F .
2. En déduire la concentration C' en diiode de la solution diluée.



$$C_{\text{mère}} = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$
$$V_{\text{mère}} = 10,0 \text{ mL}$$
$$V_{\text{fille}} = 250,0 \text{ mL}$$

$$\textcircled{1} F = \frac{V_{\text{fille}}}{V_{\text{mère}}} = \frac{250,0}{10,0} = 25$$

$$\textcircled{2} C' = C_{\text{fille}}$$

$$F = \frac{C_{\text{mère}}}{C_{\text{fille}}} = \frac{0,10}{C_{\text{fille}}} = 25$$

$$C_{\text{fille}} = \frac{C_{\text{mère}}}{F} = \frac{0,10}{25} = 4,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

EXERCICE 11 : Concentration molaire et fraction massique

Les produits chimiques sont commercialisés purs (solide, liquide ou gaz) ou en solutions très concentrées.

A partir de ces composés, on prépare les solutions diluées.

On dispose d'acide nitrique HNO_3 à 70% en masse, de densité $d = 1,400$ et de masse molaire $M = 63 \text{ g/mol}$.

- 1- Quelle est la fraction massique en HNO_3 dans le mélange ?
- 2- Quelle est la fraction molaire de HNO_3 dans le mélange ?
- 3- Calculer la concentration massique en HNO_3 dissous.
- 4- Calculer la concentration molaire en HNO_3 dissous.

EXERCICE 12 : Concentration molaire et fraction massique

La masse volumique d'une solution d'acide sulfurique contenue dans une batterie d'automobile est de 1250 kg/m^3 .

Cette solution contient 33,3 % de H_2SO_4 en masse.

- 1- Calculer la masse d'un litre de solution.
- 2- Calculer la masse de H_2SO_4 contenue dans 1 L de solution.
- 3- Calculer la fraction massique de l'eau dans ce mélange.
- 4- Calculer les fractions molaires de H_2SO_4 et de l'eau dans ce mélange.

On donne : $M_s = 32,1 \text{ g/mol}$

Exo 12 $\rho = 1250 \text{ kg/m}^3$ $M(S) = 32,1 \text{ g/mol}$
33% en masse H_2SO_4

$$\textcircled{1} m = \rho \times V = 1250 \times 10^{-3} = 1,250 \text{ kg}$$

$$\textcircled{2} m(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1,250 \times 33}{100} = 0,41 \text{ kg}$$

$$\textcircled{3} \%(\text{eau}) = 100 - 33,3 = 66,7\%$$

$$\textcircled{4} M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2M(\text{H}) + M(\text{S}) + 4M(\text{O}) = 2 \times 1 + 32,1 + 4 \times 16 = 98,1 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 + 16 = 18 \text{ g/mol}$$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{412,5}{98,1} = 4,2 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{1250 - 412,5}{18} = 46,5 \text{ mol}$$

$$n(\text{total}) = n(\text{H}_2\text{SO}_4) + n(\text{H}_2\text{O}) = 4,2 + 46,5 = 50,7 \text{ mol}$$

$$x(\text{H}_2\text{O}) = \frac{46,5}{50,7} \times 100 = 92\%$$

$$x(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{4,2}{50,7} \times 100 = 8\%$$

EXERCICE 13 : Concentration molaire et fraction massique

- 1- Calculer la concentration molaire d'une solution d'acide chlorhydrique HCl sachant que sur l'étiquette on trouve les renseignements suivants : 37% massique; 1,19kg/L et $M = 36,5\text{g/mol}$.
- 2- Calculer la concentration molaire d'une solution de H_2SO_4 concentré sachant que sa masse molaire est de 98g/mol , qu'il est à 96 % massique et que sa densité vaut 1,84. (Réponse : 18,02 mol/L)
- 3- Calculer la concentration molaire d'une solution d'acide acétique CH_3COOH à 99% sachant que $M = 60\text{g/mol}$ et que sa densité vaut $d = 1,06$. (Réponse : 17,5 mol/L)

① HCl
37% massique
 $C_m = 1,19\text{ kg/L}$
 $M = 36,5\text{ g/mol}$

$$C = \frac{C_m}{M} = \frac{1,19}{36,5} = 12,06\text{ mol/L}$$

HCl	masse solution	volume solution
37g	100g	9084 L
440,3g	1190 g	1 L

② $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98\text{g/mol}$
96% massique $\rightarrow m = 96\text{ g H}_2\text{SO}_4$ sur 100g de solution
 $d = 1,84 \rightarrow \rho = 1840\text{ g/L}$
 $C = ?$

$$C = \frac{n}{V_{\text{sol}}} = \frac{m}{M \times V_{\text{sol}}} = \frac{C_m}{M} = \frac{1766}{98} = 18,02\text{ mol/L}$$

H_2SO_4	masse solution	volume solution
96g	100g	0,054 L
1766 g	1840g	1 L

③ CH_3COOH
99%
 $M = 60\text{g/mol}$
 $d = 1,06$
 $C = ?$
 $\rho = 1,06 \times 1000 = 1060\text{ g/L}$

CH_3COOH	masse solution	volume solution
99 g	100g	? 0,094 L
1048,4 g	1060g	1 L

$$C_m = 1048,4\text{ g/L}$$

$$C = \frac{C_m}{M} = \frac{1048,4}{60} = 17,5\text{ mol/L}$$