

EX 02

Préparation d'une solution aqueuse

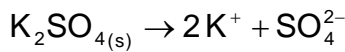
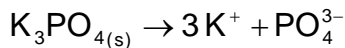
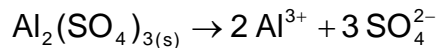
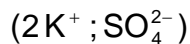
Quelques ions

aluminium	potassium	baryum	fer III	zinc	sulfate	phosphate	chlorure	permanganate
Al^{3+}	K^+	Ba^{2+}	Fe^{3+}	Zn^{2+}	SO_4^{2-}	PO_4^{3-}	Cl^-	MnO_4^-

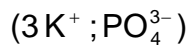
Masses molaires (g.mol⁻¹)

H	N	O	S	Cl	Mn	Fe	Zn	K	Ba
1,0	14,0	16,0	32,1	35,5	54,9	55,8	65,4	39,1	137,4

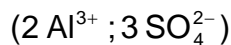
EX1

Dissolution du sulfate de potassiumDissolution du phosphate de potassiumDissolution du sulfate d'aluminiumSolution de sulfate de potassium

$$[\text{K}^+] = 2 \times C ; [\text{SO}_4^{2-}] = C$$

Solution de phosphate de potassium

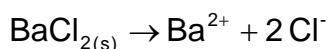
$$[\text{K}^+] = 3 \times C ; [\text{PO}_4^{3-}] = C$$

Solution de sulfate d'aluminium

$$[\text{Al}^{3+}] = 2 \times C ; [\text{SO}_4^{2-}] = 3 \times C$$

EX2

On dissout **26,8 g** de chlorure de baryum dans de l'eau et on obtient **250,0 mL** de solution.

Dissolution du chlorure de baryumConcentration en soluté apporté

$$C = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{m_{\text{soluté}}}{M_{\text{soluté}} \times V_{\text{solution}}} = \frac{26,8}{208,4 \times 0,25} =$$

$$5,14 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

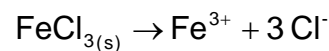
Concentrations molaires effectives des ions

$$[\text{Ba}^{2+}] = C = 5,14 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^-] = 2 \times C = 1,03 \text{ mol.L}^{-1}$$

EX3

On veut préparer **100,0 mL** de solution de chlorure de fer (III) de concentration molaire en soluté apporté **0,25 mol.L⁻¹**

Dissolution du chlorure de fer III dans l'eauMasse de chlorure de fer à peser

$$m_{\text{soluté}} = n_{\text{soluté}} \times M_{\text{soluté}} = C \times V_{\text{solution}} \times M_{\text{soluté}}$$

$$m_{\text{soluté}} = 0,25 \times 0,100 \times 162,3 = 4,1 \text{ g}$$

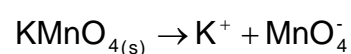
Concentrations molaires effectives des ions

$$[\text{Fe}^{3+}] = C = 0,25 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^-] = 3 \times C = 0,75 \text{ mol.L}^{-1}$$

EX4

On veut préparer **500,0 mL** d'une solution aqueuse de permanganate de potassium de concentration molaire en soluté apporté **1,0 · 10⁻² mol.L⁻¹**

Dissolution du permanganate de potassiumMasse de permanganate à peser

$$m_{\text{soluté}} = n_{\text{soluté}} \times M_{\text{soluté}} = C \times V_{\text{solution}} \times M_{\text{soluté}}$$

$$m_{\text{soluté}} = 1,0 \cdot 10^{-2} \times 0,5 \times 158 = 0,79 \text{ g}$$

Concentrations molaires effectives des ions

$$[\text{MnO}_4^-] = [\text{K}^+] = C = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

Dilution par 10 de la solution

Si :	$C_i = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	$V_i = 10,0 \text{ mL}$
Sf :	$C_f = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	$V_f = 100,0 \text{ mL}$

- prélever 10,0 mL de la solution concentrée à l'aide d'une fiole jaugée.

- verser le prélèvement dans une fiole jaugée de 100,0 mL.

- compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge

EX5

On souhaite préparer **100,0 mL** de solution de sulfate de zinc de concentration **$1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$** en soluté apporté $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

Masse de soluté à peser

$$m_{\text{soluté}} = n_{\text{soluté}} \times M_{\text{soluté}} = C \times V_{\text{solution}} \times M_{\text{soluté}}$$

$$m_{\text{soluté}} = 1,5 \cdot 10^{-2} \times 0,100 \times 287,5 = \mathbf{0,43 \text{ g}}$$

Concentrations molaires effectives des ions

$$[\text{Zn}^{2+}] = C = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

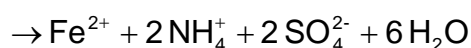
$$[\text{SO}_4^{2-}] = C = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

EX6

Le sel de Mohr est un solide de formule **$\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2(\text{H}_2\text{O})_6$**

La dissolution du sel de Mohr dans l'eau donne une solution contenant des ions ammonium NH_4^+ , des ions sulfate SO_4^{2-} et des ions fer

Dissolution du sel de Mohr dans l'eau



Formule de la solution



Masse molaire du sel de Mohr

$$\mathbf{M = 392 \text{ g.mol}^{-1}}$$

Masse de soluté à peser

$$m_{\text{soluté}} = n_{\text{soluté}} \times M_{\text{soluté}} = C \times V_{\text{solution}} \times M_{\text{soluté}}$$

$$m_{\text{soluté}} = 1,5 \cdot 10^{-2} \times 0,200 \times 392 = \mathbf{1,18 \text{ g}}$$

Concentrations molaires effectives des ions

$$[\text{Fe}^{2+}] = C = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 2 \times C = 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{NH}_4^+] = 2 \times C = 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

EX7

Formule : HNO_3

Masse molaire $M = 63,01 \text{ g.mol}^{-1}$

Densité $d = 1,41$

Teneur : 67,6 %

R : 35

S : 2-23-26-27



C - Corrosif

$$d = 1,41 \rightarrow \rho = 1,41 \text{ g.mL}^{-1}$$

La masse de 1,0 L de solution est de 1410 g

Masse de soluté dissout dans 1,0 L de solution

$$m_{\text{soluté}} = 0,676 \times m_{\text{solution}} = 0,676 \times 1410 = \mathbf{953 \text{ g}}$$

Concentration massique en acide nitrique

$$\mathbf{C_m = 953 \text{ g.L}^{-1}}$$

Concentration molaire en acide nitrique

$$C = \frac{C_m}{M_{\text{soluté}}} = \frac{953}{63,01} = \mathbf{15,1 \text{ mol.L}^{-1}}$$

Dilution

Si :	$C_i = 15 \text{ mol.L}^{-1}$	$V_i = 67 \text{ mL}$
Sf :	$C_f = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$	$V_f = 1000 \text{ mL}$

On réalise une dilution par 15, lorsque l'on passe d'une solution de concentration 15 mol.L^{-1} à une solution de concentration $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$.

Si on veut obtenir 1000 mL de solution diluée, il faut prélever 15 fois moins de solution concentrée, soit un volume :

$$V_i = \frac{V_f}{15} = \frac{1000}{15} = \mathbf{67 \text{ mL}}$$

EX8

M : 36,47
Teneur mini : 34 %
d. 1,17
Environ 11 M

$$d = 1,17 \rightarrow \rho = 1,17 \text{ g.mL}^{-1}$$

La masse de 1,0 L de solution est de 1170 g

Masse de soluté dissout dans 1,0 L de solution

$$m_{\text{soluté}} = 0,34 \times m_{\text{solution}} = 0,34 \times 1170 = \mathbf{398 \text{ g}}$$

Concentration massique en acide chlorhydrique

$$C_m = \mathbf{398 \text{ g.L}^{-1}}$$

Concentration molaire en acide chlorhydrique

$$C = \frac{C_m}{M_{\text{soluté}}} = \frac{398}{36,47} = \mathbf{10,9 \text{ mol.L}^{-1}}$$

Dilution

Si :	Ci = 10,9 mol.L⁻¹	Vi = 10 mL
Sf :	Cf = 0,22 mol.L⁻¹	Vf = 500 mL

On réalise une dilution par 50, car le volume final de la solution diluée est 50 fois plus grand que le volume prélevé de la solution concentrée. La concentration de la solution diluée sera :

$$C_f = \frac{C_i}{50} = \frac{10,9}{50} = \mathbf{0,22 \text{ mol.L}^{-1}}$$

EX9

Sodium hydroxyde

lessive de soude
d = 1,13
M : 40,00
teneur mini : 20%
R: 35 S: 20-27-37

$$d = 1,13 \rightarrow \rho = 1,13 \text{ g.mL}^{-1}$$

La masse de 1,0 L de solution est de 1130 g

Masse de soluté dissout dans 1,0 L de solution

$$m_{\text{soluté}} = 0,20 \times m_{\text{solution}} = 0,20 \times 1130 = \mathbf{226 \text{ g}}$$

Concentration massique en hydroxyde de sodium

$$C_m = \mathbf{226 \text{ g.L}^{-1}}$$

Concentration molaire en hydroxyde de sodium

$$C = \frac{C_m}{M_{\text{soluté}}} = \frac{226}{40} = \mathbf{5,65 \text{ mol.L}^{-1}}$$

Dilution

Si :	Ci = 5,65 mol.L⁻¹	Vi = 18 mL
Sf :	Cf = 0,10 mol.L⁻¹	Vf = 1000 mL

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f \rightarrow V_i = \frac{C_f \times V_f}{C_i}$$

$$V_i = \frac{0,1 \times 1000}{5,65} = \mathbf{18 \text{ mL}}$$

Il faudra prélever 18 mL de la solution concentrée afin de réaliser la dilution

EX10

Une solution commerciale d'acide sulfurique H₂SO₄ contient **90%**, en masse, d'acide pur ; sa densité est alors **1,815**.

$$d = 1,815 \rightarrow \rho = 1,815 \text{ g.mL}^{-1}$$

La masse de 1,0 L de solution est de 1815 g

Masse de soluté dissout dans 1,0 L de solution

$$m_{\text{soluté}} = 0,90 \times m_{\text{solution}} = 0,90 \times 1815 = \mathbf{1634 \text{ g}}$$

Concentration massique en acide sulfurique

$$C_m = \mathbf{1634 \text{ g.L}^{-1}}$$

Concentration molaire en acide sulfurique

$$C = \frac{C_m}{M_{\text{soluté}}} = \frac{1634}{98,1} = \mathbf{16,7 \text{ mol.L}^{-1}}$$

Dilution

Si :	Ci = 16,7 mol.L⁻¹	Vi = 120 mL
Sf :	Cf = 1,0 mol.L⁻¹	Vf = 2000 mL

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f \rightarrow V_i = \frac{C_f \times V_f}{C_i}$$

$$V_i = \frac{1 \times 2000}{16,7} = \mathbf{120 \text{ mL}}$$

Il faudra prélever 120 mL de la solution concentrée afin de réaliser la dilution

EX11

Ammonium hydroxyde

NH₄OH

M : 35,17

Pureté min. : 32 %

d : 0,88

$$d = 0,88 \rightarrow \rho = 0,88 \text{ g.mL}^{-1}$$

La masse de 1,0 L de solution est de 880 g

Masse de soluté dissout dans 1,0 L de solution

$$m_{\text{soluté}} = 0,32 \times m_{\text{solution}} = 0,32 \times 880 = \mathbf{282 \text{ g}}$$

Concentration massique en acide chlorhydrique

$$C_m = \mathbf{282 \text{ g.L}^{-1}}$$

Concentration molaire en acide chlorhydrique

$$C = \frac{C_m}{M_{\text{soluté}}} = \frac{282}{35,17} = \mathbf{8,0 \text{ mol.L}^{-1}}$$

Dilution

Si :	C_i = 8,0 mol.L⁻¹	V_i = 10 mL
Sf :	C_f = 0,16 mol.L⁻¹	V_f = 500 mL

On réalise une dilution par 50, car le volume final de la solution diluée est 50 fois plus grand que le volume prélevé de la solution concentrée. La concentration de la solution diluée sera :

$$C_f = \frac{C_i}{50} = \frac{8}{50} = \mathbf{0,16 \text{ mol.L}^{-1}}$$