

PCPI – 1 TS CIRA <b>Vizille</b> <b>BTS CIRA</b> <small>Contrôle Industriel et Régulation Automatique</small>	<h2 style="margin: 0;">Chapitre 4</h2> <h3 style="margin: 0;">Un exemple de mélange : les SOLUTIONS AQUEUSES</h3>	<h2 style="margin: 0;">CHIMIE</h2>
--	---	------------------------------------

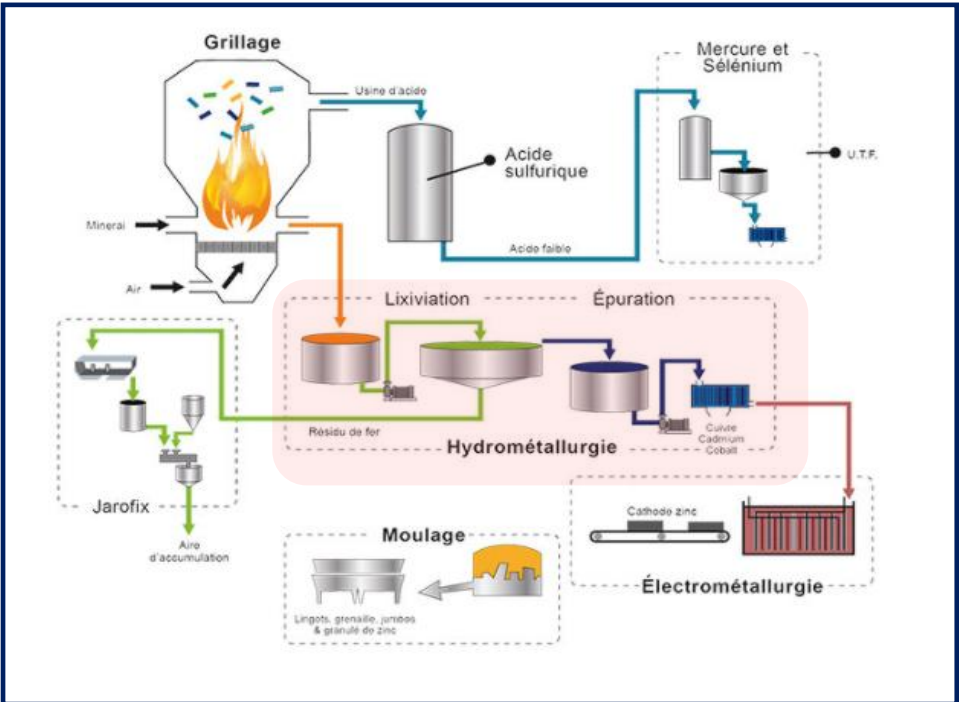
La chimie des **solutions** fait partie de notre quotidien.  
 Du fait de sa prédominance naturelle, l'eau est le solvant de base pour réaliser des **réactions chimiques**.  
 Dans l'industrie quelques exemples importants :

**Exemple 1**

L'**hydrométallurgie** est l'un des exemples les plus importants de l'application de la chimie des solutions aux procédés industriels.

C'est une technique d'extraction des métaux qui comporte une étape où le métal est solubilisé (**mise en solution**) pour permettre sa purification.

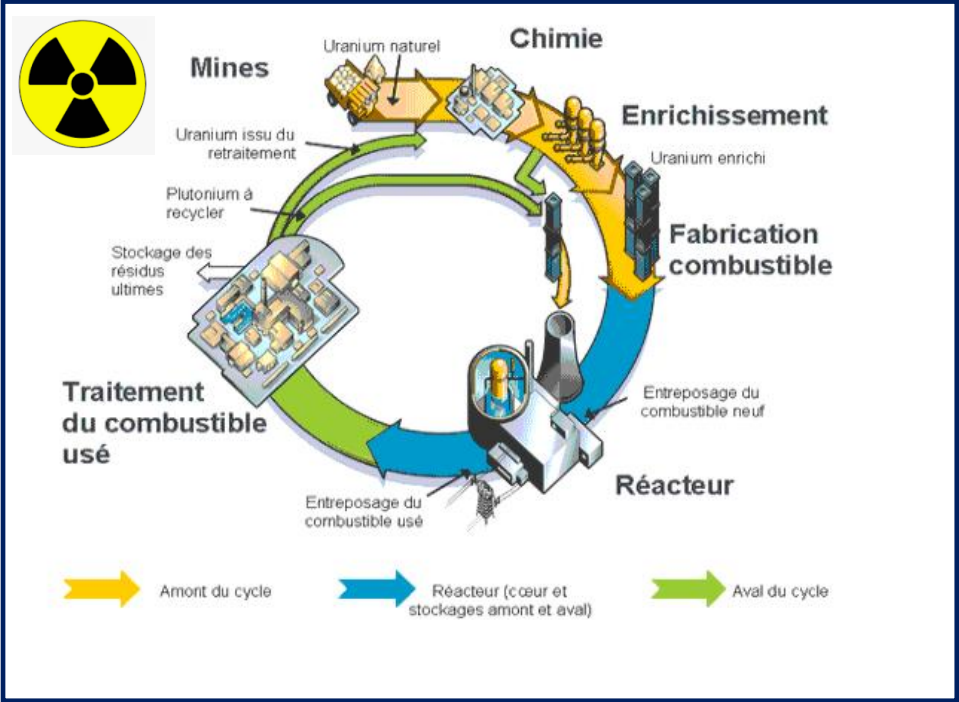
En effet, le minerai grillé est lixivié (passe lentement à travers un liquide pour en extraire les produits solubles) dans une solution d'acide sulfurique chaude qui permet de dissoudre le zinc, le cadmium, le cuivre, le cobalt et le fer.



**Exemple 2**

La préparation du **combustible nucléaire** fait aussi appel à des procédés en **solution**.

Il en est de même du traitement (séparation) des produits de fission de ce combustible ...



D'où l'importance de connaître le vocabulaire spécifique aux solutions, ainsi que les différentes grandeurs utilisées pour les caractériser. C'est pour cela que nous allons étudier ces solutions aqueuses que vous retrouverez sûrement dans votre vie professionnelle...

<b>CAPACITES EXIGIBLES</b>	Bilan 4	<ul style="list-style-type: none"> <li>▪ Définir le vocabulaire spécifique : homogène – hétérogène – solvant – soluté – solution – aqueux – hydraté – anhydre – solubilité d'un soluté dans un solvant</li> </ul>
	Bilan 4	<ul style="list-style-type: none"> <li>▪ Définir la concentration massique et la concentration molaire</li> <li>▪ Distinguer la concentration molaire de la molarité</li> <li>▪ Etablir et appliquer les relations entre grandeurs molaires et grandeurs massiques</li> </ul>
	Bilan 4 – TP 4	<ul style="list-style-type: none"> <li>▪ Préparer une solution par dissolution ou par dilution</li> </ul>



Vidéos utiles pour consolider les points suivants :

Concentration massique	<a href="https://www.youtube.com/watch?v=13GjBFN79z0">https://www.youtube.com/watch?v=13GjBFN79z0</a> <a href="https://www.youtube.com/watch?v=OFEbrx1UZQ8">https://www.youtube.com/watch?v=OFEbrx1UZQ8</a>	 
Concentration molaire	<a href="https://www.youtube.com/watch?v=IU1NlyzAZM">https://www.youtube.com/watch?v=IU1NlyzAZM</a>	
Préparer une solution par dissolution ou par dilution	<a href="https://www.youtube.com/watch?v=VsjBGW751F4">https://www.youtube.com/watch?v=VsjBGW751F4</a> <a href="https://www.youtube.com/watch?v=011dPQnPPg8">https://www.youtube.com/watch?v=011dPQnPPg8</a>	 

## EXERCICES

### DONNEES POUR TOUS LES EXERCICES :

#### MASSES MOLAIRES ATOMIQUES

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

#### 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  $C = 1,2 \text{ mol.L}^{-1}$ .

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

### 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

### EXERCICE 3 : Concentration molaire – Concentration massique

- 1) **Calculer** la concentration molaire en  $\text{mol.L}^{-1}$  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  $\text{g.L}^{-1}$  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  $\text{H}_2\text{SO}_4$  de  $C_m = 2,30 \text{ g.L}^{-1}$   
**Calculer** la concentration molaire en  $\text{H}_2\text{SO}_4$  de cette solution

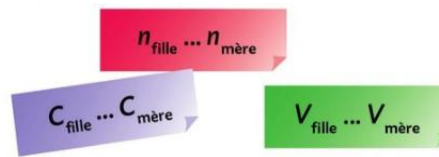
#### EXERCICE 4 : Compléter des relations

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

On note

- $C_{\text{mère}}$  : Concentration en soluté de la solution mère ;
- $C_{\text{fille}}$  : Concentration en soluté de la solution fille ;
- $V_{\text{mère}}$  : Volume de solution mère prélevé ;
- $V_{\text{fille}}$  : 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  $=$ .



#### 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.

#### EXERCICE 6 : Concentration molaire

On pèse  $m = 118,5$  mg de permanganate de potassium solide ( $\text{KMnO}_4$ ) qu'on dissout dans de l'eau.

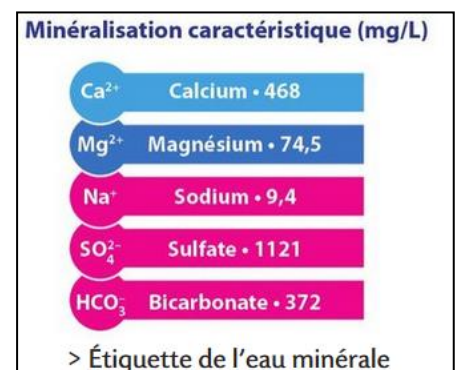
Il se forme les ions potassium et les ions permanganate.

- 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 ?



#### 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)  $C_m = 1,6 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

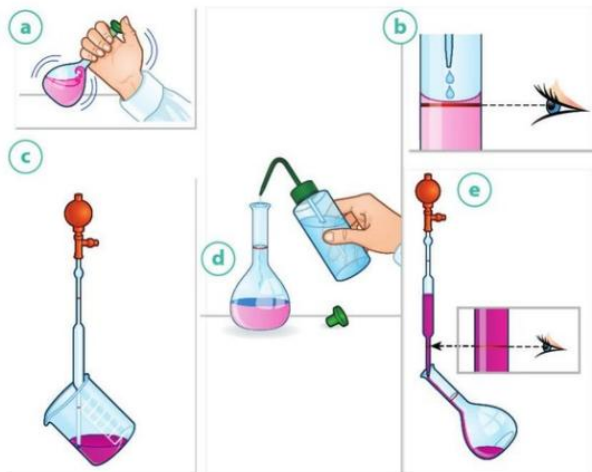
**Élaborer** le protocole expérimental de cette dilution en choisissant, dans la liste ci-dessous, le matériel adapté :

Matériel disponible :

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

### EXERCICE 9 : Réaliser une dilution

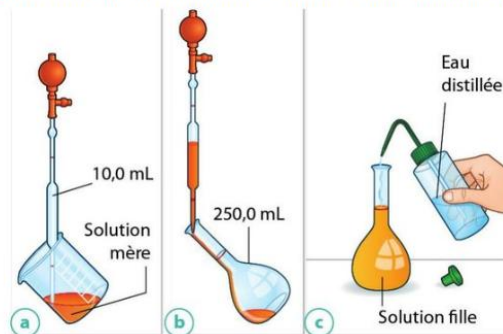
Les étapes de la dilution d'une solution sont données, ci-après, dans le désordre. Remettre ces étapes dans l'ordre chronologique



### 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.



### 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  $\text{HNO}_3$  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  $\text{HNO}_3$  dans le mélange ?
- 2- Quelle est la fraction molaire de  $\text{HNO}_3$  dans le mélange ?
- 3- Calculer la concentration massique en  $\text{HNO}_3$  dissous.
- 4- Calculer la concentration molaire en  $\text{HNO}_3$  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  $1250 \text{ kg/m}^3$ . Cette solution contient 33,3 % de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  en masse.

- 1- Calculer la masse d'un litre de solution.
- 2- Calculer la masse de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  contenue dans 1 L de solution.
- 3- Calculer la fraction massique de l'eau dans ce mélange.
- 4- Calculer les fractions molaires de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  et de l'eau dans ce mélange.

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

### EXERCICE 13 : Concentration molaire et fraction massique

- 1- Calculer la concentration molaire d'une solution d'acide chlorhydrique  $\text{HCl}$  sachant que sur l'étiquette on trouve les renseignements suivants : 37% massique;  $1,19 \text{ kg/L}$  et  $M = 36,5 \text{ g/mol}$ .
- 2- Calculer la concentration molaire d'une solution de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  concentré sachant que sa masse molaire est de  $98 \text{ g/mol}$ , qu'il est à 96 % massique et que sa densité vaut 1,84. (Réponse :  $18,02 \text{ mol/L}$ )
- 3- Calculer la concentration molaire d'une solution d'acide acétique  $\text{CH}_3\text{COOH}$  à 99% sachant que  $M = 60 \text{ g/mol}$  et que sa densité vaut  $d = 1,06$ . (Réponse :  $17,5 \text{ mol/L}$ )