

SERIE A : BIOPHYSIQUE DES SOLUTIONS ET APPLICATIONS MEDICALES

**Exercice 1**

- 1- Rappelez la définition de l'énergie, et énoncez quelques formes d'énergie
- 2- Énoncez les quatre principes de la thermodynamique, et explicitez chacun d'entre eux
- 3- Rappelez la définition d'un système thermodynamique, et celle d'un système thermodynamique isolé, fermé, ou ouvert.

**Réponses exercice 1 :**

- 1- Rappelez la définition de l'énergie, et énoncez quelques formes d'énergie

a- Définition de l'énergie : L'énergie est le caractère que possède un système pour produire ou générer du travail.

- b- Différentes formes d'énergies :

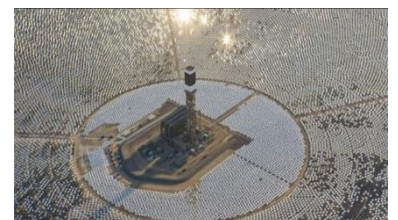
➤ Énergie de gravitation : la chute d'eau, d'un barrage par exemple, est due à son énergie de gravitation (potentielle). Cette énergie de gravitation est transformée par un ensemble de turbines en une énergie électrique.



➤ Énergie cinétique : le mouvement des masses d'air (les vents) ou des masses d'eaux (les marées des mers et des océans), peut être transformé en une énergie électrique par le même principe précédent.



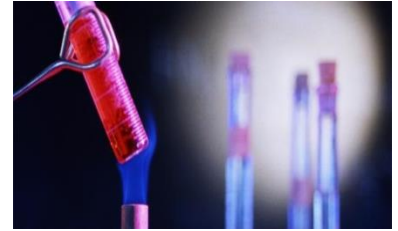
➤ Énergie thermique (calorifique) : l'énergie solaire peut être utilisée pour chauffer de l'eau et générer de l'énergie électrique.



➤ Énergie radiative : les rayonnements solaires sont une forme d'énergie, qui peut être récupérée par les panneaux solaires.



- Énergie chimique : les carburants sont une forme d'énergie chimique. Celle-ci est transformée en une énergie mécanique par les moteurs.



- Énergie nucléaire : l'énergie nucléaire est rentable mais ses conséquences sont désastreuses.



- Energie électrique : Toutes les forme d'énergies précédentes seront transformées en une énergie électrique. Cette forme d'énergie **est facile à transporter**, son utilisation est facile. **Mais elle ne peut pas être emmagasinée.**



2- Énoncez les quatre principes de la thermodynamique, et explicitez chacun d'entre eux.

a- Définition de la thermodynamique et d'un système thermodynamique :

- **La thermodynamique** est une science (branche de la physique) qui étudie les échanges d'énergies (chaleur) entre deux ou plusieurs systèmes.
- **Le système thermodynamique** : Toute zone par laquelle se fait l'échange d'énergie définit un système thermodynamique.

b- On distingue trois types de système thermodynamique :

- i. Les systèmes thermodynamiques isolé (il n'existe pas réellement) : sont des systèmes qui ne permettent pas d'échanger de l'énergie et de la matière avec le milieu extérieur.
- ii. Les systèmes thermodynamiques fermés, (le gaz dans le circuit d'un réfrigérateur). Sont des systèmes **qui échangent uniquement de la chaleur (énergie) avec le milieu extérieur.**
- iii. Les systèmes thermodynamiques ouvert (cellule vivante) : ces derniers échangent de l'énergie et de la matière avec le milieu extérieur.

c- Les principes de la thermodynamique :

Il existe quatre principes de la thermodynamique.

i. **Le principe ZÉRO :**

Si deux corps A et B initialement isolés sont mis en contact, **un nouvel état d'équilibre s'établit entre eux** (égalité des "températures"). On parle d'un d'équilibre thermique, c'est le principe zéro de la thermodynamique.

On peut généraliser et dire, si deux systèmes thermodynamiques sont en équilibre avec un troisième, la propriété commune entre ces trois systèmes en équilibre est la température commune. Cela veut dire que pour qu'il ait un transfert d'énergie, il faudrait avoir une différence de température entre les différents systèmes.

ii. **Le premier principe (principe de CARNOT) :**

Selon ce principe, dans toutes les transformations, **il y a une conservation de l'énergie interne du système + milieu extérieur.**

Dans le cas particulier d'un système thermodynamique fermé, l'énergie interne du système est une variable d'état notée (U), le travail est une autre variable d'état noté (W) et que la chaleur est notée (Q).

Le premier principe donne :  $U = Q + W$  :

Si deux systèmes sont en équilibre, le premier principe nous permet d'écrire :

$$U_1 = U_2 \rightarrow \begin{cases} Q_1 + W_1 = Q_2 + W_2 \\ \Delta(U) = 0 \rightarrow U_1 - U_2 = 0. \end{cases}, \text{ avec } (U_1, U_2), (W_1, W_2) \text{ et } (Q_1, Q_2) \text{ sont respectivement} \\ \text{l'énergie interne, le travail et la chaleur de chaque système.}$$

iii. **Le deuxième principe (CARNOT) :**

Le deuxième principe de la thermodynamique énonce **que tous les processus tendent spontanément à évoluer vers l'équilibre. Ces processus sont des transformations irréversibles.**

On définit une autre variable d'état appelée entropie notée (S) qui permet de mesurer le désordre généré par le processus lors la transformation.

iv. **Le troisième principe (principe de NERNST) :**

L'entropie (S) d'un système à une température du zéro absolu ( $t = 0 \text{ } ^\circ\text{K}$ ) est nul. C'est-à-dire qu'à cette température le désordre est nul.

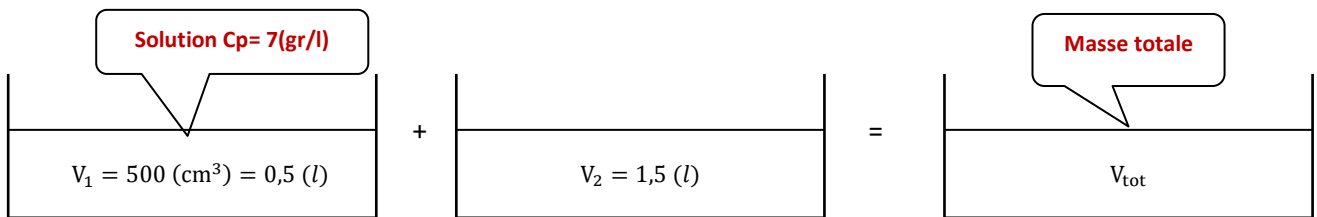
## Exercice 2

Soit un mélange de ( $500 \text{ cm}^3$ ) d'une solution d'urée (7 g/l) avec 1,5 litres d'eau pure. Que vaut la concentration molaire ainsi que la fraction molaire de la nouvelle solution ? [Données :  $M_{\text{urée}} = 60 \text{ g/mol}$  ;  $M_{\text{eau}} = 18 \text{ g/mol}$ ]

### Réponse Exercice 2 :

#### a) Calcul de la concentration molaire de la solution finale :

Soit ( $x$ ) la quantité d'urée se trouvant dans la première solution, et ( $y$ ) la quantité d'urée se trouvant dans la deuxième.



Calcul de la quantité d'urée se trouvant dans  $500 \text{ (cm}^3\text{)}$  de la première solution :

$$\left. \begin{array}{l} 7 \text{ (gr) d'urée} \rightarrow 1 \text{ (l) d'eau} \\ x \text{ (gr) de soluté} \rightarrow 500 \text{ (cm}^3\text{)} = 0,5 \text{ (l) d'eau} \end{array} \right\} \rightarrow x = 3,5 \text{ (gr)}$$

La deuxième solution étant de l'eau pure, la quantité ( $y$ ) d'urée étant nulle. Le nombre de moles d'urée ( $n_2 = 0$ )

On peut calculer le nombre de moles d'urée se trouvant dans la première solution.

$$n_1 = \frac{x \text{ (la masse d'urée)}}{M \text{ (la masse molaire de l'urée)}} = \frac{3,5}{60} \rightarrow n_1 = 0,06 \text{ (mole)}$$

Donc la concentration molaire de la solution d'urée est de :

$$C_M = \frac{n_1 + n_2}{V_1 + V_2} = \frac{0,06}{0,5 + 1,5} \rightarrow C_M = 0,03 \left( \frac{\text{mole}}{\text{l}} \right)$$

#### b) Calcul de la fraction molaire de chaque composé :

La fraction molaire d'un composé notée ( $f$ ) est définie par :  $f_i = \frac{n_i \text{ (nombre de moles du composé (i))}}{n_t \text{ (nombre total de moles)}}$

##### i. La fraction molaire de l'urée :

$$f_{\text{urée}} = \frac{n_{\text{urée}} \text{ (nombre de moles de l'urée)}}{n_t \text{ (nombre total de moles)}}$$

On doit calculer le nombre total de mole qui se trouve dans deux (2) litre d'eau pure.

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{2000 \text{ (gr)}}{18 \left( \frac{\text{gr}}{\text{mole}} \right)} \rightarrow n_{\text{H}_2\text{O}} = 111,11 \text{ (mole)}$$

Donc la fraction molaire de l'urée est :

$$f_{\text{urée}} = \frac{0,06}{0,06 + 111,11} \rightarrow f_{\text{urée}} = 0,054 \%$$

##### ii. La fraction molaire de l'eau :

$$f_{\text{urée}} = \frac{n_{\text{eau}}}{n_t \text{ (nombre total de moles)}} = \frac{111,11}{0,06 + 111,11} \rightarrow f_{\text{eau}} = 99,94 \%$$

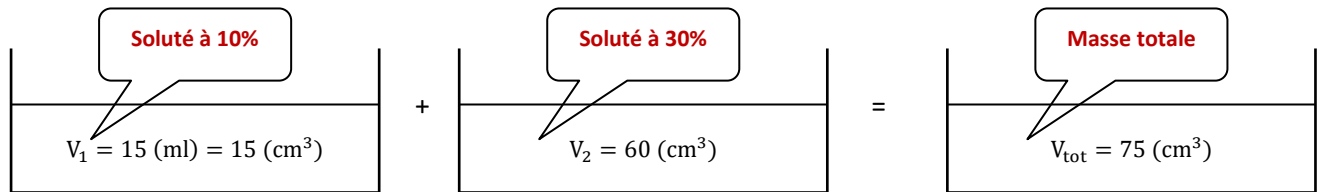
### Exercice 3

Un expérimentateur mélange 15 ml de soluté à 10% avec 60 cm<sup>3</sup> de soluté à 30% de glucose.

1- Que vaut la concentration pondérale C<sub>p</sub> de ce mélange ?

2- Que vaut la concentration molaire de ce mélange ? On donne : M<sub>glucose</sub> = 180 g/mole

#### Réponse exercice 3 :



#### 1- Calcul de la concentration pondérale du mélange.

Calcul de la quantité de glucose (x) se trouvant dans 15 (ml) de solution à 10% :

Une solution à 10 % veut dire que :

$$\left. \begin{array}{l} 10 \text{ (gr) de soluté} \rightarrow 100 \text{ (gr) de solvant} = 100 \text{ (cm}^3\text{) d'eau} \\ x \text{ (gr) de soluté} \rightarrow 15 \text{ (cm}^3\text{) d'eau} \end{array} \right\} \rightarrow x = \frac{10 \text{ (gr)} \times 15 \text{ (cm}^3\text{)}}{100 \text{ (cm}^3\text{)}}$$

$$x = 1,5 \text{ (gr)}$$

Calcul de la quantité de glucose (y), se trouvant dans 60 (cm<sup>3</sup>) de solution à 30% :

Une solution à 30 % veut dire que :

$$\left. \begin{array}{l} 30 \text{ (gr) de soluté} \rightarrow 100 \text{ (gr) de solvant} = 100 \text{ (cm}^3\text{) d'eau} \\ y \text{ (gr) de soluté} \rightarrow 60 \text{ (cm}^3\text{) d'eau} \end{array} \right\} \rightarrow y = \frac{30 \text{ (gr)} \times 60 \text{ (cm}^3\text{)}}{100 \text{ (cm}^3\text{)}}$$

$$y = 18 \text{ (gr)}$$

$$\text{Donc la concentration pondérale de la solution est de } C_p = \frac{x+y}{V_1+V_2} = \frac{1,5+18}{(15+60) \times 10^{-3}}$$

$$C_p = 260 \text{ (gr/l)}$$

#### 2- Calcul de la concentration molaire du mélange.

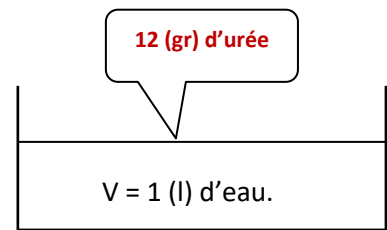
La concentration molaire peut être déduite par la relation :

$$C_p = C_m \times M \rightarrow C_m = \frac{C_p}{M} = \frac{260}{180} \rightarrow C_m = 1,44 \left( \frac{\text{mole}}{\text{l}} \right)$$

#### Exercice 4 :

Un expérimentateur plonge 12 g d'urée ( $\text{CON}_2\text{H}_4$ ) dans un litre d'eau pure.

- 1- Que vaut la concentration molaire  $C_M$  d'urée ?
- 2- Que vaut la concentration pondérale  $C_P$  ?
- 3- Que vaut la concentration molale ?
- 4- Quelle est la concentration osmolaire ? Quelle est la concentration ionique ?



#### Réponse exercice 4 :

1. **Concentration molaire** :  $C_M = \frac{\text{nombre de moles de solutés}}{\text{volume de solution}} = \frac{n}{V_t}$

Calcul de la masse molaire de l'urée ( $\text{CON}_2\text{H}_4$ ) :

$$M_{\text{Urée}} = 1 \times 16 + 1 \times 12 + 2 \times 14 + 4 \times 1 = 60(\text{gr})$$

Calcul du nombre de mole que l'on trouve dans 12 (gr) d'urée.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{12(\text{gr})}{60(\frac{\text{gr}}{\text{mole}})} = 0,2 (\text{mole}).$$

Si l'on suppose que la solution est diluée la volume du soluté est négligé devant celui du solvant. Donc :

$$V_t = V_0 = 1 (\text{l})$$

$$C_M = \frac{n}{V_t} = \frac{0,2 (\text{mole})}{1 (\text{litre})} \rightarrow C_M = 0,2 (\frac{\text{mole}}{\text{l}})$$

2. **Concentration pondérale** :  $C_P = \frac{\text{masse de solutés}}{\text{volume de solution}} = \frac{m}{V_t} \rightarrow C_P = \frac{12 (\text{gr})}{1 (\text{litre})} \rightarrow C_P = 12 (\frac{\text{gr}}{\text{l}})$

3. **Concentration molale** :  $C_m = \frac{\text{nombre de moles de solutés}}{\text{masse de solvant}} = \frac{n}{m_0}$

La masse volumique de l'eau étant :

$$\rho_{\text{eau}} = 1 \left( \frac{\text{Kg}}{\text{l}} = \frac{\text{gr}}{\text{cm}^3} = \frac{\text{tonne}}{\text{m}^3} \right), \text{ Ce qui donne que : } m_0 = 1 \text{ Kg}.$$

$$C_m = \frac{0,2 (\text{mole})}{1 (\text{Kg})}$$

#### 4. **Concentration osmolaire et ionique :**

On doit calculer le coefficient de van 't Hoff. De l'urée est neutre ( $\alpha = 0$ ).

$$i = 1 + \alpha \times (\nu - 1) \rightarrow i = 1$$

a- **La concentration osmolaire.**  $C_{osm} = i \times c_m \rightarrow C_{osm} = 0,2 (\frac{\text{osmole}}{\text{l}})$

b- **La concentration ionique.**  $C_{ion} = \frac{n_{ions}}{V_t} \rightarrow C_{ion} = 0 (\frac{\text{ions}}{\text{l}})$  la solution est neutre.

### Exercice 5 :

Soient deux solutions de même concentration pondérale  $C_p = 0,1 \text{ g/l}$ . La première est une solution de sucre (eau + saccharose) et la seconde une solution de sel (eau + NaCl). Dans cette dernière, la dissociation de NaCl est supposée totale. ( $M_{\text{sucre}} = 342,3 \text{ g/mol}$  et  $M_{\text{NaCl}} = 58,5 \text{ g/mol}$ )

- 1- Déterminez les concentrations molaires de ces solutions ;
- 2- Quelle est l'osmolarité de la solution de sel ?

### Réponse exercice 5 :

#### 1- Les concentrations molaires de ces solutions :

- a- La concentration molaire de la solution de saccharose :

La solution de saccharose est neutre, on peut déterminer la concentration de cette première solution en utilisant la relation :

$$C_p = M \times C_M \rightarrow C_M = \frac{C_p}{M} = \frac{0,1}{342,3} \rightarrow C_M = 0,292 \cdot 10^{-3} \left( \frac{\text{mole}}{\text{l}} \right)$$

- b- La concentration molaire de la solution de sel :

La solution de sel est un électrolyte, on détermine de la même manière que la précédente sa molarité.

$$C_p = M \times C_M \rightarrow C_M = \frac{C_p}{M} = \frac{0,1}{58,5} \rightarrow C_M = 1,71 \cdot 10^{-3} \left( \frac{\text{mole}}{\text{l}} \right)$$

#### 2- L'osmolarité de la seconde solution :

On calcule le coefficient de Van 't Hoff de la solution de sel. Avec le nombre d'ions produit après chaque dissociation ( $v = 2$ )

$$i = 1 + \alpha \times (v - 1) = 2$$

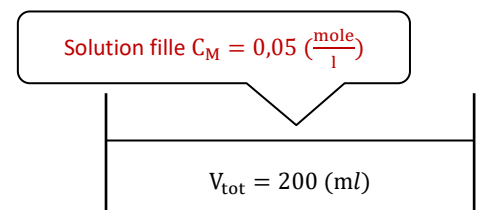
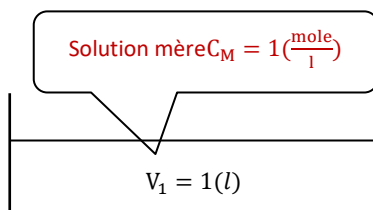
$$C_{\text{osM}} = i \times C_M \rightarrow C_{\text{osM}} = 3,42 \cdot 10^{-3} \left( \frac{\text{osmole}}{\text{l}} \right)$$

### Exercice 6 :

On souhaite préparer une solution  $S_2$  d'acide chlorhydrique de concentration  $C_2 = 0,05 \text{ mol/L}$  et de volume  $V = 200 \text{ mL}$  à partir d'une solution  $S_1$  d'acide chlorhydrique de concentration  $C_1 = 1 \text{ mol/L}$ .

Quel volume de solution  $S_1$  doit-on prélever ?

### Réponse exercice 6 :



Concentration ( $x$ ) de la solution fille :

$$\left. \begin{array}{l} 1(l) \text{ de solution} \rightarrow 0,05 \text{ (mole) d'acide chlorhydrique.} \\ 0,2(l) \text{ de solution} \rightarrow x \text{ (mole d'acide chlorhydrique).} \end{array} \right\} \rightarrow x = 0,01 \text{ (mole)}$$

Le volume à prélever ( $V_p$ ) de la solution mère ayant une quantité de matière de 0,36 (mole) d'acide chlorhydrique est de :

$$\left. \begin{array}{l} 1(l) \text{ de solution} \rightarrow 1 \text{ (mole) d'acide.} \\ V_p \text{ de solution} \rightarrow 0,01 \text{ (mole d'acide).} \end{array} \right\} \rightarrow V_p = 0,01 (l)$$

Le volume total de la solution étant de deux (1 l) litres, on déduit ( $V_{(H_2O)}$ ) à rajouter au volume prélevé donc par :

$$V_{\text{tot}} = 1 (l) = V_p + V_{(H_2O)} \rightarrow V_{(H_2O)} = 1 - 0,01 \rightarrow V_{(H_2O)} = 0,99 (l)$$

**Exercice 7 :**

Soit 10 g de NaCl plongés dans 800 ml d'eau pure. Le taux de dissociation de ce soluté est de 90 %.

- 1- Que vaut la molarité  $C_M$  (mol/l) ?
- 2- Que vaut la molalité  $C_m$  (mol/kg) ?
- 3- Que vaut l'osmolarité de la solution ?
- 4- Que vaut le titre de la solution ?

**Réponse exercice 7 :**

Calcul de la quantité de matière (nombres de moles) se trouvant dans une masse de 10 (gr) de chlorure de sodium.

La masse molaire de (NaCl) est de :  $M(\text{NaCl}) = M(\text{Na}) + M(\text{Cl}) = 58,5 \left(\frac{\text{gr}}{\text{mole}}\right)$ .

$$\text{Donc : } n = \frac{m}{M} = \frac{10 \text{ (gr)}}{58,5 \text{ (gr/mole)}} \rightarrow n = 0,171 \text{ (mole)}$$

$$1- \text{ Calcul de la molarité : } C_M = \frac{n}{V_t} = \frac{0,171 \text{ (mole)}}{0,8 \text{ (l)}} \rightarrow C_M = 0,21 \left(\frac{\text{mole}}{\text{l}}\right)$$

$$2- \text{ Calcul de molalité : } C_m = \frac{n}{m_o} = \frac{0,171}{0,8} \rightarrow C_m = 0,21 \left(\frac{\text{mole}}{\text{Kg}}\right)$$

**3- Calcul de l'osmolarité.**

Le coefficient de Van 't Hoff ( $i$ ) est :

$$i = 1 + \alpha \times (v - 1)$$

La dissociation de NaCl étant de 90%, donc :  $\alpha = 0,9$  et  $v = 2$  (ions). On déduit que  $i = 1,9$

Donc la concentration osmolaire se déduit facilement par :

$$C_{\text{osmolaire}} = i \times C_M \rightarrow C_{osM} = 0,399 \left(\frac{\text{osmoles}}{\text{l}}\right).$$

**4- Le titre de la solution.**

$$\text{Le titre (T) de la solution est défini par : } T = \frac{m}{m_t} = \frac{10}{10+800} \rightarrow T = 1,23 \%$$



### Exercice 8 :

Un expérimentateur prépare une solution d'acide sulfurique ( $H_2SO_4$ ) en plongeant 4,5 g de  $H_2SO_4$  dans 0,5 litre d'eau pure. Le soluté se dissocie totalement. ( $M=98$  g/mol)

- 1- Déterminez la concentration pondérale, la molarité et l'osmolarité ?
- 2- Déterminez la molalité et l'osmolalité ?
- 3- Déterminez l'ionarité ?

### Réponse exercice 8 :

#### 1- La concentration pondérale, la molarité et l'osmolarité :

- a- **La concentration pondérale** :  $C_P = \frac{m}{V_t} = \frac{4,5}{0,5} \rightarrow C_P = 9 \left( \frac{gr}{l} \right)$
- b- **La concentration molaire** :  $C_M = \frac{C_P}{M} = \frac{9}{98} \rightarrow C_M = 0,09 \text{ (mole/l)}$
- c- **La concentration osmolaire** :  $C_{osM} = i \times C_M = (1 + \alpha \times (\nu - 1)) \times C_M = 3 \times 0,09$   
 $\rightarrow C_{osM} = 0,27 \text{ (osmr/l)}$

#### 2- La molalité et l'osmolalité :

- a- **La concentration molaire** :  $C_m = \frac{n}{m_o} = \frac{(m/M)}{m_o} = \frac{\left(\frac{4,5}{98}\right)}{0,5} \rightarrow C_m = 0,092 \text{ (mole/Kg)}$
- b- **La concentration osmolaire** :  $C_{osm} = i \times C_m = 3 \times 0,09 \rightarrow C_{osm} = 0,27 \text{ (osmr/Kg)}$

- 3- **La ionarité** :  $C_{ion} = \alpha \times \nu \times C_M = 1 \times 3 \times 0,09 \rightarrow C_{ion} = 0,27 \text{ (ion } \frac{gr}{l})$

### Exercice 9 :

Soit un individu de 75 kg qui doit recevoir une substance analgésique par voie intraveineuse (il sera supposé que cette substance sera diffusée dans la totalité de l'organisme) à raison de 4 mg par kg. Quel doit être le volume à injecter s'il s'agit d'une solution à 15 % en masse de soluté ?

### Réponse exercice 9 :

**Calcul de la quantité massique nécessaire à injecter dans cet individu.**

$$\left. \begin{array}{ll} 4(mg) \text{ de solution} & \rightarrow 1 (Kg) = 1000(gr) \text{ de substance.} \\ V_{\text{injecté}} \text{ de solution} & \rightarrow 75 (Kg) = 75 \cdot 10^3 (gr). \end{array} \right\} \rightarrow V_{\text{injecté}} = 300 (mg)$$

**Calcul de quantité de substance se trouvant dans un (ml) de la solution injectée.**

La solution est à 10% de soluté,  $d_{H_2O} = 1$  et  $1 \text{ (ml)} H_2O = 1 \text{ (cm}^3\text{)}$ .

$$\left. \begin{array}{ll} 15(gr) \text{ de soluté} & \rightarrow 100(gr) = 100 \text{ (cm}^3\text{)} d'eau. \\ x \text{ de soluté} & \rightarrow 1 \text{ (ml).} \end{array} \right\} \rightarrow x = 0,15 \text{ (mg/ml)}$$

Donc la quantité (y) à injectée est de :

$$\left. \begin{array}{ll} 1(ml) \text{ de soluté} & \rightarrow 0,15(gr). \\ y \text{ (ml) de substance} & \rightarrow 300 (mg). \end{array} \right\} \rightarrow y = 2 (gr) = 2 (ml)$$