

Nom et prénom :

Interrogation formative : Concentrations et dilutions

1. On prépare 100mL d'une solution stock de concentration en pesant 1,65g de chlorure d'aluminium hexahydraté. On prélève un volume de solution stock qui est dilué 25 fois afin d'obtenir 1,50 L d'une solution qui sera appelée par la suite solution diluée.

- A. Quel est la concentration molaire de chlorure d'aluminium de la solution stock ?

$$\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O} : \text{MM} = 241,444\text{g/mole} \quad (= \text{MM AlCl}_3 + 6 \text{ MM H}_2\text{O})$$

$$1,65\text{g}/241,444 = 0,00683388 \text{ moles dans } 100\text{mL}$$

$$0,00683388\text{mole/L} = \underline{0,0683\text{M}}$$

- B. Quel est la concentration en ions aluminium en mg/L?

$$[\text{Al}^{3+}] = 0,0683\text{M} = 0,0683\text{mole/L} \cdot 26,98\text{g/mole} = 1,84378158 \text{ g/L}$$

$$\underline{1834,78\text{mg Al}^{3+}/\text{L}}$$

- C. Quel est le volume de solution stock à prélever pour préparer la solution diluée ?

$$1,5\text{L} = 1500\text{ml}$$

$$\text{Facteur de dilution} : 25\text{x}$$

$$\text{Volume de solution stock à prélever} = 1500/25 = \underline{60\text{mL}}$$

- D. Quel est la concentration en ions chlorure (mole/L) de la solution diluée ?

$$[\text{AlCl}_3]\text{diluée} = 0,0683\text{M}/25 = 0,00273355\text{M}$$

$$[\text{Cl}^-]\text{diluée} = [\text{AlCl}_3]\text{diluée} \cdot 3 = 0,00273355\text{M} \cdot 3 = \underline{0,0082\text{M}}$$

2. On désire préparer une solution 60mg de Br⁻/L à partir de 75mL d'une solution de bromure de magnésium 0,01M. Quel volume d'eau en litres doit-on ajouter pour obtenir la concentration demandée ?

$$\text{Une solution } 0,01\text{M en MgBr}_2 \text{ est } 0,02\text{M en Br}^-.$$

$$\text{MM Br} : 79,9\text{g/mole}$$

$$0,02\text{M en Br}^- = 0,02 \cdot 79,9 = 1,598\text{g Br}^-/\text{L} = 1598\text{mg Br}^-/\text{L}$$

:

$$\text{Concentration initiale} = 1598\text{mg Br}^-/\text{L}$$

$$\text{Volume initial} = 75\text{mL}$$

$$\text{Nombre de mg de Br}^- \text{ dans la solution initiale} = 1598/1000 \cdot 75 = 119,850\text{mg}$$

$$\text{Concentration finale} = 60\text{mg Br}^-/\text{L}$$

$$V_{\text{final}} = 75 + V_{\text{eau à ajouter (mL)}}$$

$$\begin{aligned} \text{Nombre de mg de Br}^- \text{ dans la solution finale} &= 60/1000 \cdot (75 + V_{\text{eau à ajouter}}) \\ \text{Nombre de mg de Br}^- \text{ dans la solution initiale} &= \text{Nombre de mg de Br}^- \text{ dans la solution diluée} \end{aligned}$$

$$119,85 = 60 \cdot (75 + V_{\text{eau à ajouter}}) / 1000$$

$$V_{\text{eau à ajouter}} = ((119,85 \cdot 1000) - 4500) / 60 = 1922,5 \text{ mL} = \underline{1,9225 \text{ L}}$$

OU

$$119,85 = 60 \cdot V_{\text{final}} / 1000$$

$$V_{\text{final}} = 119,85 \cdot 1000 / 60 = 1997,5 \text{ mL}$$

$$V_{\text{eau à ajouter}} : 1997,5 - 75 = 1922,5 \text{ mL} = \underline{1,9225 \text{ L}}$$

3. On dissout 1,086g de dihydrogénophosphate de sodium pur à 85% dans 250mL d'eau. Quelle sera la concentration molaire et massique en PO_4^{3-} de la solution ?

$$\text{NaH}_2\text{PO}_4 : 1,086 \text{ g pur à 85\% contiennent } 1,086 / 100 \cdot 85 = 0,923 \text{ g de NaH}_2\text{PO}_4$$

$$\text{NaH}_2\text{PO}_4 : \text{MM} = 119,976 \text{ g/mole}$$

$$\text{PO}_4^{3-} : \text{MM} = 94,966 \text{ g/mole}$$

$$[\text{NaH}_2\text{PO}_4] : 0,923 \text{ g} = 0,923 / 119,976 = 7,694 \cdot 10^{-3} \text{ moles dans 250 mL}$$

$$7,694 \cdot 10^{-3} / 1000 \cdot 250 \text{ moles dans 1 L} = 0,03078 \text{ moles/L}$$

$$[\text{PO}_4^{3-}] \text{ molaire} = [\text{NaH}_2\text{PO}_4] \text{ molaire} = \underline{0,03078 \text{ moles/L}}$$

$$[\text{PO}_4^{3-}] \text{ massique} = [\text{PO}_4^{3-}] \text{ molaire} \cdot \text{MM } \text{PO}_4^{3-} = 0,03078 \cdot 94,966 = \underline{2,923 \text{ g/L}}$$

4. On mélange 15 mL d'une solution de H_2SO_4 5M (solution A) avec 115 mL d'une solution de H_2SO_4 0,5M (Solution B). On ajoute, ensuite, 10mL d'une solution $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0,5M.

- a. Calculer la molarité de la solution en H_2SO_4 après le mélange des solutions A et B.

$$15 \text{ mL d'une solution 5M contiennent } 5 / 1000 \cdot 15 = 0,075 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$$

$$115 \text{ mL d'une solution 0,5M contiennent } 0,5 / 1000 \cdot 115 = 0,0575 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$$

$$\text{Total de moles} : 0,075 + 0,0575 = 0,1325 \text{ moles}$$

$$\text{Volume total} = 15 + 115 = 130 \text{ mL}$$

$$\text{Dans 130 mL, il y a donc } 0,1325 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$$

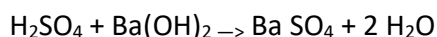
$$\text{Dans 1 mL, il y a } 0,1325 / 130 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$$

$$\text{Dans 1 L, il y a donc } 0,1325 / 130 \cdot 1000 = 1,019 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4 = 1,019 \text{ M}$$

- b. Déterminer le facteur de dilution du H_2SO_4 de la solution A dans le mélange A+B. Facteur de dilution = concentration initiale / concentration finale

$$= 5 / 1,019 = \underline{4,906 \times}$$

- c. Calculer la masse (mg) de sel formé par la réaction :



$$10 \text{ mL de Ba}(\text{OH})_2 \text{ 0,5M contiennent } 5 \cdot 10^{-3} \text{ moles de Ba}(\text{OH})_2$$

$$\text{Les 130 mL de H}_2\text{SO}_4 \text{ contiennent } 0,1325 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4 \text{ Le}$$

$$\text{Ba}(\text{OH})_2 \text{ est donc la quantité de réactif en défaut.}$$

$$5 \cdot 10^{-3} \text{ moles de Ba}(\text{OH})_2 \text{ permettent d'obtenir } 5 \cdot 10^{-3} \text{ moles de sel (Ba SO}_4\text{)}$$

$$\text{Ba SO}_4 : \text{MM} = 233,386 \text{ g/mole}$$

$5 \cdot 10^{-3}$ moles de sel (Ba SO_4) correspondent à $5 \cdot 10^{-3} \cdot 233,386 = 1,167\text{g}$ de sel —
> 1167mg de sel

5. Calculer la concentration molaire et massique d'une solution d'acide nitrique à 100% massique ayant une densité de 1,52. Quel volume de cette solution doit-on prélever pour préparer 100ml d'une solution 0,7M ?

HNO_3 : MM = 63,017g/mole
[HNO_3] : 100% massique → 100g de HNO_3 dans 100g de solution
Densité de 1,52 → 1,52 g de solution correspondent à 1mL
1g de solution correspondent à 1/1,52mL
100g de solution correspondent à $100/1,52 = 65,79\text{mL}$
On a donc 100g de HNO_3 dans 65,79mL de solution
100/65,79 g de HNO_3 dans 1mL de solution
 $100/65,79 \cdot 1000 = 1520\text{g}$ de HNO_3 dans 1L de solution
[HNO_3] : $1520/\text{MM } \text{HNO}_3 = 1520/63,017 = \underline{24,12\text{mole/L}}$

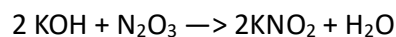
Volume à prélever :
Concentration initiale = 24,12M Volume initial = ?
 $n_{\text{initial}} = 24,12/1000 \cdot V_{\text{initial}}$
Concentration finale = 0,7M Volume final = 100mL = 0,1L $n_{\text{final}} = 0,7/1000$
 $\cdot 0,100 = 0,07\text{moles}$ Pour une dilution à l'eau $n_{\text{initial}} = n_{\text{final}}$
 $24,12/1000 \cdot V_{\text{initial}} (\text{mL}) = 0,07$
 $V_{\text{initial}} \text{ à prélever (L)} = \underline{2,9\text{mL}}$

6. On fait barboter 4,2L de héli trioxyde d'azote (gaz à 17°C et une pression de 1,2atm) dans 100mL de KOH 0,5M. La variation de volume due à l'arrivée du gaz peut être considérée comme négligeable.

- a. Quelle est la concentration en % (m/v) et mole/L de la solution de KOH de départ ? % (m/v) : g/100mL

0,5M en KOH (MM = 56,109g/mole) = $0,5 \cdot 56,109 = 28,1\text{g/L}$
 $2,80545\text{g}/100\text{ml} = \underline{2,81\% (m/v)}$

- b. Quelle est la quantité de sel formée si l'équation de la réaction est :



KOH : $0,5\text{M}/1000 \cdot 100 = 0,05\text{moles}$

N_2O_3 (1,2atm, 17°C)

17°C = 290,15°K

$R = 0,082(\text{atm} \cdot \text{L})/(\text{mole} \cdot ^\circ\text{K})$

$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$4,2\text{L} \quad n = (1,2 \cdot 4,2)/(0,082 \cdot 290,15) = 0,21183 \text{ moles}$ Selon

l'équation 1 mole de N_2O_3 réagit avec 2 moles de KOH

0,21183 moles de N_2O_3 réagissent avec 0,42366 moles de KOH

Avec 0,05moles, KOH est donc le réactif en défaut

Selon l'équation 2 moles de KOH forment 2 moles de KNO_2
0,05 moles de KOH forment donc 0,05 moles de KNO_2
0,05 moles de KNO_2 correspondent à $0,05 \cdot \text{MM } \text{KNO}_2$ g de sel
 $0,05 \cdot 85,108\text{g} = \underline{4,2554\text{g de } \text{KNO}_2}$

