

Série d'Exercices : Les grandeurs physiques liées aux quantités de matière

Exercice 1 : Masse et Volume (Solides et Liquides)

Un élève pèse un échantillon de cuivre de masse **89,6 g**. La densité du cuivre est **8,96 g/cm³**.

1. Calculer le volume de l'échantillon.
2. Exprimer le résultat en **cm³** puis en **m³**.
3. En déduire le nombre de moles contenues dans cet échantillon ($M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g/mol}$).

Exercice 2 : Masse volumique d'une solution

On dispose de 250 mL d'une solution aqueuse de NaCl de masse totale 270 g.

1. Calculer la masse volumique de la solution en g/mL.
2. Convertir en kg/m³.
3. Comparer avec la masse volumique de l'eau (1000 kg/m³) et conclure.

Exercice 3 : Pression d'un gaz

Un échantillon d'air occupe un volume de **2,0 L** sous une pression de **1,2 bar**.

1. Convertir la pression en **Pa**.
2. Calculer le produit $P \times V$ en unités SI.

Exercice 4 : Loi de Boyle-Mariotte

Un gaz parfait est contenu dans une seringue à **température constante**.

- Volume initial : **150 mL**, Pression initiale : **1,0 bar**.
 - On comprime le gaz pour atteindre un volume de **90 mL**.
1. Calculer la nouvelle pression en supposant la loi de Boyle-Mariotte.
 2. Expliquer pourquoi la température doit rester constante.

Exercice 5 : Échelle absolue de température

1. Convertir les températures suivantes en Kelvin : 25 °C, 0 °C, -15 °C, 100 °C.
2. Quelle est la température absolue d'un gaz lorsque sa température en °C est le triple de 25 °C ?

Exercice 6 : Équation d'état des gaz parfaits

Un échantillon d'oxygène (O₂) de **0,5 mol** est contenu dans un volume de **5,0 L** à la température de **27 °C**.

1. Convertir la température en K.
2. Calculer la pression du gaz ($R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$).

Exercice 7 : Volume molaire d'un gaz

On considère une mole d'un gaz parfait dans les conditions normales de température et de pression ($T = 273 \text{ K}$, $P = 1 \text{ atm}$).

1. Calculer le volume molaire.
2. Comparer avec la valeur connue (22,4 L/mol).

Exercice 8 : Concentration molaire d'une solution

On prépare 500 mL d'une solution de NaOH en dissolvant **8 g** de soude ($M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g/mol}$).

1. Calculer la quantité de matière dissoute.
2. Déterminer la concentration molaire de la solution.

Exercice 9 : Dissolution d'un sel ionique

On dissout **5,85 g** de NaCl dans de l'eau pour obtenir **200 mL** de solution.

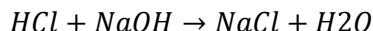
1. Calculer la quantité de matière en NaCl.
2. En déduire la concentration en soluté apporté C.

Série d'Exercices : Les grandeurs physiques liées aux quantités de matière

4. En supposant une dissociation totale en ions Na^+ et Cl^- , déterminer les concentrations effectives $[\text{Na}^+]$ et $[\text{Cl}^-]$.

Exercice 10 : Suivi d'une transformation chimique

On fait réagir **0,1 mol** d'acide chlorhydrique (HCl) avec **0,05 mol** d'hydroxyde de sodium (NaOH) selon la réaction :



1. Établir le tableau d'avancement.
2. Déterminer l'avancement maximal.
3. Indiquer le réactif limitant.
4. Calculer la quantité de matière de NaCl formée.

Exercice 11 :

I- Une bouteille cylindrique de volume $V=1 \text{ dm}^3$ contient du dioxygène gazeux sous une pression de **150bar** à la température de **25°C**.

1. Déterminer le volume molaire dans ces conditions.
2. Calculer la masse de dioxygène contenue dans la bouteille.
3. De quel volume de dioxygène peut-on disposer dans les conditions usuelles (**P=1 atm, θ =20°C**)

II - Une bouteille de gaz butane CH_4 renferme une masse **m=15 kg** de gaz comprimé.

1. A quelle quantité de matière de gaz butane cette masse correspond-elle ?
2. Calculer le volume qu'occuperait cette masse de gaz dans des conditions où la pression est **p=1020hPa** et la température **25 ° C**.
3. Si cette quantité de gaz est contenue dans un récipient de **20 L**, à la même température que précédemment, quelle est la pression du gaz à l'intérieur de ce récipient ?

Exercice 12 :

Le chlorure de baryum de formule BaCl_2 est un cristal ionique contenant des ions baryum et des ions chlorure. Vous dissdez dans **200 ml** d'eau **4,59g** de chlorure de baryum.

1. Nommez les trois étapes de dissolution et expliquez une de ces étapes au choix par une ou deux phrases.
2. Écrivez l'équation de dissolution équilibrée.
3. Exprimez puis calculez la concentration en soluté de la solution de chlorure de baryum obtenue.
4. Exprimez les concentrations en ions baryum et chlorure en fonction de la concentration de la solution. Donnez leur valeur.
5. Vous rajoutez dans la solution 50mL d'une solution de chlorure de calcium de formule CaCl_2 dont la concentration est de **$5.10^{-1}\text{mol.L}^{-1}$** . Exprimez puis calculez les concentrations en ions présents dans le mélange.
Données : $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$ $M(\text{Ba}) = 137,3 \text{ g.mol}^{-1}$

Exercice 13 :

I- Pour préparer une solution de chlorure de sodium de concentration massique $C_m = 10 \text{ g/l}$, on dissout une masse m de chlorure de sodium solide (NaCl) dans un volume $V = 200 \text{ ml}$ d'eau.

1. Calculer la concentration molaire de la solution. **(1pts)**
2. Calculer la valeur de la masse m . **(1pts)**
3. Trouver l'expression de la densité du chlorure de sodium par rapport à l'eau en fonction du nombre de mole. Calculer sa valeur. **(1,5pts)**

II- On introduit $n = 0,06 \text{ mol}$ du gaz butane C_4H_{10} que l'on considère comme un gaz parfait, dans un cylindre en position verticale avec un piston. Le gaz est sous la pression $P = 10^5 \text{ Pa}$ à la température $\theta_1 = 18^\circ \text{C}$.

1. Rappeler la définition d'un volume molaire. **(0,5pts)**
2. Calculer la valeur du volume molaire. **(0,5pts)**
3. Quel est le volume du gaz dans le cylindre. **(1pts)**
4. On ajoute au cylindre une masse $m = 1,74 \text{ g}$ du gaz butane à température θ_1 , Calculer la valeur de la nouvelle pression sachant que le piston ne se déplace plus. **(1,5pts)**

On donne : $M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ g/mol}$; $M(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 58 \text{ g/mol}$; constante du gaz $R = 8,31 (\text{SI})$

La masse volumique de l'eau $\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ g/ml}$