

Quantité de matière et mole

Exercices de sciences physiques - niveau 2de

Voici vingt exercices pour t'entraîner sur la quantité de matière : nombre d'entités, masse molaire, volume molaire d'un gaz, concentration en mol/L et problèmes de synthèse. Utilise $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ et $V_m = 24,0 \text{ L/mol}$ (20 °C, pression atmosphérique) sauf indication contraire. Puis cherche seul, puis consulte le corrigé séparé.

De plus, cette fiche d'exercices est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

Les exercices sur la quantité de matière

Exercice 1 : Questions de cours

1. Quelle grandeur mesure-t-on en mole ?
2. Combien d'entités une mole contient-elle ? Comment s'appelle cette constante et quelle est son unité ?
3. Ensuite, une mole d'eau a-t-elle la même masse qu'une mole de fer ? Explique.
4. Quelle est l'unité d'une masse molaire ?

Exercice 2 : Nombre d'entités

1. Puis calcule le nombre de molécules dans un échantillon de quantité de matière 0,200 mol.
2. De plus, un échantillon contient $3,01 \times 10^{22}$ molécules : calcule sa quantité de matière.
3. Ensuite, un échantillon contient $1,806 \times 10^{24}$ atomes : calcule sa quantité de matière.

Exercice 3 : Masses molaires

Données (g/mol) : H 1,0 ; C 12,0 ; N 14,0 ; O 16,0 ; Ca 40,1 ; Fe 55,8.

Calcule la masse molaire de : a. CO_2 ; b. NH_3 ; c. $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ (éthanol) ; d. CaCO_3 ; e. Fe_2O_3 .

Exercice 4 : De la masse à la quantité de matière

Calcule la quantité de matière de : a. 36,0 g d'eau ($M = 18,0 \text{ g/mol}$) ; b. 4,40 g de dioxyde de carbone ($M = 44,0 \text{ g/mol}$) ; c. 20,0 g de saccharose ($M = 342 \text{ g/mol}$) ; d. 5,00 g de carbonate de calcium ($M = 100,1 \text{ g/mol}$).

Exercice 5 : Masse à peser

Calcule la masse de : a. 0,200 mol de chlorure de sodium ($M = 58,5 \text{ g/mol}$) ; b. 0,0250 mol de glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$; c. 3,00 mol d'eau ; d. 0,50 mol de fer ($M = 55,8 \text{ g/mol}$).

Exercice 6 : Gaz et volume molaire

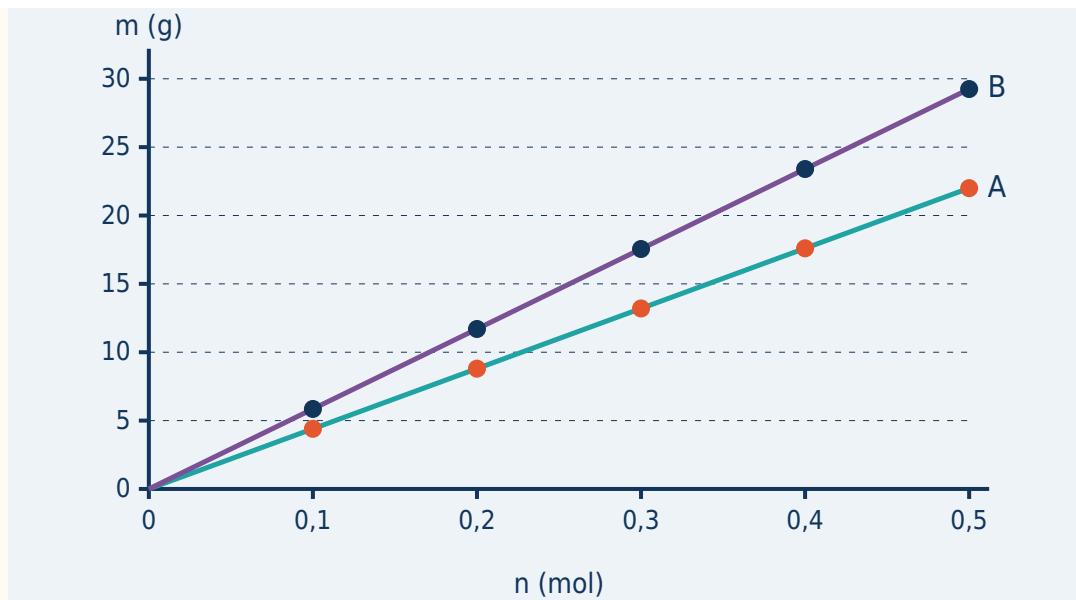
Calcule : a. le volume occupé par 0,50 mol de dioxygène ; b. la quantité de matière de 6,0 L de dihydrogène ; c. la masse de 12,0 L de dioxyde de carbone ($M = 44,0 \text{ g/mol}$).

Exercice 7 : Concentration en quantité de matière

1. Par ailleurs, une solution de volume 250 mL contient 0,500 mol de soluté : calcule c.
2. Quel volume de solution à $c = 0,100 \text{ mol/L}$ contient 0,0150 mol de soluté ?
3. Quelle quantité de matière trouve-t-on dans 50,0 mL de solution à $c = 0,20 \text{ mol/L}$?

Exercice 8 : Lire deux droites

Donc, on a mesuré la masse m de plusieurs quantités de matière n de deux espèces chimiques, A (gaz) et B (solide ionique).



Masse en fonction de la quantité de matière pour les espèces A et B.

1. Que représentent les coefficients directeurs des droites ?
2. Puis détermine graphiquement la masse molaire de A et de B.
3. Identifie A et B parmi : dioxyde de carbone (44,0 g/mol), éthanol (46,0 g/mol), chlorure de sodium (58,5 g/mol).

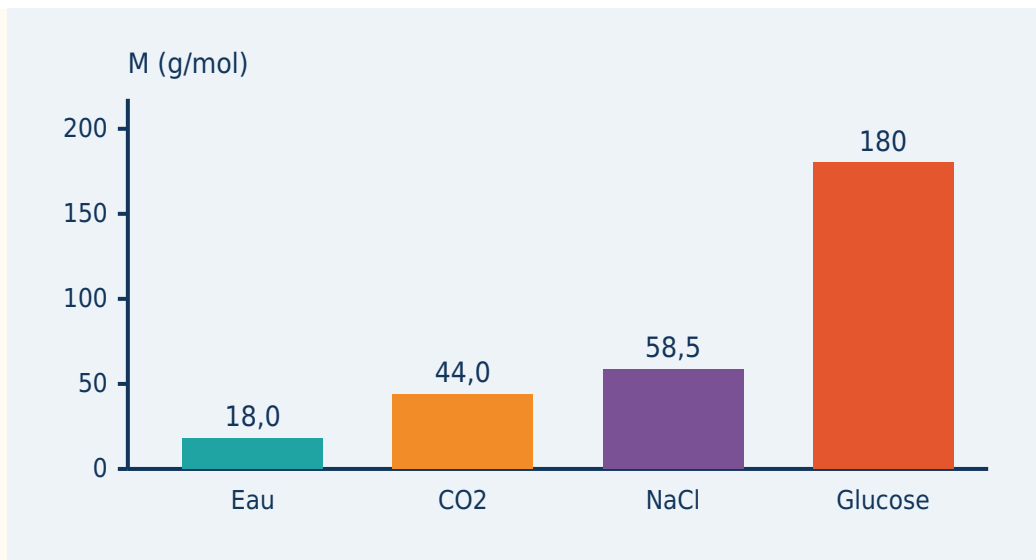
Exercice 9 : Un comprimé de vitamine C

Enfin, un comprimé contient 500 mg d'acide ascorbique $C_6H_8O_6$. Données : H 1,0 ; C 12,0 ; O 16,0 g/mol.

1. Ensuite, calcule la masse molaire de l'acide ascorbique.
2. Puis calcule la quantité de matière contenue dans le comprimé.
3. De plus, en déduis le nombre de molécules.
4. Ensuite, le comprimé est dissous dans 200 mL d'eau : calcule la concentration en quantité de matière.

Exercice 10 : Comparer des quantités

Ensuite, le diagramme donne les masses molaires de quatre espèces chimiques.



Masses molaires de quatre espèces chimiques.

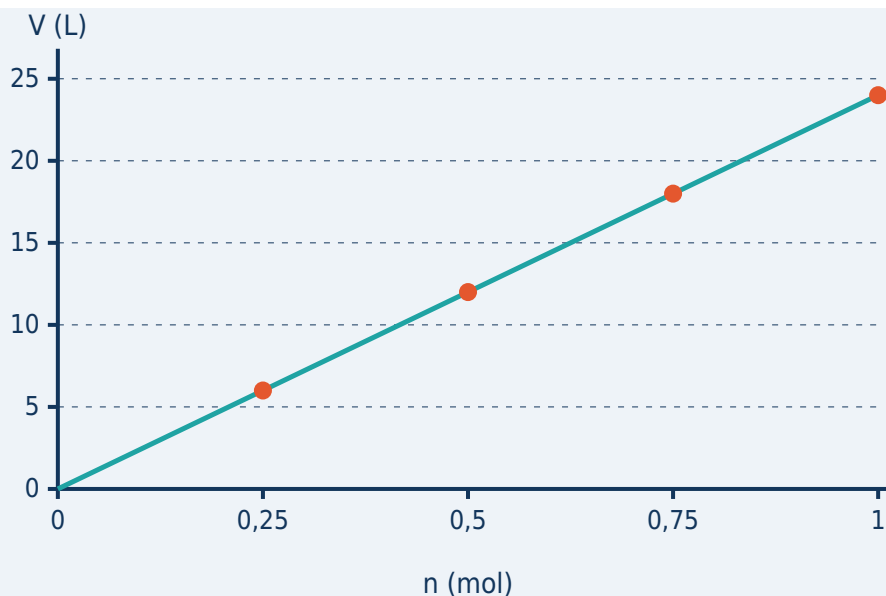
1. Par ailleurs, calcule la quantité de matière contenue dans 100 g de chacune.
2. Classe ces échantillons du plus grand au plus petit nombre de molécules ou d'entités. Que remarques-tu ?

Exercice 11 : De C_m à c

1. Puis un sérum physiologique contient 9,0 g/L de chlorure de sodium ($M = 58,5$ g/mol) : calcule c .
2. Ensuite, une solution de glucose a $C_m = 36$ g/L ($M = 180$ g/mol) : calcule c .
3. Puis une solution de chlorure de sodium a $c = 0,50$ mol/L : calcule C_m .

Exercice 12 : Déterminer un volume molaire

Puis, on a mesuré le volume d'un gaz pour différentes quantités de matière à 20 °C.

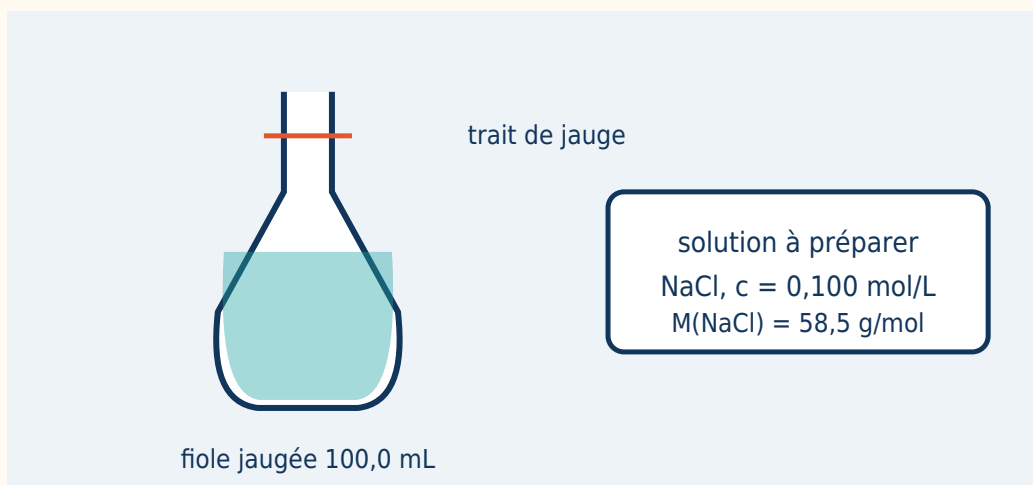


Volume d'un gaz en fonction de sa quantité de matière.

1. Quelle est la nature de la courbe ?
2. De plus, détermine le coefficient directeur et donne sa signification et son unité.
3. Quel volume occupent 0,40 mol de ce gaz ?

Exercice 13 : Préparer une solution

Ainsi, on veut préparer 100,0 mL de solution de chlorure de sodium à $c = 0,100 \text{ mol/L}$ ($M = 58,5 \text{ g/mol}$).



Fiolle jaugée utilisée pour préparer la solution.

1. Ensuite, calcule la quantité de matière et la masse de sel à peser.
2. Par ailleurs, la balance du laboratoire donne les masses au centigramme : l'élève pèse 0,59 g. Puis calcule la concentration réellement obtenue.
3. Décris les étapes de la préparation.

Exercice 14 : Dilution en mol/L

À partir d'une solution mère à 2,00 mol/L, on veut préparer 50,0 mL de solution à 0,500 mol/L.

1. Ensuite, calcule le facteur de dilution.
2. Puis calcule le volume de solution mère à prélever.
3. Quelle verrerie utilises-tu ?

Exercice 15 : Une goutte d'eau

Par ailleurs, une goutte d'eau a une masse de 0,050 g. Données : $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,0 \text{ g/mol}$; la Terre compte environ $8,0 \times 10^9$ humains.

1. De plus, calcule la quantité de matière d'eau dans la goutte.
2. Ensuite, calcule le nombre de molécules d'eau.
3. Si on répartissait ces molécules entre tous les humains, combien chacun en recevrait-il ?

Exercice 16 : Un ballon d'hélium

De plus, un ballon contient 5,0 L d'hélium à 20 °C. $M(\text{He}) = 4,0 \text{ g/mol}$.

1. Par ailleurs, calcule la quantité de matière d'hélium.
2. Puis calcule sa masse.
3. Pourquoi cette masse est-elle plus petite que celle du même volume d'air ($M \approx 29 \text{ g/mol}$) ? Que peut-on en déduire ?

Exercice 17 : De l'éthanol liquide

Donc, on prélève 25,0 mL d'éthanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, $M = 46,0 \text{ g/mol}$) de masse volumique 0,789 g/mL.

1. Ensuite, calcule la masse prélevée.
2. Puis calcule la quantité de matière.
3. De plus, calcule le nombre de molécules.

Exercice 18 : Liquide ou gaz ?

Enfin, on compare une mole d'eau liquide ($\rho = 1,00 \text{ g/mL}$, $M = 18,0 \text{ g/mol}$) et une mole de dioxygène gazeux à 20°C .

1. Ensuite, calcule le volume de l'eau liquide en mL.
2. Quel est le volume du dioxygène en mL ?
3. Combien de fois le gaz occupe-t-il plus de place ? Que traduit ce rapport à l'échelle des entités ?

Exercice 19 : Eau minérale

Ensuite, une eau minérale contient, par litre, 78 mg d'ions calcium ($M = 40,1 \text{ g/mol}$) et 357 mg d'ions hydrogénocarbonate HCO_3^- ($M(\text{H}) = 1,0$; $M(\text{C}) = 12,0$; $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g/mol}$).

1. Par ailleurs, calcule la masse molaire de l'ion hydrogénocarbonate.
2. Puis calcule la concentration en quantité de matière de chaque ion.
3. Combien d'ions calcium contient une bouteille de 1,5 L ?

Exercice 20 : Un briquet

Puis, un briquet jetable contient 5,0 g de butane C_4H_{10} (liquide sous pression). Données : $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g/mol}$.

1. Ensuite, calcule la quantité de matière de butane.
2. Puis calcule le nombre de molécules.
3. Si tout ce butane était libéré sous forme de gaz à 20°C et pression atmosphérique, quel volume occuperait-il ? Commente.

Tout le chapitre « Quantité de matière et mole » en seconde

- Le cours : Quantité de matière et mole
- Le corrigé des exercices : Quantité de matière et mole
- Le TP : Quantité de matière et mole
- Le corrigé du TP : Quantité de matière et mole
- Le QCM : Quantité de matière et mole

Chapitre précédent : Composition d'une solution, concentration (exercices)

Chapitre suivant : Le modèle de l'atome (exercices)

Retrouve aussi tous les exercices de sciences physiques en seconde et le programme complet de sciences physiques en seconde.