Exercice 1 : Stand up paddle

Échelles : sur le document, $2{,}0\,\text{cm}$ représentent $1{,}0\,\text{m}$ réel ; une longueur mesurée sur le sujet est donc divisée par 2 pour obtenir la distance réelle en mètres. Si le segment d'échelle ne mesure pas $2{,}0\,\text{cm}$ sur la copie (impression réduite), on utilise sa longueur mesurée. Pour les vecteurs vitesse, $1\,\text{cm}$ représente $0{,}5\,\text{m·s}^{-1}$.

1) **a.** On assimile la vitesse en P_3 à la vitesse moyenne entre les positions qui l'encadrent, P_2 et P_4 (durée 2τ) :

$$v_3 = \frac{P_2P_4}{2\tau}$$

On mesure $P_2P_4 = 6{,}4\,\text{cm}$ sur le document, soit $\frac{6{,}4}{2} = 3{,}2\,\text{m}$ en réalité :

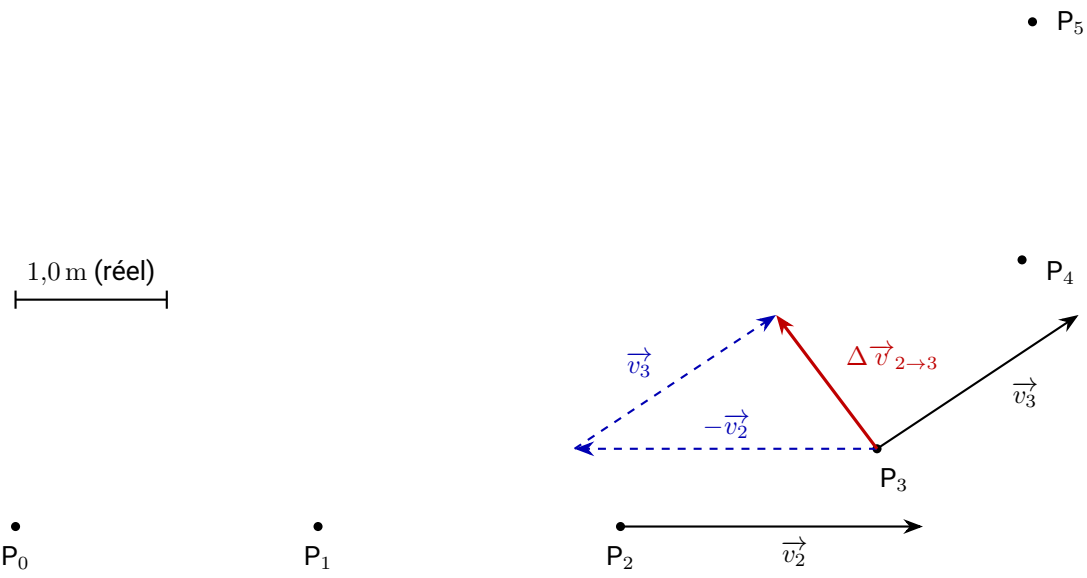
$$v_3 = \frac{3{,}2\,\text{m}}{2 \times 1{,}0\,\text{s}} \quad \Longrightarrow \quad \boxed{v_3 \approx 1{,}6\,\text{m·s}^{-1}}$$

Tolérance : P_2P_4 mesuré entre $6{,}3\,\text{cm}$ et $6{,}5\,\text{cm}$, soit v_3 entre $1{,}58\,\text{m·s}^{-1}$ et $1{,}63\,\text{m·s}^{-1}$: on trouve toujours $1{,}6\,\text{m·s}^{-1}$.

b. $\overrightarrow{v_3}$ a pour origine P_3, pour direction la tangente à la trajectoire en P_3, assimilée à la droite (P_2P_4), pour sens celui du mouvement. Longueur de la flèche : $\ell_3 = \frac{1{,}6}{0{,}5} = 3{,}2\,\text{cm}$ (voir le document complété plus bas).

2) Avant P_2, le mouvement est rectiligne : $\overrightarrow{v_2}$ est porté par la droite (P_1P_2), dans le sens du mouvement, avec une flèche de longueur $\ell_2 = \frac{2{,}0}{0{,}5} = 4{,}0\,\text{cm}$.

Construction en P_3 : $\Delta\overrightarrow{v}_{2\to3} = \overrightarrow{v_3} + (-\overrightarrow{v_2})$. À partir de P_3, on trace $-\overrightarrow{v_2}$ (même direction et même longueur que $\overrightarrow{v_2}$, sens opposé), puis, à son extrémité, un vecteur identique à $\overrightarrow{v_3}$. $\Delta\overrightarrow{v}_{2\to3}$ joint P_3 à l'extrémité de ce second vecteur (vecteurs reportés en tirets).



On mesure une flèche $\Delta\vec{v}_{2\to3}$ d'environ $2{,}2\,\text{cm}$, d'où :

$$\Delta v_{2\to3} = 2{,}2 \times 0{,}5\,\text{m·s}^{-1} \quad\Longrightarrow\quad \boxed{\Delta v_{2\to3} \approx 1{,}1\,\text{m·s}^{-1}}$$

Tolérance : flèche entre $2{,}0\,\text{cm}$ et $2{,}4\,\text{cm}$, soit $\Delta v_{2\to3}$ entre $1{,}0\,\text{m·s}^{-1}$ et $1{,}2\,\text{m·s}^{-1}$.

3) **a.** D'après la forme approchée de la deuxième loi de Newton, entre deux instants voisins :

$$\Sigma\vec{F} \approx m\,\frac{\Delta\vec{v}}{\Delta t}$$

La masse m et la durée Δt étant positives, $\Sigma\vec{F}$ a la même direction et le même sens que $\Delta\vec{v}_{2\to3}$: la somme des forces est orientée vers l'intérieur du virage, et un peu vers l'arrière par rapport au mouvement (elle fait un angle d'environ 127° avec la direction de $\vec{v_2}$). Sa composante vers l'intérieur courbe la trajectoire ; sa composante vers l'arrière fait diminuer la vitesse, qui passe de $2{,}0\,\text{m·s}^{-1}$ à $1{,}6\,\text{m·s}^{-1}$.

b. Entre t_2 et t_3, $\Delta t = \tau = 1{,}0\,\text{s}$:

$$\Sigma F \approx m\,\frac{\Delta v_{2\to3}}{\Delta t} = 90\,\text{kg} \times \frac{1{,}1\,\text{m·s}^{-1}}{1{,}0\,\text{s}} = 99\,\text{N} \quad\Longrightarrow\quad \boxed{\Sigma F \approx 1{,}0 \times 10^2\,\text{N}}$$

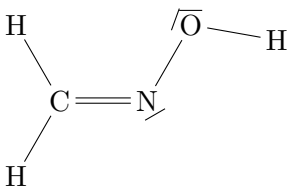
Avec la tolérance de la question 2, on accepte une valeur comprise entre $90\,\text{N}$ et $110\,\text{N}$ environ.

Exercice 2 : Géométrie des molécules

1) Chaque atome cherche à acquérir la configuration électronique stable du gaz noble le plus proche (duet pour H, octet pour C, N et O) :

Atome	H	C	N	O
Configuration électronique	1s^1	$1\text{s}^2\,2\text{s}^2\,2\text{p}^2$	$1\text{s}^2\,2\text{s}^2\,2\text{p}^3$	$1\text{s}^2\,2\text{s}^2\,2\text{p}^4$
Électrons de valence	1	4	5	6
Électrons manquants = nombre de liaisons	1	4	3	2
Doublets non liants	0	0	1	2

Bilan : $3\times1+4+5+6 = 18$ électrons de valence, soit 9 doublets : 6 doublets liants (deux liaisons C–H, une liaison double C=N, une liaison N–O, une liaison O–H) et 3 doublets non liants (un sur N, deux sur O). Le modèle moléculaire montre l'enchaînement $H_2C{=}N{-}O{-}H$:



2) Autour d'un atome, les doublets d'électrons (liants et non liants) se repoussent et s'écartent le plus possible les uns des autres ; une liaison double compte comme un seul groupe d'électrons.

- **Autour de N** : trois groupes d'électrons (la liaison double C=N, la liaison simple N–O et un doublet non liant). Ils se disposent dans un plan, à environ 120° les uns des autres. Le doublet non liant occupe l'une de ces trois directions : les atomes C, N et O ne sont pas alignés, la géométrie autour de N est coudée (angle proche de 120°, environ 110° sur le modèle).
- **Autour de O** : quatre doublets (deux liants, N–O et O–H, et deux non liants). Ils pointent vers les sommets d'un tétraèdre ; seuls deux sont liants : les atomes N, O et H forment un angle, la géométrie autour de O est coudée (angle proche de 109°, environ 102° sur le modèle, comme dans la molécule d'eau).

Le modèle moléculaire confirme ces deux angles.

3) **Polarisation des liaisons** : $\chi(\text{Cl}) - \chi(\text{C}) = 3{,}16 - 2{,}55 = 0{,}61 \geq 0{,}4$: la liaison C–Cl est polarisée, avec une charge partielle δ^- sur Cl (plus électronégatif) et δ^+ sur C. $\chi(\text{C}) - \chi(\text{H}) = 2{,}55 - 2{,}20 = 0{,}35 < 0{,}4$: la liaison C–H est considérée comme non polarisée.

Une molécule est polaire si le centre géométrique des charges partielles positives ne coïncide pas avec celui des charges partielles négatives.

- **Dichlorométhane** CH_2Cl_2 : géométrie tétraédrique autour de C, avec deux liaisons polarisées C–Cl et deux liaisons C–H non polarisées. Les deux charges δ^- portées par les atomes de chlore sont du même côté de la molécule : leur centre est situé entre les deux atomes de chlore, et non sur l'atome de carbone qui porte la charge δ^+. Les centres ne coïncident pas : le dichlorométhane est polaire.
- **Tétrachlorométhane** CCl_4 : quatre liaisons C–Cl polarisées identiques, dirigées vers les sommets d'un tétraèdre régulier dont C occupe le centre. Le centre des quatre charges δ^- est le centre du tétraèdre, c'est-à-dire l'atome de carbone, qui porte la charge δ^+. Les centres coïncident : le tétrachlorométhane est apolaire, bien que ses liaisons soient polarisées.

Exercice 3 : Autour du phosphate de sodium

1) Les trois étapes de la dissolution d'un solide ionique dans l'eau :

- la **dissociation** : les molécules d'eau, polaires, affaiblissent les interactions électrostatiques entre ions et séparent les ions Na^+ et PO_4^{3-} du cristal ;
- la **solvatation** (ici hydratation) : chaque ion s'entoure de molécules d'eau orientées (côté δ^- de l'oxygène vers Na^+, côté δ^+ des hydrogènes vers PO_4^{3-}) ;
- la **dispersion** : les ions hydratés se répartissent uniformément dans toute la solution.

2) Le solide est électriquement neutre : il contient trois ions Na^+ pour un ion PO_4^{3-}, sa formule est Na_3PO_4. Équation de dissolution :

$$\text{Na}_3\text{PO}_{4(\text{s})} \longrightarrow 3\,\text{Na}^+{}_{(\text{aq})} + \text{PO}_4{}^{3-}{}_{(\text{aq})}$$

3) D'après l'équation, la dissolution d'une mole de soluté libère trois moles d'ions Na^+ et une mole

d'ions PO_4^{3-} ; dans le même volume :

$$[Na^+] = 3\,C \quad \Longrightarrow \quad C = \frac{[Na^+]}{3} = \frac{4{,}5 \times 10^{-2}\,\text{mol·L}^{-1}}{3} \quad \Longrightarrow \quad \boxed{C = 1{,}5 \times 10^{-2}\,\text{mol·L}^{-1}}$$

$$[PO_4^{3-}] = C \quad \Longrightarrow \quad \boxed{[PO_4^{3-}] = 1{,}5 \times 10^{-2}\,\text{mol·L}^{-1}}$$

4) Masse molaire du phosphate de sodium : $M(Na_3PO_4) = 3\,M(Na) + M(P) + 4\,M(O) = 3 \times 23{,}0 + 31{,}0 + 4 \times 16{,}0 = 164{,}0\,\text{g·mol}^{-1}$.

Quantité de soluté à dissoudre : $n = C \times V = 1{,}5 \times 10^{-2}\,\text{mol·L}^{-1} \times 0{,}1000\,\text{L} = 1{,}5 \times 10^{-3}\,\text{mol}$.

$$m = n \times M = C \times V \times M = 1{,}5 \times 10^{-3}\,\text{mol} \times 164{,}0\,\text{g·mol}^{-1} = 0{,}246\,\text{g} \quad \Longrightarrow \quad \boxed{m \approx 0{,}25\,\text{g}}$$

(deux chiffres significatifs, comme la concentration C).

5) Le chlorure de sodium se dissout selon $NaCl_{(s)} \longrightarrow Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$: une mole de NaCl apporte une mole d'ions Na^+.

$M(NaCl) = 23{,}0 + 35{,}5 = 58{,}5\,\text{g·mol}^{-1}$, d'où $n_1 = \dfrac{m}{M(NaCl)} = \dfrac{0{,}40\,\text{g}}{58{,}5\,\text{g·mol}^{-1}} = 6{,}84 \times 10^{-3}\,\text{mol}$ d'ions Na^+ apportés.

Ions Na^+ déjà présents : $n_0 = [Na^+] \times V = 4{,}5 \times 10^{-2}\,\text{mol·L}^{-1} \times 0{,}1000\,\text{L} = 4{,}5 \times 10^{-3}\,\text{mol}$.

Le volume ne varie pas, donc :

$$[Na^+] = \frac{n_0 + n_1}{V} = \frac{4{,}5 \times 10^{-3}\,\text{mol} + 6{,}84 \times 10^{-3}\,\text{mol}}{0{,}1000\,\text{L}} = 0{,}113\,\text{mol·L}^{-1}$$

$$\boxed{[Na^+] \approx 0{,}11\,\text{mol·L}^{-1}}$$

(on a gardé les valeurs non arrondies dans le calcul).