

Série de révision des bases en chimie 2BAC PC SM BioF.

Offre physique chimie : Prof Alaeddine ABIDA ; WA 0696307274



Exercice 01: les Transformations d'oxydoréduction

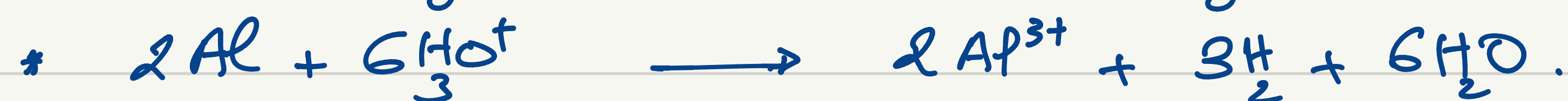
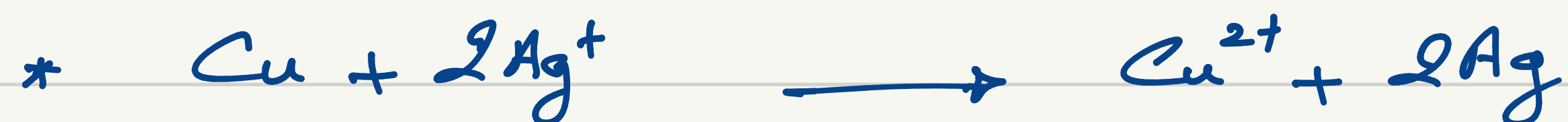
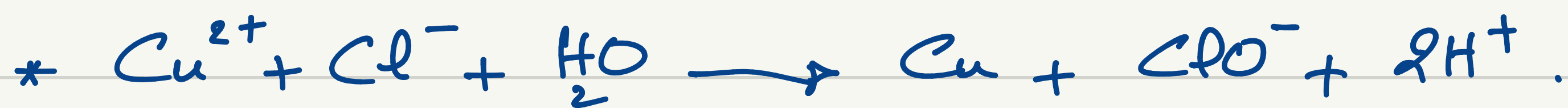
Ecrire les demi équation électroniques et déduire la réaction bilan :

Les espèces réagits	les couples ox/red.
$Al; H_3O^+$	$(Al^{3+}/Al) \quad (H_3O^+/H_2)$
$Cu; NO_3^-$	$(Cu^{2+}/Cu) \quad (NO_3^-/NO)$
$MnO_4^-; I^-$	$(MnO_4^-/Mn^{2+}) \quad (I_2/I^-)$
$S_2O_3^{2-}; I_2$	$(I_2/I^-) \quad (S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-})$
$I^-; H_2O_2$	$(I_2/I^-) \quad (H_2O_2/H_2O)$

EXERCICE 02

Ecriture des équations Redox:

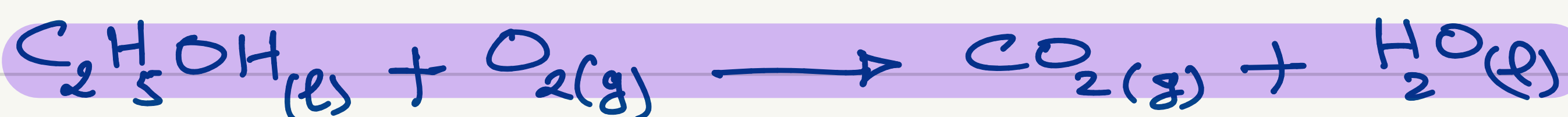
Trouver les couples Ox/Red intervenant dans les réactions suivantes :



EXERCICE 03

La quantité de la matière - T.A

L'équation de la réaction de la combustion de l'éthanol décrit:

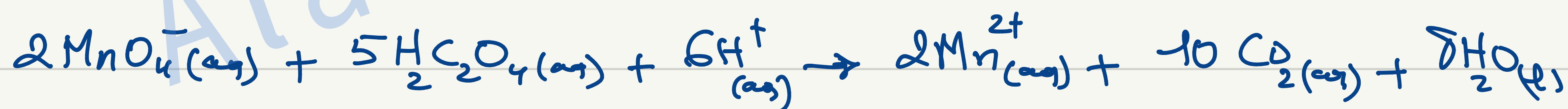


1. Equilibrer l'équation de la réaction.
2. La masse de l'éthanol utilisée est $m = 50\text{g}$ et le volume de dioxygène utilisé est $V = 15\text{L}$.
 - 2.1. Calculer les quantités de matière des réactifs.
 - 2.2. Est-ce que le mélange utilisé est stœchiométrique?
3. Concevoir le Tableau d'avancement de la réaction.
4. Calculer la quantité de la matière de l'eau produit à la fin de la réaction.

Données : $M(\text{O}) = 16\text{g/mol}$ $M(\text{C}) = 12\text{g/mol}$
 $M(\text{H}) = 1\text{g/mol}$ $V_M = 25\text{L/mol}$.

EXERCICE 04 La quantité de matière et le T.A :

On mélange un volume $V_1 = 40\text{mL}$ d'une solution aqueuse de permanganate de potassium ($\text{K}^+(\text{aq}) + \text{MnO}_4^-(\text{aq})$) acidifiée de concentration molaire $C_1 = 0,2\text{mol/L}$, avec $V_2 = 60\text{mL}$ de solution aqueuse d'acide oxalique $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ de concentration molaire $C_2 = 0,2\text{mol/L}$. On modélise la transformation par la réaction suivante :



1. Donner la définition de l'oxydant et le réducteur.
2. À partir de l'équation :
 - 2.1 - Ecrire les demi équations électroniques mis en jeu.
 - 2.2 - En déduire les couples ox/red mis en jeu.
3. Calculer les quantités de matières initiales des ions permanganate et l'acide oxalique.
4. En déduire les concentrations effectives initiales des ions MnO_4^- et l'acide oxalique.
5. Dresser le Tableau d'avancement de la réaction et déterminer le réactif limitant.

5. Calculer le volume du gaz CO_2 produit à la fin de la réaction

On donne : $V_m = 24 \text{ L/mol}$.

EXERCICE 05 Le T.A Les relations de la qte de matière.

Pour déterminer la concentration molaire de l'eau oxygénée H_2O_2 , on suit les deux méthodes suivantes :

* La 1^{ère} méthode

On prend un volume $V = 14 \text{ mL}$ d'eau oxygénée H_2O_2 et on le dose dans un milieu acide par une solution aqueuse de permanganate de potassium ($\text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$) de concentration $C' = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$, le volume versé à l'équivalence est $V' = 20 \text{ mL}$.

On donne les couples ox/Red mis en jeu : $(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O})$ et $(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+})$

1. Ecrire les demi-équations électronique d'oxydoréduction.
2. Déduire l'équation bilan.
3. Montrer que la concentration d'eau oxygénée à l'équivalence est donnée par la relation suivante :

$$C = \frac{5C' \cdot V'}{2V}$$

La 2^{ème} méthode :

On mélange un volume $V_1 = 250 \text{ mL}$ d'eau oxygénée avec un volume $V_2 = 500 \text{ mL}$ de permanganate de potassium de concentration $C_2 = 0,1 \text{ mol/L}$ dans un milieu acide, on obtient un dégagement gazeux $V(\text{O}_2) = 22 \text{ L}$ du gaz dioxygène O_2 . On donne le volume molaire dans les conditions de l'expérience $V_m = 22 \text{ L/mol}$.

1. Calculer la quantité de matière initiale des ions permanganate.
2. Dresser le Tableau d'avancement de la réaction.
3. Trouver la relation entre l'avancement x et la quantité de matière du gaz O_2 dégagé.

4. Montrer que l'avancement maximal s'écrit comme :

$$x_{\max} = \frac{V(O_2)}{V_n}$$

Calculer la valeur de $x_{\max}$.

5. Si l'eau oxygénée est le réactif limitant calculer la quantité de matière initiale. En déduire sa concentration initial C .

6. Calculer la quantité de matière des ions MnO_4^- restante à la fin de la réaction.

EXERCICE 06 Calcul de conductivité d'une solution

On considère une solution du chlorure de sodium ($Ca^{2+} + 2HO^-$) de concentration molaire $C = 268 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.

1. Calculer les concentrations effective des ions $[Ca^{2+}]$ et $[HO^-]$ en mol/L puis en mol/m^3 .

2. Calculer la conductivité du mélange σ .

3. On donne la constante de la cellule conductimétrique $K = 2 \cdot 10^{-3} \text{ m}$, calculer la conductance G .

4. On prépare une solution (S) à 25°C en mélangeant :

– Une solution d'hydroxyde de sodium ($Na^+ + HO^-$) de volume $V_1 = 50 \text{ mL}$ et de concentration $C_1 = 10^{-3} \text{ mol/L}$.

– Une solution de chlorure de sodium ($Na^+ + Cl^-$) de volume $V_2 = 200 \text{ mL}$ et concentration $C_2 = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$.

+ Calculer la conductivité σ du mélange :

On donne :

$$\lambda(Ca^{2+}) = 11,9 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$$

$$\lambda(Cl^-) = 7,93 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$$

$$\lambda(HO^-) = 19,9 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$$

$$\lambda(Na^+) = 5,01 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$$

EXERCICE 07

Calcul de la conductivité d'une solution

1. On prépare une solution HCl en dissolvant un volume $V = 1220 \text{ mL}$ du gaz chlorure d'hydrogène à une température 25°C et pression $P = 1 \text{ atm}$ pour avoir un volume 1 L de solution.
* Calculer la concentration de la solution obtenue.
2. Pour vérifier la valeur précédente on mesure la conductivité de la solution, on trouve : $\sigma = 2131,5 \text{ mS.m}^{-1}$.
* Recalculer la concentration de la solution.
3. On dilue la solution précédente, puis on prélève un volume $V' = 100 \text{ mL}$ de la solution de concentration $C = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$.
 - 3.1. Quelle est l'influence de la dilution sur la conductivité ? justifier.
 - 3.2. Calculer le facteur de dilution.

Données :

$$\lambda(\text{Cl}^-) = 7,63 \cdot 10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$$

$$\lambda(\text{H}_3\text{O}^+) = 35 \cdot 10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$$

$$1 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$R = 8,31 \text{ (J)}.$$

EXERCICE 08 Préparation d'une solution commerciale.

Un sachet d'iodure de sodium en poudre porte les informations suivantes :

* Pourcentage massique : $P = 90\%$.

* Masse molaire moléculaire : $M = 149,9 \text{ g.mol}^{-1}$.

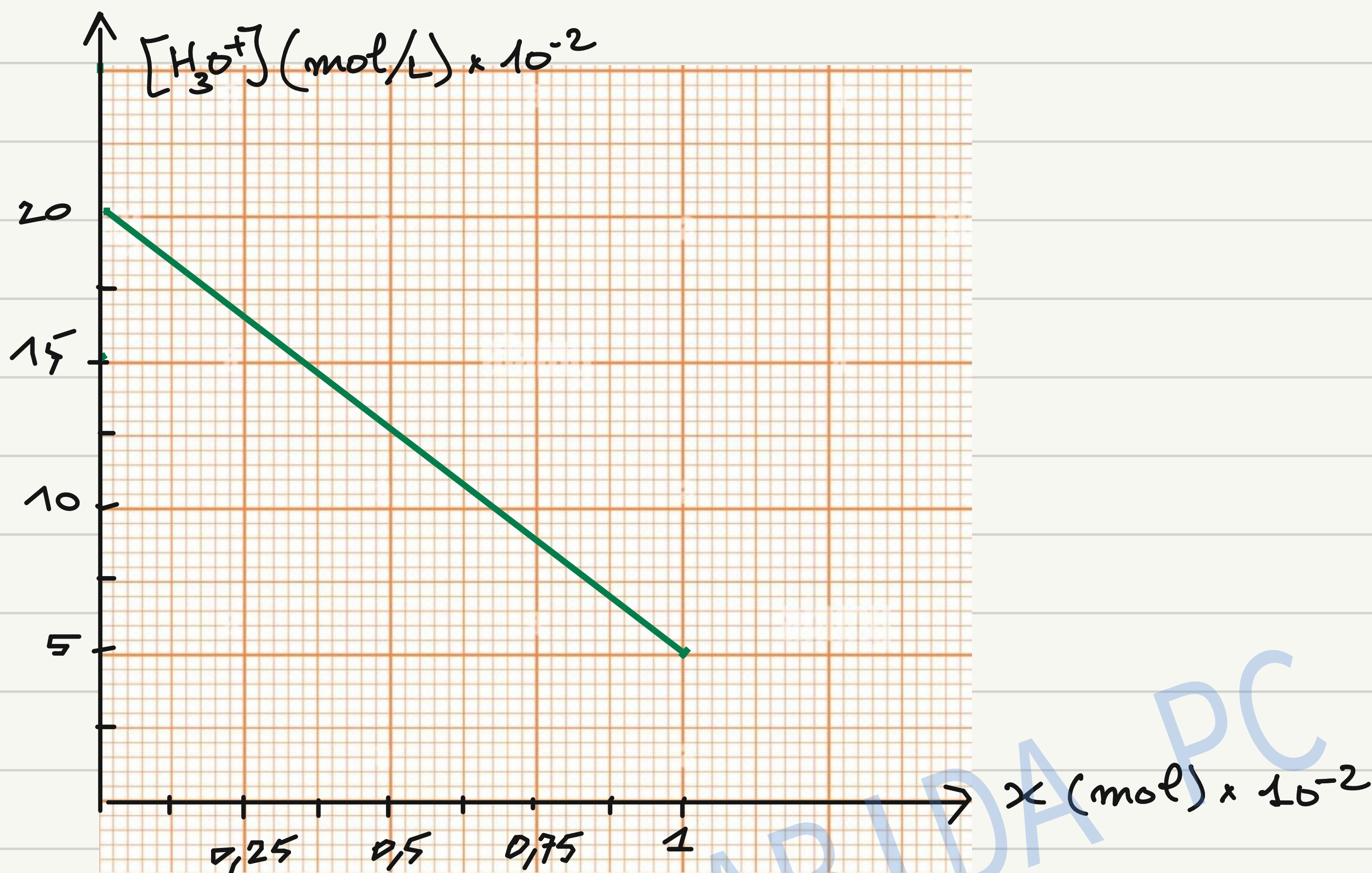
* La formule du composé : NaI .

Le professeur demande à l'un de ses élèves de préparer une solution (S0) de iodure de sodium de volume $V = 100 \text{ mL}$ et de concentration $C = 0,1 \text{ mol/L}$.

Calculer la masse m_0 nécessaire d'iodure de sodium nécessaire pour préparer cette solution.

Exercice 09 Suivi d'une transformation chimique :

Une étude expérimentale de la transformation totale d'une masse m du Zinc Zn avec une solution du chlorure d'hydrogène ($H_3O^+ + Cl^-$) nous a permis de tracer la courbe suivante.



1. Ecrire l'équation de la réaction, on donne les couples intervenants : (Zn^{2+}/Zn) et (H_3O^+/H_2) .
2. Dresser le tableau d'avancement de la réaction
3. En se basant sur le T.A et le graph.
 - * Déduire le réactif limitant et l'avancement maximal.
 - * La masse m initiale du Zinc introduit.
 - * Le volume final du gaz H_2 dégagé.
 - * La concentration initiale C_0 de la solution de chlorure d'hydrogène. ainsi son volume V_0 .

Données:

$$M(Zn) = 65,4 \text{ g/mol.}$$

$$\lambda(H_3O^+) = 35 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\lambda(Cl^-) = 7,63 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\lambda(Zn^{2+}) = 10,56 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$