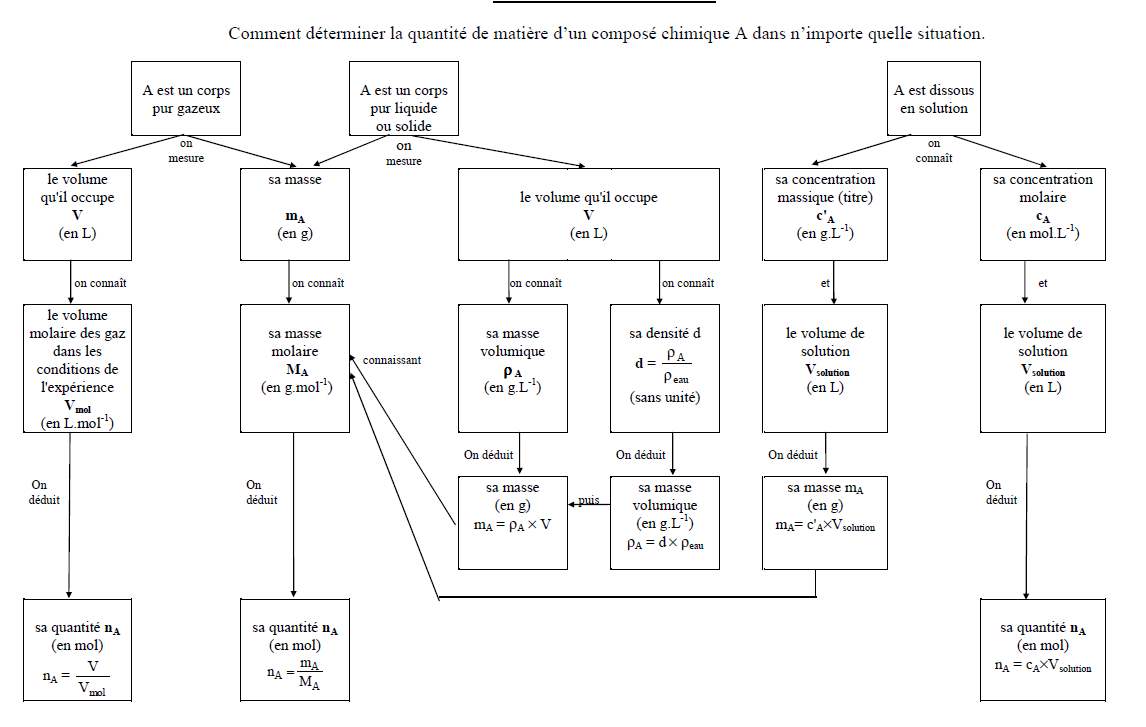
**FORMULAIRE DE CHIMIE ET EXERCICES**



**Autres formules à connaître :**

**🎔 NOMS et FORMULES CHIMIQUES A CONNAîTRE**

|  |  |
| --- | --- |
| **Ions courants** | Formule chimique |
| Ion sodium | Na+(aq) |
| Ion potassium | K+(aq) |
| Ion magnésium | Mg2+(aq) |
| Ion calcium | Ca2+(aq) |
| Ion Aluminium | Al3+(aq) |
|  |  |
| Ion fluorure | F-(aq) |
| Ion chlorure | Cl-(aq) |
| Ion bromure | Br-(aq) |
|  |  |
| Ion Cuivre II | Cu2+(aq) |
| Ion Fer II | Fe2+(aq) |
| Ion Zinc II | Zn2+(aq) |
|  |  |
| Ion sulfate | SO42-(aq) |
| Ion phosphate | PO43-(aq) |
|  |  |
| **Ions oxydants** |  |
| Ion nitrate | NO3- (aq) |
| Ion permanganate | MnO4-(aq) |
| Ion hypochlorite | ClO-(aq)  (eau de Javel) |
|  |  |
| **Ions réducteurs** |  |
| Ion thiosulfate | S2O32-(aq) |
|  |  |
| **Ions acides** |  |
| Ion ammonium | NH4+(aq) |
| Ion oxonium | H3O+ |
|  |  |
| **Ions basiques** |  |
| Ion hydroxyde | HO-(aq) |
| Ion carbonate | CO32-(aq) |
| Ion amidure | NH2-(aq) |
| Ion diisopropylamidure | iPr – N--iPr |
| Ion hydrure | H-(aq) |

|  |  |
| --- | --- |
| **Molécule courante** | Formule chimique |
| Eau | H2O(l) |
| Diazote | N2 (g) |
| Méthane | CH4(g) |
| Glucose | C6H12O6 (s) |
|  |  |
| **Molécules oxydantes** |  |
| Dioxygène | O2 (g) |
| Dichlore | Cl2 (g) |
| Diiode | I2 (g) |
| Peroxyde d’hydrogène ou eau oxygénée | H2O2 (aq) |
|  |  |
| **Molécules réductrices** |  |
| Dihydrogène | H2 (g) |
| Vitamine C (antioxydant) | C6H8O6 (s) |
| Dioxyde de Soufre | SO2 (g) |
|  |  |
| **Molécules acides** |  |
| Dioxyde de carbone | CO2 (g) |
| Acide acétique ou éthanoïque | CH3-CO2H(l) |
| Chlorure d’hydrogène | HCl(g) |
| Acide sulfurique | H2SO4(l) |
| Acide nitrique | HNO3(l) |
| Acide paratoluène sulfonique ( A.P.T.S.) | TsOH |
|  |  |
| **Molécules basiques** |  |
| Ammoniac | NH3(g) |
|  |  |
| **Solvants organiques** |  |
| Dichlorométhane | CH2Cl2 |
| Ethanol | CH3-CH2-OH(l) |
| Méthanol | CH3-OH(l) |
| Acétone | CH3-CO-CH3 |
| Toluène | CH3-Φ |

|  |  |
| --- | --- |
| **Solide ionique (sels)** | Formule chimique |
| Chlorure de sodium | NaCl(s) |
| Hydroxyde de sodium ou soude | NaOH(s) |
| Hydroxyde de potassium ou potasse | KOH(s) |
| Sulfate de cuivre | CuSO4(s) |
| Permanganate de potassium | KMnO4(s) |

|  |  |
| --- | --- |
| **Solution ionique** | Formule chimique |
|  |  |
| **Solution acide** |  |
| Acide chlorhydrique ou solution de chlorure d’hydrogène | H3O+ + Cl-(aq) |
| Solution d’acide nitrique | H3O+ + NO3-(aq) |
| Solution d’acide sulfurique | 2 H3O+ + SO42-(aq) |
|  |  |
| **Solution basique** |  |
| Solution d’hydroxyde de sodium ou soude | Na+(aq) + HO-(s) |
| Hydroxyde de potassium ou potasse | K+(aq) + HO-(aq) |
|  |  |
| **Solution neutre** |  |
| Solution de sulfate de cuivre | Cu2+(aq) + SO42- (aq) |
| Solution de chlorure de sodium | Na+(aq) + Cl-(aq) |
| Solution de permanganate de potassium | K+(aq) + MnO4- (aq) |

**🕮 Savoir retrouver la formule chimique d’une solution et vérifier son électroneutralité**

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Nom de la solution aqueuse** | **Formule de la solution** | **Nom de l’ion**  **Positif**  **( en « um » ou un métal )**  **présent en solution** | **Formule de l’ion**  **positif** | **Nom de l’ion négatif**  **( « ate » dérive d’un acide, « ure » ion simple, « oxyde » )** | **Formule de l’ion Négatif** |
| Solution de sucre | Sucre (aq) | **-** | **-** | **-** | **-** |
| Solution de diiode | I2(aq) | **-** | **-** | **-** | **-** |
| Solution de soude ou solution d’**H**ydr**O**xyde de sodi**um** | Na+(aq) + HO- (aq) | Ion sod**ium** | Na+(aq)  ( Natrium en allemand ) | Ion **h**ydr**o**xyde | HO- (aq) |
| Solution de sulfate de cuivre | Cu2+(aq) + SO42-(aq) | Ion **cuivre** II | Cu2+(aq) | Ion sulf**ate** | SO42-(aq) |
| Acide chlorhydrique | H3O+ + Cl-(aq) | Ion oxonium | H3O+ | Ion chlor**ure** | Cl-(aq) |
| Solution d’acide sulfurique | 2 H3O+(aq) + SO42- (aq) | Ion oxonium | H3O+ | Ion sulf**ate** | SO42- (aq ) |
| Solution d’Iodure de potassium |  |  |  |  |  |
| Solution d’hydroxyde de potassium |  |  |  |  |  |
| Solution de chlorure de sodium |  |  |  |  |  |
| Solution de Sulfate d’argent |  |  |  |  |  |
| Solution de chlorure d’ammonium |  |  |  |  |  |
| Solution de sulfate de sodium |  |  |  |  |  |
| Solution de chlorure de fer II |  |  |  |  |  |
| Solution de sulfate de zinc |  |  |  |  |  |
| Solution de sulfate d’aluminium |  |  |  |  |  |
| Solution de chlorure d’aluminium |  |  |  |  |  |

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Nom de la solution aqueuse** | **Formule de la solution** | **Nom de l’ion**  **Positif**  **( en « um » ou un métal )**  **présent en solution** | **Formule de l’ion**  **positif** | **Nom de l’ion négatif**  **( « ate » dérive d’un acide, « ure » ion simple, « oxyde » )** | **Formule de l’ion Négatif** |
| Solution de sucre | Sucre (aq) | **-** | **-** | **-** | **-** |
| Solution de diiode | I2(aq) | **-** | **-** | **-** | **-** |
| Solution de soude ou solution d’**H**ydr**O**xyde de sodi**um** | Na+(aq) + HO- (aq) | Ion sodium | Na+(aq)  ( Natrium en allemand ) | Ion **h**ydr**o**xyde | HO- (aq) |
| Solution de sulfate de cuivre | Cu2+(aq) + SO42-(aq) | Ion cuivre II | Cu2+(aq) | Ion sulfate | SO42-(aq) |
| Acide chlorhydrique | H3O+ + Cl-(aq) | Ion oxonium | H3O+ | Ion chlorure | Cl-(aq) |
| Solution d’acide sulfurique | 2 H3O+(aq) + SO42- (aq) | Ion oxonium | H3O+ | Ion sulfate | SO42- (aq ) |
| Solution d’Iodure de potassium | K+ (aq) + I- (aq) | Ion potassium | K+ (aq) | Ion iodure | I- (aq) |
| Solution d’hydroxyde de potassium | K+ (aq) + HO- (aq) | Ion potassium | K+ (aq) | Ion hydroxyde | HO- (aq) |
| Solution de chlorure de sodium | Na+ (aq) + Cl- (aq) | Ion sodium | Na+ (aq) | Ion chlorure | Cl- (aq) |
| Solution de Sulfate d’argent | 2Ag+ (aq) + SO42-(aq) | Ion argent | Ag+ (aq) | Ion sulfate | SO42- (aq) |
| Solution de chlorure d’ammonium | NH4+ (aq) + Cl- (aq) | Ion ammonium | NH4+ (aq) | Ion chlorure | Cl- (aq) |
| Solution de sulfate de sodium | 2Na+ (aq) + SO42- (aq) | Ion sodium | Na+ (aq) | Ion sulfate | SO42- (aq) |
| Solution de chlorure de fer II | Fe2+ (aq) + 2Cl- (aq) | Ion fer II | Fe2+ (aq) | Ion chlorure | Cl- (aq) |
| Solution de sulfate de zinc | Zn2+ (aq) + SO42- (aq) | Ion zinc | Zn2+ (aq) | Ion sulfate | SO42- (aq) |
| Solution de sulfate d’aluminium | 2Al3+ (aq) + 3SO42- (aq) | Ion aluminium | Al3+ (aq) | Ion sulfate | SO42- (aq) |
| Solution de chlorure d’aluminium | Al3+ (aq) + 3Cl- (aq) | Ion aluminium | Al3+ (aq) | Ion chlorure | Cl- |

**Révisions : Titrage colorimétrique direct (2 Sujets et corrigés)**

**Exercice 1 : Extrait de « Chimie et lutte contre les maladies de certaines plantations agricoles »**

**Document 1. La chlorose des végétaux**



La chlorose des végétaux est une décoloration plus ou moins prononcée des feuilles, due à un manque de chlorophylle. La chlorophylle permet la photosynthèse et donne aux feuilles leur couleur verte.

Le manque de chlorophylle peut provenir d'une insuffisance en magnésium, en fer, en azote, en manganèse ou en zinc, autant d'éléments chimiques indispensables à la synthèse de la chlorophylle.

Dans le commerce, on trouve des solutions dites « anti-chlorose » riches en ions fer(lI) qu'il convient de pulvériser directement sur les plantes et les sols.

Quelques noms commerciaux et caractéristiques des produits « anti-chlorose »

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Nom du produit commercial** | **Teneur en fer (g.L−1)** | **Utilisation référencée** |
| Fer A 400 LiquidoFer 400 | 40 | Dépôt sur les sols |
| Fer Cler | 25 | Dépôt sur les sols |
| Fer Soni H39F | 20 | Dépôt sur les sols et pulvérisation sur les feuilles |
| FerroTonus | 40 | Dépôt sur les sols |
| PlantoFer 30 | 30 | Dépôt sur les sols |
| FerMi H31 | 10 | Dépôt sur les sols et pulvérisation sur les feuilles |

Une solution inconnue « anti-chlorose » est à disposition d'un jardinier. Afin d'utiliser le plus efficacement possible ce produit, il doit retrouver le fournisseur du produit et ainsi consulter sur son site commercial la dose d'application nécessaire et suffisante pour traiter les rosiers.

Pour cela, il doit doser les ions fer(lI) que la solution contient en suivant le protocole décrit dans le doc 2.

**Document 2. Protocole de titrage des ions fer(lI) dans une solution « anti-chlorose »**

* Diluer 30 fois une solution « anti-chlorose » S contenant les ions Fe2+ de concentration molaire volumique c à déterminer. La solution ainsi obtenue est appelée S' ;
* Introduire dans un erlenmeyer un volume *V1* = 20,0 mL de solution S' et de l'acide sulfurique ;
* Réaliser le titrage à l'aide d'une solution titrante de permanganate de potassium de concentration *c2* = 5,0×10−3 rnol.L−1 en ions permanganate MnO4−.

L'équation de la réaction support du titrage s'écrit:

MnO4−(aq) + 5 Fe2+(aq) + 8 H+(aq) 🡪 Mn2+(aq) + 5 Fe3+(aq) + 4 H2O(l)

On admet que toutes les espèces chimiques mises en jeu au cours de ce titrage sont incolores ou peu colorées, à l'exception des ions permanganate MnO4− qui donnent au liquide une couleur violette.

**Donnée:** Masse molaire atomique du fer : *M*(Fe) = 56 g.mol−1

1. En quoi l'usage d'une telle solution peut permettre de lutter contre la chlorose des végétaux ?

2. Lors du titrage réalisé, l'équivalence est obtenue pour un volume versé *VE* = 9,5 mL de la solution de permanganate de potassium. Comment cette équivalence est-elle repérée ?

3. À partir de ce titrage, le jardinier détermine le nom du produit commercial mis à sa disposition. Expliquer sa démarche, détailler ses calculs et donner le nom du produit commercial.

4. Pour estimer l'incertitude sur la valeur de la concentration obtenue par cette méthode de titrage, l'expérimentateur est amené à reproduire un grand nombre de fois la même manipulation dans les mêmes conditions.

Un des titrages réalisés donne une valeur de concentration très élevée en ions Fe2+ par rapport aux autres. Il est possible d'identifier deux erreurs de manipulations :

* la solution titrante de permanganate de potassium a été diluée par mégarde ;
* le volume de solution à doser a été prélevé en trop faible quantité.

4.1. Indiquer dans quel sens chacune de ces deux erreurs de manipulation modifie la valeur expérimentale du volume *VE* de solution titrante versée à l'équivalence. Justifier chaque réponse.

4.2. Si l'on admet qu'une seule erreur de manipulation est la cause de la valeur très élevée de la concentration en ions Fe2+, laquelle a été commise ? Justifier votre réponse

**Exercice 2 : Les pluies acides**

Depuis le début des années 1950, on observe une augmentation de l’acidité des eaux de pluie dans diverses régions du monde. Ces « pluies acides » résultent essentiellement de la présence dans l’air de dioxyde de soufre et d’oxydes d’azote. Ces gaz sont issus de différentes activités industrielles et de la combustion de produits fossiles riches en soufre. Ils se dissolvent dans la vapeur d’eau de l’atmosphère et forment des espèces acides (notamment de l’acide sulfurique et de l’acide nitrique) qui acidifient les pluies […] D’après *cnrs.fr*

Le dioxyde de soufre issu de l’activité humaine est, entre autres, émis par les industries pétrolières et les centrales thermiques ; ce gaz est un traceur de pollution industrielle. Il est donc important d’en évaluer la concentration.

L’objectif de cet exercice est de savoir si une centrale thermique exploitant la combustion de carburants provenant du pétrole dépasse les seuils de qualité concernant le dioxyde de soufre.

Pour cela, on fait barboter pendant soixante heures, 10,0 m3 de gaz émis par la centrale dans 1,0 L d’eau : on obtient la solution S0 que l’on analyse.

On place 25,0 mL de la solution S0 dans un erlenmeyer. On verse ensuite, goutte à goutte une solution de permanganate de potassium de concentration molaire 1,00×10–4 mol.L-1 jusqu’à persistance de la coloration violette, le volume de solution de permanganate de potassium alors versé est de 5,4 mL.

**1. Questions préliminaires**

**1.1.** Sachant que les couples oxydant/réducteur mis en jeu sont MnO4–(aq)/Mn2+(aq) et SO42–(aq)/SO2(aq), retrouver l’équation de la réaction modélisant l’action du dioxyde de soufre avec les ions permanganate MnO4–(aq).

**1.2.** Expliquer l’évolution de la couleur de la solution contenue dans l’erlenmeyer au fur et à mesure de l’ajout de la solution de permanganate de potassium.

**2. Problème :**

En faisant l’hypothèse que la totalité du dioxyde de soufre présent dans les effluents gazeux de la centrale thermique se dissout dans l’eau recueillie, déterminer si les gaz émis par la centrale sont conformes aux normes de qualité de l’air.

*L’analyse des données ainsi que la démarche suivie seront évaluées et nécessitent d’être correctement présentées. Les calculs numériques seront menés à leur terme avec rigueur. Il est aussi nécessaire d’apporter un regard critique sur le résultat et de discuter de la validité de l’hypothèse formulée.*

**Données :**



|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Élément** | **S** | **O** |
| **Masse molaire atomique** | 32,1 g.mol-1 | 16,0 g.mol-1 |

* le dioxyde de soufre a des propriétés réductrices et l’ion permanganate est un puissant oxydant. Ces deux espèces chimiques réagissent ensemble selon la réaction d’équation :

2 MnO4–(aq) + 5 SO2(aq) + 2 H2O(l)→ 2 Mn2+(aq) + 5 SO42–(aq) + 4 H+(aq)

* couleur des solutions aqueuses :

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Solutions aqueuses | Solution d’acide sulfurique (2H+(aq) + SO42–(aq)) | Solution de sulfate de manganèse (Mn2+(aq) + SO42–(aq)) | Solution de permanganate de potassium (K+(aq) + MnO4–(aq)) | Solution de dioxyde de soufre SO2(aq) |
| couleurs des solutions aqueuses | incolore | incolore | violet | incolore |

**Document : Normes de qualité de l’air relatives au dioxyde de soufre (SO2) :**

La directive 2008/50/CE du 21 mai 2008 concernant la qualité de l’air ambiant et un air pur pour l’Europe fixe des normes pour le SO2 :

* Seuil d’information et de recommandation(1) : 300 μg/m3 en moyenne sur 1 heure
* Seuil d’alerte(2):500 μg/m3 sur 3 heures consécutives

1. *Le seuil d’information* correspond à un niveau de concentration de substances polluantes au-delà duquel une exposition de courte durée présente un risque pour la santé humaine des groupes particulièrement sensibles de la population et pour lequel des informations immédiates et adéquates sont nécessaires.
2. *Le seuil d’alerte* correspond à un niveau de concentration de substances polluantes au-delà duquel une exposition de courte durée présente un risque pour la santé humaine de l’ensemble de la population et à partir duquel les États membres doivent impérativement prendre des mesures.

**Eléments de réponse – Exercice 1**

**Chimie et lutte contre les maladies de certaines plantations agricoles**

**1.** L’usage d’une telle solution permet de combler la carence en fer à l’origine de la chlorose.

**2.** La solution titrante (contenue dans la burette) contient la seule espèce colorée (MnO4–). Avant l’équivalence, les ions MnO4− sont consommés par les ions Fe2+ de la solution titrée qui reste incolore. Lorsque l’équivalence est atteinte, les ions MnO4− ne sont plus transformés et colorent alors la solution contenue dans le bécher en violet : l’équivalence est donc repérée par la persistance de la coloration violette dans le bécher.

**3.** Afin de déterminer le nom du produit commercial, le jardinier doit déterminer sa concentration massique en fer.

L’équation de la réaction du titrage de S’ (de concentration c’ = [Fe2+]S’) est donnée dans le document 2 : MnO4−(aq) + 5 Fe2+(aq) + 8 H+(aq) → Mn2+(aq) + 5 Fe3+(aq) + 4 H2O(liq)

* À l’équivalence, les espèces réagissantes ont été introduites en quantités stœchiométriques : = ⇒ n = 5 × n
* n = [MnO4−] × VE = c2 × VE
* n = [Fe2+]S’ × V1 = c’ × V1 où c’ est la concentration de S’

Il vient : c’ × V1 = 5 × c2 × VE ⇒ c’ =

* La solution S (de concentration c) est 30 fois plus concentrée que S’

c = 30 × c’ = 30 × =

* La concentration massique en fer de S est obtenue : cFe = c. M(Fe)

**cFe = × M(Fe)**

cFe = × 56 = 19,95 = **20 g.L−1**

Par comparaison avec le tableau du document 5, on détermine la spécialité commerciale dosée : il s’agit du **« Fer Soni H39F »**.

**4.1.** cFe = × M(Fe) ⇒ VE =

* si *la solution titrante de permanganate de potassium a été diluée par mégarde*, c2 est trop faible

VE =  ⇒ VE augmente

OU : Il faut verser un plus grand volume de MnO4- pour obtenir la même quantité d’ions MnO4- nécessaire à la consommation de la quantité de Fe2+ inchangée ⇒ VE augmente

* si *le volume de solution à doser V1 a été prélevé en trop faible quantité*:

VE =  ⇒ VE diminue

OU : La solution titrée contient une quantité plus faible d’ions Fe2+, il faudra verser une plus petite quantité de MnO4- pour les consommer⇒ VE diminue.

**4.2.** cFe = × M(Fe) ⇒ si la concentration en Fe2+ trouvée est trop grande, c’est que le volume versé à l’équivalence est trop important et donc qu’on a utilisé une **solution trop diluée de permanganate de potassium**.

**Eléments de réponse – Exercice 2**

**1. Questions préliminaires**

**1.1.** Voir la méthode pour écrire et équilibrer des équations d’oxydo-réduction :

<http://www.labotp.org/Oxydoreduction.html>

MnO4– + 5 e– + 8 H+ = Mn2+ + 4 H2O ) X2 ainsi 10 e– consommés

SO2 + 2 H2O = SO42– + 2 e– + 4 H+ ) X 5 ainsi 10 e– produits

2 MnO4– + 16 H+ + 5 SO2 + 10 H2O 🡪 2 Mn2+ + 8 H2O + 5 SO42– + 20 H+

En simplifiant pour les molécules d’eau et les ions H+, on obtient :

2 MnO4– + 5 SO2 + 2 H2O 🡪 2 Mn2+ + 5 SO42– + 4 H+

**1.2.** Avant l’équivalence, les ions MnO4– sont consommés par SO2 dès leur arrivée dans le milieu réactionnel.

À l’équivalence, on a mélangé MnO4– et SO2 dans les proportions stœchiométriques ; ils sont alors totalement consommés.

Au-delà de l’équivalence, on poursuit l’ajout de MnO4– dans le milieu réactionnel qui ne contient plus de SO2. Les ions MnO4– ne réagissent plus et donnent une coloration violette au milieu.

**2. Problème :**

***En faisant l’hypothèse que la totalité du dioxyde de soufre présent dans les effluents gazeux de la centrale thermique se dissout dans l’eau recueillie, déterminer si les gaz émis par la centrale sont conformes aux normes de qualité de l’air.***

Il faut déterminer la concentration massique volumique en SO2 (en µg/m3) des gaz rejetés par la centrale thermique, puis la comparer avec les normes de qualité européennes.

* Détermination de la concentration molaire en SO2 de la solution S0:

À l’équivalence, on a mélangé MnO4– et SO2 dans les proportions stœchiométriques, ainsi :



 => 

 = 5,4×10–5 mol.L-1

* Détermination de la concentration massique en SO2 de la solution S0:



 = 3,5×10–3 g.L-1 = 3,5 mg.L-1 = 3,5×103 µg.L-1

* Détermination de la concentration massique volumique en SO2 (en µg/m3) :

10,0 m3 de gaz ont conduit à la dissolution de 3,5×103 µg de SO2 dans un litre d’eau,

donc pour 1 m3 de gaz, on a *m* = 3,5×102 µg de SO2.

Conformité des rejets :

La valeur obtenue par titrage dépasse le seuil d’information de 300 μg/m3, ainsi la centrale libère des gaz non conformes aux normes européennes de qualité de l’air.

Remarque : Ne pas tenir compte de la durée de 60h. Ce n'est pas la durée pour l’émission de 10 m3 de gaz par l'usine mais la durée pendant laquelle on a laissé barboter ce gaz dans l'eau pour préparer la solution S0. L'énoncé aurait tout aussi pu bien dire "on fait barboter le gaz émis par l'usine très longtemps dans 1L d'eau pour y dissoudre la totalité ou presque du SO2").

**REACTION CHIMIQUE – STOECHIOMETRIE – Détermination de masse de produit formé**

**Niveau 1**

**EXERCICE 1 – COMBUSTION DE L’ESSENCE**

**Données** : Masse molaire moléculaire de l’octane Mo = 114 g.mol-1

Masse molaire moléculaire du dioxyde de carbone , MCO2 = 44 g.mol-1

L’équation d’oxydation de l’octane ( essence ) de formule brute C8H18 dans le dioxygène de l’air appelée «  combustion » de l’octane est la suivante :

C8H18 (g) + 25/ 2 O2 (g) \_\_\_\_\_\_\_\_\_> 8 CO2 (g) + 9 H2O ( l )

**Quelle masse mCO2** **de dioxyde de carbone** est dégagée lors de la combustion d’une masse

mo = 1,0 g d’octane ?

**EXERCICE 2 – DU FROMAGE ET DU BEURRE - Extrait Bac S septembre 2017 Métropole**

L’acide butanoïque est l’un des composés responsables de l’odeur très forte et du goût piquant de certains fromages et beurres rances.

**Données :**

* masse molaire de l’acide lactique : *M1* = 90,0 g.mol-1;
* masse molaire de l’acide butanoïque : *M2* = 88,0 g.mol-1;

**La fermentation butyrique dans le fromage**

Dans les fromages, l’acide butanoïque est produit par fermentation de l’acide lactique du lait en présence de la bactérie *Clostridium tyrobutyricum*. Cette fermentation, dite butyrique, est modélisée par la réaction totale d’équation :



acide lactique acide butanoïque

Les premiers signes de fermentation butyrique sont généralement visibles après 6 à 10 semaines d’affinage. Cela se manifeste par un goût rance et, très souvent par un gonflement, voire un éclatement des fromages. Le phénomène peut conduire à la destruction de toute une production.

*D’après www.agroscope.com*

**2.1.** Justifier le gonflement des fromages lors de la fermentation butyrique.

**2.2.** Le site *www.agroscope.com* indique par ailleurs que la fermentation d’une masse m1 = 2,0 g d’acide lactique conduit à la **formation d’environ** une masse m2 = **1 g d’acide butanoïque**. Vérifier que cette information est correcte.

**EXERCICE 3- LA CHIMIE DU MIEL - Extrait Bac S Polynésie remplacement 09/2017**

Les abeilles n’hibernent pas, elles hivernent. Bien que leur activité soit ralentie, elles s’alimentent en consommant le miel stocké dans la ruche. Quand le stock est insuffisant, il faut les nourrir avec des sirops dont la composition est proche de celle d’un miel. Un apiculteur amateur prépare un « sirop léger » par dissolution de 0,50 kg de saccharose dans 1,0 L d’eau à 20°C et l’introduit dans une ruche.

Lors de la digestion du sirop par l’abeille, le saccharose de formule brute C12H22O11 est transformé en glucose et en fructose selon la réaction-ci-dessous :

C12H22O11 + H2O 🡪 C6H12O6 + C6H12O6

Saccharose Glucose Fructose

Déterminer **la masse de glucose qui sera disponible** lorsque tout le saccharose du sirop aura été digéré.

**Données :** masse molaire moléculaire : Saccharose : *M1* = 342 g.mol-1; glucose M2 = 180 g.mol-1

**REACTION CHIMIQUE – STOECHIOMETRIE – Détermination de masse de produit formé**

**Niveau 2**

**EXERCICE 4 – LUTTE CONTRE LES MOUSTIQUES - Extrait Bac S Nelle Calédonie Nov. 2017**

**Données :** Masses volumiques, masses molaires et températures d’ébullition :

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | Butan-1-ol  C4H10O | Butanal  C4H8O | Acide butanoïque  C4H8O2 |
| Température d’ébullition (°C) | 117 | 75 | 162 |
| Masses volumiques (g.mL-1) | 1= 0,81 | = 0,80 | = 0,96 |
| Masses molaires (g.mol-1) | M1=74,0 | M2=72,0 | M3=88,0 |

L’oxydation du butan-1-ol par le permanganate de potassium pour obtenir le butanal est régie par la réaction d’équation :

5 C4H10O(ℓ) + 2 MnO4-(aq) + 6 H+(aq) → 5 C4H8O(ℓ) + 2 Mn2+(aq) + 8 H2O (ℓ)

 Butan-1-ol Butanal

Pour produire le butanal, on utilise le montage ci-contre. Initialement, le ballon contient un volume V1= 2,0 mL de butan-1-ol. L’ampoule de coulée permet d’introduire dans le ballon une solution oxydante de permanganate de potassium (K+(aq) + MnO4–(aq)), de concentration molaire *C* = 4,5 × 10-1 mol.L-1.

Ce montage permet à la fois de synthétiser le butanal et de l’extraire du milieu réactionnel par distillation simple.

Si la solution de permanganate de potassium est introduite trop rapidement, le butanal formé peut être oxydé en acide butanoïque. On l’introduit donc goutte à goutte dans le milieu réactionnel.

La synthèse est réalisée en présence d’une solution aqueuse d’acide sulfurique (2H+(aq) + SO42–(aq)) et à une température de 75°C.

**1.1.** Donner la formule semi-développée du butan-1-ol.

**1.2.** Indiquer pourquoi l’utilisation du montage de distillation simple permet d’extraire le butanal du milieu réactionnel.

**1.3.** Dans l’hypothèse d’une oxydation de la totalité du butan-1-ol, **vérifier que la masse maximale de butanal est égale à 1,6 g.**

**1.4.** Déterminer le volume de solution de permanganate de potassium nécessaire à introduire dans l’ampoule de coulée pour oxyder tout le butan-1-ol initialement présent.

**Exercice 5 -- Extrait CONCOURS GENERAL 2018 –- Partie A-Objectif MARS – II- Décollage**

**Données**:

Masses molaires atomiques Mo = 16,0 g.mol-1 pour l’oxygène ; MH= 1,0 g.mol-1 pour l’Hydrogène

Le premier étage d’une fusée est un étage cryogénique. Il contient deux réservoirs, l’un de dioxygène ( mO2 = 840 tonnes de dioxygène liquide ), l’autre de dihydrogène ( mH2 = 140 tonnes de dihydrogène liquide )

1. Sur quel principe repose la propulsion du lanceur ?
2. Déterminer les quantités de matière de dioxygène et de dihydrogène contenues dans les deux réservoirs du premier étage
3. Ecrire l’équation modélisant la transformation chimique menant à la formation de vapeur d’eau au niveau du premier étage
4. **Déterminer la masse maximale de vapeur d’eau qui s’échappe** pendant la durée de propulsion du premier étage.

**REACTION CHIMIQUE – STOECHIOMETRIE**

**Niveau 3**

**EXERCICE 6- Entretien des miroirs du Very Large Telescope- Extrait Bac S Antilles 2017**

Sean Riley, journaliste pour l’émission Superstructures SOS, suit une équipe internationale d’ingénieurs et astronomes, pour changer le miroir géant d’un des quatre télescopes du VLT. –L’ennemi « numéro un » est la poussière et nettoyer la surface du miroir se fait avec une machine spéciale comme un « gros lave-vaisselle ». Le miroir de 50 m2 de surface est débarrassé de sa couche d’aluminium de 80 nanomètres d’épaisseur avec de l’eau, de l’acide et du sulfate de cuivre. L’opération consomme environ 3 000 litres d’eau. Il est ensuite recouvert d’une nouvelle fine couche d’aluminium identique à la précédente.

*D’après l’émission France5 Superstructures SOS - Le miroir des étoiles*

**Données :**

ACIDE CHLORHYDRIQUE

M = 36,46 g/mol 37 %

E = 85 °C d = 1,188

H314-H335

-P260-P303+P351

-P363

P303+P351+P338

-P310-P405-P501

 1

• couples oxydant/réducteur : H3O+(aq)/H2 (g) et Aℓ3+(aq)/Aℓ(s)

• masse volumique de l’aluminium : *ρ*Aℓ = 2,7 × 106 g.m-3

• masse molaire atomique : M(Aℓ) = 27 g.mol-1

• acide chlorhydrique : (H3O+(aq) + Cℓ–(aq))

Étiquette du flacon d’acide chlorhydrique utilisé

37 % est le pourcentage massique de l’acide chlorhydrique ; dans 100 g de solution, il y a 37 g d’acide chlorhydrique.

**Elimination de la couche d’aluminium**

La procédure indique que, pour éliminer l’ancienne couche d’aluminium, on traite le miroir avec une solution d’acide chlorhydrique et de sulfate de cuivre. On fait l’hypothèse que seul l’acide chlorhydrique, attaque l’aluminium.

L’action de l’acide chlorhydrique sur l’aluminium peut être modélisée par l’équation suivante :

2 Aℓ(s) + 6 H3O+(aq) → 2 Aℓ3+(aq) + 3 H2 (g) + 6 H2O(ℓ)

1. A partir des demi-équations électroniques des couples oxydant/réducteur, retrouver l’équation de la réaction entre l’aluminium et les ions oxonium de la solution d’acide chlorhydrique.

2. De quel type de réaction s’agit-il ? Quel est le rôle de l’aluminium et celui des ions oxonium ?

Justifier.

3. Quel est le volume d’aluminium *V*Aℓ déposé sur le miroir ? Vérifier que la quantité de matière d’aluminium présente dans cette couche est égale à *n*Aℓ = 0,40 mol.

4. Déterminer la quantité de matière d’ions oxonium H3O+ nécessaire à l’élimination de la couche d’aluminium.

5. Montrer que la concentration molaire *Ca* de la solution d’acide chlorhydrique à 37 % est de l’ordre de 12 mol.L-1.

6. La solution d’acide chlorhydrique précédente étant trop concentrée, on souhaite préparer une solution S1 cent fois moins concentrée. Proposer un protocole expérimental pour préparer 1,00 L de la solution diluée.

7. Quel volume *V1* de la solution S1 d’acide chlorhydrique est nécessaire pour éliminer la couche d’aluminium ?

**CORRECTION**

**Exercice 1** : **combustion de l’essence**

* **D’après la stoechiométrie** de la réaction, il se forme **8** moles de dioxyde de carbone **pour 1** mole d’octane consommé. Cette phrase se traduit par la relation mathématique **nCO2 = 8 x noctane**.
* Par définition, **n = m / M avec m la masse et M la masse molaire**

Il vient dans notre cas, nCO2 = 8 x noctane => mCO2/MCO2 = 8 x mo/ Mo

**mCO2 = 8 x MCO2 x mo / Mo**

**A.N. mCO2 = 8 x 44 x 1 / 144 = 2,4 g de dioxyde de carbone libéré pour 1 g d’essence consommée.**

**Exercice 2** : **du fromage et du beurre**

1. Deux des produits formés sont des gaz ce qui provoque une augmentation de volume importante et un « gonflement »…
2. **D’après la stoechiométrie** de la réaction, il se forme **1** mole d’acide butanoïque **pour 2** moles d’acide lactique consommé ( la quantité d’acide butanoïque formé est donc moitié de celle de l’acide lactique consommé).

Cette phrase se traduit par la relation mathématique **nacide butanoique = ½ nacide** lactique

* Par définition,  **n = m / M avec m la masse et M la masse molaire**

nacide butanoique = ½ nacide lactique

=> m2/ M2 = ½ m1/ M1

m2= ½ M2 x m1/ M1

Pour 2,0 g d’acide lactique**,** il se forme m2 = ½ x 88 x 2,0 / 90 = 1 g d’acide butanoïque ce qui est en accord avec l’information fournie.

**Exercice 3** : **la chimie du miel**

**D’après la stoechiométrie** de la réaction, il se forme **1** mole de glucose pour 1 mole de saccharose digérée ( même quantité n1 de saccharose digéré que de quantité n2 de glucose formé ) d’où l’égalité **n1 = n2**

* Par définition,  **n = m / M avec m la masse et M la masse molaire**

Il vient alors en remplaçant dans l’égalité **m1 / M1 = m2 / M2 => m2 = M2 x m1 / M1**

Pour 500 g de saccharose digéré, il y a une masse m2 = 180 x 500 /342 = 263 g de glucose libéré.

**Exercice 4** : **lutte contre les moustiques**

1. CH3-CH2-CH2-CH2-OH ( l )
2. Le butanal est un produit plus volatile que le butanol ( réactif ) et l’eau ( solvant ) ( 75 ° C < < 100 °C < 117 °C ). Il peut être séparé du mélange par simple distillation.
3. Idem que l’exercice 3 : **m2 = M2 x m1 / M1**

Par définition de la masse volumique  d’un corps pur, il vient m1 = 1 x V1 = 0,81 x 2,0 = 1,62 g

m2 = M2 x m1 / M1 = 72 x 1,62 / 74 = 1,6 g de butanal formée comme dans l’énoncé.

1. La quantité minimale de permanganate à ajouter correspond aux **proportions stoechiométriques :** il disparaît 2 moles d’ions permanganate en même temps que 5 moles de butanol. 5 / 2 = 2,5 fois

( La quantité de butanol qui disparaît est 2,5 fois plus grande que celle de permanganate )

ceci se traduit par l’égalité nbutanol = 2,5 x nMnO4

* Par définition de la quantité de matière
* pour un liquide pur comme le butanol n = x V /M
* Pour un soluté comme l’ion permanganate nsoluté = Csoluté x Vsolution

nbutanol = 2,5 x nMnO4

* 1 x V1 / M1 = 2,5 x C x V
* V = 1 x V1 / ( M1 x 2,5 x C )
* V = 0,81 x 2 / ( 74 x 2,5 x 0,45 ) = 0,019 L = 19 mL

**Exercice 5  : extrait concours général 2018**

1. C’est la propulsion par éjection des gaz qui explique le décollage de la fusée

( propulsion par réaction, selon le principe de l’action et de la réaction )

1. Par définition,  **n = m / M avec m la masse et M la masse molaire**

m(O2) = 840 tonnes de dioxygène et m(H2) = 140 tonnes de dihydrogène.  
n(O2 ) = m(O2) / M(O2) = 8,4 108 / 32 = 2,625 107 ~2,63 107 mol ;

n(H2) = m(H2) / M(H2) = 1,40 108 / 2 = 7,0 107 mol ( en excès).

1. O2(g) + 2H2(g) ---> 2H2O(g).

Rq : d’après le b) n( H2) > 2 x n ( O2 ), donc le dihydrogène est en excès.

O2 disparaîtra entièrement… ( réactif limitant )

1. D’après la stoechiométrie de la réaction, il se forme 2 moles d’eau pour une mole de dioxygène consommé ( soit le double ) => n(H2O) = 2 n(O2) =5,25 107 mol.  
   m(H2O) = n ( H2O ) ) x M ( H2O )= 5,25 107 x 18 =9,45 108 g ~9,45 102 tonnes.

**Exercice 6  : Entretien des miroirs du VLT**

**1.** Couple H3O+ / H2 réduction H3O+ + 2 e– + H+ = H2 + H2O

En additionnant H2O de chaque côté : H3O+ + 2 e– + H+ + H2O = H2 + 2 H2O

Soit 2 H3O+ + 2 e– = H2 + 2 H2O )X3

Couple Al3+ / Al oxydation Al = Al3+ + 3 e– ) X2

En additionnant les demi-équations électroniques, de façon à ce qu’autant d’électrons soient produits que d’électrons soient consommés, on retrouve bien :

2 Al(s) + 6 H3O+(aq) 🡪 2 Al3+(aq) + 3 H2(g) + 6 H2O(*l*)

*Voir la méthode pour écrire et équilibrer une équation d’oxydoréduction*

<http://www.labotp.org/Oxydoreduction.html>

**2.** Il s’agit d’une réaction d’oxydoréduction qui met en jeu un transfert d’électrons du réducteur Al (à droite dans le couple Ox/Réd) vers l’oxydant H3O+ (à gauche dans le couple Ox/Réd).

**Point mnémotechnique** : “règle de l’ORGE” : **l’Oxydant se Réduit en Gagnant des Electrons**

Ainsi : - l’oxydant gagne des électrons (et le réducteur en cède)

- une réduction est un gain d’électrons (et une oxydation une perte d’électrons).

**3.** Le miroir a une surface *S* = 50 m2 et la couche d’aluminium a une épaisseur *h* = 80 nm.

Le volume d’aluminium est donc : *V*Al = *S* . *h*

*V*Al = 50 × 80 ×10–9 = 4,0×10–6 m3

g.m–3

m3

Par définition : donc 

g.mol–1



**4.** D’après l’équation de réaction, il faut 6 mol de H3O+ pour 2 mol d’Al . Il faut 3 fois plus de H3O+ que d’Al. .

.

**2.1.5.** La solution d’acide chlorhydrique est à 37 % en masse et a une densité *dsol* = 1,188.

Pour répondre à la question, il est important de distinguer la solution et le soluté *(ici HCl dissous dans l’eau)* que l’on notera A :

Par définition : 

Or,  (37 % en masse d’acide)

Par définition : et  donc 



**6.** Il faut donc effectuer une dilution.

Solution mère : Solution fille :

*CA* = 12 mol.L-1 *C1* = *CA*/100

*VA* à prélever ? *V1* = 1,00 L à préparer

Au cours d’une dilution, la quantité de matière de soluté se conserve : *nA*= *n1*.

*CA.VA* = *C1.V1*

*VA* =  =  = 

*VA* =  = 1,00×10–2 L = 10,0×10–3 L = 10,0 mL

**Protocole de la dilution :**

* Verser un peu de solution mère dans un bécher (propre et sec),
* Prélever 10,0 mL de solution mère à l’aide d’une pipette jaugée de 10,0 mL (préalablement rincée avec un peu de solution mère) munie d’un pipeteur.
* Verser le prélèvement dans une fiole jaugée de 1,00 L.
* Remplir d’eau distillée aux ¾, boucher et agiter pour homogénéiser.
* Compléter à l’eau distillée jusqu’au trait de jauge, boucher et agiter à nouveau.

**7.** On a établi au **2.1.4.** que la quantité d’ions oxonium nécessaire est .

Or  = 

donc 



**Exploiter les informations d’une étiquette : pourcentage massique p ( % ), densité, masse volumique d’une solution solution , concentration massique en soluté i Cm(i), degré d’alcool d’un vin ou degré d’acidité d’un vinaigre 🎔 Cm(g/L)= p (% ) x solution (g/L ) et Cm = CA x MA**

**Exercice 1 : L’ammoniaque ou solution d’ammoniac**

Données : Masse molaire M( NH3 ) = 17 g / mol )

*Déterminer la concentration apportée en ammoniac d’une solution de densité d=0,95 et de pourcentage massique en ammoniac 28 %.*

**Exercice 2- Degré d’acidité d’un vinaigre ou degré de pureté d’un vinaigre**

C’est la **pureté massique de la solution** c’est-à-dire la masse de soluté ( acide acétique ) dans 100 g de solution (vinaigre)

Enoncé : On considère une solution de volume 1 L et de concentration en acide acétique CA = 1,4 mol.L-1

Densité du vinaigre : d = 1,06 Masse molaire de l’acide acétique : M = 60 g.mol-1. *Déterminer le degré d’acidité du vinaigre indiqué sur l’étiquette.*

**Exercice 3- Degré de pureté d’un solide  : c’est la pureté massique d’un solide dans un comprimé**

On dose un comprimé de 2 g et on trouve qu’il contient 490 mg de vitamine C

*Quel est son degré de pureté ?*

**Exercice 4 : Eliminer le tartre**

Dans nos maisons, les dépôts de tartre sont nombreux. Ils se forment sur les robinets, dans les baignoires, les lavabos, les éviers, les lave-linge… Ces dépôts de tartre sont constitués de carbonate de calcium, de formule CaCO3(s). Ils peuvent être dissous en utilisant des solutions acides telles que les solutions de détartrants commerciaux.

**Données :**

⮚ masse volumique de la solution commerciale de détartrant : *ρ*d = 1,04 × 103 g.L-1 ;

⮚ masse volumique du carbonate de calcium : *ρ* = 2,65 × 106 g.m-3 ;

⮚ masses molaires : *M*(HCℓ) = 36,5 g.mol-1 ; *M*(CaCO3) = 100,1 g.mol-1 ;

⮚ aire de la surface extérieure totale d’un cylindre fermé de rayon *R* et de hauteur *h :* 2π*R2* + 2π*Rh*.

**1. Détermination de la concentration en acide chlorhydrique d’un détartrant commercial**

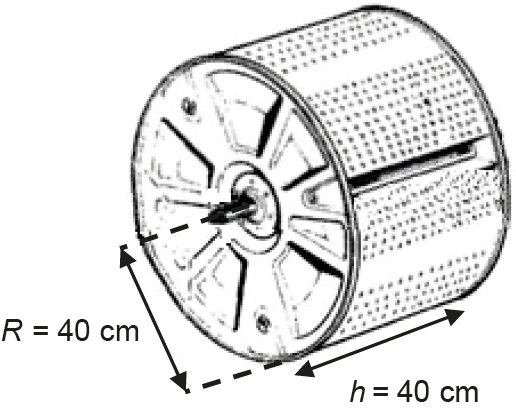
L’étiquette d’un détartrant commercial indique : « acide chlorhydrique à 9 % » ce qui correspond à 9,0 g de HCℓ(g) dissous dans de l’eau pour obtenir 100 g de solution détartrante. HCℓ(g) réagit totalement avec l’eau pour former une solution d’acide chlorhydrique (H3O+(aq) + Cℓ– (aq)).

Montrer que la concentration molaire en acide chlorhydrique de la solution commerciale est de l’ordre de 2,6 mol.L-1.

**2. Utilisation domestique du détartrant commercial**

L’acide chlorhydrique agit sur le tartre selon la réaction d’équation :

2 H3O+(aq) + CaCO3(s) → Ca2+(aq) + CO2(g) + 3 H2O(ℓ)

On souhaite détartrer la surface extérieure du tambour cylindrique fermé d’un lave-linge recouvert d’une épaisseur de calcaire d’environ 10 μm. Le schéma légendé du tambour est fourni **figure 2.** Étant donnée la faible épaisseur de la couche de tartre, son volume est approximativement égal au produit de la surface extérieure du tambour par l’épaisseur de la couche de tartre.

**Figure 2.** Schéma du tambour du lave-linge

**2.1.** Estimer le volume total de tartre déposé sur la surface extérieure du tambour du lave-linge.

**2.2.** Un flacon contient 750 mL de détartrant commercial de concentration molaire en ions H3O+(aq) égale à 2,4 mol.L-1.

Ce flacon est-il suffisant pour détartrer totalement le tambour du lave-linge ?

**Eléments de réponses**

**Exercice 1-**

solution = dsolution x eau =  0,95 x 1000 = 950 g / L

**Concentration massique en ammoniac Cm(NH3)= pNH3x solution .** C’es 28 % de la masse volumique

**Concentration molaire en ammoniac apporté C(NH3)**= **Cm(NH3) / MNH3 = pNH3x solution / MNH3**

*d=0,95 =>* **solution** = eau*x d = 0,95 x 1 kg/L = 0,95 kg/L ou* **950 g / L**

**C(NH3)= pNH3x solution / MNH3**

**C(NH3)**= 0,28 x 950 / 17 = 16 mol/L

**Exercice 2-** solution = dsolution x eau = 1,06 x 1000 = 1060 g / L . 1 L de solution pèse 1060 g.

Concentration massique en acide acétique

Cm A = CA x MA = 1,4 x 60 = 84 g.L-1 d’acide

Le degré de pureté d° ou pureté massique de la solution p ( % ) est défini par

**d° ou p(%) = mA / msolution x 100 ou p(%) = CmA /solution**

=84/1060 x 100 = 8% ou « 8° »

il y avait donc 8 g d’acide éthanoïque dans 100 g de solution de vinaigre ( Vinaigre à 8 degrés )

**Exercice 3**- Sa pureté massique vaut p (% ) = **mvit C / mcomprimé**

**p% =** 0,490 /2 x 100 = 24,5 % .

**Exercice 4-** Correction ELIMINER LE TARTRE

1. La concentration molaire *ca* en acide chlorhydrique dissous HCl(g) de la solution commerciale de détartrant de volume *Vsol* est :

**C(HCl)**= **Cm(HCl) / MHCl = pHCl x solution / MHCl**

= **2,6 mol.L–1**

**2.1.** Volume de tartre : *V*tartre = *e*tartre.*S*tartre Avec *S*tartre = 2π*R*² + 2π.*R.h*

Or *R* = *h* = 40 cm = 0,40 m donc *S*tartre = 4π.R² d’où *V*tartre = 4π*R*².*e*tartre Avec *e*tartre = 10 µm = 10×10–6  m on a : **Vtartre** = 4π×(0,40)² ×10×10–6  = **2,0×10–5  m3**

**2.2.** Le flacon est suffisant pour détartrer totalement le tambour si la quantité d’ions H3O+  qu’il contient suffit à consommer tout le carbonate de calcium.

\* Quantité d’ions H3O+ dansle flacon :  ; = 2,4×0,750 = **1,8 mol**

* Quantité d’ions H3O+ nécessaire pour consommer tout le tartre :   = ?

D’après l’équation de la réaction : 2 H3O+ + CaCO3 → Ca2+ + CO2 + 3 H2O

on a : **** soit 

Or *m*(CaCO3) = **.Vtartre donc  Soit = **1,1 mol ;** Comme  > , le flacon est suffisant pour détartrer totalement tout le tambour.