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 :**

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 ?

**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 =** 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.