

Exercice 1

Cinq étudiants se sont relayés pour mesurer le diamètre D d'un disque compact (CD), ils inscrivent leurs résultats dans le tableau suivant :

Etudiant 1	Etudiant 2	Etudiant 3	Etudiant 4	Etudiant 5
120,5 mm	119,0 mm	119,7 mm	118,9 mm	120,0 mm

- Donner le résultat de cet ensemble de mesures par deux méthodes différentes.
- Quelle est la précision de mesure dans chaque cas.

Corrigé type :

$$D = D_m \pm \Delta(D)(mm)$$

D_m : Valeur moyenne de toutes les valeurs trouvées dans cette mesure.

$\Delta(D)$: L'incertitude absolue sur la mesure de D .

Calcul de D_m :

D_m : C'est la valeur la plus probable de $D \equiv$ valeur la plus proche à la valeur exacte.

$$D_m = \frac{D_1 + D_2 + D_3 + D_4 + D_5}{5} = (119.62)mm$$

Calcul de $\Delta(D)$: $\Delta(D)$ se calcul par deux méthodes distinctes.

1^{ère} Méthode :

$$\Delta(D) = \max \left\{ |D_m - D_1|; |D_m - D_2|; |D_m - D_3|; |D_m - D_4|; |D_m - D_5| \right\}$$

$$\Delta(D) = (0.88)mm \Rightarrow D = 119.62 \pm 0.88(mm) \quad \mathbf{1pt}$$

2^{ème} Méthode :

$$\Delta(D) = \frac{|D_m - D_1| + |D_m - D_2| + |D_m - D_3| + |D_m - D_4| + |D_m - D_5|}{5}$$

$$\Delta(D) = (0.53)mm \Rightarrow D = 119.62 \pm 0.53(mm)$$

Précision de la mesure :

- Selon la 1^{ère} méthode : $\frac{\Delta(D)}{D_m} = \frac{0.88}{119.62} = 7.35 \times 10^{-3}$

- Selon la 2^{ème} méthode : $\frac{\Delta(D)}{D_m} = \frac{0.53}{119.62} = 4.48 \times 10^{-3}$

Exercice II

Le pH d'une solution aqueuse est défini par la relation $pH = -\log_{10}[H^+]$, $[H^+]$ désignant la concentration en ions H^+ de la solution.

- Calculer $[H^+]$ et $\Delta[H^+]$ pour une solution de $pH = 7,0 \pm 0,01$.

Corrigé type :

- Calcul de $[H^+]$ et $\Delta[H^+]$:

1- Calcul de $[H^+]$:

$$pH = 7.00 \pm 0.01$$

$$- pH = -\log[H^+] \Rightarrow pH = -\frac{\ln[H^+]}{\ln 10} \Rightarrow \ln[H^+] = -pH \cdot \ln 10$$

$$[H^+] = (e^{\ln 10})^{-pH} = 10^{-pH}$$

$$[H^+] = 10^{-7} \text{ mole/l}$$

2- calcul de $\Delta[H^+]$:

$$- \text{On a : } \frac{d[H^+]}{[H^+]} = -\ln 10 dPH \Rightarrow \frac{\Delta[H^+]}{[H^+]} = \ln 10 \Delta PH$$

$$\Delta[H^+] = [H^+] \ln 10 \Delta PH \Rightarrow \Delta[H^+] = 10^{-7} \times 2.3 \times 0.01 = 0.023 \times 10^{-7} \text{ mol/l}$$

$$[H^+] = (1.00 \pm 0.02) \times 10^{-7} \text{ mol/l}$$