Réaction du magnésium

* 1. Le temps entre le dépôt du magnésium dans l’erlenmeyer et son bouchage ; température ; pression ; concentration en acide chlorhydrique
	2. On réalise le même protocole de la réalisation du suivi cinétique indiqué dans le sujet mais en chauffant le milieu réactionnel. Pour cela, on place, à la place d’un erlenmeyer, un ballon dans un chauffe ballon dont on fixe la température de sorte que celle de la solution soit de 30°C (vérifier avec un thermomètre) OU on plonge l’erlenmeyer dans un bain d’eau sur une plaque chauffante en vérifiant de même la température du mélange.

Pour exploiter les résultats, on lance un chronomètre et on prend en note les couples (V(H2), T) jusqu’à ce que le volume ne varie presque pas. Pour mesurer le volume, on regarde la variation (diminution) du volume d’eau dans l’éprouvette : le volume « disparu » correspond à celui de H2 formé. On trace à l’aide de latis pro par exemple la courbe représentant le volume de H2 en fonction du temps.

2) la longueur de magnésium à prélever est égale : m/masse linéique soit 40\*10-3/masse linéique

3.1) Le temps de demi réaction est la durée nécessaire pour consommer la moitié de la quantité de matière du réactif limitant initialement présent. On va donc tracer l’asymptote horizontale y=40, on trace l’asymptote d’équation y=20 qui coupe à la courbe au point d’abscisse t=120s. on fait de même avec la courbe expérimentale.

Normalement, on obtient expérimentalement un temps de demi-réaction plus petit car la température est un facteur cinétique. On conclut qu’on a bien réussi à modifier la vitesse de réaction : elle est plus rapide.

3.2) V(théorique) = V(molaire) \* m/M . Or, d’après la courbe du volume molaire en fonction de la température, à 30°C (20°C), V(molaire) = 24,9 L/mol (24L/mol). Ainsi, V(théorique) = 24,9 (24)\*(0,04/24,3) = 41mL. (40mL)

On compare avec V(final). L’écart peut être dû aux incertitudes des différentes verreries, à la précisions du chronomètre, aux erreurs de manipulations…