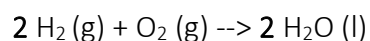


Enoncé : Quand 10,0 g de dihydrogène sont mis en réaction avec 10,0 g de dioxygène pour former de l'eau. Quelle sera en théorie, la quantité d'eau produite.

Dans cet exercice, il est question d'une réaction chimique. Un ou plusieurs réactifs réagissent et forment un ou plusieurs produits. On nous demande de déterminer la quantité de produit formé.

La **première étape** consiste à écrire l'équation et à la pondérer correctement



Cette notation signifie qu'il faut 2 moles de H_2 et 1 mole de O_2 pour former 2 moles de H_2O . Les coefficients stœchiométriques représentent une indication sur les "proportions" de chaque réactifs et produits.

La **seconde étape** consiste à déterminer si les réactifs sont présents en quantités stœchiométriques ou non. Pour cela il faut regarder les quantités de matières des différents réactifs et identifier lequel est en défaut et lequel est en excès.

Pour faire cela nous allons calculer les quantités de matière des deux réactifs. On dit dans l'énoncé que nous avons 10 g de H_2 et 10 g de O_2 .

Pour calculer le nombre de moles, j'utilise la relation qui relie la masse et la masse molaire

$$n (\text{mol}) = \frac{\text{masse (g)}}{\text{Masse molaire } (\frac{\text{g}}{\text{mol}})}$$

$$n(\text{H}_2) = 10/2,0158 = 4,9608 \text{ moles}$$

$$n(\text{O}_2) = 10/31,9898 = 0,3126 \text{ moles}$$

Puisque qu'on sait qu'il faut 2 fois plus de H_2 que de O_2 et qu'on connaît les quantités de départ on peut facilement voir que c'est H_2 qui est en excès par rapport à O_2 .

Si on ne le voit pas directement, on peut simplement comparer les deux valeurs SANS OUBLIER de les normaliser avec leurs coefficients stœchiométriques respectifs

$$4,9608/2 \text{ pour H}_2 = 2,4804 \text{ moles}$$

$$0,3126/1 \text{ pour O}_2 = 0,3126 \text{ moles} \rightarrow \text{Cette valeur est la plus petite c'est donc bien O}_2 \text{ qui est limitant.}$$

A la fin de la réaction TOUT le O_2 sera consommé alors qu'il restera une certaine quantité de H_2 qui n'aura pas été consommée lors de la réaction.

La troisième étape consiste à faire un tableau d'avancement et à le compléter

Pour déterminer les quantités formées et produites, il faut effectuer un tableau d'avancement. En exprimant que les quantités des réactifs ont diminuées car ils ont été consommé (-) et inversement pour les produits (+)

Unités¹ : mol

	2 H_2	+	O_2	$\rightarrow$	$2 \text{ H}_2\text{O}$
Initial	4,9608		0,3126		0
	$4,9608 - 2x$		$0,3126 - x$		$0 + 2x$
Final			0		

X étant la quantité consommée/produite

Comme on sait qu' O_2 est limitant et qu'il sera entièrement consommé, et que donc au final il en restera 0 moles, on peut ainsi trouver ce que vaut x

$$0,3126 - x = 0$$

$x = 0,3126 \text{ moles}$

On peut donc maintenant compléter le tableau

<i>mol</i>	2 H_2	+	O_2	$\rightarrow$	$2 \text{ H}_2\text{O}$
Initial	4,9608		0,3126		0
	$4,9608 - 2x$		$0,3126 - x$		$0 + 2x$
Final	4,3356 moles		0 moles		0,6252 moles

On trouve que l'on forme $2 \cdot 0,3126$ mole d' H_2O donc 0,6252 moles ce qui donne 11,3 g d' H_2O

Si on va plus loin, on peut trouver qu'à la fin il restera $4,9608 - 2 \cdot 0,3126$ mole de H_2 , ce qui donne : 4,3356 moles c'est à dire 8,74 g de H_2

¹ Il est important de bien préciser l'unité du tableau d'avancement pour ne pas se perdre. Le plus souvent choisira de travailler en terme de quantité de matière (mol), on peut aussi décider de travailler en unité de pression (atm) lorsque tous les composés sont sous la forme gazeuse ou alors en unité de concentration (mol/L)