

Exercice n° 3 : Quantité minimale / Combustion du butane

- $2 \text{ C}_4\text{H}_{10} (\text{g}) + 13 \text{ O}_2 (\text{g}) \rightarrow 8 \text{ CO}_2 (\text{g}) + 10 \text{ H}_2\text{O} (\text{g})$
- $n = m / M$ $n = 241 \text{ mol}$ (m en g !!) avec $M = 58,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
-

mol		$2 \text{ C}_4\text{H}_{10} (\text{g}) + 13 \text{ O}_2 (\text{g}) \rightarrow 8 \text{ CO}_2 (\text{g}) + 10 \text{ H}_2\text{O} (\text{g})$			
Etat initial	$x = 0$	241	n_0	0	0
En cours de transformation	x	$241 - 2x$	$n_0 - 13x$	$8x$	$10x$
Etat final	$x = x_f$	$241 - 2x_f$	$n_0 - 13x_f$	$8x_f$	$10x_f$

On suppose la réaction totale donc $x_f = x_{\max}$

Pour consommer la totalité du butane, il faut qu'il soit épuisé à l'état final : $241 - 2x_{\max} = 0$ soit $x_{\max} = 120,5 \text{ mol}$.

Il faut donc une quantité n_0 de O_2 telle que $n_0 - 13x_f > 0$ soit $n_0 > 13x_{\max}$ $n_0 > 1,57 \cdot 10^3 \text{ mol}$

soit un volume minimal de O_2 : $V = n_0 \times V_m$ $V(\text{O}_2) > 37,6 \text{ m}^3$

Exercice n°3 * : Quantité minimale / Combustion de l'éthanol

- $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} (\ell) + 3 \text{ O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{ CO}_2 (\text{g}) + 3 \text{ H}_2\text{O} (\text{g})$
 $2 \text{ CH}_4\text{O} (\ell) + 3 \text{ O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{ CO}_2 (\text{g}) + 4 \text{ H}_2\text{O} (\text{g})$
- On calcule la masse d'alcool dénaturé : $m = \rho \times V$ $m = 23,7 \text{ g}$
 On en déduit la masse d'éthanol : $m(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 22,5 \text{ g}$ et la masse de méthanol : $m(\text{CH}_4\text{O}) = 1,2 \text{ g}$
 puis les quantités de matière : $n(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 489 \text{ mmol}$ et $n(\text{CH}_4\text{O}) = 37 \text{ mmol}$
-

mol		$\text{C}_2\text{H}_6\text{O} (\ell) + 3 \text{ O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{ CO}_2 (\text{g}) + 3 \text{ H}_2\text{O} (\text{g})$			
Etat initial	$x = 0$	489	$n(\text{O}_2)$	0	0
En cours de transformation	x	$489 - x$	$n(\text{O}_2) - 3x$	$2x$	$3x$
Etat final	$x = x_f$	$489 - x_f$	$n(\text{O}_2) - 3x_f$	$2x_f$	$3x_f$

Pour brûler tout l'éthanol, il faut $x_{\max} = x_f = 489 \text{ mmol}$ donc $n(\text{O}_2) - 3x_{\max} = 0$ soit $n(\text{O}_2) = 1,47 \text{ mol}$

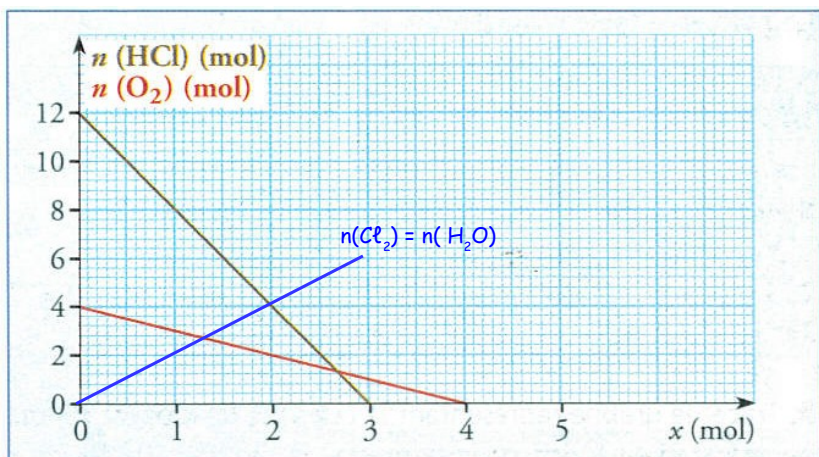
Avec un raisonnement similaire pour la combustion du méthanol, on trouve $x_f = 37/2 = 18,5 \text{ mmol}$ et $n(\text{O}_2) = 3 \times 18,5 = 55,5 \text{ mmol}$

D'où la quantité totale de dioxygène nécessaire : $n = 1,52 \text{ mol}$

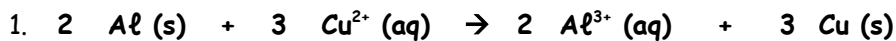
- $V(\text{O}_2) = n \times V_m$ $V(\text{O}_2) = 38 \text{ L}$ soit $V(\text{air}) = V(\text{O}_2) \times 100 / 20$ $V(\text{air}) = 190 \text{ L}$

Exercice n°4 : Courbe d'avancement / Obtention de dichlore

- $4 \text{ HCl} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) =$
- $\text{Cl}_2 (\text{g}) + 2 \text{ H}_2\text{O} (\ell)$
- $n(\text{HCl})_0 = 12 \text{ mol}$
 $n(\text{O}_2)_0 = 4 \text{ mol}$
- Le chlorure d'hydrogène s'épuise en premier : c'est le réactif limitant. On a alors atteint $x_{\max} = 3 \text{ mol}$.
- $n(\text{Cl}_2) = 2x$
 $n(\text{H}_2\text{O}) = 2x$
- $n(\text{HCl})_f = 0$
 $n(\text{O}_2)_0 = 1 \text{ mol}$
 $n(\text{Cl}_2) = 3 \text{ mol}$
 $n(\text{H}_2\text{O}) = 6 \text{ mol}$



Exercice n°4 * : Courbe d'avancement / Réaction entre l'aluminium et les ions cuivre II



2. $n(\text{Al}) = m / M$ $n(\text{Al}) = 20 \text{ mmol}$

$n(\text{Cu}^{2+}) = C \times V$ $n(\text{Cu}^{2+}) = 15 \text{ mmol}$

mol		$2 \text{ Al (s)} + 3 \text{ Cu}^{2+} (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{ Al}^{3+} (\text{aq}) + 3 \text{ Cu (s)}$			
Etat initial	$x = 0$	20	15	0	0
En cours de transformation	x	$20 - 2x$	$15 - 3x$	$2x$	$3x$
Etat final	$x = x_f$	$20 - 2x_f$	$15 - 3x_f$	$2x_f$	$3x_f$

Si Al est le réactif limitant, $20 - 2x_{\text{max}} = 0$ soit $x_{\text{max}} = 10 \text{ mmol}$

Si Cu^{2+} est le réactif limitant, $15 - 3x_{\text{max}} = 0$ soit $x_{\text{max}} = 5 \text{ mmol}$

Donc Cu^{2+} s'épuise en premier : c'est le réactif limitant et $x_{\text{max}} = 5 \text{ mmol}$.

On suppose la réaction totale donc $x_f = x_{\text{max}}$

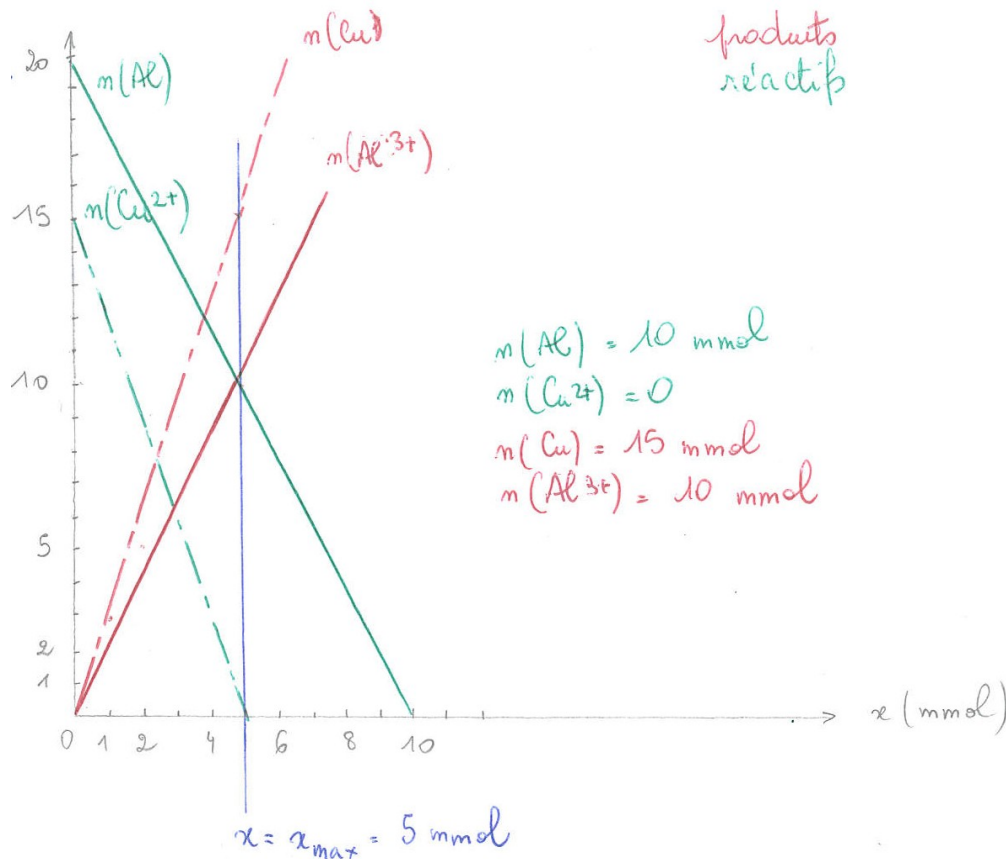
$n(\text{Al})_f = 10 \text{ mmol}$

$n(\text{Cu}^{2+})_f = 0$

$n(\text{Al}^{3+})_f = 10 \text{ mmol}$

$n(\text{Cu})_f = 15 \text{ mmol}$

3.



Exercice n°5 : Taux d'avancement final / Sulfate de calcium

1. $[Ca^{2+}] = C_A$ et $[NO_3^-] = 2 \times C_A$ donc $n(Ca^{2+})_0 = C_A V_A$ $n(Ca^{2+})_0 = 3,00$ mmol
 $[Na^+] = 2 \times C_B$ et $[SO_4^{2-}] = C_B$ donc $n(SO_4^{2-})_0 = C_B V_B$ $n(SO_4^{2-})_0 = 2,00$ mmol
- 2.

	mmol	$Ca^{2+} (aq)$	+ $SO_4^{2-} (aq)$	→	$CaSO_4 (s)$
Etat initial	$x = 0$	3,00			0
En cours de transformation	x	$3,00 - x$			x
Etat final	$x = x_f$	$3,00 - x_f$			x_f

Les coefficients stœchiométriques étant identiques, on peut remarquer que le réactif limitant sera le sulfate. On en déduit que $x_{max} = 2,00$ mmol.

Pour trouver x_f , on utilise la masse de précipité formé : $x_f = n(CaSO_4)_f = m / M$ $x_f = 1,4$ mmol
 $x_f < x_{max}$ donc la réaction est limitée : tout le réactif limitant n'a pas été consommé.

$$\tau = x_f / x_{max} \quad \tau = 0,70 = 70\%$$

3. $n(Ca^{2+})_f = 1,6$ mmol $n(SO_4^{2-})_f = 0,6$ mmol $n(CaSO_4)_f = 1,4$ mmol
 $n(NO_3^-)_f = 6,00$ mmol $n(Na^+)_f = 4,00$ mmol

Exercice n°6 : Taux d'avancement final / Décomposition du pentachlorure de phosphore

1. $PCl_5 (g) \rightarrow PCl_3 (g) + Cl_2 (g)$
- 2.

	mmol	$PCl_5 (g)$	→	$PCl_3 (g)$	+	$Cl_2 (g)$
	$x = 0$	8,7		298 (excès)		0
En cours de transformation	x	$8,7 - x$		$298 + x$		x
Etat final	$x = x_f$	$8,7 - x_f$		$298 + x$		x_f

- $x_{max} = 8,7$ mmol et $n(Cl_2)_f = x_f = 2,00$ mmol
donc $n(PCl_5)_f = 0$ $n(PCl_3)_f = 300$ mmol $n(Cl_2)_f = 2,00$ mmol
3. La réaction est limitée car $x_f < x_{max}$ $\tau = x_f / x_{max}$ $\tau = 0,23 = 23\%$