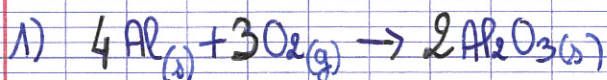


Darmagnac  
Elise  
20/4

Physique - Chimie  
Devoir maison

Exercice 1:



2) la quantité de matière initiale en aluminium est:

$$n = \frac{m - g}{M - g/mol}$$

avec  $m = 5,0\text{g}$   
et  $M = 27\text{g/mol}$

donc on a  $n = \frac{5,0}{27} \approx 0,19\text{ mol}$  ✓

donc la quantité de matière initiale en aluminium est  $0,19\text{ mol}$ . ✓

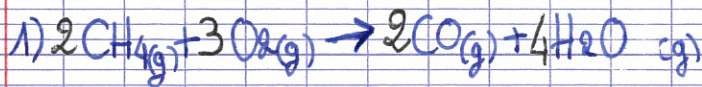
3) Dans les proportions stoechiométriques:

$$\frac{n(\text{Al})}{4} = \frac{n(\text{O}_2)}{3} \left( = \frac{n(\text{Al}_2\text{O}_3)}{2} \right)$$

donc pour que le système soit stoechiométrique:

$$n(\text{O}_2) = \frac{n(\text{Al}) \times 3}{4} = \frac{0,19 \times 3}{4} \approx 0,14\text{ mol}$$

### Exercice 2:



2) Les proportions stoechiométriques sont:

$$\frac{n(\text{CH}_4)}{2} = \frac{n(\text{O}_2)}{3}$$
 ✓

3) a) Si  $n(\text{CH}_4) = 7 \text{ mol}$ , dans les proportions stoechiométriques  
 $n(\text{O}_2) = \frac{n(\text{CH}_4) \times 3}{2} = \frac{7 \times 3}{2} = 10,5 \text{ mol}$   
or on a mis 15,0 moles de dioxygène donc  
les réactifs n'ont pas été introduits dans les  
proportions stoechiométriques. ✓

b) À la fin de la réaction on a: le monoxyde  
de carbone  $\text{CO}$ , l'eau à l'état gazeux  $\text{H}_2\text{O}$  et  
le dioxygène  $\text{O}_2$  qui est le réactif en excès. ✓

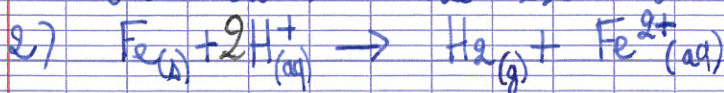
c) Dans les proportions stoechiométriques  $n(\text{O}_2) = 10,5 \text{ mol}$  (3a)  
or on en a mis 15 mol donc à la fin de la réaction  
on a  $15 - 10,5 = 4,5$  moles de dioxygène. ✓

Dans les proportions stoechiométriques on a:  $\frac{n(\text{CH}_4)}{2} = \frac{n(\text{CO})}{2} = n$   
donc  $n(\text{CO}) = \frac{n(\text{CH}_4) \times 2}{2} = \frac{7 \times 2}{2} = 7 \text{ mol}$  ✓

$$\text{et } n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{n(\text{CH}_4) \times 4}{2} = \frac{7 \times 4}{2} = 14 \text{ mol}$$
 ✓

### Exercice 3:

1) Les espèces chimiques spectatrices sont les ions chlorure présent  
dans la solution aqueuse de chlorure d'hydrogène ( $\text{H}^+$  et  $\text{Cl}^-$ )  
et l'eau car la réaction est en solution aqueuse. ✓



3. Dans les proportions stoechiométriques :

$$\frac{n(\text{Fe})}{1} = \frac{n(\text{H}^+)}{2}$$

4.  $\frac{n(\text{Fe})}{\text{mol}} = \frac{m - \text{g}}{M - \text{g/mol}}$  avec  $m = 10,0 \text{ g}$   
et  $M = 55,6 \text{ g/mol}$

donc  $n(\text{Fe}) = \frac{10}{55,6} \approx 0,18 \text{ mol}$

$n(\text{H}^+) = C \times V - \text{L}$  avec  $C = 2,00 \text{ mol/L}$   
 $V = 250 \text{ mL} = 0,25 \text{ L}$

donc  $n(\text{H}^+) = 2 \times 0,25 = 0,5 \text{ mol}$

Donc les quantités de matière initiales des réactifs sont  $n(\text{Fe}) = 0,18 \text{ mol}$  et  $n(\text{H}^+) = 0,5 \text{ mol}$

5.  $\frac{n(\text{Fe})}{1} = 0,18 \text{ mol}$

$\frac{n(\text{H}^+)}{2} = \frac{0,5}{2} = 0,25 \text{ mol}$

or  $0,18 \neq 0,25$

donc les réactifs n'ont pas été introduits dans les proportions stoechiométriques donc le système chimique n'est pas initialement dans les proportions stoechiométriques.

Le fer n'a pas été introduit en assez grande quantité par rapport à l'hydrogène ( $\text{H}^+$ ) donc c'est le réactif limitant. ( $0,18 < 0,25$ )

6. Le système chimique à l'état final est :

Etat final

$\text{H}_2$  (0,18 mol)

$\text{Fe}^{2+}$  (0,18 mol)

$\text{H}^+$  (0,14 mol)

+  $\text{Cl}^-$   
 $\text{H}_2\text{O}$

voir calculs  
au dos

Dans les proportions stoechiométriques

$$n(\text{H}^+) = n(\text{Fe}) \times 2 = 0,18 \times 2 = 0,36 \text{ mol}$$

donc il reste  $0,5 - 0,36 = 0,14$  moles d'ion  
hydrogène ✓

Dans les proportions stoechiométriques :

$$\frac{n(\text{Fe})}{1} = \frac{n(\text{H}_2)}{1} = \frac{n(\text{Fe}^{2+})}{1}$$

donc  $n(\text{H}_2) = n(\text{Fe}) = 0,18 \text{ mol}$  ✓

et  $n(\text{Fe}^{2+}) = n(\text{Fe}) = 0,18 \text{ mol}$  ✓