

1) Exercice n°1 :

On ajoute une masse $m=2,8\text{g}$ de la limaille de fer Fe à un volume $V=25\text{mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$) de concentration $C=1\text{mol/L}$, il résulte de la réaction qui se produit la formation des ions ferreux Fe^{2+} et le dégagement du gaz dihydrogène H_2 .

- 1) Ecrire l'équation de la réaction qui se produit et déterminer les quantités de matière initiales des réactifs.
- 2) Construire le tableau d'avancement et déterminer le réactif limitant.
- 3) Déterminer la masse du fer Fe restant à la fin de la réaction.
- 4) Quel est le volume de H_2 qui résulte de la réaction ?
- 5) Déterminer la masse du fer disparu (qui a réagit) .
- 6) Quelle est la masse du fer initiale qu'on devrait utiliser pour que le mélange initial soit stœchiométrique ?

On donne : $M(\text{Fe})= 56\text{g/mol}$

2) Exercice n°2 :

On émerge une plaque de zinc Zn dans une solution de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$) de volume $V=100\text{mL}$ et de concentration $C=0,1\text{mol/L}$ et on obtient un dépôt d'argent Ag sur la partie immergée de la plaque de zinc et formation des ions Zn^{2+} .

- 1) Donner la demi-équation d'oxydoréduction correspondant à chacun des couples Ag^+/Ag et Zn^{2+}/Zn et puis déduire l'équation bilan.
- 2) Déterminer les quantités de matière initiales des réactifs.
- 3) Sachant que le zinc est utilisé par excès, tracer le tableau d'avancement et déterminer l'avancement maximum.
- 4) Déterminer la masse d'argent déposée à la fin de la réaction sur la plaque de zinc.
- 5) Déterminer la masse de zinc qui a réagit.
- 6) Quelle est la concentration des ions Zn^{2+} dans la solution obtenue à la fin de la réaction ?

On donne : $M(\text{Ag})=107,9\text{g/mol}$, . $M(\text{Zn})=65,4\text{g/mol}$.

3) Exercice n°3 :

On ajoute $0,28\text{g}$ de la limaille de fer Fe à un volume $V=10\text{mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}^+ + \text{Cl}^-$) de concentration $C=1\text{mol/L}$ et ils se forment des ions Fe^{2+} et dégagement du gaz H_2 .

- 1) De quel type de réaction s'agit il ?
- 2) Ecrire l'équation de la réaction qui se produit .
- 3) Dresser le tableau d'avancement et préciser le réactif limitant.
- 4) Préciser le bilan de la matière à la fin de la réaction.
- 5) Déterminer le volume du gaz H_2 qui se dégage à la fin de la réaction dans les conditions suivantes (20°C , 1bar).

On donne : $M(\text{Fe})= 56\text{g/mol}$, $R=8,314(\text{S.I})$

4) Exercice n°4 :

On mélange un volume $V_1=30\text{mL}$ d'une solution S_1 de permanganate de potassium ($\text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$) de concentration $C_1=0,2\text{mol/L}$ et une solution S_2 de sulfate de fer II ($\text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$) de concentration $C_2=0,4\text{mol/L}$.

- 1) Ecrire les demi-équation puis en déduire l'équation bilan de la réaction qui se produit.
- 2) Construire le tableau d'avancement et déterminer le réactif limitant.
- 3) Donner le bilan de la réaction du système à la fin de la réaction.

5) Exercice n°5 :

On met une masse $m=2,12\text{g}$ du cuivre métallique dans un ballon contenant un volume $V=250\text{mL}$ d'acide nitrique ($\text{H}^+ + \text{NO}_3^-$) de concentration $C=0,2\text{mol/L}$ et la solution prend progressivement une coloration bleue avec dégagement du mono oxyde d'azote NO incolore.

- 1) Quelles sont les précautions qu'on doit prendre pendant cette expérience ?
- 2) A quoi est due la coloration bleue qui apparaît ?
- 3) Ecrire les demi-équation puis en déduire l'équation bilan de la réaction qui se produit.
- 4) Déterminer le volume du gaz NO qui se dégage à la fin de la réaction dans les conditions suivantes (20°C , 1bar). On

donne : $M(\text{Cu})= 63,5\text{g/mol}$, $R=8,314(\text{S.I})$

6) Exercice n°6 :

On immerge un clou de fer $\text{Fe}_{(\text{s})}$ de masse $m=400\text{mg}$ dans 100cm^3 d'une solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$) de concentration $c= 0,5\text{mol/L}$.

- 1) Ecrire les demi-équations électroniques associées aux couples participant à la réaction.
- 2) Etablir l'équation de la réaction d'oxydoréduction.

3) Calculer la quantité de matière d'ions H^+ (aq) et celle de fer Fe (s) existant dans la solution.

4) Quel est le volume de dihydrogène dégagé lorsque le clou de fer est totalement disparu ?

Données : $V_M=24L/mol$, $M(Fe)=56g/mol$

7) Exercice n°7 :

Le couple MnO_4^-/Mn^{2+} participe à une réaction dans laquelle l'eau oxygénée H_2O_2 se transforme en dioxygène O_2 gazeux.

1) Ecrire l'équation d'oxydoréduction.

2) y'a-t-il oxydation ou réduction de l'eau oxygénée? Justifier votre réponse.

3) On ajoute de l'eau oxygénée à une solution aqueuse contenant des ions iodure I^- . La coloration de la solution montre l'existence du diiode I_2 (aq).

a) l'eau oxygénée est elle oxydant ou réducteur dans cette réaction? Justifier votre réponse.

b) Sachant que les couples mis en jeux dans cette réaction sont : I_2/I^- H_2O_2/H_2O , écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction.

8) Exercice n°8 :

De la grenaille métallique de zinc de masse $m=0,56g$ réagit avec une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C=5mol/L$.

1) Ecrire les formules des couples mis en jeux.

2) Ecrire les demi équations correspondantes.

3) Etablir l'équation de la réaction d'oxydoréduction.

4) Calculer la quantité de matière initiale de zinc .

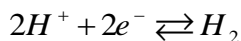
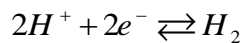
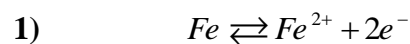
5) a) Quel est le volume nécessaire de la solution d'acide chlorhydrique pour faire disparaître complètement la grenaille de zinc?

b) Quel est le gaz formé au cours de cette transformation?

c) Quel est le volume du gaz dégagé à la fin de la réaction , sachant que le volume molaire $V_M=25L/mol$.

d) Décrire une méthode opératoire permettant de mesurer le volume du gaz échappé.

1) Solution de l'exercice n°1 :



$$n_o(H^+) = CV = 0,5 \times 100 \cdot 10^{-3} = 5 \cdot 10^{-2} mol$$

$$n_o(Fe) = \frac{m}{M} = \frac{2,8}{56} = 5 \cdot 10^{-2} mol$$

2)

Equation de la réaction		$2H^+ + Fe \rightarrow H_2 + Fe^{2+}$			
états	avancement	Quantité de matière (en mol)			
Etat initial	0	$2,5 \cdot 10^{-2}$	$5 \cdot 10^{-2}$	0	0
Etat de transformation	x	$2,5 \cdot 10^{-2} - 2x$	$5 \cdot 10^{-2} - x$	x	x
Etat final	x_{max}	$2,5 \cdot 10^{-2} - 2x_{max}$	$5 \cdot 10^{-2} - x_{max}$	x_{max}	x_{max}

En supposant que H^+ est limitant : $2,5 \cdot 10^{-2} - 2x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = \frac{2,5 \cdot 10^{-2}}{2} = 1,25 \cdot 10^{-2} mol$

En supposant que Fe est limitant : $5 \cdot 10^{-2} - x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = 5 \cdot 10^{-2} mol$

$1,25 \cdot 10^{-2} < 5 \cdot 10^{-2}$ donc : $x_{max} = 1,25 \cdot 10^{-2} mol$ H^+ est le réactif limitant.

3) la quantité de matière du fer restant à la fin de la réaction est :

$$n(Fe) = 5.10^{-2} - x_{\max} = 5.10^{-2} - 1,25.10^{-2} = 3,75.10^{-2} \text{ mol}$$

la masse du fer Fe restant à la fin de la réaction :

$$m = M_{(Fe)} \times n_{(Fe)} = 56 \times 3,75.10^{-2} = 2,1 \text{ g}$$

4) la quantité de matière de H_2 qui se forme à la fin de la réaction est : $n(H_2) = x_{\max} = 1,25.10^{-2} \text{ mol}$

Donc le volume de H_2 qui se forme à la fin de la réaction est :

$$V_{(H_2)} = n(H_2) \times V_M = 1,25.10^{-2} \times 24 = 0,3 \text{ L} = 300 \text{ cm}^3$$

5) Quantité de matière du fer disparu est : $n(Fe) = x_{\max} = 1,25.10^{-2} \text{ mol}$

la masse du fer disparu est : $m = M_{(Fe)} \times n_{(Fe)} = 56 \times 1,25.10^{-2} = 0,7 \text{ g}$ ou par une autre méthode :

$$m(Fe) = 2,8 - 2,1 = 0,7 \text{ g}$$

7) soit n_o la masse initiale du fer qu'on devrait utiliser pour que le mélange initial soit stœchiométrique .

le mélange initial est stœchiométrique veut dire que les deux réactifs sont limitant (en même temps) , donc :

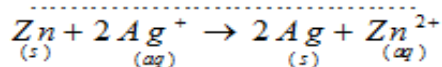
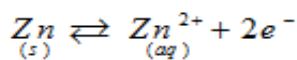
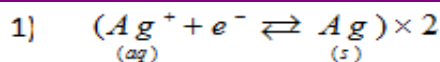
$$n_o - x_{\max} = 0 \quad \text{et} : 2,5.10^{-2} - 2x_{\max} \Rightarrow n_o = x_{\max} = \frac{2,5.10^{-2}}{2} = 1,25.10^{-2} \text{ mol}$$

Equation de la réaction		$2H^+ + Fe \rightarrow H_2 + Fe^{2+}$			
états	avancement	Quantité de matière (en mol)			
Etat initial	0	$2,5.10^{-2}$	n_o	0	0
Etat de transformation	x	$2,5.10^{-2} - 2x$	$n_o - x$	x	x
Etat final	x_{\max}	$2,5.10^{-2} - 2x_{\max}$	$n_o - x_{\max}$	x_{\max}	x_{\max}

Donc la masse fer initiale qu'on doit utiliser pour que le mélange initial soit stœchiométrique est :

$$m = M(Fe) \times n_o = 56 \times 1,25.10^{-2} = 0,7 \text{ g}$$

2) Correction de l'exercice n°2 :



2) La quantité de matière initiale d'argent est : $n_o(Ag) = CV = 0,1 \times 100 \times 10^{-3} = 10^{-2} \text{ mol}$

3) tableau d'avancement :

Equation de la réaction		$Zn + 2Ag^+ \rightarrow 2Ag + Zn^{2+}$			
états	avancement	Quantité de matière (en mol)			
Etat initial	0	n_o	0,01	0	0
Etat de transformation	x	$n_o - x$	$0,01 - 2x$	$2x$	x
Etat final	x_{\max}	$n_o - x_{\max}$	$0,01 - 2x_{\max}$	$2x_{\max}$	x_{\max}

Or le zinc est utilisé en excès $0,01 - 2x_{\max} = 0$ donc : $x_{\max} = \frac{0,01}{2} = 5.10^{-3} \text{ mol}$

4) D'après le tableau d'avancement : la quantité de matière d'argent qui se forme est à la fin de la réaction
Donc la masse d'argent qui se dépose est : $m = M_{(Ag)} \times n_{(Ag)} = 107,9 \times 10^{-2} = 1,079 \text{ g}$

5) D'après le tableau d'avancement : la quantité de matière de zinc qui réagit (c'est-à-dire qui disparaît) à la fin de la réaction est : $n(Zn) = x_{\max} = 5.10^{-3} \text{ mol} \Rightarrow m = M(Zn) \times n = 65,4 \times 5 \times 10^{-3} = 0,327 \text{ g}$

6) La concentration des ions Zn^{2+} dans la solution finales est :

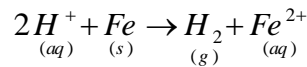
$$[Zn^{2+}]_f = \frac{n_f(Zn^{2+})}{V} = \frac{x_{\max}}{V} = \frac{5.10^{-3}}{100.10^{-3}} = 5.10^{-2} \text{ mol / L}$$

3) Correction de l'exercice n°3 :

1) réaction d'oxydo réduction.

2) $Fe \rightleftharpoons Fe^{2+} + 2e^-$ réaction d'oxydation.

$2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2$ réaction de réduction.



H^+ est l'oxydant , Fe est le réducteur.

3) Quantité de matière de fer initiale : $n_o(Fe) = \frac{m}{M} = \frac{0,28}{56} = 5.10^{-3} \text{ mol}$

Quantité de matière de H^+ initiale : $n_o(H^+) = CV = 0,1 \times 10.10^{-3} = 10^{-3} \text{ mol}$

4) Tableau d'avancement :

Equation de la réaction		$2H^+ + Fe \rightarrow H_2 + Fe^{2+}$			
états	avancement	Quantité de matière (en mol)			
Etat initial	0	5.10^{-3}	10^{-3}	0	0
Etat de transformation	x	$5.10^{-3} - 2x$	$10^{-3} - x$	x	x
Etat final	x_{\max}	$5.10^{-3} - 2x_{\max}$	$10^{-3} - x_{\max}$	x_{\max}	x_{\max}

En supposant que H^+ est limitant : $5.10^{-3} - 2x_{\max} = 0 \Rightarrow x_{\max} = \frac{5.10^{-3}}{2} = 5.10^{-4} \text{ mol}$

En supposant que Fe est limitant : $10^{-3} - x_{\max} = 0 \Rightarrow x_{\max} = 10^{-3} \text{ mol}$

$5.10^{-4} < 10^{-3}$ donc : $x_{\max} = 5.10^{-4} \text{ mol}$ H^+ est le réactif limitant.

5) bilan de la matière :

$2H^+ + Fe \rightarrow H_2 + Fe^{2+}$			
0 mo- Fe^{2+}	$4,5.10^{-3} \text{ mol}$	5.10^{-4} mol	5.10^{-4} mol

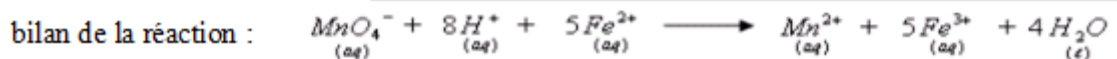
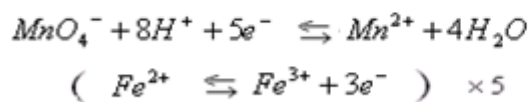
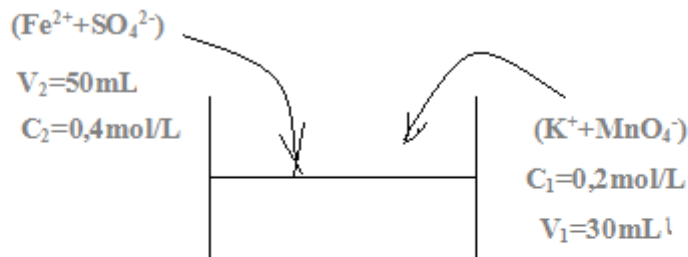
5) Apartir du tableau d'avancement on a : $n_f(H_2) = 5.10^{-4} \text{ mol}$

en appliquant la relation des gaz parfait on a : $PV_{(H_2)} = n_{(H_2)}RT \Rightarrow$

$$V_{(H_2)} = \frac{n_{(H_2)} \cdot R \cdot T}{P} = \frac{5 \cdot 10^{-4} \times 8,314 \times 293}{10^5} = 12,18 \cdot 10^{-6} m^3 = 12,18 mL$$

4) Correction de l'exercice n°4 :

1) La réaction se fait entre les ions Fe^{2+} et les ions MnO_4^- , les ions K^+ et les ions SO_4^{2-} ne participent pas à la réaction.



2) quantité de matière initiale de MnO_4^- : $n_o(MnO_4^-) = C_1 V_1 = 0,2 \times 30 \cdot 10^{-3} = 6 \cdot 10^{-3} mol$

quantité de matière initiale de Fe^{2+} : $n_o(Fe^{2+}) = C_2 V_2 = 0,4 \times 50 \cdot 10^{-3} = 0,02 mol$

Tableau d'avancement :

Equation de la réaction		$MnO_4^- + 8H^+ + 5Fe^{2+} \longrightarrow Mn^{2+} + 5Fe^{3+} + 4H_2O$					
états	avancement	Quantité de matière (en mol)					
Etat initial	0	$6 \cdot 10^{-3}$	excès	0,02	0	0	excès
Etat de transformation	x	$6 \cdot 10^{-3} - x$	excès	$0,02 - 5x$	x	$5x$	excès
Etat final	x_{max}	$6 \cdot 10^{-3} - x_{max}$	excès	$0,02 - 5x_{max}$	x_{max}	$5x_{max}$	excès

En supposant que MnO_4^- est limitant : $6 \cdot 10^{-3} - x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = 6 \cdot 10^{-4} mol$

En supposant que Fe^{2+} est limitant : $0,02 - 5x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = \frac{0,02}{5} = 4 \cdot 10^{-3} mol$

$4 \cdot 10^{-3} < 6 \cdot 10^{-3}$ donc : $x_{max} = 4 \cdot 10^{-3} mol$. Fe^{2+} est le réactif limitant.

bilan de la matière à la fin de la réaction:

$MnO_4^- + 8H^+ + 5Fe^{2+} \longrightarrow Mn^{2+} + 5Fe^{3+} + 4H_2O$					
$2 \cdot 10^{-3}$	excès	0	$4 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-2}$	excès

$$n(K^+) = C_1 V_1 = 6 \cdot 10^{-3} mol$$

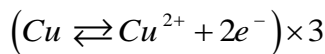
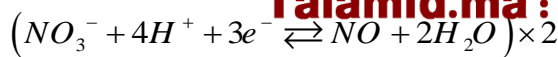
$$n(SO_4^{2-}) = C_2 V_2 = 0,02 mol$$

5) Correction de l'exercice n°5 :

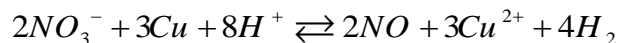
1) Dans cette expérience on doit assurer une ventilation adéquate; manipuler sous la hotte à gaz. Éviter de respirer les vapeurs.

2) La couleur bleue est due à l'apparition des ions Cu^{2+} .

3)



(3)



$$4) n_i(Cu) = \frac{m}{M} = \frac{2,12}{63,5} \approx 33,4 \cdot 10^{-3} mol$$

$$n_i(NO_3^-) = CV = 0,2 \times 250 \cdot 10^{-3} = 5 \cdot 10^{-2} mol$$

Equation de la réaction		$2NO_3^- + 3Cu + 8H^+ \rightleftharpoons 2NO + 3Cu^{2+}$					
états	avancement	Quantité de matière (en mol)					
Etat initial	0	$5 \cdot 10^{-2}$	$33,4 \cdot 10^{-3}$..	0	0	excès
Etat de transformation	x	$5 \cdot 10^{-2} - 2x$	$33,4 \cdot 10^{-3} - 3x$...	2x	3x	excès
Etat final	x_{max}	$5 \cdot 10^{-2} - 2x_{max}$	$33,4 \cdot 10^{-3} - 3x_{max}$...	$2x_{max}$	$3x_{max}$	excès

En supposant que NO est limitant : $5 \cdot 10^{-2} - 2x_{max} \Rightarrow x_{max} = 2,5 \cdot 10^{-2} mol$

En supposant que Cu est limitant : $33,4 \cdot 10^{-3} - 3x_{max} \Rightarrow x_{max} = \frac{33,4 \cdot 10^{-3}}{3} = 11,13 \cdot 10^{-3} mol$

$11,13 \cdot 10^{-3} < 2,5 \cdot 10^{-2}$ donc : $x_{max} = 11,13 \cdot 10^{-3} mol$. Cu est le réactif limitant.

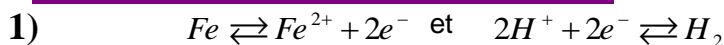
Bilan :

$2NO_3^- + 3Cu + 8H^+ \rightleftharpoons 2NO + 3Cu^{2+} + 4H_2O$					
27,74m.mol	0	...	22m.mol	33,4m.mol	excès

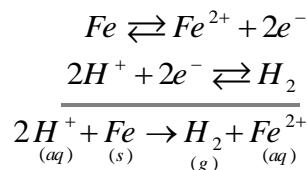
En appliquant la relation des gaz parfaits : $P V_{(NO)} = n_{(NO)} R T$

$$V_{(NO)} = \frac{n_{(NO)} R T}{P} = \frac{22 \cdot 10^{-3} \times 8,314 \times 293}{10^5} = 535,9 \cdot 10^{-6} m^3 = 535,9 mL$$

6)Solution de l'exercice n°6 :



2)



3) $n_i(H^+) = CV = 0,5 \times 100 \cdot 10^{-3} = 5 \cdot 10^{-2} mol$

$$n_i(Fe) = \frac{m}{M} = \frac{400 \cdot 10^{-3}}{56} \approx 0,714 \cdot 10^{-2} mol$$

4)

Equation de la réaction	$2H^+ + Fe \rightarrow H_2 + Fe^{2+}$
-------------------------	---------------------------------------

états	avancement	Quantité de matière (en mol)			
Etat initial	0	5.10^{-2}	$0,714.10^{-2}$	0	0
Etat de transformation	x	$5.10^{-2} - 2x$	$0,714.10^{-2} - x$	x	x
Etat final	x_{\max}	$5.10^{-2} - 2x_{\max}$	$0,714.10^{-2} - x_{\max}$	x_{\max}	x_{\max}

En supposant que H^+ est limitant : $5.10^{-2} - 2x_{\max} = 0 \Rightarrow x_{\max} = \frac{5.10^{-2}}{2} = 2,5.10^{-2} mol$

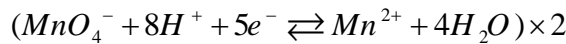
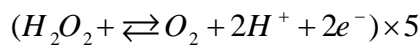
En supposant que Fe est limitant : $0,714.10^{-2} - x_{\max} = 0 \Rightarrow x_{\max} = 0,714.10^{-2} mol$
 $0,714.10^{-2} < 2,5.10^{-2}$ donc : $x_{\max} = 0,714.10^{-2} mol$ Fe est le réactif limitant.

La quantité de matière de H_2 qui se forme à la fin de la réaction est : $n(H_2) = x_{\max} = 0,7.10^{-2} mol$

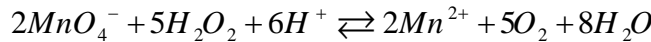
Donc le volume de H_2 qui se forme à la fin de la réaction est :

$$V_{(H_2)} = n(H_2) \times V_M = 0,714.10^{-2} \times 24 \approx 0,17 L = 170 cm^3$$

7) Correction de l'exercice n°7 :

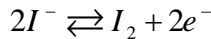


1)

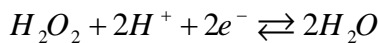


2) H_2O_2 a subit une oxydation car l'oxydation est une perte d'électrons.

3) a) $2I^- \rightleftharpoons I_2 + 2e^-$ oxydation (perte des électrons)

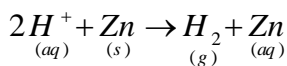
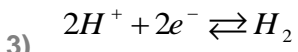
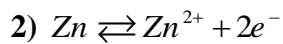


b)



8) Correction de l'exercice n°8 :

1) $Zn^{2+}_{(aq)} / Zn_{(s)}$ et $H^+_{(aq)} / H_{2(g)}$



$$4) n_i(Zn) = \frac{m}{M} = \frac{0,56}{56} = 10^{-2} mol$$

$$n_o(H^+) = CV$$

Equation de la réaction		$2H^+ + Zn \rightarrow H_2 + Zn$			
états	avancement	Quantité de matière (en mol)			
Etat initial	0	CV	10^{-2}	0	0
Etat de transformation	x	CV-2x	10^{-2}	x	x

Etat final	x_{\max}	$CV - 2x_{\max}$	$10^{-2}x_{\max}$	x_{\max}	x_{\max}
------------	------------	------------------	-------------------	------------	------------

Le zinc disparaît totalement , donc il est limitant : $10^{-2} - x_{\max} = 0 \Rightarrow x_{\max} = 10^{-2} \text{ mol}$

L volume nécessaire de la solution d'acide chlorhydrique pour faire disparaître complètement la grenaille de zinc

ce qui correspond à : $CV - 2x_{\max} = 0 \Rightarrow CV = 2x_{\max}$ donc: $V = \frac{2x_{\max}}{C} = \frac{2 \cdot 10^{-2}}{5} = 4 \cdot 10^{-3} L = 4 \text{ mL}$

.....

SBIRO Abdelkrim