

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 réagi).
- 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 réagi.
- 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 $\text{Fe}_{(s)}$ 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 :

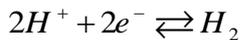
De la grenaille métallique de zinc de masse $m=0,56g$ réagit avec une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C=5mol/L$.

- 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.

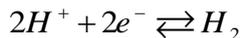
1)Solution de l'exercice n°1 :



$n_o(H^+) = C.V = 0,5 \times 100.10^{-3} = 5.10^{-2} mol$



$n_o(Fe) = \frac{m}{M} = \frac{2,8}{56} = 5.10^{-2} mol$



2)

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

En supposant que H^+ est limitant : $2,5.10^{-2} - 2x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = \frac{2,5.10^{-2}}{2} = 1,25.10^{-2} mol$

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

$1,25.10^{-2} < 5.10^{-2}$ donc : $x_{max} = 1,25.10^{-2} mol$ H^+ est le réactif limitant.

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

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

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

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

4) la quantité de matière de H₂ qui se forme à la fin de la réaction est : $n(H_2) = x_{\max} = 1,25.10^{-2} mol$

Donc le volume de H₂ qui se forme à la fin de la réaction est :

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

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

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

$$m(Fe) = 2,8 - 2,1 = 0,7g$$

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 :

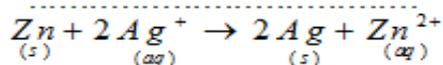
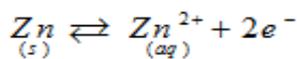
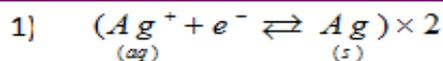
$$n_o - x_{\max} = 0 \quad \text{et} : 2,5.10^{-2} - 2x_{\max} \Rightarrow n_o = x_{\max} = \frac{2,5.10^{-2}}{2} = 1,25.10^{-2} mol$$

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 :

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

2) Correction de l'exercice n°2 :



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

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 finale est :

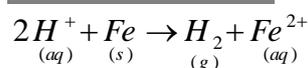
$$[Zn^{2+}]_f = \frac{n_f(Zn^{2+})}{V} = \frac{x_{\max}}{V} = \frac{5.10^{-3}}{100.10^{-3}} = 5.10^{-2} \text{ mol / L}$$

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

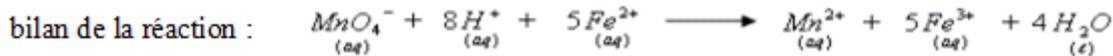
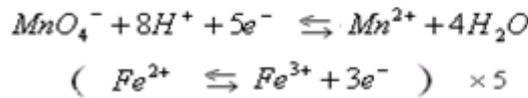
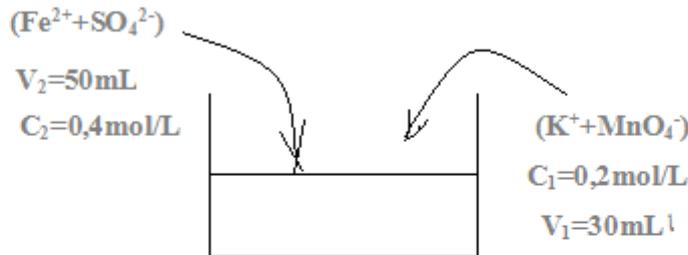
en appliquant la relation des gaz parfait on a : $PV_{(H_2)} = n_{(H_2)}RT \Rightarrow$

تم تحميل هذا الملف من موقع Talamidi.com

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

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 : $6 \cdot 10^{-3} - x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = 6 \cdot 10^{-3} mol$

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

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

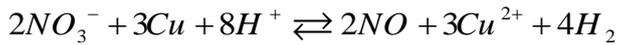
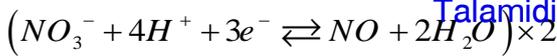
$$n(SO_4^{2-}) = C_2 V_2 = 0,02 mol$$

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)



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

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

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 : $5 \cdot 10^{-2} - 2x_{\max} \Rightarrow x_{\max} = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

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

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

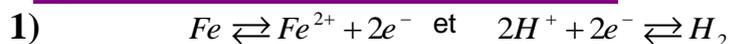
Bilan :

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

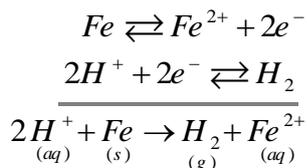
En appliquant la relation des gaz parfaits : $PV_{(NO)} = n_{(NO)}RT$

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

6) Solution de l'exercice n°6 :



2)



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

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

4)

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

états	avancement	Quantité de matière (en mol)			
Etat initial	0	$5 \cdot 10^{-2}$	$0,714 \cdot 10^{-2}$	0	0
Etat de transformation	x	$5 \cdot 10^{-2} - 2x$	$0,714 \cdot 10^{-2} - x$	x	x
Etat final	x_{\max}	$5 \cdot 10^{-2} - 2x_{\max}$	$0,714 \cdot 10^{-2} - x_{\max}$	x_{\max}	x_{\max}

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

En supposant que Fe est limitant : $0,714 \cdot 10^{-2} - x_{\max} = 0 \Rightarrow x_{\max} = 0,714 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

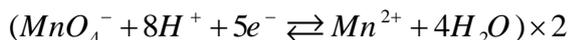
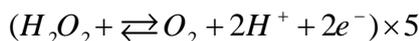
$0,714 \cdot 10^{-2} < 2,5 \cdot 10^{-2}$ donc : $x_{\max} = 0,714 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ Fe est le réactif limitant.

La quantité de matière de H_2 qui se forme à la fin de la réaction est : $n(H_2) = x_{\max} = 0,7 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

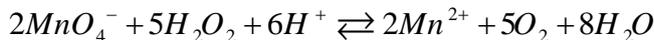
Donc le volume de H_2 qui se forme à la fin de la réaction est :

$$V_{(H_2)} = n(H_2) \times V_M = 0,714 \cdot 10^{-2} \times 24 \approx 0,17 \text{ L} = 170 \text{ cm}^3$$

7) Correction de l'exercice n°7 :

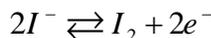


1)

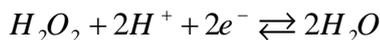


2) H_2O_2 a subit une oxydation car l'oxydation est une perte d'électrons.

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

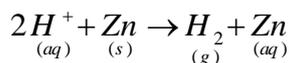
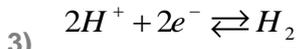
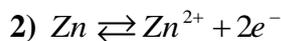


b)



8) Correction de l'exercice n°8 :

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



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

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

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

تم تحميل هذا الملف من موقع Talamidi.com

Etat final	x_{\max}	$C.V - 2x_{\max}$	$10^{-2} - x_{\max}$	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 : $C.V - 2x_{\max} = 0 \Rightarrow C.V = 2x_{\max}$ donc: $V = \frac{2x_{\max}}{C} = \frac{2 \cdot 10^{-2}}{5} = 4 \cdot 10^{-3} L = 4 \text{ mL}$

.....

SBIRO Abdelkrim