

Exercices divers sur le thème de l'oxydoréduction

URL source du document

<http://www.chimix.net/>

exercice 1	zinc (Zn) et acide chlorhydrique(HCl)																								
<p>A une masse $m=2$ g de zinc, on ajoute $V=600$ mL d'une solution d'acide chlorhydrique telle que la concentration soit $C=0,5$ mol L^{-1}.</p> <p>$Zn=65,4$; $H=1$; $Cl=35,5$ g mol^{-1}.</p> <p>volume molaire $22,4$ L mol^{-1}.</p> <p>Quelles sont les quantité de matière initiale de chaque réactif?</p> <p>En déduire qui est en excès et de combien?</p> <p>Quels sont les concentrations finales des ions?</p> <p>Vérifier que la solution est électriquement neutre.</p> <p>Quels sont la masse et le volume de dihydrogène formé ?</p> <p>Quelle est la quantité d'électricité mise en jeu ?</p>																									
corrigé																									
<p>Une réaction naturelle a lieu entre le réducteur le plus fort Zn et l'oxydant le plus fort H_3O^+</p> <p>$Zn + 2 H_3O^+$ donne $Zn^{2+} + H_2 + 2H_2O$</p>	<p>couples en présence:</p> <p>H_3O^+ / H_2</p> <p>Zn^{2+} / Zn</p> <table border="1" data-bbox="887 1496 1533 2016"> <thead> <tr> <th></th> <th>Zn métal</th> <th>ion H_3O^+</th> <th>ion Zn^{2+}</th> <th>H_2</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Qté matière mol au départ</td> <td>$2 / 65,4$ $=3,06 \cdot 10^{-2}$</td> <td>$0,5 \cdot 0,6$ $=$ $0,3$</td> <td>0</td> <td>0</td> </tr> <tr> <td>à partir de 0,0306 mol de zinc, il faut 0,0612 mol H_3O^+</td> <td colspan="4">donc H_3O^+ en excès</td> </tr> <tr> <td>lors de la réaction</td> <td>$-3,06 \cdot 10^{-2}$</td> <td>$-6,12 \cdot 10^{-2}$</td> <td>$3,06 \cdot 10^{-2}$</td> <td>$3,06 \cdot 10^{-2}$</td> </tr> </tbody> </table>						Zn métal	ion H_3O^+	ion Zn^{2+}	H_2	Qté matière mol au départ	$2 / 65,4$ $=3,06 \cdot 10^{-2}$	$0,5 \cdot 0,6$ $=$ $0,3$	0	0	à partir de 0,0306 mol de zinc, il faut 0,0612 mol H_3O^+	donc H_3O^+ en excès				lors de la réaction	$-3,06 \cdot 10^{-2}$	$-6,12 \cdot 10^{-2}$	$3,06 \cdot 10^{-2}$	$3,06 \cdot 10^{-2}$
	Zn métal	ion H_3O^+	ion Zn^{2+}	H_2																					
Qté matière mol au départ	$2 / 65,4$ $=3,06 \cdot 10^{-2}$	$0,5 \cdot 0,6$ $=$ $0,3$	0	0																					
à partir de 0,0306 mol de zinc, il faut 0,0612 mol H_3O^+	donc H_3O^+ en excès																								
lors de la réaction	$-3,06 \cdot 10^{-2}$	$-6,12 \cdot 10^{-2}$	$3,06 \cdot 10^{-2}$	$3,06 \cdot 10^{-2}$																					

				bilan	0	0,2388	3,06 10 ⁻²	3,06 10 ⁻²
concentration des ions en solution:								
les ions présents	ion H ₃ O ⁺	ion Zn ²⁺	ion Cl ⁻					
concentration mol L ⁻¹	0,2388/0,6=0,398	0,0306/0,6=0,051	inchangée 0,5					
<p>la solution reste électriquement neutre</p> <p>[H₃O⁺] + 2[Zn²⁺]= [Cl⁻]</p> <p>volume de dihydrogène:</p> <p>3,06 . 10⁻² . 22,4 = 0,685 L</p> <p>Quantité d'électricité mise en jeu</p> <p>Zn s'oxyde et donne Zn²⁺ + 2 électrons</p> <p>la quantité de matière d'électrons (mol)est deux fois plus grande que celle de zinc</p> <p>2.3,06. 10⁻²=6,12. 10⁻² mol</p> <p>la charge d'une mole d'électrons est 96500 coulombs ou 1 faraday</p> <p>96500.6,12 . 10⁻²=5906 C</p>								
exercice 2				aluminium (Al) et acide sulfurique(H₂SO₄)				
<p>A une masse m=2 g d'aluminium, on ajoute V=50 mL d'une solution d'acide sulfurique telle que la concentration en ion hydronium soit C=0,4 mol L⁻¹.</p> <p>Al=27; H=1 ;S=32 ; O=16 g mol⁻¹.</p> <p>volume molaire 22,4 L mol⁻¹.</p> <p>Danger !! 0,4 mol H₃O⁺ mais 0,2 mol SO₄²⁻</p> <p>Quelles sont les quantité de matière initiale de chaque réactif?</p> <p>En déduire qui est en excès et de combien?</p> <p>Quels sont les concentrations finales des ions?</p> <p>Vérifier que la solution est électriquement neutre.</p> <p>Quels sont la masse et le volume de dihydrogène formé ?</p>								

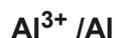
Quelle est la quantité d'électricité mise en jeu ?

corrigé

Une réaction naturelle a lieu entre le réducteur le plus fort Al et l'oxydant le plus fort H_3O^+



couples en présence:

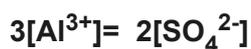


	Al métal	ion H_3O^+	ion Al^{3+}	H_2
Qté matière mol au départ	$2 / 27 = 7,41 \cdot 10^{-2}$	$0,05 \cdot 0,4 = 0,02$	0	0
à partir de $6,67 \cdot 10^{-3}$ mol de métal il faut 0,02 mol H_3O^+	donc métal en excès			
lors de la réaction	$-6,67 \cdot 10^{-3}$	-0,02	$6,67 \cdot 10^{-3}$	10^{-2}
bilan	$6,74 \cdot 10^{-2}$	0	$6,67 \cdot 10^{-3}$	10^{-2}

concentration des ions en solution:

les ions présents	ion Al^{3+}	ion SO_4^{2-}
concentration mol L^{-1}	$6,67 \cdot 10^{-3} / 0,05 = 0,133$	inchangée 0,2

la solution reste électriquement neutre



volume de dihydrogène:

$$10^{-2} \cdot 22,4 = 0,224 \text{ L}$$

Quantité d'électricité mise en jeu



la quantité de matière d'électrons (mol) est trois fois plus grande que celle d'aluminium ayant réagi

$$3 \cdot 6,67 \cdot 10^{-3} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

la charge d'une mole d'électrons est 96500 coulombs ou 1 faraday

$$96500 \cdot 2 \cdot 10^{-2} = 1930 \text{ C}$$

d'autre données $m=1$ g; $V=100$ mL; $C= 1$ mol L^{-1} ...

réponses: **ion hydronium excès de $8,9 \cdot 10^{-2}$ mol;**
 $[Al^{3+}] = 0,37$ mol L^{-1} ; gaz $5,56 \cdot 10^{-2}$ mol ; 10700 C

exercice 3

mélange cuivre aluminium +ac sulfurique
 H_2SO_4

A une masse $m=10$ g d'un mélange aluminium et cuivre on ajoute une solution diluée d'acide sulfurique en excès. On recueille $V=3,36$ L de dihydrogène .

$Al=27$; $H=1$; $S=32$; $O=16$; $Cu=63,5$ g mol^{-1} . volume molaire $22,4$ L mol^{-1} .

Danger !! le cuivre n'est pas attaqué par l'acide

Quelle est la quantité de matière de dihydrogène?

Ecrire l'équation bilan

En déduire la qté de matière d'aluminium ayant réagi

En déduire la masse d'aluminium

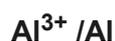
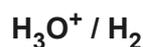
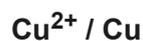
Quelle est la composition du mélange en % massique.

corrigé

Une réaction naturelle a lieu entre le réducteur le plus fort Al et l'oxydant le plus fort H_3O^+ le cuivre n'est pas attaqué



couples en présence:



	Al métal	H_2
Qté matière mol	$0,15 / 1,5 = 0,1$	$3,36 / 22,4 = 0,15$

masse de métal aluminium

masse molaire fois qté de matière en mol $= 27 \cdot 0,1 = 2,7$ g

je déduis la masse de cuivre : $10 - 2,7 = 7,3$ g

% massique

$2,7 / 10 \cdot 100 = 27$ % aluminium

$7,3 / 10 \cdot 100 = 73$ % cuivre

<p>autre données : m=20 g; V=2,016 L ...</p> <p>réponses: 0,09 mol H₂ ; 8,1 % Al</p>	
<p>exercice 4</p>	<p>mélange fer + aluminium + acide sulfurique</p>
<p>A une masse m=8,2 g d'un mélange aluminium et fer on ajoute une solution diluée d'acide sulfurique en excès. On recueille V=7,84 L de dihydrogène . On notera x la quantité de matière de fer en mol et y celle d'aluminium.</p> <p>(Al=27; H=1 ;S=32 ; O=16 ; Fe=56 g mol⁻¹.)</p> <p>volume molaire 22,4 L mol⁻¹.</p> <p>Danger !! les deux métaux sont attaqués par l'acide</p> <p>Quelle est la quantité de matière de dihydrogène?</p> <p>Ecrire les équations bilan</p> <p>En déduire une 1^{ère} relation entre x et y et la quantité de dihydrogène en mol.</p> <p>Ecrire une autre relation entre x et y et la masse du mélange</p> <p>Quelle est la composition du mélange en % massique.</p>	
<p>corrigé</p>	
<p>Une réaction naturelle a lieu entre les réducteurs les plus forts Al et Fe et l'oxydant le plus fort H₃O⁺</p> <p>Al + 3 H₃O⁺ donne Al³⁺ + 1,5H₂+ 3H₂O</p> <p>Fe + 2 H₃O⁺ donne Fe²⁺ + 1H₂+ 2H₂O</p>	<p>couples en présence:</p> <p>H₃O⁺ / H₂</p> <p>Fe²⁺ / Fe</p> <p>Al³⁺ /Al</p>
<p>Qté de matière de dihydrogène en mol</p> <p>volume du gaz divisé par le volume molaire</p> <p>soit: 7,84 /22,4 =0,35 mol</p> <p>Qté de dihydrogène issue de la 1^{ère} réaction : 1,5 y mol</p> <p>Qté de dihydrogène issue de la 2^{ème} réaction : x mol</p> <p>d'où x + 1,5 y = 0,35</p> <p>masse du mélange = somme des masses de fer et d'aluminium</p> <p>masse = masse molaire fois qté de matière en mol</p> <p>masse de fer :56 x</p>	

masse d'aluminium : 27 y
 d'où $56x + 27y = 8,2$
 la résolution du système de 2 équations à 2 inconnues donne:
 aluminium 5,4 g ou 0,2 mol ou 65,9 % en masse
 fer 2,8 g ou 0,05 mol ou 34,1 % en masse
 d'autre données $m=13,7$; $V=12,32$ L.....
 réponses: **5,6 g fer 8,1 g Al**

exercice 5

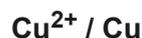
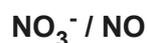
cuivre et acide nitrique HNO_3

A une masse $m=12,7$ g de cuivre, on ajoute $V=0,3$ L d'une solution d'acide nitrique ($C=2$ mol L^{-1}).
 (Cu=63,5; H=1 ;N=14 ; O=16 g mol^{-1} .)
 volume molaire 22,4 L mol^{-1} .
 Quelles sont les quantité de matière initiale de chaque réactif?
 Ecrire l'équation bilan
 En déduire qui est en excès et de combien?
 Quels sont les concentrations finales des ions?
 Vérifier que la solution est électriquement neutre.
 Quels sont la masse et le volume de monoxyde d'azote formé ?
 Quelle est la quantité d'électricité mise en jeu ?

corrigé

Une réaction naturelle a lieu entre les réducteurs les plus forts Cu et l'oxydant le plus fort NO_3^-
 2 fois{ $\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3$ électrons donne $\text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$ }
 3 fois{ Cu donne $\text{Cu}^{2+} + 2$ électrons }
 dans le bilan les électrons n'apparaissent pas
 $2\text{NO}_3^- + 8 \text{H}^+ + 3\text{Cu}$ donne $3 \text{Cu}^{2+} + 2\text{NO} + 8 \text{H}_2\text{O}$

couples en présence:



	Cu métal	ion H_3O^+	ion Cu^{2+}	ion NO_3^-	NO
Qté matière mol au départ	12,7/ 63,5=	0,3*2= 0,6	0	0,3*2 = 0,6	0
à partir de 0,2 mol de métal il faut	donc H_3O^+				

	0,533 mol H ₃ O ⁺	en excès			
	lors de la réaction	-0,2	-0,533	0,2	-0,133
	bilan	0	0,067	0,2	0,133

concentration des ions en solution:

les ions présents	ion Cu ²⁺	ion NO ₃ ⁻	ion H ₃ O ⁺
concentration mol L ⁻¹	0,2/0,3=0,667	0,467/0,3=1,556	0,067/0,3=0,223

la solution reste électriquement neutre

$$2[\text{Cu}^{2+}] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{NO}_3^-]$$

volume de monoxyde d'azote:

$$0,133 \cdot 22,4 = 2,98 \text{ L}$$

Quantité d'électricité mise en jeu

Cu s'oxyde et donne Cu²⁺ + 2 électrons

la quantité de matière d'électrons (mol) est deux fois plus grande que celle de cuivre ayant réagi

2.0,2=0,4 mol

la charge d'une mole d'électrons est 96500 coulombs ou 1 faraday

$$96500 \cdot 0,4 = 38600 \text{ C}$$

d'autre données.....m=6,35 g ; V=100 mL ; C=2 mol L⁻¹ ;

réponses:

Cu en excès de 0,025 mol ; Cu²⁺ 0,75 mol L⁻¹ ; 1,12 L de gaz ; 0,15 mol électrons

exercice 6

composition d'un mélange de 3 métaux

On a un mélange sous forme de poudre de cuivre, de zinc et d'aluminium. On ajoute de l'acide chlorhydrique en excès à 10,5 g de ce mélange. Après réaction, il reste un résidu solide de 2,4 g et le gaz qui s'est dégagé lors de l'attaque par l'acide occupe un volume de 5,66 L. Calculer la composition du mélange en pourcentage massique. (Cu=63,5 ; Al=27 ; Zn=65,4 g mol⁻¹.)

volume molaire : 22,4 L mol⁻¹.

corrigé

Le cuivre n'est pas attaqué dans ces conditions: les 2,4 g résiduels correspondent à la masse de cuivre soit $2,4 \cdot 100 / 10,5 = 22,8\%$



a mol de zinc et b mol d'aluminium

masse (g) = qté de matière (mol).masse molaire (g mol^{-1})

masse mélange(10,5-2,4)= masse zinc + masse aluminium

$$8,1 = a \cdot 65,4 + b \cdot 27 \quad (1)$$

qté de matière (mol)= volume (L) / volume molaire ($\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$)

$$5,66 / 22,4 = 0,253 = a + 1,5 b \quad (2)$$

la résolution du système de 2 équations donne **a=0,076 mol et b=0,118 mol**

soit en masse: **4,97 g de zinc ou 47,2% et 3,18 g Al ou 30,8%**

exercice 7

un alliage utilisé dans les fusibles

Un alliage contient du bismuth, de l'étain et du plomb. Il fond à 95°C . Une masse $m=5$ g de cet alliage est traité avec $V=100$ mL d'acide chlorhydrique à $C=3$ mol L^{-1} . Le résidu solide a une masse de 2,4 g et on recueille 0,372 de gaz.

On recueille 10 mL de la solution décantée dans laquelle on ajoute un excès d'ion iodure: On obtient un précipité jaune PbI_2 de masse 0,345 g

masse atomique molaire en g mol^{-1} : $\text{Pb}=207$; $\text{I}=127$; $\text{Sn}=118,7$;

volume molaire $22,4$ L mol^{-1}

Ecrire les équations bilan

exprimer les quantités de matière initiales en mol

interpréter les équations bilan et en déduire la composition massique de cet alliage.

<p>corrigé</p>	
<p>Une réaction naturelle a lieu entre les réducteurs les plus forts Pb et Sn et l'oxydant le plus fort H_3O^+</p> <p>$\text{Pb} + 2 \text{H}_3\text{O}^+$ donne $\text{Pb}^{2+} + \text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$</p> <p>$\text{Sn} + 2 \text{H}_3\text{O}^+$ donne $\text{Sn}^{2+} + \text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$</p>	<p>couples en présence:</p> <p>$\text{Bi}^{3+} / \text{Bi}$</p> <p>$\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2$</p> <p>$\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}$</p> <p>$\text{Sn}^{2+} / \text{Sn}$</p>
<p>le résidu solide est du bismuth 2,4g soit 48% en masse</p> <p>$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{I}^-$ donne Pb I_2 solide</p> <p>masse molaire Pb I_2: $207 + 2 \cdot 127 = 461 \text{ g mol}^{-1}$.</p> <p>Qté de matière Pb I_2: $0,345 / 461 = 7,48 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$</p> <p>$7,48 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ dans le dixième de la solution</p> <p>j'en déduis donc $7,48 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de plomb où $7,48 \cdot 10^{-3} \cdot 207 = 1,55 \text{ g de plomb}$..31%</p> <p>à partir de $7,48 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de plomb j'obtiens $7,48 \cdot 10^{-3} \text{ mol de dihydrogène}$</p> <p>soit $7,48 \cdot 10^{-3} \cdot 22,4 = 0,1675 \text{ L}$</p> <p>le volume de dihydrogène issu de l'attaque due l'étain est donc :</p> <p>$0,372 - 0,1675 = 0,204 \text{ L}$</p> <p>soit $0,204 / 22,4 = 9,12 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2$.</p> <p>$9,12 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2$ proviennent de l'attaque de $9,12 \cdot 10^{-3} \text{ mol d'étain}$</p> <p>soit en masse $9,12 \cdot 10^{-3} \cdot 118,7 = 1,07 \text{ g}$ ou 21,5% étain</p> <p>je vérifie que la somme des pourcentages est voisine de 100%.</p>	
<p>exercice 8</p> <p>On plonge une lame de zinc dans 50 mL d'une solution de sulfate de cuivre de concentration $0,02 \text{ mol.L}^{-1}$.</p> <p>$\text{Zn} = 65,4$; $\text{Cu} = 63,5$; $\text{Ag} = 108 \text{ g.mol}^{-1}$</p> <p>Qu'observe-t-on ? Ecrire l'équation bilan de la réaction .</p>	<p>révisions <u>oxydo-réduction</u></p>

Quelle est la masse de zinc qui a été oxydée ?

Quelle est la masse du dépôt métallique ?

De la tournure de cuivre est immergée dans 200mL d'une solution de nitrate d'argent de concentration $5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Un dépôt métallique se forme ; sa masse est de 45mg.

Ecrire l'équation bilan de la réaction ?

La réaction est-elle totale ? Si elle ne l'est pas calculer la concentration des ions dans la solution à la fin de l'expérience.

vérifier que la solution est électriquement neutre.

corrigé

Zn (réducteur) \rightarrow Zn²⁺ + 2e⁻ oxydation

Cu²⁺ (oxydant) + 2e⁻ \rightarrow Cu réduction

Zn + Cu²⁺ \rightarrow Zn²⁺ + Cu oxydoréduction

à partir de (0,02.0,05= 10^{-3} mol) Cu²⁺ , 10^{-3} mol de zinc est oxydé soit 65,4 mg.

10^{-3} mol de cuivre se dépose soit 63,5 mg.

Cu (réducteur) \rightarrow Cu²⁺ + 2e⁻ oxydation

2Ag⁺ (oxydant) + 2e⁻ \rightarrow 2Ag réduction

Cu + 2Ag⁺ \rightarrow Cu²⁺ + 2Ag oxydoréduction

à partir de (0,005.0,2= 10^{-3} mol) Ag⁺ , 10^{-3} mol d'argent métal peut être réduit soit 108 mg. Donc le cuivre est en défaut.

0,045/108= 4,16 10^{-4} mol d'argent se dépose

soit 2,08 10^{-4} mol de cuivre et d'ion Cu²⁺.

[Cu²⁺]=2,08. 10^{-4} /0,2= 1,04. $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

[Ag⁺]= (10^{-3} - 4,16 . 10^{-4})/0,2= 2,92. $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

[NO₃⁻]= 5. $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

[NO₃⁻] = [Ag⁺] + 2 [Cu²⁺]

5. 10^{-3} =2,92 . 10^{-3} +2.1,04. 10^{-3} vrai

exercice 9

fabrication Cl₂ au laboratoire

Un moyen commode de préparer rapidement une petite quantité de dichlore gazeux consiste à verser une solution concentrée d'acide chlorhydrique sur des cristaux de permanganate de potassium KMnO_4 .

$\text{Mn}=55$; $\text{K}=39$; $\text{O}=16 \text{ g mol}^{-1}$. $V=22,4 \text{ L mol}^{-1}$.

Ecrire séparément les deux demi-équations de réduction des ions permanganate et d'oxydation des ions chlorure.

En déduire l'équation bilan de la réaction observée.

Le manipulateur utilise 25 g de KMnO_4 (solide). Quel est le volume maximal de dichlore qu'il peut obtenir ?

Quel est le volume minimal d'une solution commerciale à 12 mol L^{-1} qu'il doit utiliser s'il veut employer tout le permanganate ?

Quelle sera, dans la solution obtenue, la concentration en ions Mn^{2+} ?

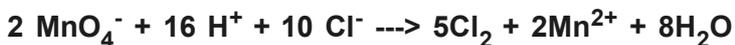
corrigé



réduction



oxydation



oxydo-réduction

volume maxi de Cl_2

Qté de matière KMnO_4 . $25/(39+55+4.16)=0,158 \text{ mol}$

2,5 mol de dichlore à partir d'une mole KMnO_4 .

$2,5.0,158 = 0,395 \text{ mol Cl}_2$ ou $0,395 .22,4 = 8,8 \text{ L}$

volume solution acide

8 mol d'ion H^+ à partir d'une mole KMnO_4 .

$8.0,158 = 1,27 \text{ mol d'ion H}^+$

$1,27 = \text{volume (L)} \cdot 12$

$V=0,105 \text{ L}$

concentration $[\text{Mn}^{2+}]$

1 mol d'ion Mn^{2+} à partir d'une mole KMnO_4

0,158 mol dans 0,105 litre

$$[\text{Mn}^{2+}] = 0,158/0,105 = 1,5 \text{ mol L}^{-1}$$