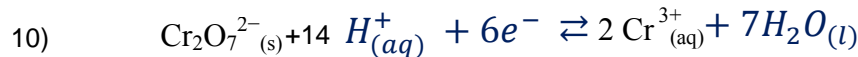
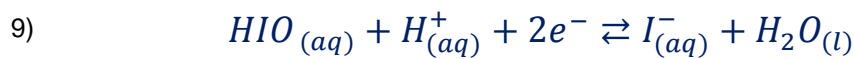
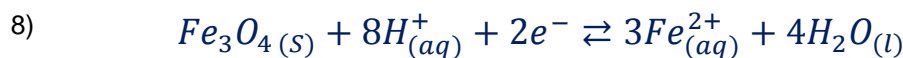
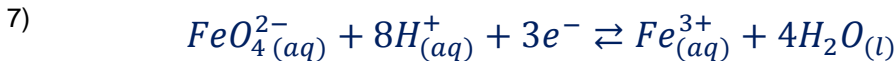
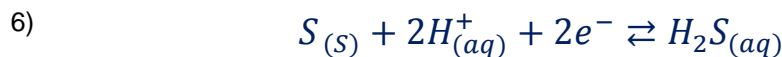
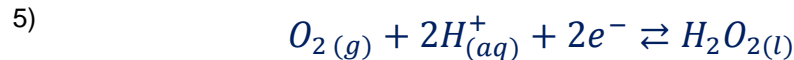
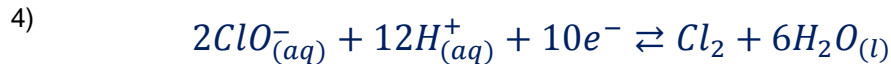
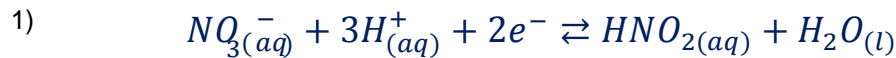
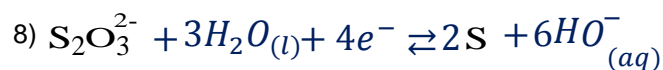
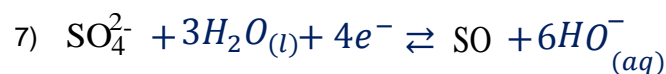
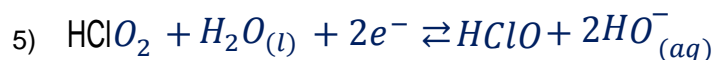
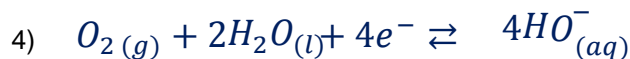
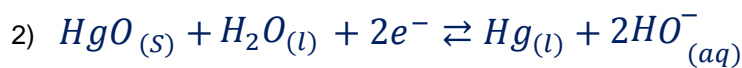
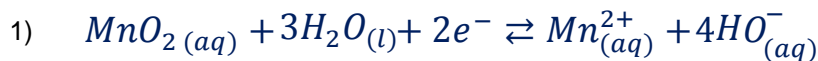


Exercice n °1 :

A) Les demi-équations des couples oxydant / réducteur suivants : en milieu acide



B) Les demi-équations des couples oxydant / réducteur suivants : en milieu Basique



En supposant que H^+ est limitant : $5 \cdot 10^{-3} - x_{\max} = 0 \Rightarrow x_{\max} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

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

$5 \cdot 10^{-4} < 10^{-3}$ donc : $x_{\max} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ H^+ est le réactif limitant.

5) bilan de la matière :

$2H^+ + Fe \rightarrow H_2 + Fe^{2+}$			
0 mol Fe^{2+}	$4,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$	$5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$	$5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

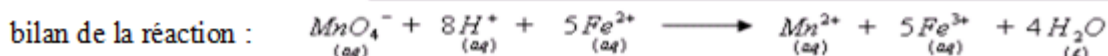
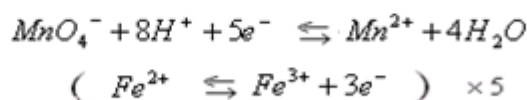
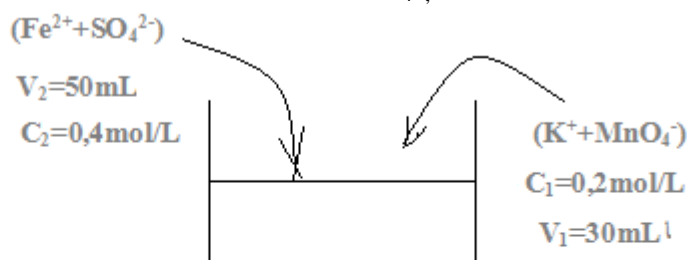
5) A partir du tableau d'avancement on a : $n_f(H_2) = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

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

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

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

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

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

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

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

bilan de la matière à la fin de la réaction:

$$n(K^+) = C_1 V_1 = 6.10^{-3} \text{ mol}$$

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

$MnO_4^- + 8H^+ + 5Fe^{2+} \longrightarrow Mn^{2+} + 5Fe^{3+} + 4H_2O$					
2.10^{-3}	excès	0	4.10^{-3}	2.10^{-2}	excès

5) Correction de l'exercice n°5 :

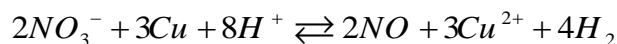
1) Dans cette expérience on doit assurer une ventilation adéquate; manipuler sous la hotte à gaz. Éviter de respirer les vapeurs.

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

3) $(NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \rightleftharpoons NO + 2H_2O) \times 2$

$$(Cu \rightleftharpoons Cu^{2+} + 2e^-) \times 3$$

(3)



$$4) n_i(Cu) = \frac{m}{M} = \frac{2,12}{63,5} \approx 33,4.10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_i(NO_3^-) = CV = 0,2 \times 250.10^{-3} = 5.10^{-2} \text{ mol}$$

Equation de la réaction							
$2NO_3^- + 3Cu + 8H^+ \rightleftharpoons 2NO + 3Cu^{2+} + 4H_2O$							
états	avancement	Quantité de matière (en mol)					
Etat initial	0	5.10^{-2}	$33,4.10^{-3}$..	0	0	excès
Etat de transformation	x	$5.10^{-2} - 2x$	$33,4.10^{-3} - 3x$...	2x	3x	excès
Etat final	x_{max}	$5.10^{-2} - 2x_{\text{max}}$	$33,4.10^{-3} - 3x_{\text{max}}$...	2x_{max}	3x_{max}	excès

En supposant que NO_3^- est limitant : $5.10^{-2} - 2x_{\text{max}} \Rightarrow x_{\text{max}} = 2,5.10^{-2} \text{ mol}$

En supposant que Cu est limitant : $33,4.10^{-3} - 3x_{\text{max}} \Rightarrow x_{\text{max}} = \frac{33,4.10^{-3}}{3} = 11,13.10^{-3} \text{ mol}$

$11,13.10^{-3} < 2,5.10^{-2}$ donc : $x_{\text{max}} = 11,13.10^{-3} \text{ mol}$. Cu est le réactif limitant.

Bilan :

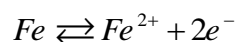
$2NO_3^- + 3Cu + 8H^+ \rightleftharpoons 2NO + 3Cu^{2+} + 4H_2O$					
$27,74 \text{ m.mol}$	0	...	22 m.mol	$33,4 \text{ m.mol}$	excès

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

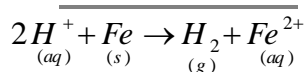
$$V_{(NO)} = \frac{n_{(NO)}RT}{P} = \frac{22.10^{-3} \times 8,314 \times 293}{10^5} = 535,9.10^{-6} \text{ m}^3 = 535,9 \text{ mL}$$

6) Solution de l'exercice n°6 :

1) $Fe \rightleftharpoons Fe^{2+} + 2e^-$ et $2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2$



2) $2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2$



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

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

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}	$5 \cdot 10^{-2} - 2x_{\text{max}}$	$0,714 \cdot 10^{-2} - x_{\text{max}}$	x_{max}	x_{max}

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

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

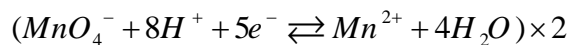
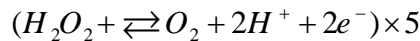
$0,714 \cdot 10^{-2} < 2,5 \cdot 10^{-2}$ donc : $x_{\text{max}} = 0,714 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ Fe est le réactif limitant.

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

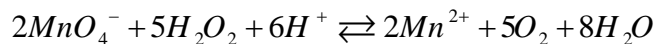
Donc le volume de H_2 qui se forme à la fin de la réaction est :

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

7) Correction de l'exercice n°7 :

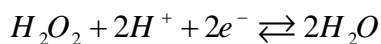
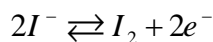


1)



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

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

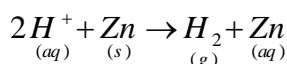
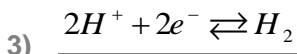
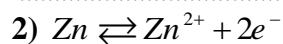


b)



8) Correction de l'exercice n°8 :

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



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

$$n_o(\text{H}^+) = CV$$

Equation de la réaction		$2\text{H}^+ + \text{Zn} \rightarrow \text{H}_2 + \text{Zn}$			
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}

$$10^{-2} - x_{\max} = 0 \Rightarrow x_{\max} = 10^{-2} \text{ mol}$$

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

correspond à : $CV - 2x_{\max} = 0 \Rightarrow CV = 2x_{\max}$ donc: $V = \frac{2x_{\max}}{C} = \frac{2 \cdot 10^{-2}}{5} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 4 \text{ mL}$
 (Rq: on a un mélange stoechiométrique)

Exercice n°9 :

1- Les couples mis en jeu lors de la réaction :

Les ions H_3O^+ n'agissent pas sur le cuivre mais sur l'étain. L'ion correspondant est Sn^{2+} . les couples sont donc $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2$ et Sn^{2+}/Sn .

2- L'équation de la réaction : Seul l'étain réagit :

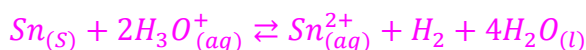
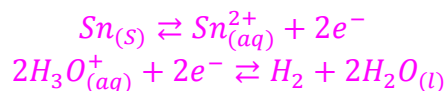


Tableau d'avancement :

Etat	avancement	$\text{Sn}_{(s)} + 2\text{H}_3\text{O}_{(aq)}^+ \rightleftharpoons \text{Sn}_{(aq)}^{2+} + \text{H}_2 + 4\text{H}_2\text{O}_{(l)}$				
Etat initial	$x = 0$	$n(\text{Sn})$	Excès	0	0	Solvant
Intermédiaire	x	$n(\text{Sn}) - x$	Excès	x	x	Solvant
Etat final	$x = x_{\max}$	$n(\text{Sn}) - x_{\max} = 0$	Excès	x_{\max}	x_{\max}	Solvant

3.1- La masse de métal ayant réagi ?

A partir du volume de dihydrogène dégagé on cherche la quantité d'étain qui a réagi.

$$n_f(\text{H}_2) = \frac{V_f}{V_m} \Rightarrow n_f(\text{H}_2) = \frac{0,153}{24} = 6,37 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

D'après le T.d'avancement on a $n_f(\text{H}_2) = x_{\max}$

Donc $x_{\max} = 6,37 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$$n(\text{Sn}) - x_{\max} = 0 \Rightarrow n(\text{Sn}) = x_{\max} = 6,37 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{Sn}) = \frac{m}{M(\text{Sn})} \Rightarrow m = n(\text{Sn}) \cdot M(\text{Sn})$$

$$m = 6,37 \cdot 10^{-3} \times 118,7 = 0,76 \text{ g}$$

3.2- Le pourcentage massique d'étain du bronze :

$$\text{Pourcentage d'étain} = \frac{0,76}{3,00} \times 100 = 25\%$$