

# Corrigée exos Acide Base, redox et dosage

## Correction : exercices acide-base.

### Exercice 1.

Un acide, selon Brönsted, est une espèce chimique capable de céder un proton  $H^+$ .

Une base, selon Brönsted, est une espèce chimique capable de capter un proton  $H^+$ .

### Exercice 2.

1.  $CH_3COOH / CH_3COO^-$ :  $CH_3COOH$  est un acide car il est capable de céder un proton  $H^+$ .

$H_2O / HO^-$ :  $H_2O$  est un acide car il est capable de céder un proton  $H^+$ .

2.  $CH_3COOH / CH_3COO^-$ :  $CH_3COOH = CH_3COO^- + H^+$

$H_2O / HO^-$ :  $H_2O = HO^- + H^+$

3.  $H_2O + H^+ = H_3O^+$ :  $H_2O$  est une base car il est capable de capter un proton.

$NH_4^+ = NH_3 + H^+$ :  $NH_3$  est une base car il est capable de capter un proton.

4.  $H_2O + H^+ = H_3O^+$ :  $H_3O^+ / H_2O$

$NH_4^+ = NH_3 + H^+$ :  $NH_4^+ / NH_3$

5. L'eau est un ampholyte car c'est une espèce chimique qui présente à la fois un caractère acide et basique, selon Brönsted.

### Exercice 3.

1. Une réaction acido-basique est une transformation où il y a un échange de proton  $H^+$  de l'acide vers la base.

2.  $HNO_2 + NH_3 \rightarrow NO_2^- + NH_4^+$

3.  $C_6H_5NH_3^+ + HO^- \rightarrow C_6H_5NH_2 + H_2O$

### Exercice 4.

1. L'acide acétique réagit avec l'eau qui se comporte comme une base dans ce cas.

$CH_3 - COOH_{(aq)} + H_2O \rightarrow CH_3 - COO^-_{(aq)} + H_3O^+$

La solution est acide car il y a formation d'ions oxonium  $H_3O^+$ .

2. L'ammoniac  $NH_3$  (base) réagit avec l'eau qui se comporte comme un acide dans ce  $CH_3 - COO^-$  cas.

$NH_{3(aq)} + H_2O \rightarrow NH_4^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$

La solution est basique car il y a formation d'ions hydroxyde  $HO^-$ .

3. Acide acétique :  $CH_3 - COOH_{(aq)}$

Acétate de sodium :  $CH_3 - COO^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$

Ammoniac :  $NH_{3(aq)}$

Chlorure d'ammonium :  $NH_4^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

4. L'ammoniac est une base qui va réagir avec un acide c'est à dire avec l'acide acétique.

$CH_3 - COOH_{(aq)} + NH_{3(aq)} \rightarrow CH_3 - COO^-_{(aq)} + NH_4^+_{(aq)}$

5. L'ion acétate est une base qui va réagir avec un acide c'est à dire avec l'ion ammonium.

$CH_3 - COO^-_{(aq)} + NH_4^+_{(aq)} \rightarrow CH_3 - COOH_{(aq)} + NH_{3(aq)}$

**Remarque: Un acide ne réagit pas avec sa base conjuguée et inversement.**

## Correction exercices oxydoréduction.

### Exercice 1.

Un oxydant est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs électrons.

Un réducteur est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs électrons.

Une oxydation est une transformation où une espèce chimique perd un ou plusieurs électrons.

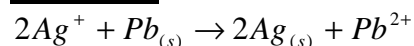
Une réduction est une transformation où une espèce chimique gagne un ou plusieurs électrons.

Une réaction d'oxydoréduction est une transformation chimique où il y a transfert d'électrons d'un réducteur vers un oxydant.

### Exercice 2.

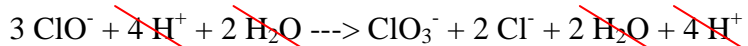
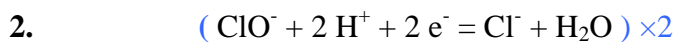
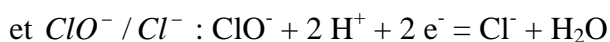
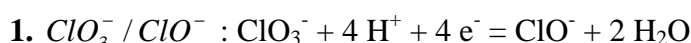
- $Al^{3+}/Al_{(s)}: Al^{3+} + 3 e^- = Al_{(s)}$
- $I_2 / I^- : I_2 + 2 e^- = 2 I^-$
- $S_4O_6^{2-} / S_2O_3^{2-} : S_4O_6^{2-} + 2 e^- = 2 S_2O_3^{2-}$
- $MnO_4^- / Mn^{2+} : MnO_4^- + 5 e^- + 8 H^+ = Mn^{2+} + 4 H_2O$
- $HBrO / Br^- : HBrO + H^+ + 2 e^- = Br^- + H_2O$

### Exercice 3.



1. Les ions argent sont réduits car il gagne 1 électron. Le métal plomb est oxydé car il perd 2 électrons.
2. Les ions argent sont des oxydants et le métal plomb est un réducteur.
3. Les couples sont:  $Ag^+ / Ag$  et  $Pb^{2+} / Pb$ , dans les couples oxydant-réducteur on donne toujours en premier l'oxydant puis le réducteur.

### Exercice 4.

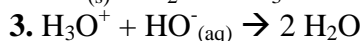
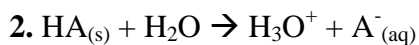
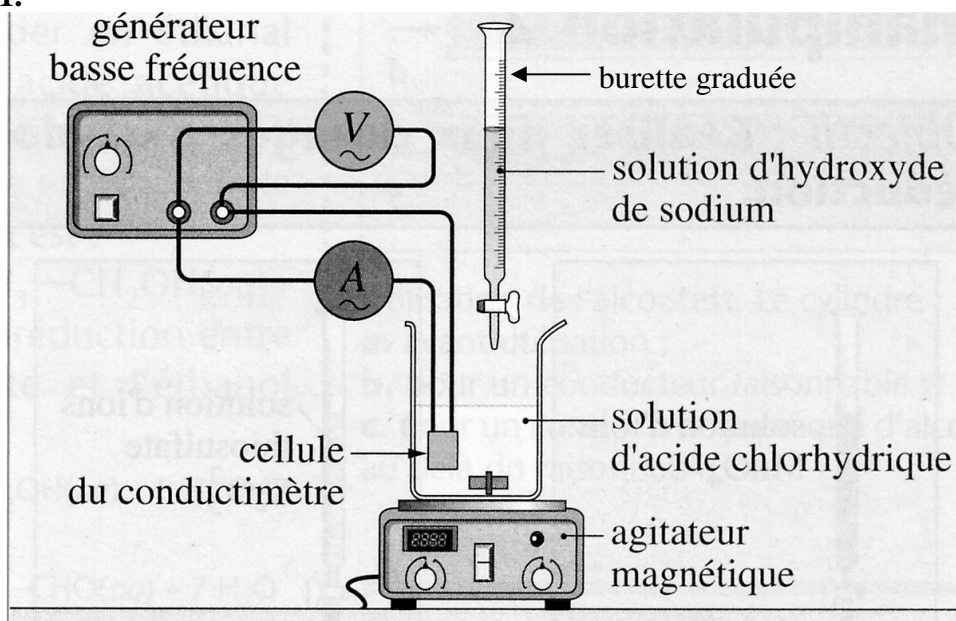


c'est à dire  $3 ClO^- \rightarrow ClO_3^- + 2 Cl^-$

## Correction exercices dosages.

### Exercice 1.

1.



4.

Equation de la transformation		$\text{H}_3\text{O}^+$	+	$\text{HO}^-$	$\rightarrow$	$2 \text{H}_2\text{O}$
Etat du système	quantité de matière (mol)	$n(\text{H}_3\text{O}^+)$		$n(\text{HO}^-)$		$n(\text{H}_2\text{O})$
	Avancement (mol)					
Etat initial	$x = 0$	$c_A \times V_A$		$c_B \times V_B = 0$		solvant
Etat intermédiaire	$x$	$c_A \times V_A - x$		$c_B \times V_B - x = 0$		
Etat final	$x_E$	$c_A \times V_A - x_E = 0$		$c_B \times V_E - x_E = 0$		

Avant l'équivalence, le réactif titrant est le réactif limitant.

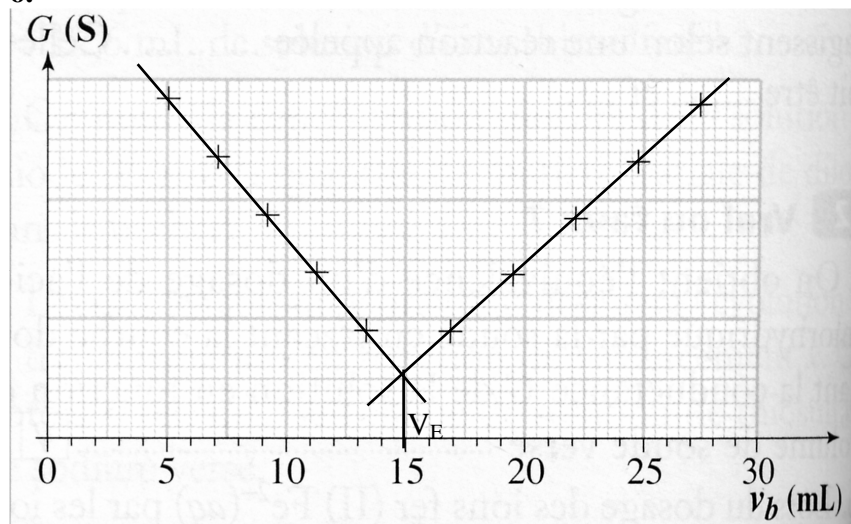
5. A l'équivalence les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques, ils ont totalement disparu. D'après le tableau d'avancement, on obtient :

$$c_A \times V_A - x_E = 0$$

$$c_B \times V_E - x_E = 0$$

c'est à dire  $c_A \times V_A = c_B \times V_E$

6.



Graphiquement on trouve :  $V_E = 15$  mL.

$$c_A = \frac{c_B \times V_E}{V_A} = \frac{0,1 \times 15}{20} = 7,5 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

7. La quantité d'acide sulfamique contenue dans S est :  $n = c_A \times V = 7,5 \times 10^{-2} \times 0,2 = 1,5 \times 10^{-2}$  mol.

La masse d'acide sulfamique est :  $m = n \times M = 1,5 \times 10^{-2} \times 97 = 1,46$  g

Calcul du pourcentage de substance active :  $\frac{m_{\text{acide}}}{m_{\text{totale}}} \times 100 = \frac{1,46}{1,5} \times 100 = 97,3 \%$

### Exercice 2.

1.  $n = \frac{V}{V_m} = \frac{30}{25} = 1,2$  mol.

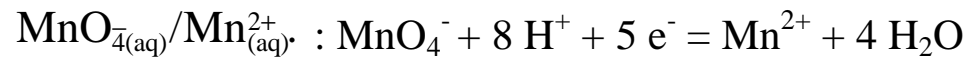
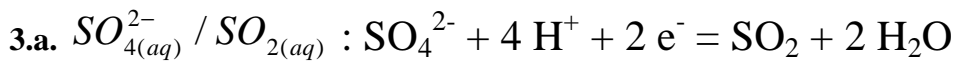
$c = \frac{n}{V'} = \frac{1,2}{1} = 1,2$  mol·L<sup>-1</sup>

2. On réalise une dilution. La solution est diluée 100 fois donc la concentration est divisée par 100.

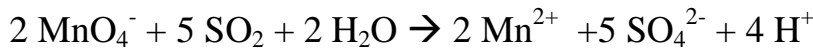
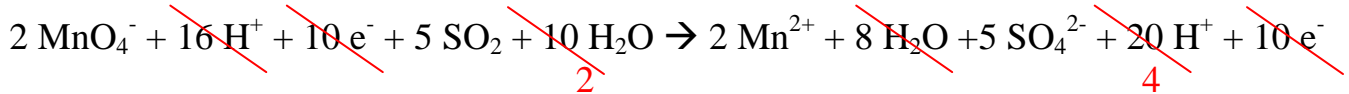
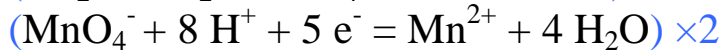
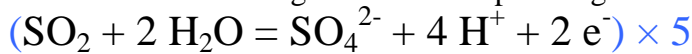
$c' = \frac{c}{100} = 1,2 \times 10^{-2}$  mol·L<sup>-1</sup>.

**Remarque :** De façon générale, pour déterminer la concentration après dilution, on utilise la relation :

$c_{\text{mère}} \times V_{\text{mère}} = c_{\text{filie}} \times V_{\text{filie}}$ .



Les réactifs de cette réaction de dosage sont les ions permanganate et le dioxyde de soufre.



b.

Equation de la réaction		$2 MnO_4^-$	$+ 5 SO_2$	$+ 2 H_2O$	$\rightarrow 2 Mn^{2+}$	$+ 5 SO_4^{2-}$	$+ 4 H^+$
	quantité avancement (mol)	$n(MnO_4^-)$	$n(SO_2)$	$n(H_2O)$	$n(Mn^{2+})$	$n(SO_4^{2-})$	$n(H^+)$
Etat initial	$x=0$	$c'' \times V''$	$c' \times V' = 0$	solvant	0	0	0
Etat intermédiaire	$x$	$c'' \times V'' - 2x$	$c' \times V' - 5x = 0$		$2x$	$5x$	$4x$
Etat final (équivalence)	$x_E$	$c'' \times V'' - 2x_E = 0$	$c' \times V' - 5x_E = 0$		$2x_E$	$5x_E$	$4x_E$

Avant l'équivalence le réactif titrant (SO<sub>2</sub>) est le réactif limitant.

c. A l'équivalence les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques, ils ont totalement disparu. D'après le tableau d'avancement :

$c'' \times V'' - 2x_E = 0$

$c' \times V' - 5x_E = 0$

c'est à dire  $c'' \times V'' = 2/5 \times c' \times V'$ .

d.  $c'' = \frac{2 \times c' \times V'}{5 \times V''} = \frac{2 \times 1,2 \times 10^{-2} \times 9,6}{5 \times 20} = 2,3 \times 10^{-3}$  mol·L<sup>-1</sup>.