

Réactivité Chimique



Shop

- Cahiers de Biologie + Lexique
- Accessoires de Biologie



Etudier

Visiter [Biologie Maroc](http://www.biologie-maroc.com) pour étudier et passer des QUIZ et QCM en ligne et Télécharger TD, TP et Examens résolus.



Emploi

- CV • Lettres de motivation • Demandes...
- Offres d'emploi
- Offres de stage & PFE

EXERCICES SUR ACIDES FORTS ET BASES FORTES

EXERCICE 1 : On dissout un volume $v = 1,2 \text{ L}$ de chlorure d'hydrogène dans un volume $V = 0,5 \text{ L}$ d'eau. (pas de variation de volume pendant la dissolution) . Calculer le pH de la solution.

EXERCICE 2 : une solution d'acide nitrique ($[\text{HNO}_3] = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$) a une valeur de $\text{pH} = 2,7$.

1. Montrer que l'acide est fort.
2. Ecrire son équation d'ionisation dans l'eau.

EXERCICE 3 : dans un bécher, on mélange les solutions suivantes :

- acide chlorhydrique : $v_1 = 15 \text{ mL}$ et $c_1 = 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$
- acide nitrique : $v_2 = 7,5 \text{ mL}$ et $c_2 = 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$
- acide bromhydrique : $v_3 = 7,5 \text{ mL}$ et $c_3 = 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$
- de l'eau distillée : $v_4 = 970 \text{ mL}$

1. Calculer la concentration de toutes les espèces chimiques présentes dans chaque acide et dans la solution finale.
2. Calculer le pH de la solution.
3. Vérifier l'électroneutralité de la solution.

EXERCICE 4 : La mesure du pH de plusieurs solutions du même acide a donné les résultats suivants :

Solution	A	B	C	D
Concentration (mol.L^{-1})	$5,0 \cdot 10^{-2}$	$4,0 \cdot 10^{-2}$	$3,0 \cdot 10^{-2}$	$2,0 \cdot 10^{-2}$
pH	1,3	1,4	1,5	1,7

1. Montrer que l'acide est fort (pour chacune des concentrations)
2. Les solutions sont celles de l'acide chlorhydrique. Comment pourraient-elles être caractérisées ?
3. Calculer les concentrations de toutes les espèces de la solution A .

EXERCICE 5 : On dissout une masse $m = 0,2 \text{ g}$ d'hydroxyde de sodium dans un volume $V = 200 \text{ cm}^3$ d'eau pure.

1. Ecrire l'équation bilan de la dissolution.
2. Décrire 2 expériences pouvant mettre en évidence la nature des ions présents dans la solution.
3. Calculer le pH de la solution.
4. Quel volume d'eau faut-il ajouter à $v_i = 20 \text{ mL}$ de la solution précédente pour obtenir une solution à $\text{pH} = 11$?

EXERCICE 6 : Une solution d'hydroxyde de potassium ($[\text{KOH}] = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$) a un $\text{pH} = 10,7$.

1. Montrer qu'il s'agit d'une base forte.
2. Calculer la concentration de toutes les espèces chimiques présentes.

EXERCICE 7 : il faut verser un volume $v_b = 12 \text{ mL}$ d'une solution de soude de concentration $c_b = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ dans un volume $v_a = 8 \text{ mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique pour atteindre l'équivalence.

1. Ecrire l'équation bilan de la réaction.
2. Calculer la concentration c_a de la solution acide.
3. Calculer le volume v de chlorure d'hydrogène qu'il a fallu dissoudre dans un volume $V = 100 \text{ mL}$ d'eau pour obtenir cette solution.

EXERCICE 8 : On veut préparer un volume $V = 1 \text{ L}$ de solution d'acide chlorhydrique ($c = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$) à partir d'une solution concentrée à $c' = 10 \text{ mol.L}^{-1}$.

1. Indiquer avec précision comment il faut procéder.
2. A un volume $v_a = 2,0 \text{ mL}$ de la solution acide à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ on ajoute un volume $v_s = 100 \text{ mL}$ d'une solution de soude de concentration $c_s = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Calculer le pH de la solution finale.

EXERCICE 9 : Un bécher contient $v_1 = 10 \text{ cm}^3$ de soude. On y ajoute progressivement une solution d'acide chlorhydrique ($c_2 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$). Le saut de pH se fait pour un volume d'acide versé $v_2 = 18 \text{ mL}$.

1. Donner l'allure de la courbe $\text{pH} = f(v)$
2. Déterminer la molarité c_1 de la solution initiale de soude.
3. Vers quelle valeur tend le pH de la solution finale ?
4. Calculer la masse m de chlorure de sodium se trouvant dans la solution à l'équivalence. Cette masse augmente-t-elle après l'équivalence ?

EXERCICE 10 : On verse dans $v_a = 200 \text{ cm}^3$ d'acide chlorhydrique une solution de soude ($c_b = 0,5 \text{ mol/L}$). On mesure le pH en fonction du volume v_b de soude versé.

$v_b (\text{cm}^3)$	0	1,0	2,0	2,5	3,0	4,0	4,5	4,9	5,0	5,1	5,5	6,0	6,0	10,0	12,0
pH	1,9	2,0	2,1	2,2	2,3	2,6	2,9	3,6	5,1	10,3	11,0	11,3	11,6	11,8	11,9

1. Tracer la courbe $\text{pH} = f(v_b)$: 1 cm pour 1 unité pH et 2 cm pour 1 cm^3
2. Déterminer le point d'équivalence par la méthode des tangentes. Quel est le pH à l'équivalence ?
3. En déduire la concentration c_a de la solution d'acide.
4. Calculer les diverses concentrations pour $v_b = 3 \text{ cm}^3$

EXERCICE 11 : un volume $v_b = 50,0 \text{ mL}$ d'hydroxyde de calcium (considérée comme base forte) est dosé par l'acide nitrique (acide fort) de concentration $c_a = 9 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. L'équivalence est obtenue pour $v_a = 12,0 \text{ mL}$.

1. Ecrire l'équation de la réaction acide – base.
2. En déduire la concentration c_b de l'hydroxyde de calcium.
3. Calculer le pH de la base de départ ainsi que le pH de l'acide utilisé pour faire ce dosage.
4. Calculer la masse m de nitrate de calcium formé.

EXERCICES SUR ACIDES FORTS ET BASES FORTES

EXERCICE 1 :



$$\text{avec } n = \frac{v}{V_m} \Rightarrow n = \frac{1,2}{22,4} = 5,36 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

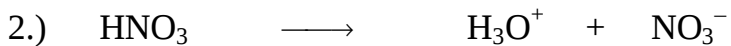
On peut donc écrire :

$$c = [\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-] = \frac{n}{V} = \frac{5,36 \cdot 10^{-2}}{0,5} = 0,107 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (0,107) \Rightarrow \text{pH} = 0,97$$

EXERCICE 2 : 1.)

- $\text{pH} = 2,7 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,7} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
- solution d'acide nitrique : $[\text{HNO}_3] = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}$
- On constate que $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HNO}_3]$ donc l'acide est fort (totalement dissocié)



EXERCICE 3 :

1.) Comme nous avons un mélange, nous analysons chaque solution séparément :

- acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$) :

$$v_1 = 15 \text{ mL} \quad \text{et} \quad c_1 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow n_1 = c_1 \cdot v_1 = 1,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

- acide nitrique : ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$) :

$$v_2 = 7,5 \text{ mL} \quad \text{et} \quad c_2 = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow n_2 = c_2 \cdot v_2 = 7,5 \cdot 10^{-7} \text{ mol}$$

- acide bromhydrique : ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Br}^-$)

$$v_3 = 7,5 \text{ mL} \quad \text{et} \quad c_3 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow n_3 = c_3 \cdot v_3 = 7,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$$

- l'eau distillée : $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$

$$v_4 = 970 \text{ mL} \quad \text{et} \quad c_4 = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow n_4 = c_4 \cdot v_4 = 9,7 \cdot 10^{-8} \text{ mol}$$

1.) Concentrations de tous les ions présents : $V_{\text{tot}} = v_1 + v_2 + v_3 + v_4 = 1 \text{ L}$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n_1 + n_2 + n_3 + n_4}{V_{\text{tot}}} = \frac{(150 + 7,5 + 75 + 0,97) \cdot 10^{-7}}{1} = 2,33 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{HO}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{2,33 \cdot 10^{-5}} = 4,3 \cdot 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$$

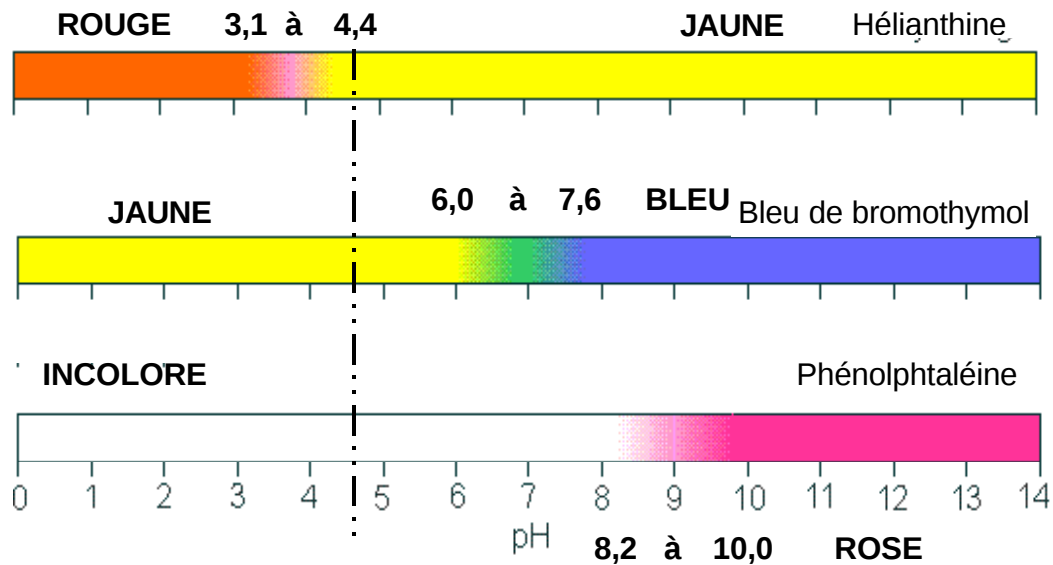
$$[\text{Cl}^-] = \frac{n_1}{V_{\text{tot}}} = 1,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{NO}_3^-] = \frac{n_2}{V_{\text{tot}}} = 7,5 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Br}^-] = \frac{n_3}{V_{\text{tot}}} = 7,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

2. Calcul du pH de la solution : $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$
 $\text{pH} = -\log (2,33 \cdot 10^{-3}) \Rightarrow \text{pH} = 4,63$

3. Couleur des indicateurs colorés :



4.

Vérification de l'électroneutralité de la solution :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,33 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{HO}^-] + [\text{Cl}^-] + [\text{NO}_3^-] + [\text{Br}^-] = 4,3 \cdot 10^{-10} + 1,5 \cdot 10^{-5} + 7,5 \cdot 10^{-7} + 7,5 \cdot 10^{-6} = 2,325 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

EXERCICE 4 :

1. L'acide est fort, s'il est totalement dissocié en ions : $\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HA}]$

On calcule $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$ pour chaque solution : ce qui donne :

Solution	A	B	C	D
Concentration $[\text{HA}]$ en mol.L^{-1}	$5,0 \cdot 10^{-2}$	$4,0 \cdot 10^{-2}$	$3,0 \cdot 10^{-2}$	$2,0 \cdot 10^{-2}$
pH	1,3	1,4	1,5	1,7
$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$	$5,01 \cdot 10^{-2}$	$3,98 \cdot 10^{-2}$	$3,16 \cdot 10^{-2}$	$2,0 \cdot 10^{-2}$

L'acide est donc fort :

2. Les solutions sont celles de l'acide chlorhydrique :

acide = H_3O^+ et ion chlorure Cl^-

- acide = H_3O^+ : l'ion oxonium est l'ion caractéristique d'un milieu acide : on peut utiliser du papier pH ou l'indicateur BBT (zone de virage 6,0 – 7,6) ou un pHmètre
- ion chlorure Cl^- : action du nitrate d'argent ($\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$) : les ions Ag^+ forment avec les ions chlorure Cl^- un précipité blanc AgCl



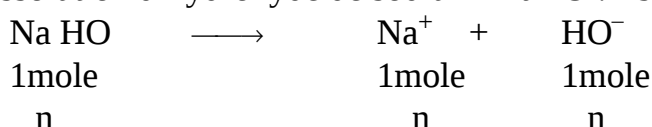
3. Calcul des concentrations de toutes les espèces de la solution A .

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-] = \frac{n_1}{V_{\text{tot}}} = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{HO}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{5,0 \cdot 10^{-2}} = 2,0 \cdot 10^{-13} \text{ mol.L}^{-1}$$

EXERCICE 5 :

1.) Dissolution d'hydroxyde de sodium NaHO : libération des ions.



2.) Les ions présents :

- Na^+ : on trempe un clou dans la solution et on l'introduit dans la flamme d'un Bec Bunsen : la flamme devient **jaune : couleur caractéristique du SODIUM**
- HO^- : ion hydroxyde , caractéristique d'un milieu basique : $\text{pH} > 7$. On peut utiliser du papier pH ou l'indicateur BBT (zone de virage 6,0 – 7,6) ou un pHmètre

3.) On calcule n : $n = \frac{m}{M} = \frac{0,2}{40} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$ Les concentrations sont donc :

$$[\text{Na}^+] = [\text{HO}^-] = \frac{n}{V} = \frac{5,0 \cdot 10^{-3}}{0,200} = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{HO}^-]} = \frac{10^{-14}}{2,5 \cdot 10^{-2}} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 4,0 \cdot 10^{-13} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{Donc } \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (4,0 \cdot 10^{-13}) \Rightarrow \text{pH} = 12,4$$

4. On fait maintenant une **dilution** : on raisonne sur l'espèce MAJORITAIRE : $[\text{HO}^-]$

Solution initiale : $c_i = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ $v_i = 20 \text{ mL}$

Solution finale : $c_f = \frac{K_e}{10^{-\text{pH}}} = \frac{10^{-14}}{10^{-12}} = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ $v_f = ?$

En ajoutant de l'eau, la **quantité de matière ne change pas** $n_i = n_f$

$$\Rightarrow c_i \cdot v_i = c_f \cdot v_f \Rightarrow v_f = \frac{c_i \cdot v_i}{c_f} = \frac{2,5 \cdot 10^{-2} \cdot 20}{10^{-3}} \Rightarrow v_f = 500 \text{ mL}$$

Le volume d'eau ajouté : $v_e = v_f - v_i = 480 \text{ mL}$

EXERCICE 6 :

1.) La base est forte si elle est totalement dissociée dans l'eau : $[KOH] = [HO^-]$. On

$$\text{calcule } [HO^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{K_e}{10^{-pH}} = \frac{10^{-14}}{10^{-10,7}} \Rightarrow [HO^-] = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

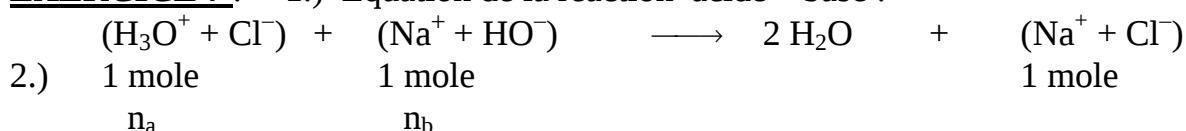
Conclusion : $[KOH] = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow [KOH] = [HO^-]$

La base est FORTE : on peut l'écrire ($K^+ + HO^-$)

2.) Calcul de la concentration de toutes les espèces chimiques présentes.

$$[K^+] = [HO^-] = [KOH] = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

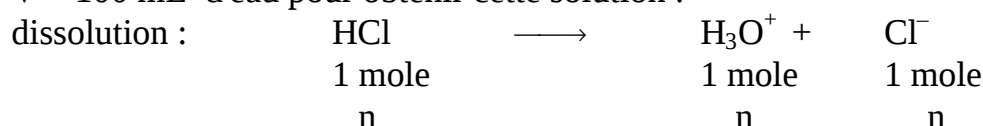
$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-10,7} = 2 \cdot 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$$

EXERCICE 7 : 1.) Equation de la réaction acide – base :

$$\text{A l'équivalence : } n_a = n_b \Rightarrow c_a \cdot V_a = c_b \cdot V_b \Rightarrow c_a = \frac{c_b \cdot V_b}{V_a}$$

$$\text{Ce qui donne : } c_a = \frac{5,0 \cdot 10^{-2} \cdot 12}{8} \Rightarrow c_a = 7,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

3. Calcul du volume v de chlorure d'hydrogène qu'il a fallu dissoudre dans un volume $V = 100 \text{ mL}$ d'eau pour obtenir cette solution :



$$\text{avec } n = c \cdot V = 7,5 \cdot 10^{-2} \cdot 0,100 = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

$$\text{D'autre part pour HCl on peut écrire : } n = \frac{v}{V_m} \Rightarrow v = n \cdot V_m$$

$$\text{Ce qui donne : } v = 7,5 \cdot 10^{-3} \cdot 22,4 \Rightarrow v = 0,168 \text{ L}$$

EXERCICE 8 : 1.) On fait une DILUTION : pour une dilution on raisonne toujours sur l'espèce MAJORITAIRE : Comme la solution est acide $pH < 7$, l'espèce majoritaire est l'ion H_3O^+

$$\text{Solution initiale : } c_i = 10 \text{ mol.L}^{-1} \quad v_i = ? \text{ (à chercher)}$$

$$\text{Solution finale : } c_f = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1} \quad v_f = 1 \text{ L}$$

En ajoutant de l'eau, la **quantité de matière ne change pas**

$$\Rightarrow c_i \cdot v_i = c_f \cdot v_f \Rightarrow \text{volume initial : } v_i = \frac{c_f \cdot v_f}{c_i} = \frac{10^{-1} \cdot 1}{10}$$

$$\Rightarrow v_i = 10^{-2} \text{ L} = 10 \text{ mL}$$

On prend de l'acide à 10 mol.L^{-1} avec une pipette de 10 mL et on l'introduit dans une fiole jaugée de 1 L et on complète avec de l'eau jusqu'au trait de jauge.

2.) On fait une réaction acide – base :



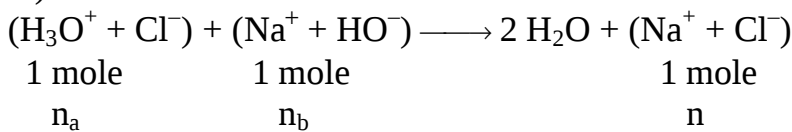
On calcule n_a et n_b :

- $n_a = c_a \cdot v_a = 0,1 \cdot 2 \cdot 10^{-3} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$
- $n_b = c_b \cdot v_b = 10^{-2} \cdot 0,100 = 10^{-3} = 10 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$
- $n_b > n_a \Rightarrow$ les ions HO^- seront en excès
 $\Rightarrow n_{\text{rest}} = n_b - n_a = 8 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$
- $[\text{HO}^-] = \frac{n_{\text{res}}}{V_{\text{tot}}} = \frac{8 \cdot 10^{-4}}{0,102} \Rightarrow [\text{HO}^-] = 7,84 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
- $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{HO}^-]} = \frac{10^{-14}}{7,84 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,28 \cdot 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$
- $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (1,28 \cdot 10^{-12}) \Rightarrow \text{pH} = 11,9$

EXERCICE 9 :

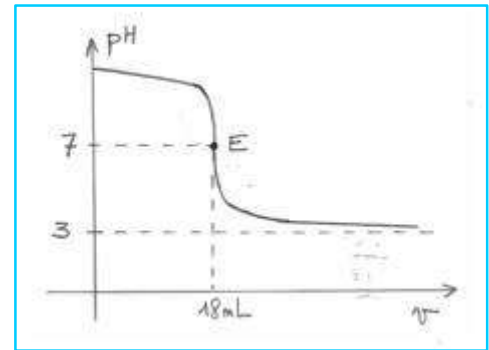
1.) Allure de la courbe $\text{pH} = f(v)$

2.) Réaction acide – base :



Le saut de pH correspond à l'équivalence :

$$\begin{aligned} n_a &= n_b \Rightarrow c_1 \cdot v_1 = c_2 \cdot v_2 \\ \Rightarrow c_1 &= \frac{c_2 \cdot v_2}{v_1} = \frac{10^{-3} \cdot 18}{10} \Rightarrow c_1 = 1,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \end{aligned}$$



3.) en ajoutant un excès d'acide le pH va petit à petit se rapprocher du pH de l'acide qu'on ajoute : comme $c_2 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et que l'acide est fort ce qui veut dire que $[\text{H}_3\text{O}^+] = c_2 \Rightarrow \text{pH} \longrightarrow 3$

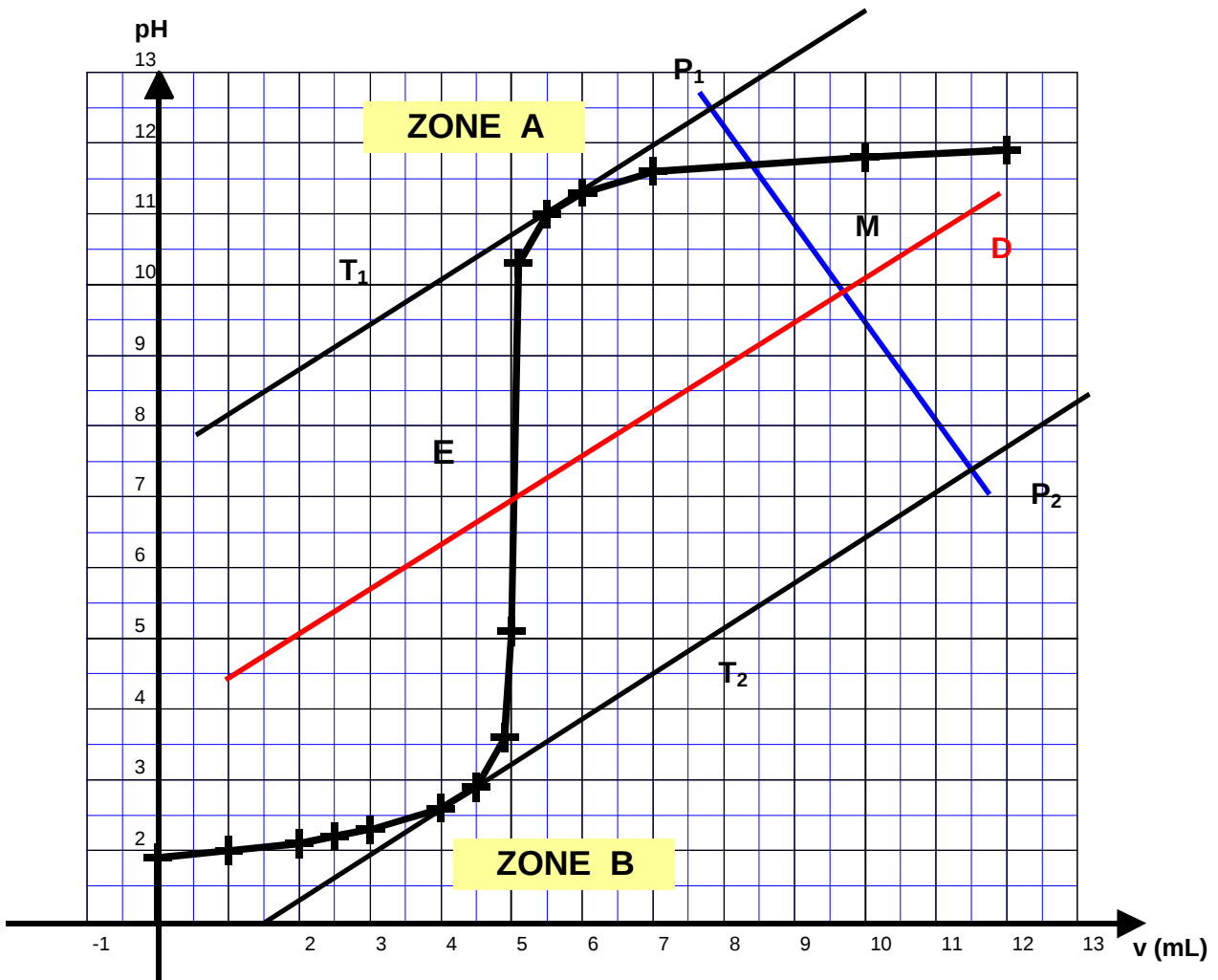
4.) Calcul de la masse m de chlorure de sodium se trouvant dans la solution à l'équivalence : $n = n_a = n_b = c_2 \cdot v_2 = 10^{-3} \cdot 18 \cdot 10^{-3} = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$

$$\text{Comme } n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \cdot M = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 58,5 \Rightarrow m = 1,05 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

La masse de NaCl après l'équivalence n'augmente plus, puisque l'excès d'acide apporte des ions Cl^- , mais pas d'ions Na^+ .

EXERCICE 10 :

1. Tracer la courbe $\text{pH} = f(v_b)$: 1 cm pour 1 unité pH et 1 cm pour 1 cm^3



$v_b (\text{cm}^3)$	0	1,0	2,0	2,5	3,0	4,0	4,5	4,9	5,0	5,1	5,5	6,0	7,0	10,0	12,0
pH	1,9	2,0	2,1	2,2	2,3	2,6	2,9	3,6	5,1	10,3	11,0	11,3	11,6	11,8	11,9

2.) Méthode des tangentes :

- dans la zone A on trace une tangente T_1 à la courbe
- dans la zone B on trace une tangente T_2 à la courbe parallèle à T_1
- on trace un segment P_1P_2 perpendiculaire aux 2 tangentes et on repère le milieu M entre les 2 tangentes T_1 et T_2
- La droite D parallèle à T_1 et T_2 coupe la courbe au point d'équivalence E .

Les coordonnées du point E sont : $v = 5,05 \text{ mL}$ et $\text{pH} = 7$

3.) Réaction acide – base :



$$\Rightarrow \text{à l'équivalence: } n_a = n_b \Rightarrow c_a \cdot V_a = c_b \cdot V_b \Rightarrow c_a = \frac{c_b \cdot V_b}{V_a}$$

$$\Rightarrow c_a = \frac{0,5 \cdot 5,05}{200} \Rightarrow \mathbf{c_a = 1,26 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}}$$

4.) A l'acide de départ on ajoute $V_b = 3 \text{ cm}^3$ de soude : la solution est toujours acide parce que l'équivalence n'est pas atteinte.

$$n_A = C_A \cdot V_A = 1,26 \cdot 10^{-3} \cdot 0,200 \Rightarrow n_A = 2,52 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_B = C_B \cdot V_B = 0,5 \cdot 3 \cdot 10^{-3} \Rightarrow n_B = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{Il reste donc des ions } \text{H}_3\text{O}^+ \text{ non neutralisés : } n_{\text{REST}} = n_A - n_B = 1,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

On peut alors donner les différentes concentrations :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n_{\text{REST}}}{V_{\text{tot}}} = \frac{1,02 \cdot 10^{-3}}{0,203} \Rightarrow \mathbf{[\text{H}_3\text{O}^+] = 5,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}}$$

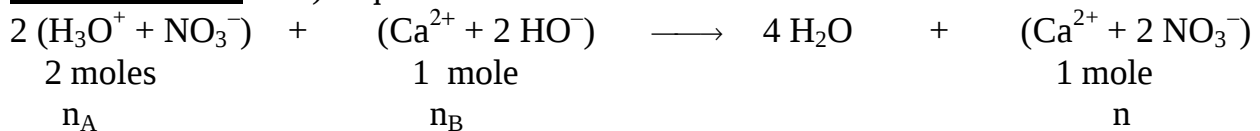
$$[\text{HO}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{5,02 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow \mathbf{[\text{HO}^-] = 2 \cdot 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}}$$

$$[\text{Na}^+] = \frac{n_B}{V_{\text{tot}}} = \frac{1,5 \cdot 10^{-3}}{0,203} \Rightarrow \mathbf{[\text{Na}^+] = 7,39 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{n_A}{V_{\text{tot}}} = \frac{2,52 \cdot 10^{-3}}{0,203} \Rightarrow \mathbf{[\text{Cl}^-] = 1,24 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}}$$

On vérifie bien l'électroneutralité : $[\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] = [\text{HO}^-] + [\text{Cl}^-]$

EXERCICE 11 : 1.) Equation de la réaction acide – base :



$$2.) \text{A l'équivalence: } n_A = 2 n_B \Rightarrow C_A \cdot V_A = 2 \cdot C_B \cdot V_B$$

$$\Rightarrow C_B = \frac{C_A \cdot V_A}{2 \cdot V_B} = \frac{9 \cdot 10^{-2} \cdot 12}{2 \cdot 50} \Rightarrow \mathbf{C_B = 1,08 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} .}$$

$$3.) \text{Base de départ: } (\text{Ca}^{2+} + 2 \text{HO}^-) \Rightarrow [\text{HO}^-] = 2 C_B = 2,16 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{HO}^-]} = \frac{10^{-14}}{2,16 \cdot 10^{-2}} = 4,63 \cdot 10^{-13} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow \mathbf{\text{pH} = 12,3}$$

$$\text{Acide du dosage: } C_A = [\text{H}_3\text{O}^+] = 9 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow \mathbf{\text{pH} = 1,05}$$

$$4.) \text{Masse } m \text{ de nitrate de calcium formé: } n = \frac{m}{M} \quad \text{avec } n = n_B = C_B \cdot V_B$$

$$\Rightarrow n = 1,08 \cdot 10^{-2} \cdot 0,050 = 5,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\Rightarrow m = n \cdot M = 5,4 \cdot 10^{-4} \cdot 164,1 \Rightarrow \mathbf{m = 8,9 \cdot 10^{-2} \text{ g}}$$

Bon courage



LIENS UTILES 🙌

Visiter :

1. <https://biologie-maroc.com>

- Télécharger des cours, TD, TP et examens résolus (PDF Gratuit)

2. <https://biologie-maroc.com/shop/>

- Acheter des cahiers personnalisés + Lexiques et notions.
- Trouver des cadeaux et accessoires pour biologistes et géologues.
- Trouver des bourses et des écoles privées

3. <https://biologie-maroc.com/emploi/>

- Télécharger des exemples des CV, lettres de motivation, demandes de ...
- Trouver des offres d'emploi et de stage

