



**PRODUIT IONIQUE DE L'EAU - pH D'UNE SOLUTION AQUEUSE-  
INDICATEURS COLORES**

**Exercice 1 :**

1) On donne le pH de l'eau pure pour différentes températures exprimées en kelvin (K).

T (K)	273	288	298	303	333
pH	7,5	7,2	7,0	6,9	6,5

a) Tracer la courbe  $pH=f(1/T)$  et déterminer son équation.

La réaction de dissociation de l'eau est-elle exothermique ou endothermique ?

b) Pour quelle valeur de la température le pH est-il égal 7,3 ? Calculer le produit ionique de l'eau  $K_e$  puis  $pK_e$  à cette température.

c) Déterminer le pH de l'eau pure à 80°C.

2) A 37°C, le produit ionique de l'eau pure est tel que  $pK_e=13,6$ .

a) Définir à cette température ce qu'est une solution neutre, acide et basique.

b) La salive a un pH de 6,85 à 37°C. Est-elle acide, basique ou neutre ?



**Exercice 2 :** On veut déterminer le pH d'une solution (S). Pour cela, on fait les tests suivants : (S) + phénophtaléine : solution incolore ; (S) + bleu de bromothymol : solution jaune ; (S) + hélianthine : solution jaune. Trouver les limites qu'on peut attribuer au pH de la solution. Peut-on arriver au même résultat avec deux tests seulement ? Si oui, lesquels ?

On donne les zones de virages et les couleurs des indicateurs colorés :

Indicateur coloré	Couleur acide	Zone de virage	Couleur basique
Phénophtaléine	Incolore	8-10	Rouge
Bleu de bromothymol	Jaune	6,2-7,6	Bleu
Hélianthine	Rouge	3,1-4,4	Jaune

**Exercice 3 :** 1) On dispose d'une solution de chlorure d'hydrogène de concentration molaire

**This is a watermark for the trial version, register to get the full one!**

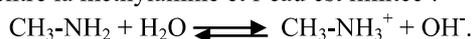
Benefits for registered users:

- 1.No watermark on the output documents.
- 2.Can operate scanned PDF files via OCR.
- 3.No page quantity limitations for converted PDF files.

**Remove Watermark Now**

**Exercice 4 :** 1) On dispose d'une solution aqueuse de méthylamine de concentration molaire

$C=10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  et de  $pH=11,3$ . La réaction entre la méthylamine et l'eau est limitée :



Faire l'inventaire des espèces en solution et calculer leur concentration.

2) On dispose d'une solution aqueuse d'acide sulfurique  $\text{H}_2\text{SO}_4$  de concentration

$C=6,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  et de  $pH=2$ . On considérera que l'acide sulfurique a réagi totalement avec l'eau. Sachant que la solution renferme, entre autres espèces chimiques, des ions sulfate  $\text{SO}_4^{2-}$  et hydrogénosulfate  $\text{HSO}_4^-$ , calculer la concentration de toutes les espèces chimiques en solution Ecrire l'équation-bilan de la réaction avec l'eau de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  puis celle de  $\text{HSO}_4^-$ .

**Exercice 5 :** On dispose d'une solution de nitrate de potassium  $\text{KNO}_3$  à  $C_1=0,5 \text{ mol.L}^{-1}$ , d'une solution de nitrate de calcium  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  à  $C_2=0,8 \text{ mol.L}^{-1}$ , d'une solution de chlorure de potassium  $\text{KCl}$  à  $C_3=1 \text{ mol.L}^{-1}$  et de chlorure de magnésium cristallisé, de formule :  $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . On souhaite préparer un litre de solution contenant les ions  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{NO}_3^-$  et  $\text{Cl}^-$  tels que  $[\text{Mg}^{2+}]=0,2 \text{ mol.L}^{-1}$  ;  $[\text{NO}_3^-]=0,25 \text{ mol.L}^{-1}$  ;  $[\text{Ca}^{2+}]=0,1 \text{ mol.L}^{-1}$  ;  $[\text{K}^+]=0,25 \text{ mol.L}^{-1}$ .

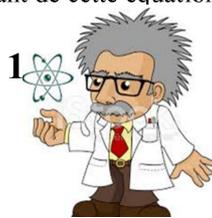
- 1) Déterminer les volumes des solutions et la masse de solide à mélanger pour préparer cette solution, que l'on complète à 1 L avec de l'eau distillée.
- 2) Calculer directement la concentration  $[\text{Cl}^-]$ .
- 3) Vérifier l'électroneutralité de la solution.

On donne les masses atomiques en  $\text{g.mol}^{-1}$  : H :1 ; O :16 ; Mg :24,3 ; Cl :35,5.

**Exercice 6 :** 1) Par analogie avec le pH d'une solution, on peut définir le pOH d'une solution.

- a) Définir le pOH d'une solution.
- b) Trouver la relation entre pH, pOH et  $pK_e$ .
- c) Quel serait, à 25°C, le pOH d'une solution pour laquelle  $[\text{H}_3\text{O}^+]=10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  ?

2) Rappeler l'équation d'autoprotolyse de l'eau. En vous inspirant de cette équation, écrire celles des réactions d'autoprotolyse de l'ammoniac  $\text{NH}_3$  et de l'éthanol  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  purs.



**ACIDES FORTS ET BASES FORTES - REACTION ACIDE FORT-BASE FORTE**

**Exercice 1 :** On considère, à 25°C, une solution aqueuse d'acide nitrique ( $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$ ), de volume  $V=50\text{mL}$  et de concentration  $C=6,3 \cdot 10^{-4}\text{mol.L}^{-1}$ . Le pH est 3,2.

- 1) Montrer que l'acide nitrique est un acide fort. Ecrire l'équation de la réaction de dissolution.
- 2) On prélève  $V_1=20\text{mL}$  de cette solution et complète avec de l'eau pure pour obtenir un volume final  $V_2=100\text{mL}$ . Préciser la verrerie nécessaire.
- 3) Calculer le pH de la solution finale.

**Exercice 2 :** Une solution aqueuse S d'acide perchlorique ( $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{ClO}_4^-$ ) qui est un acide fort, a un pH de 3 à 25°C.

- 1) On veut préparer, à partir de cette solution S, 1L de solution S' de pH=3,3. Indiquer comment procéder (en précisant notamment la verrerie utilisée).
- 2) Ecrire l'équation de la réaction de dissolution de l'acide perchlorique.
- 3) Pour obtenir 1L de solution de même pH que S', quel volume de chlorure d'hydrogène, pris à 1bar, faut-il dissoudre dans 1L d'eau pure ?

**Exercice 3 :** 1) On considère 30mL d'une solution A dans laquelle on a mélangé des volumes égaux d'acide chlorhydrique, d'acide nitrique, d'acide bromhydrique, de concentration identique C. On ajoute à cette solution  $V'=50\text{mL}$  d'une solution de nitrate d'argent, de concentration  $C'=0,01\text{mol.L}^{-1}$ . Le nitrate d'argent est alors largement en excès. On obtient un précipité blanc de masse  $m=14,34\text{mg}$ .

- a) Déterminer la quantité de matière d'ions  $\text{Cl}^-$  présents dans la solution A.
- b) Quelle était la concentration C des solutions d'acides avant le mélange ?
- c) Quel est le pH de la solution A ?

2) On mélange  $V_1=150\text{mL}$  d'acide chlorhydrique de pH égal à 3 et  $V_2=50\text{mL}$  de chlorure de potassium de concentration  $C'=2 \cdot 10^{-2}\text{mol.L}^{-1}$ . On ajoute à cette solution  $V'=50\text{mL}$  d'une solution de nitrate d'argent, de concentration  $C'=0,01\text{mol.L}^{-1}$ . Quelle est la quantité de matière de chlorure d'argent formé ainsi que la concentration de tous les ions restant en solution ? En déduire le pH de la solution finale.

3) L'acide sulfurique  $\text{H}_2\text{SO}_4$  peut être considéré, lorsque sa concentration est élevée, comme un diacide fort. On considère une solution aqueuse de cet acide de concentration  $C=0,1\text{mol.L}^{-1}$ . Déterminer les quantités de matière des différentes espèces en solution ainsi que le pH de la solution finale.

Données :  $M(\text{Ag})=107,9\text{g.mol}^{-1}$  ;  $M(\text{Cl})=35,5\text{g.mol}^{-1}$  ;  $M(\text{K})=39,1\text{g.mol}^{-1}$  ;  $M(\text{O})=16\text{g.mol}^{-1}$  ;  $M(\text{H})=1\text{g.mol}^{-1}$  ;  $M(\text{N})=14\text{g.mol}^{-1}$  ;  $M(\text{S})=32\text{g.mol}^{-1}$  ;  $M(\text{Br})=79,9\text{g.mol}^{-1}$  ;  $M(\text{NO}_3)=62\text{g.mol}^{-1}$  ;  $M(\text{SO}_4)=98\text{g.mol}^{-1}$

4) On mélange 100mL d'une solution d'acide chlorhydrique de pH égal à 3,2 et 100mL d'une solution d'acide nitrique de pH égal à 3,2. Calculer le pH de la solution finale.

5) On mélange 100mL d'une solution d'acide chlorhydrique de pH égal à 3,2 et 100mL d'une solution d'acide bromhydrique de pH égal à 3,2. Calculer le pH de la solution finale.

6) On mélange 100mL d'une solution d'acide chlorhydrique de pH égal à 3,2 et 100mL d'une solution d'acide sulfurique de pH égal à 3,2. Calculer le pH de la solution finale.

7) On mélange 100mL d'une solution d'acide chlorhydrique de pH égal à 3,2 et 100mL d'une solution d'acide sulfurique de pH égal à 3,2. Calculer le pH de la solution finale.

8) On mélange 100mL d'une solution d'acide chlorhydrique de pH égal à 3,2 et 100mL d'une solution d'acide sulfurique de pH égal à 3,2. Calculer le pH de la solution finale.

**Exercice 5 :** On part d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration  $C=10^{-7}\text{mol.L}^{-1}$ . On mesure expérimentalement le pH et on trouve pH=6,8.

- 1) En utilisant le fait que dans une solution, il y a autant d'ions positifs que d'ions négatifs et que l'élément Cl est susceptible de se trouver sous la forme d'ions  $\text{Cl}^-$  uniquement, calculer les concentrations des différentes espèces présentes dans la solution. En déduire la valeur du produit ionique de l'eau. Commenter le résultat.
- 2) Comment expliquer le fait que le pH soit de 6,8 et non de 7 comme le donnerait la formule  $\text{pH}=\text{p}C = -\log C$  ?

**Exercice 6 :** On dispose d'une solution d'éthanolate de sodium, de volume 25mL et de concentration  $6,3 \cdot 10^{-3}\text{mol.L}^{-1}$ . Le pH mesuré est de 11,8.

- 1) L'ion éthanolate est-il une base forte ? Si oui, écrire l'équation de sa réaction avec l'eau pure.
- 2) On prélève 10mL de la solution et on complète avec 90mL d'eau pure. Quel est le pH de la solution finale ?

**Exercice 7 :** 1) On dissout 0,1g d'hydroxyde de sodium dans 200mL d'eau pure. A cette solution, on ajoute 800mL d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration  $C=0,2\text{g.L}^{-1}$ . Quel est le pH de la solution obtenue ? On donne les masses molaires atomiques en  $\text{g.mol}^{-1}$  : H:1 ; O:16 ; Na:23.

- 2) On mélange 180mL d'une solution d'éthanolate de sodium de pH inconnu et 20mL d'une solution d'hydroxyde de sodium de pH égal à 10. Le pH de la solution obtenue est 9,3. Quel est le pH inconnu ?



**Exercice 8 :** 1) On mesure le pH d'une solution d'hydroxyde de calcium  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , de concentration  $C=0,25 \cdot 10^{-3} \text{mol.L}^{-1}$ . On obtient :  $\text{pH}=10,7$ . Sachant que la réaction de dissociation dans l'eau est totale, dire s'il s'agit d'une monobase ou non. Ecrire l'équation de la réaction de dissociation.

2) On dissout 100mg de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  solide dans 800mL d'eau pure. Quel est le pH de la solution ?

3) On prélève 20mL de cette solution et on lui ajoute 20mL d'hydroxyde de potassium à  $2 \cdot 10^{-3} \text{mol.L}^{-1}$ , 20mL d'éthanolate de sodium à  $10^{-3} \text{mol.L}^{-1}$  et 40mL de chlorure de sodium à  $10^{-2} \text{mol.L}^{-1}$ . Calculer les concentrations des différentes espèces en solution. En déduire le pH.

4) Pour obtenir directement 1L de solution de même pH, quelle quantité d'hydroxyde de calcium faut-il dissoudre dans 1L d'eau pure ?

Données :  $M(\text{Ca})=40 \text{g.mol}^{-1}$ .

**Exercice 9 :** On peut lire sur l'étiquette d'une bouteille d'acide chlorhydrique les données suivantes : « masse volumique :  $1190 \text{kg.m}^{-3}$  ; pourcentage en masse d'acide pur : 37% ».

1) On extrait de cette bouteille 3,23mL de solution, qu'on complète à 400mL avec de l'eau pure. Calculer la concentration  $C_A$  de la solution ainsi préparée.

2) Afin de vérifier ce titre, on dose par cet acide 200mL d'éthanolate de sodium de concentration

$C_B=3 \cdot 10^{-3} \text{mol.L}^{-1}$ . Exceptionnellement la solution à titrer est placée dans la burette. Pour chaque volume  $V_A$  d'acide versé, on relève la valeur du pH et on obtient le tableau suivant :

$V_A(\text{mL})$	0	1	2	3	4	4,5	5	5,2	5,4	5,6	5,8	6	6,2
pH	11,5	11,4	11,3	11,2	11	10,9	10,7	10,6	10,5	10,3	10	7	4,0

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

a) Construire la courbe  $\text{pH}=f(V_A)$ .

b) Déterminer le volume d'acide  $V_{A\text{éq}}$  à l'équivalence ainsi que la concentration  $C_A$  de la solution d'acide. Conclure.

3) On remplace l'acide chlorhydrique initial par un même volume d'acide nitrique, de même concentration. La courbe précédente est-elle modifiée ? Justifier la réponse.

4) Parmi les trois indicateurs colorés ci-dessous, quels sont ceux qui pourraient servir à un dosage colorimétrique ? Comment repèrerait-on l'équivalence ?

**This is a watermark for the trial version, register to get the full one!**

Hélianthine (rouge) 3,1-4,4 (jaune)

Bleu de bromothymol (jaune) 6,0-7,6 (bleu)

(orange) 9,1-10,6

Benefits for registered users:

- 1.No watermark on the output documents.
- 2.Can operate scanned PDF files via OCR.
- 3.No page quantity limitations for converted PDF files.

**Remove Watermark Now**

Quel doit être le volume d'acide sulfurique à verser pour doser la solution ?

3) On veut que le volume d'acide sulfurique nécessaire soit de l'ordre de 20mL.

a) Proposer un mode opératoire précis sachant que l'on dispose de pipettes de 5, 10, 20mL et de fioles jaugées de 50, 100, 250, 1000mL. Quelles précautions doit-on prendre ?

b) Calculer les concentrations des espèces en solution lorsqu'on a versé 15mL d'acide sulfurique. En déduire le pH de ce mélange.

**ACIDES FAIBLES-BASES FAIBLES- CONSTANTE D'ACIDITE**

**Exercice1:** 1) Quelle est la base conjuguée de chacun des acides suivants : HS<sup>-</sup> ; H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> ; H<sub>2</sub>O ; HClO ; H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> ; HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup> ; NH<sub>3</sub> ; Al(H<sub>2</sub>O)<sub>6</sub><sup>3+</sup>.

2) Quel est l'acide conjugué de chacune des bases suivantes : OH<sup>-</sup> ; F<sup>-</sup> ; PO<sub>4</sub><sup>3-</sup> ; NH<sub>3</sub> ; NH<sub>2</sub><sup>-</sup> ; HS<sup>-</sup> ; [Zn(OH)(H<sub>2</sub>O)]<sup>+</sup>.

**Exercice2:**

1) Le pH d'une solution de méthanoate de sodium de concentration C<sub>b</sub>=10<sup>-2</sup>mol.L<sup>-1</sup> est égal à 7,9.

a) Montrer que l'ion méthanoate est une base faible.

b) calculer la concentration des espèces chimiques en solution. En déduire la constante d'acidité K<sub>a</sub> du couple HCOOH/HCOO<sup>-</sup> ainsi que son pK<sub>a</sub>.

2) Une solution d'acide éthanoïque de concentration C<sub>a</sub> a un pH=3,9. Calculer la concentration C<sub>a</sub> de cette solution. On donne pK<sub>a</sub>(CH<sub>3</sub>COOH/CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>)=4,8.

**Exercice3:** On mélange V<sub>a</sub>=20mL d'une solution d'acide éthanoïque de concentration C<sub>a</sub>=10<sup>-1</sup>mol.L<sup>-1</sup> avec un volume V<sub>b</sub>=30mL d'une solution d'éthanoate de sodium obtenue en dissolvant m=656mg d'éthanoate de sodium dans un volume V=100mL d'eau pure. Quel est le pH de la solution ainsi préparée. pK<sub>a</sub>(CH<sub>3</sub>COOH/CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>)=4,8.

**Exercice4:** Données : pK<sub>a</sub>(CH<sub>3</sub>COOH/CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>)=4,8 ; pK<sub>a</sub>(NH<sub>4</sub><sup>+</sup>/NH<sub>3</sub>)=9,2.

1) On considère une solution S<sub>1</sub> d'acide éthanoïque de concentration C<sub>a</sub>=10<sup>-2</sup>mol.L<sup>-1</sup>.

a) Montrer que le pH de cette solution peut se mettre sous la forme pH=½ (pK<sub>a</sub>-logC<sub>a</sub>). Calculer sa valeur. On admettra que la solution n'est ni trop diluée ni trop concentrée.

b) Calculer le coefficient d'ionisation α de l'acide éthanoïque dans cette solution.

2) On considère une solution S<sub>2</sub> d'ammoniac de concentration C<sub>b</sub>=10<sup>-2</sup>mol.L<sup>-1</sup>

a) Montrer que le pH de cette solution peut s'écrire pH=7+½ (pK<sub>a</sub> +logC<sub>b</sub>). Calculer sa valeur. On admettra que la solution n'est ni trop diluée ni trop concentrée.

b) calculer le coefficient d'ionisation β de l'ammoniac dans cette solution.

**This is a watermark for the trial version, register to get the full one!**

Benefits for registered users:

- 1.No watermark on the output documents.
- 2.Can operate scanned PDF files via OCR.
- 3.No page quantity limitations for converted PDF files.

**Remove Watermark Now**

	0	10	20	40	60	90
pH	3,37	3,52	3,61	3,72	3,80	3,87
C						
pC=-logC						

a) Compléter le tableau. Tracer la courbe pH=f(-logC) et en déduire l'équation de la courbe obtenue.

b) Mettre cette équation sous la forme pH= ½(constante + pC). En déduire la valeur du pK<sub>a</sub> du couple CH<sub>3</sub>COOH/CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup> et la constante d'acidité K<sub>a</sub>.

**Exercice6:** On considère une solution aqueuse d'acide benzoïque C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>COOH de concentration molaire volumique C<sub>a</sub>=5,0.10<sup>-2</sup>mol.L<sup>-1</sup>. (On posera pC<sub>a</sub>=-logC<sub>a</sub> et C<sub>a</sub>=10<sup>-pC<sub>a</sub></sup>). La constante d'acidité du couple C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>COOH/C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>COO<sup>-</sup> est K<sub>a</sub>=6,31.10<sup>-5</sup>.

1) Donner les valeurs du pK<sub>a</sub> du couple et de pC<sub>a</sub>.

2) En considérant que la quantité de matière d'ions OH<sup>-</sup> présents est négligeable devant celle des ions H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> d'une part et puis d'autre part C<sub>a</sub> très grande devant [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>], montrer que [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>]= (K<sub>a</sub>.C<sub>a</sub>)<sup>½</sup> ; en déduire l'expression du pH de la solution et le calculer.

3) Définir le degré d'ionisation α d'un acide. Le calculer pour l'acide benzoïque dans la solution.

4) On considère, de façon plus générale, un acide de formule HA, de concentration molaire volumique C<sub>a</sub>. La constante d'acidité du couple HA/A<sup>-</sup> est K<sub>a</sub>.

a) En posant x=[H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>], établir l'équation x<sup>2</sup> + K<sub>a</sub> x - K<sub>a</sub>C<sub>a</sub>=0.

b) Dans le cas où la concentration est très inférieure à K<sub>a</sub> {(C<sub>a</sub>/K<sub>a</sub>) « 1}, montrer que [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>]=C<sub>a</sub> et en déduire une expression simple du pH. Que vous suggère ce résultat ?

c) Dans le cas inverse ( (C<sub>a</sub>/K<sub>a</sub>) » 1), montrer que pH= ½ (pK<sub>a</sub> + pC<sub>a</sub>). Conclure.



**Exercice7:** Une solution aqueuse d'acide 2-bromopropanoïque noté  $HA_1$  de concentration molaire  $C=5.10^{-2}mol.L^{-1}$  a un  $pH=2,2$ . Une solution aqueuse d'acide 3-bromopropanoïque noté  $HA_2$  de même concentration molaire que la solution précédente a un  $pH=2,7$ .

- 1) Ecrire les équations-bilan relatives aux actions des deux acides sur l'eau.
- 2) Calculer les concentrations des espèces chimiques présentes dans chaque solution.
- 3) Calculer les coefficients de dissociation  $\alpha_1$  et  $\alpha_2$  des deux acides  $HA_1$  et  $HA_2$  dans les solutions étudiées.  
La comparaison des valeurs de  $\alpha_1$  et  $\alpha_2$  suffit-elle pour classer les acides  $HA_1$  et  $HA_2$  suivant leur force ? Justifier la réponse.
- 4) Calculer  $pK_{A1}$  et  $pK_{A2}$  relatifs aux deux couples.
- 5) On donne le tableau suivant à compléter :

Acide	Acide propanoïque	Acide 2,2-dibromopropanoïque	Acide 2,3-dibromopropanoïque	$HA_1$	$HA_2$
$pK_A$	4,9	1,5	2,2	.....	.....

Classer, par force croissante, les cinq acides. En déduire l'influence sur leur force :

- du nombre d'atomes de brome dans la molécule ;
- de la position des atomes de brome dans la molécule.

**Exercice8:** On donne le tableau suivant :

Indicateur coloré	Teinte acide	Zone de virage	Teinte basique
Hélianthine	rose	3-4,5	jaune
Bleu de bromothymol	jaune	6-7,6	bleu

- 1) Déterminer le  $pK_a$  des couples acide-base formant les indicateurs colorés.
- 2) A partir de quelle concentration l'acide formique fait-il virer l'hélianthine au rose ?  
 $pK(HCOOH/HCOO^-)=3,8$

This is a watermark for the trial version, register to get the full one!

Benefits for registered users:

- 1.No watermark on the output documents.
- 2.Can operate scanned PDF files via OCR.
- 3.No page quantity limitations for converted PDF files.

**Remove Watermark Now**