

## Les ions en solution – Notion de pH :

Exercice N°1 : Le pH d'un produit nettoyant est 9. Le produit est-il neutre, acide ou basique.

Exercice N°2 : a) Quel est le pH de l'eau pure ?

b) Compléter par les nombres qui conviennent : le pH d'une solution aqueuse est un nombre compris entre ..... et .....

Exercice N°3 : On mesure le pH d'une solution aqueuse à l'aide d'un pHmètre et on trouve 6.

a) Que signifie l'abréviation pH ?

b) Quelle est la concentration molaire en ion  $\text{H}_3\text{O}^+$  ?

c) Cette solution est-elle acide ou basique ?

Exercice N°4 : Recopier et compléter les phrases suivantes :

Une solution acide est une solution qui contient plus d'ions ..... que d'ions .....

Une solution qui a une concentration molaire volumique en ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  de  $10^{-3}$  mol/L [ $\text{H}_3\text{O}^+$ ] =  $10^{-3}$  mol/L a un pH = .....

Vers quelle valeur tend le pH de cette solution si on ajoute une quantité importante d'eau ?

Exercice N°5 : a) Quel est le pH d'une solution A contenant  $10^{-4}$  mole d'ions hydronium par litre ?

b) Quel est le pH d'une solution B contenant  $10^{-4}$  mole d'ion hydroxyde par litre ?

c) Représenter l'échelle des pH, y placer les solutions A et B, indiquer leur nature.

Exercice N°6 : Une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium est obtenue en dissolvant 2 g d'hydroxyde de sodium en pastille dans de l'eau de façon à obtenir  $500 \text{ cm}^3$  de solution.

a) Quelle est la concentration molaire de cette solution ?

b) Quel est son pH ?

Exercice N°7 : Le tableau ci-dessous présente le pH de quelques solutions :

a) Le compléter.

Solutions	pH	Nature de la solution A : acide B : basique C : neutre	Solutions	pH	Nature de la solution A : acide B : basique C : neutre
Jus de citron	2,2		Coca-Cola	2,6	
Eau de Javel	11		Eau de mer	8,5	
Eau de pluie	6,2		Jus de raisin	4	
Sang	7,3		Soude	13	
Vinaigre	3		Volvic	7,0	

- b) Que caractérise le pH ?  
 c) Citer les façons différentes de mesurer le pH d'une solution.

Exercice N°8 : Une dose d'eau de Javel concentrée a un pH = 10,3.

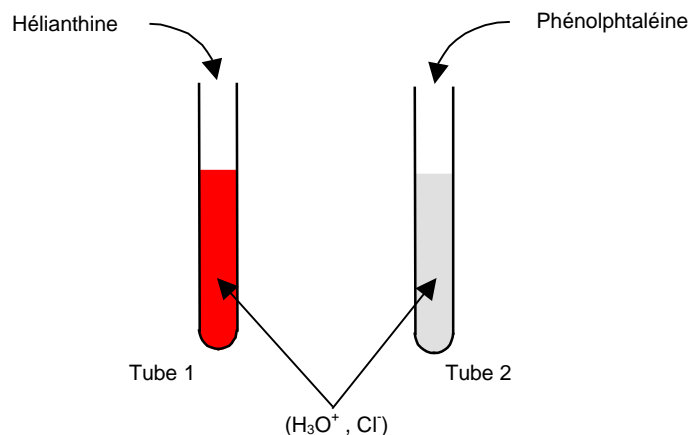
- a) Cette solution est-elle basique, acide ou neutre ?  
 b) On dilue cette dose pour obtenir 1 litre de solution prête à l'emploi. Le pH a-t-il été maintenu, sinon comment a-t-il évolué ?

Exercice N°9 : On veut réaliser 2,5 L de solution de soude NaOH de concentration molaire  $c = 0,1 \text{ mol/L}$ .

- 1) Calculer le nombre de moles  $n$  de NaOH dans la solution.
- 2) Calculer la masse de soude solide nécessaire à la préparation.
- 3) On mesure le pH de la solution à l'aide d'un pH-mètre. On obtient un pH = 13.
  - a) La solution est-elle acide, neutre ou basique ? justifier.
  - b) Quelle est la concentration en ions hydronium  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  de la solution ? (l'ion hydronium est souvent noté  $\text{H}^+$ ).

Données :  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$   $M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$  et  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$ .

Exercice N°10 : Au cours de l'élaboration de pièces métalliques, elles doivent passer dans un bain de  $(\text{H}_3\text{O}^+ , \text{Cl}^-)$ . Pour déterminer la nature de la solution, les expériences suivantes sont réalisées :



Observations : Tube 1 : couleur rouge  
 Tube 2 : incolore

- 1) En utilisant le tableau ci-dessous donnant, les réactions des principaux indicateurs, déterminer si le milieu est acide, neutre ou basique en justifiant votre réponse.

Indicateur	Acide	Neutre	Base
Bleu de Bromothymol	Jaune	Vert	Bleu
Hélianthine	Rouge	Jaune	Jaune
Phénolphtaléine	Incolore	Incolore	rouge

- 2) En déduire si le pH du milieu est supérieur, inférieur ou égal à 7.

Exercice N°11 : Étude d'un produit de nettoyage : l'acide éthanóique.

- 1) L'acide éthanóique (appelé également l'acide acétique) a pour formule  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .  
 Indiquer le nom des éléments qui le constituent.

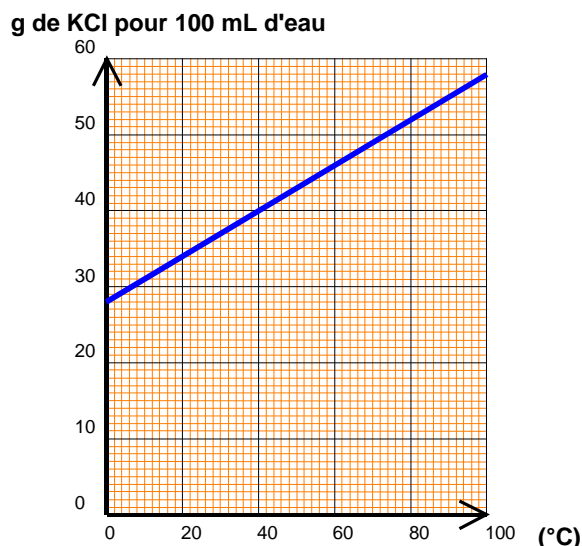
- 2) Calculer la masse molaire moléculaire de l'acide éthanóique.
- 3) La réaction de dissociation dans l'eau de l'acide éthanóique donne des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  et des ions  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ . Écrire l'équation de la réaction. Quel est l'ion responsable des propriétés acides de la solution d'acide éthanóique ?

Exercice N°12 : Observer l'étiquette ci-dessous.

Convient aux enfants dès leur plus jeune âge.		
Composition caractéristique (mg/L)		
$\text{Ca}^{2+}$ : 70	$\text{HCO}_3^-$ : 210	
$\text{Na}^+$ : 2	$\text{NO}_3^-$ : 4	$\text{Mg}^{2+}$ : 2,1
Résidu sec à 180° C : 208		

- 1) Que représentent les nombres accompagnant les formules des ions ?
  - 2) Quel est l'unité des grandeurs précédentes ?
  - 3) Déterminer les concentrations molaires en ions  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Na}^+$  et  $\text{Mg}^{2+}$ .
  - 4) Calculer les masses molaires moléculaires des ions hydrogénocarbonate ( $\text{HCO}_3^-$ ) et nitrate ( $\text{NO}_3^-$ ).
  - 5) Calculer les concentrations molaires des ions hydrogénocarbonate et nitrate.
- Données :  $M(\text{Ca}) = 40 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{Mg}) = 24 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{N}) = 14 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$  et  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$ .

Exercice N°13 : Le graphique ci-dessous indique( en gramme) la masse maximale de chlorure de potassium (KCl) que l'on peut dissoudre dans 100 mL d'eau en fonction de la température en degré Celsius.



- 1) Déterminer par lecture graphique, la masse maximale de chlorure de potassium que l'on peut dissoudre dans 100 mL d'eau à 40 °C.
- 2) Calculer la solubilité du chlorure de potassium à 40 °C.
- 3) Calculer la masse molaire moléculaire du chlorure de potassium.
- 4) Calculer la solubilité en mol/L.
- 5) Pour dissoudre 450 g de chlorure de potassium dans 1 litre d'eau , quelle devra être la température minimale de l'eau ?

Données :  $M(\text{K}) = 39 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$ .

Exercice N°14 : La solubilité du saccharose à  $20 \text{ °C}$  est  $s_1 = 2\,030 \text{ g/L}$ , celle du chlorure de sodium est  $s_2 = 360 \text{ g/L}$ .

Peut-on dissoudre  $1 \text{ kg}$  de chlorure de sodium dans  $3 \text{ L}$  d'eau à  $20 \text{ °C}$  ?

Peut-on dissoudre  $5 \text{ kg}$  de saccharose dans  $3 \text{ L}$  d'eau ?

Exercice N°15 : Les saumures sont des solutions concentrées de chlorure de sodium (sel de cuisine) utilisées depuis plus de  $2\,000$  ans pour conserver des légumes ou des fruits. Nassima prépare une saumure pour conserver des olives. Elle pèse  $100 \text{ g}$  de chlorure de sodium qu'elle introduit dans un récipient puis ajoute de l'eau de manière à obtenir  $1 \text{ L}$  de solution.

- 1) Calculer la masse molaire moléculaire du chlorure de sodium ( $\text{NaCl}$ ).
- 2) Calculer la concentration molaire de la solution.
- 3) En solution dans l'eau, les cristaux de chlorure de sodium se dissocient en ions sodium ( $\text{Na}^+$ ) et en ions chlorure ( $\text{Cl}^-$ ).
  - a) Écrire l'équation de dissolution du chlorure de sodium.
  - b) Quelle est la concentration molaire des ions sodium et des ions chlorure ?

Données :  $M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$ .

Exercice N°16 : Un technicien de laboratoire prépare  $1 \text{ L}$  de solution aqueuse de chlorure de zinc ( $\text{ZnCl}_2$ ) à  $0,2 \text{ mol/L}$ .

- 1) Lors de la dissolution, les cristaux de chlorure de zinc se dissocient en ions zinc ( $\text{Zn}^{2+}$ ) et en ions chlorure ( $\text{Cl}^-$ ). Écrire l'équation de dissociation du chlorure de zinc.
- 2) Indiquer la concentration molaire en ions zinc et en ions chlorure de la solution.
- 3) Calculer la concentration massique en ions zinc et en ions chlorure.
- 4) Calculer la masse molaire moléculaire du chlorure de zinc.
- 5) Calculer la masse de chlorure de zinc pesé par le technicien de laboratoire.

Données :  $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$     $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g/mol}$ .

Exercice N°17 : Consulter le tableau ci-dessous donnant le nom et la formule de quelques ions et indiquer les noms des composés suivants :

- a)  $\text{CuSO}_4$    b)  $\text{FeCl}_2$    c)  $\text{AgNO}_3$    d)  $\text{CaCO}_3$    e)  $\text{Zn}(\text{OH})_2$    f)  $\text{NH}_4\text{NO}_3$   
g)  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$

Anions		Cations	
Ion argent : $\text{Ag}^+$	Ion cuivreux : $\text{Cu}^{2+}$	Ion chlorure : $\text{Cl}^-$	Ion hydroxyde : $\text{OH}^-$
Ion ferreux : $\text{Fe}^{2+}$	Ion sodium : $\text{Na}^+$	Ion nitrate : $\text{NO}_3^-$	Ion sulfate : $\text{SO}_4^{2-}$
Ion calcium : $\text{Ca}^{2+}$	Ion ammonium : $\text{NH}_4^+$	Ion carbonate : $\text{CO}_3^{2-}$	Ion oxalate : $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$

Exercice N°18 : Sandra est technicienne de laboratoire, trois solutions aqueuses étiquetées A, B et C lui sont confiées pour qu'elle identifie les ions présents dans cette solution.

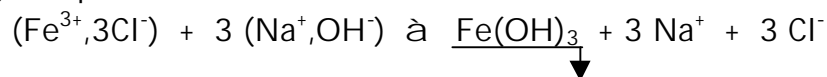
Pour analyser chaque solution, elle verse un peu de la solution dans 4 tubes à essais et ajoute quelques gouttes de réactifs, puis elle regroupe les résultats dans le tableau suivant:

Le réactif	Solution A	Solution B	Solution C
(Na <sup>+</sup> ,OH <sup>-</sup> )	Blanc	Bleu	Vert
(Ag <sup>+</sup> ,NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> )	Rien	Blanc	Rien
(Ba <sup>2+</sup> ,2Cl <sup>-</sup> )	Rien	Rien	Blanc
(Ca <sup>2+</sup> ,2OH <sup>-</sup> )	blanc	Rien	Rien

1) En vous aidant du tableau ci-dessous, donner le nom et la formule du soluté présent dans chaque solution.

Le réactif	En présence d'ions	Forme un précipité de couleur
Hydroxyde de sodium (Na <sup>+</sup> ,OH <sup>-</sup> )	Fer II (Fe <sup>2+</sup> )	Verte
	Cuivre II (Cu <sup>2+</sup> )	Bleue
	Zinc (Zn <sup>2+</sup> )	Blanche
Nitrate d'argent (Ag <sup>+</sup> ,NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> )	Chlorure (Cl <sup>-</sup> )	Blanche
Chlorure de baryum (Ba <sup>2+</sup> ,2Cl <sup>-</sup> )	Sulfate (SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> )	Blanche
Hydroxyde de calcium (Ca <sup>2+</sup> ,2OH <sup>-</sup> )	Carbonate (CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> )	Blanche

2) Lorsque l'on ajoute quelques gouttes d'hydroxyde de sodium (Na<sup>+</sup>,OH<sup>-</sup>) dans une solution de chlorure de fer III (Fe<sup>3+</sup>,3Cl<sup>-</sup>), on obtient un précipité d'hydroxyde de fer III (Fe(OH)<sub>3</sub>). L'équation bilan de la réaction s'écrit :



Sur le même modèle, écrire les équations bilans des tests réalisés par Sandra.

Exercice N°19 : Classer les composés suivants du plus acide au moins acide.

Jus de citron pH = 2,3	Eau de pluie 5,5 < pH < 6,45	Eau de mer pH = 8,5
Eau de Javel pH = 11	Sang 7,38 < pH < 7,45	Jus de raisin pH = 4
Boisson au colas pH = 2,6	Vinaigre pH = 2,8	Vin blanc 2,8 < pH < 3,6

Exercice N°20 : Sur une étagère du laboratoire d'analyse, trois flacons A, B et C contenant chacun une solution d'acide chlorhydrique portent les étiquettes suivantes :

**Flacon A**  
[H<sup>+</sup>] = 10<sup>-1</sup> mol/L

**Flacon B**  
[H<sup>+</sup>] = 10<sup>-2</sup> mol/L

**Flacon C**  
[H<sup>+</sup>] = 10<sup>-3</sup> mol/L

Calculer le pH de chaque solution d'acide chlorhydrique.

Exercice N°21 : L'organisme humain produit de l'acide chlorhydrique qui est le constituant principal du suc gastrique. Le pH du suc gastrique est voisin de 1. Calculer la concentration en ions  $H^+$  d'une solution d'acide chlorhydrique de  $pH = 1$ .

Exercice N°22 : Au laboratoire, les règles de sécurité imposent de porter des lunettes de protection, des gants et une blouse dès que la concentration d'une solution aqueuse d'acide sulfurique dépasse  $0,05 \text{ mol/L}$ .

- 1) Écrire l'équation de dissociation de l'acide sulfurique ( $H_2SO_4$ ).
- 2) Indiquer la concentration  $[SO_4^{2-}]$  dans ce cas là.
- 3) Calculer la concentration  $[H^+]$  dans ce cas là.
- 4) Calculer alors le pH de la solution.

Exercice N°23 : On prépare une solution d'hydroxyde de sodium ( $NaOH$ ) dont la concentration massique est  $C_m = 8 \text{ g/L}$ .

- 1) Calculer la masse molaire moléculaire de l'hydroxyde de sodium.
- 2) Calculer la concentration molaire de la solution obtenue.
- 3) Écrire l'équation de dissolution de l'hydroxyde de sodium.
- 4) Indiquer la concentration  $[OH^-]$ .
- 5) Calculer  $[H^+]$ .
- 6) Calculer le pH de cette solution.

Données :  $M(Na) = 23 \text{ g/mol}$  ;  $M(O) = 16 \text{ g/mol}$  ;  $M(H) = 1 \text{ g/mol}$ .

Exercice N°24 : Toutes les eaux naturelles contiennent des ions. Dans certaines conditions, les ions calcium ( $Ca^{2+}$ ) et magnésium ( $Mg^{2+}$ ) se transforment en carbonates insolubles.

La « dureté de l'eau » est l'indicateur de la teneur en ions  $Ca^{2+}$  et  $Mg^{2+}$ , elle s'exprime en degré hydrotimétrique français ( $^{\circ}TH$ ) et est proportionnelle en ions  $Ca^{2+}$  et  $Mg^{2+}$ .

Une eau dure ( $> 30 \text{ }^{\circ}TH$ ) provoque un certain nombre de désagréments :

- entartrage des résistances de chauffage des lave-linge, des chaudières et des tuyaux d'eau chaude.
- diminution de l'efficacité des détergents, qui moussent moins.

Une eau douce ( $< 18 \text{ }^{\circ}TH$ ) est corrosive. Elle rouille les parois des canalisations, augmente sa teneur en cuivre, étain ou plomb et présente un danger pour la santé.

Il faut parfois adoucir une eau excessivement dure. L'utilisation de résines échangeuses d'ions permet de remplacer les ions  $Ca^{2+}$  et  $Mg^{2+}$ , calcium et magnésium par des ions sodium  $Na^+$ .

Compléter les phrases suivantes :

- a) Les ions responsables de la dureté d'une eau sont les ions..... et .....
- b) Le ..... permet de caractériser la dureté d'une eau.
- c) Une eau est dure si son degré hydrotimétrique est .....
- d) L'adoucissement d'une eau excessivement dure consiste à utiliser ..... pour remplacer ..... par .....

Exercice N°25 : Un degré hydrotimétrique français correspond à la dureté d'une solution de concentration massique en carbonate de calcium ( $\text{Ca}^{2+}, \text{CO}_3^{2-}$ ) de 10 mg/L.

- 1) Calculer la masse molaire moléculaire du carbonate de calcium.
- 2) Calculer la concentration molaire en carbonate de calcium d'une solution de dureté 1 °TH.
- 3) Calculer la concentration molaire moléculaire en ions  $\text{Ca}^{2+}$  d'une solution dont la dureté est 20 °TH.