

Le pH des solutions aqueuses : p19

Exercice 11: Concentration en ions H_3O^+ .

On a mesuré le pH de quatre solutions aqueuses.

	S ₁	S ₂	S ₃	S ₄
pH	4,6	9.4	12	2,3
$[\text{H}_3\text{O}^+]$ en mol.L ⁻¹				

1. Donner la relation entre $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et le pH d'une solution aqueuse.
2. Indiquer quelles sont les solutions basiques.
3. Compléter le tableau en calculant la concentration en ions H_3O^+ de chaque solution.

Exercice 12 : SCIENCE IN ENGLISH

pH of an ammonia solution

The pH of an ammonia solution is measured: $\text{pH} = 12.3$.

1. Indicate whether the solution is acidic, basic or neutral.
2. Write the experimental protocol.
3. Calculate the concentration of H_3O^+ in the solution.

Exercice 13 : Solution d'acide chlorhydrique.



Une solution d'acide chlorhydrique de $\text{pH} = 2,0$ est diluée jusqu'à ce que son $\text{pH} = 3,0$.

1. Indiquer comment évolue le pH de cette solution lors de sa dilution.
2. Calculer la concentration en ions H_3O^+ de la solution d'acide chlorhydrique avant et après dilution.
3. En déduire combien de fois la solution a été diluée et la valeur du facteur de dilution

<u>Couple acide-base</u>	<u>Acide</u>	<u>Base</u>
ion hydronium / eau	H_3O^+	
eau / ion hydroxyde	H_2O	
acide éthanedioïque (acide oxalique) / ion hydrogénoxalate		HC_2O_4^-
ion hydrogénoxalate / ion éthanedioate		$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
acide phosphorique / ion dihydrogénophosphate	H_3PO_4	
ion dihydrogénophosphate / ion hydrogénophosphate		HPO_4^{2-}
ion hydrogénophosphate / ion phosphate (ou orthophosphate)	HPO_4^{2-}	
ion hydrogénocarbonate / ion carbonate		CO_3^{2-}
acide sulfurique / ion hydrogénosulfate		HSO_4^-
ion hydrogénosulfate / ion sulfate	HSO_4^-	
ion hydrogénosulfite / ion sulfite		SO_3^{2-}
ion hydroxylammonium / hydroxylamine	NH_3OH^+	
ion diméthylammonium / diméthylamine	$(\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+$	
ion méthylammonium / méthylamine		CH_3NH_2
phénol / ion phénolate	$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$	
ion ammonium / ammoniac		NH_3
acide borique / ion borate	H_3BO_3	
acide hypochloreux / ion hypochlorite		ClO^-
acide propanoïque / ion propanoate		$\text{C}_2\text{H}_5\text{COO}^-$
acide ascorbique / ion ascorbate	$\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$	
acide méthanoïque (ac. formique) / ion méthanoate (ion formiate)		HCOO^-
acide acétylsalicylique / ion acétylsalicylate	$\text{C}_8\text{O}_2\text{H}_7\text{COOH}$	
acide nitrique (acide azotique)/ ion nitrate	HNO_3	
acide nitreux / ion nitrite		NO_2^-
fluorure d'hydrogène (acide fluorhydrique anhydre) / ion fluorure	HF	
acide acétique / ion acétate	CH_3COOH	
acide éthanoïque (acétique) / ion éthanoate (ion acétate)		CH_3COO^-

Les acides et les bases : p 31

Acide méthanoïque.

Une solution aqueuse d'acide méthanoïque HCOOH a un pH égal à 1,4.

1. Écrire la formule de la base conjuguée de l'acide méthanoïque.
2. Écrire le couple acide/base correspondant.
3. Calculer la concentration molaire effective en ions hydroxyde dans la solution.
4. Si cette solution présente un danger lié aux propriétés acido-basiques, quelle en est l'entité responsable ?
5. Quelles précautions faut-il prendre pour manipuler cette solution ?

Ammoniac : Une solution aqueuse d'ammoniac NH₃ a un pH égal à 11,6.

1. Écrire la formule de l'acide conjugué de l'ammoniac.
2. Écrire le couple acide/base correspondant.
3. Calculer la concentration molaire effective en ions hydroxyde dans la solution.
4. Si cette solution présente un danger lié aux propriétés acido-basiques, quelle en est l'entité responsable ?
5. Quelles précautions faut-il prendre pour manipuler cette solution ?

Exercice 1 : Acide et base : compléter.

1. Un acide est une espèce chimique capable deun proton H⁺.
2. Une base est une espèce chimique capable de un proton
3. On écrit : HA = A⁻ + ; B + = BH⁺ ; A⁻ + = HA.

Exercice 2 : Acides : compléter.

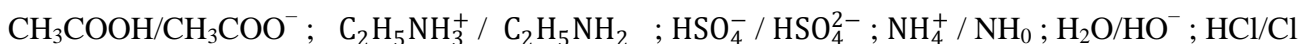
1. Lorsqu'un acide HA cède un proton il se transforme en
2. Lorsque l'acide HCl cède un proton il se transforme en
3. Lorsque l'acide HNO₃ cède un proton il se transforme en.....

Exercice 3 : Bases : compléter.

1. Lorsqu'une base B capte un proton elle se transforme en ou lorsqu'une base A⁻ capte un proton elle se transforme en.....
2. Lorsque la base NH₃ capte un proton elle se transforme en
3. Lorsque la base CH₃COO⁻ capte un proton elle se transforme en.....

Exercice 4 : Demi-équations.

Écrire la demi-équation d'échange protonique associée à chacun des couples suivants :



Exercice 5 : Équations d'une réaction acido-basique.

1. Écrire l'équation de la réaction entre l'acide HCl et l'eau H₂O.
2. Écrire l'équation de la réaction entre l'acide HCl et la base NH₃.
3. Écrire l'équation de la réaction entre l'acide HCl et la base CH₃COO⁻.

Exercice 6 : Acide/Base.

Compléter le tableau acide/base suivant.

HA	HCl	HNO ₃				HCN	
A ⁻			NH ₃	CH ₃ COO ⁻	H ₂ O		HSO ₄ ⁻

Exercice 7 : Couples acide/base.

/Cl⁻ ; NH₄⁺ / ; CH₃CH₂CH₂OH/ ; CH₃CH₂COOH/ ; /HCOO⁻
/O²⁻ ; /F⁻ ; HBr/ ; /HS⁻ ;

Exercice 8 : Équations de réaction.

On introduit dans l'eau les espèces suivantes : les acides HBr ; CH₃COOH et les bases NH₃ ; NH₂⁻.
Écrire pour chaque espèce l'équation de la réaction d'échange protonique **avec l'eau**.

Exercice 9 : Acide sulfurique.

L'acide sulfurique H₂SO₄ est un diacide, c'est-à-dire qu'il peut céder successivement 2 protons

1. Donner la base conjuguée de cet acide. Écrire le couple acide/base correspondant.

La base conjuguée se comporte ensuite comme un acide libérant un nouveau proton.

2. Donner la base conjuguée de cet acide. Écrire le couple acide/base correspondant.

■ Danger des acides et des bases.

Exercice 10 : SCIENCE IN ENGLISH.

Household cleaning products and safety.

1. Why can common household cleaning products be dangerous ?
2. Is bleach acidic or basic ?
3. What should you do if a baby or young child just swallowed a few drops of bleach ?

■ Autoprotolyse et produit ionique de l'eau.

Exercice 13 : Acide nitrique.

À 25 °C, une solution aqueuse S d'acide nitrique HNO₃ a un pH de 2,7.

1. Justifier le mot acide dans le nom acide nitrique.
2. Calculer la concentration molaire effective des ions oxonium dans la solution S.
3. Calculer la concentration molaire effective en ions hydroxyde dans la solution S.

Exercice 14 : Soude.

1. Quel soluté faut-il apporter pour préparer une solution de soude ?
2. Donner la formule de ce soluté. De quels ions est-il constitué ?
3. Quel ion (a) a des propriétés acido-basique ? Quel ion (b) est spectateur ?
4. Identifier le caractère acide ou basique de l'ion (a). La solution de soude a un pH de 11,5
5. Les ions oxonium présents dans la solution présentent-ils un danger ?

■ Neutralisation.

Exercice 15 : Neutralisation d'un acide.

Soucieux de préserver l'environnement, on désire neutraliser des déchets chimiques acides contenus dans un bidon de 20 litres.

En quoi l'acidité constitue-t-elle un problème pour l'environnement ?

La solution contenue dans le bidon a un pH égal à 3.

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

1. Calculer la concentration molaire en ions oxonium $[\text{H}_3\text{O}^+]$ dans le bidon.
2. Calculer la quantité d'ions oxonium $n(\text{H}_3\text{O}^+)$ dans le bidon.
3. Calculer la quantité d'ions hydroxyde qu'il faut introduire pour neutraliser l'acidité.
4. Calculer la masse de pastilles d'hydroxyde de sodium m_{NaOH} qu'il faut introduire dans le bidon pour neutraliser l'acidité.

Exercice 1 : « pH et concentration en ions ».

Complétez le tableau, sans justifier vos résultats.

pH à 25°C	11,7	3,3
[H ₃ O ⁺] en mol/L	...	1,0.10 ⁻⁷ mol/L
[HO ⁻] en mol/L	5,0.10 ⁻⁸ mol/L	...
Nature de la solution à la température de 25°C

Exercice 2 : « Concentration en soluté et pH ».

On prépare une solution aqueuse acide avec 0,63 g d'acide nitrique (HNO₃) dissous dans 1000 mL d'eau. L'équation de dissolution de l'acide nitrique étant : $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$

- Déterminez la quantité de matière de l'acide nitrique.
- Déterminez la concentration molaire de l'acide nitrique dans cette solution.
- En déduire la concentration en ion Oxonium de cette solution.
- Déterminez alors le pH de cette solution préparée.
- Il y a-t-il des ions Hydroxyde dans la solution préparée ? Si oui ; quelle est leur concentration ?

Données : M(H) = 1,0g/mol ; M(O) = 16,0g/mol ; M(N) = 14g/mol

Exercice 3 : Le pH des solutions.

L'eau de chaux a un pH de 12,4. Le jus de citron a un pH de 2.

- Déterminer la concentration en ion oxonium H₃O⁺ de chacune de ces eaux.
- Expliquer quel liquide contient le plus d'ion oxonium.
- Pour chacune des ces eaux expliquer si elles sont acides, basiques ou neutres.
- Déterminer la concentration en ion hydroxyde HO⁻ de l'eau de chaux.
- Dans l'eau de chaux, expliquer quels sont les ions majoritaires: les ions oxonium H₃O⁺ ou les ions hydroxyde HO⁻ ?

Exercice 4 : Le pH des solutions.

Pour déboucher les lavabos on utilise du Destop. Pour obtenir un flacon de 500 mL on a dissout 0,25g d'hydroxyde de sodium. L'hydroxyde de sodium s'appelle aussi « soude ».

Les masses molaires sont : M_{Na} = 23 g/mol M_O = 16g/mol M_H = 1g/mol.

Calculons la concentration molaire:

- Déterminer la masse molaire de l'hydroxyde de sodium.
- Déterminer la quantité de matière d'hydroxyde de sodium.
- Calculer la concentration molaire de la solution.

Le pH de la solution est de 12,1.

- Calculer la concentration en ion oxonium H₃O⁺.
- Calculer la concentration en ion hydroxyde HO⁻.