

TS1 EEC Exercices solutions acides et basiques

I. Compléter le tableau :

solution	$[H_3O^+]$ (mol/L)	$[HO^-]$ (mol/L)	pH à 25°C	acide/neutre/ basique/
S ₁	10^{-5}			
S ₂		$4,0 \cdot 10^{-9}$		
S ₃			9,5	
S ₄				Neutre

II. Le pH d'une solution aqueuse est égal à 4,7.

1. Cette solution est-elle acide ou basique ?
2. Quelle est la concentration en ions H_3O^+ dans cette solution ?
3. Quelle est la concentration en ions HO^- dans cette solution ?

III. Quelle est la concentration en ions HO^- d'une solution aqueuse de pH 11 ? De pH 3 ?

IV. Couples acide-base

Parmi les espèces suivantes :



1. Grouper celles qui appartiennent à un même couple acido-basique. Préciser comment on reconnaît que deux espèces appartiennent au même couple acido-basique
2. Indiquer pour chaque couple ainsi constitué quel est l'acide et quelle est la base.

3. Prévoir si une réaction acide-base est envisageable, et si oui écrire son équation, dans les cas suivants :

- a. H_2S et HO^-
- b. H_2S et NH_4^+
- c. NH_4^+ et HO^-
- d. ClO^- et HO^-
- e. HCO_3^- et NH_3

4. Pour chacune des bases appartenant à la liste initiale, hormis H_2O , écrire l'équation de sa réaction avec l'eau.
5. Pour chacun des acides appartenant à cette liste, hormis H_2O , écrire l'équation de sa réaction avec l'eau.
6. Pourquoi dit-on que l'eau est un amphotère?

V. On réalise 5 solutions de même concentration $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ en dissolvant dans l'eau :

Solution 1 : de l'acide chlorhydrique HCl (acide fort) dans l'eau

Solution 2 : de la potasse KOH (base forte)

Solution 3 : du chlorure de sodium $NaCl$ (pas de propriétés acido-basiques notables)

Solution 4 : de l'hydrogencarbonate de sodium (base faible) $NaHCO_3$

Solution 5 : de l'acide acétique (acide faible) CH_3CO_2H

Classer les solutions en fonction de leur pH en indiquant, lorsque cela est possible, la valeur de celui-ci.

VI.

1. L'acide nitrique HNO_3 est un acide fort dans l'eau.

- a. Ecrire l'équation de la réaction entre l'eau et l'acide nitrique
- b. Une solution S₁ d'acide nitrique a une concentration $C_1 = 2,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Quel est son pH ?
- c. Quelle est la quantité de matière d'ions H_3O^+ dans $V_1 = 80 \text{ mL}$ de solution S1 ?

TS1 EEC Exercices solutions acides et basiques

- La soude NaOH se dissout dans l'eau en libérant les ions Na^+ et HO^- .
Une solution S_2 de soude a une concentration $C_2=3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Quel est son pH ?
- En mélangeant un volume V_2 de cette solution de soude S_2 avec un volume $V_1=80\text{mL}$ de solution S_1 d'acide nitrique, on obtient une solution de pH égal à 7.
 - Quelle est la réaction qui se produit lors du mélange ?
 - Quelle est la quantité de matière d'ions HO^- contenus dans le volume V_2 de solution de soude ?
 - En déduire la valeur du volume V_2 .

VII. Le tartre est un dépôt solide qui se forme lorsque de l'eau chargée en sels minéraux est chauffée. Il se dépose ainsi sur les parois des chaudières, ballons d'eau chaude, bouilloires

Il est essentiellement constitué de carbonate de calcium CaCO_3 , qui peut réagir avec les ions H_3O^+ selon l'équation



Cette réaction est couramment utilisée pour le détartrage.

- Quelle quantité de matière d'ions H_3O^+ doit-on utiliser pour dissoudre 10 g de tartre ?
- Si ces ions sont apportés par une solution de pH 1, quel volume de solution doit on utiliser ?
- Quelle est alors la quantité de matière de dioxyde de carbone CO_2 produite ?
- Quel volume de CO_2 cela représente-t-il ? (volume molaire gazeux 24 L.mol^{-1})
- Quelle précaution doit-on prendre avant de procéder à un détartrage à l'acide ?

VIII. L'acide tosylique TsOH et un acide fort dans l'eau. Sa masse molaire est $M(\text{TsOH}) = 172 \text{ g.mol}^{-1}$

- Ecrire l'équation de la réaction qui se produit entre TsOH et l'eau.
- On réalise une solution d'acide tosylique en dissolvant $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de TsOH dans $0,500\text{L}$ d'eau.
 - Calculer la concentration de cette solution.
 - Calculer son pH.
 - Calculer la masse d'acide tosylique utilisée pour préparer cette solution.

IX. La potasse KOH est une base forte de masse molaire 56 g.mol^{-1} . On veut obtenir $2,5\text{L}$ de solution de pH 12,5 à l'aide de potasse.

- Calculer la concentration en ions HO^- dans la solution à réaliser.
- En déduire la quantité de matière de potasse à utiliser pour obtenir $2,5\text{L}$ de cette solution, et la masse de potasse correspondante.

X. Une solution aqueuse de pH 8,4 contient les espèces suivante :

Ions sodium Na^+ : concentration $8,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

Ions lactate Lac^- : concentration $8,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

Acide lactique LacH : concentration $2,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$

- Parmi ces espèces, lesquelles sont des acides, et lesquelles sont des bases ? Préciser pour chacune de ces espèces le couple acide-base auquel elle appartient.
- L'acide lactique est-il un acide fort ou faible ? L'ion lactate est-il une base forte ou faible ?
- Cette solution a-t-elle été obtenue en dissolvant dans l'eau de l'acide lactique, ou bien du lactate ?

XI. Une solution S_1 d'acide fort a un pH de 2,5. Une solution S_2 de base forte a un pH de 11,3.

- Quelle est l'espèce acide A effectivement contenue dans une solution d'acide fort ? Calculer sa concentration dans la solution S_1 .
- Quelle est l'espèce basique B effectivement présente dans une solution de base forte ? Calculer sa concentration dans la solution S_2 .
- Quelle est l'équation de la réaction acido-basique pouvant se produire entre l'acide A et la base B ?
- On dispose de 500mL de solution S_1 . On veut ajouter de la solution S_2 jusqu'à obtenir un mélange de pH=7. Quel volume de solution S_2 faut-il ajouter ?

XII.(BTS 2011)

Pour éliminer le carbonate de calcium CaCO_3 restant sur le revêtement dallé d'une terrasse, on fait agir de l'acide chlorhydrique (H_3O^+ , Cl^-).

1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre les ions oxonium H_3O^+ et le carbonate de calcium, sachant qu'il se forme des ions calcium Ca^{2+} , du dioxyde de carbone CO_2 et de l'eau H_2O .
2. On utilise 10L d'une solution commerciale concentrée d'acide chlorhydrique obtenue par dissolution de 10 moles de chlorure d'hydrogène par litre d'eau. On dilue, en ajoutant de l'eau, pour obtenir 50L de solution.
 - a. Calculer la concentration molaire de la solution ainsi obtenue.
 - b. Quelle est la quantité de matière d'ions H_3O^+ présents?
3. On verse la totalité de la solution diluée sur la terrasse. 10% seulement des ions H_3O^+ contenus dans la solution réagissent sur le dépôt de carbonate de calcium. Déterminer la masse de carbonate de calcium éliminé.

XIII.(BTS 2007)

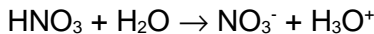
Une cuve de récupération des eaux de ruissellement est un cylindre de diamètre 1,40m et de hauteur 2,10m, rempli à 80%. L'eau recueillie contient en plus ou moins grande quantité des sulfates, du sodium, du calcium, de l'ammonium et même des nitrates, en fonction des sols traversés.

1. Nommer chacun des ions suivants : ion Ca^{2+} ion NO_3^-
2. L'eau de la cuve a un pH de 4,6. Cette eau est-elle acide ou basique ? Justifier.
3. Calculer sa concentration molaire en ions oxonium H_3O^+
4. Pour neutraliser l'eau de la cuve, on lui ajoute un volume V de solution d'hydroxyde de sodium (soude) de concentration $C=1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$
 - a. Quelle doit-être la valeur du pH après neutralisation ?
 - b. Ecrire l'équation de la réaction de neutralisation.
 - c. Calculer le volume de solution de soude à prévoir.

Corrigés

Exercice VI

1a. HNO_3 est un **acide**, donc libère H^+ par réaction avec l'eau, en donnant des ions H_3O^+ .



1b. HNO_3 étant un **acide fort**, la concentration en H_3O^+ est égale à la concentration apportée C_1 de l'acide : $[\text{H}_3\text{O}^+] = C_1 = 2,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. On a donc $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log C_1 = 2,6$

1c. $n(\text{H}_3\text{O}^+) = C_1 \cdot V_1 = 2,8 \cdot 10^{-3} \times 0,080 = 2,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

2. La soude est une **base forte** : $[\text{HO}^-] = C_2$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{HO}^-]} = \frac{K_e}{C_2} = \frac{10^{-14}}{3,2 \cdot 10^{-3}} = 3,1 \cdot 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 11,5$$

On peut aussi appliquer directement la formule des bases fortes : $\text{pH} = 14 + \log C_2$

3a. La solution S_1 contient des ions H_3O^+ et la solution S_2 des ions HO^- : le mélange donne lieu à la réaction de **neutralisation** $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

3b. Si le pH final est de 7, cela veut dire que les quantités de matière des ions H_3O^+ dans S_1 et HO^- dans S_2 étaient égales.

On en déduit donc, à l'aide du résultat de la question 1c, qu'il y avait $2,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ d'ions HO^- dans le volume V_2 de solution S_2 .

$$3.c \quad V_2 = \frac{n}{C_2} = \frac{2,2 \cdot 10^{-4}}{3,2 \cdot 10^{-3}} = 7,0 \cdot 10^{-2} \text{ L} = 70 \text{ mL}$$

(Comme la solution de soude est un peu plus concentrée que la solution d'acide, il faut utiliser un volume de solution de soude un peu plus petit que celui de la solution d'acide).

Exercice VII

1.

	$\text{CaCO}_3(\text{s})$	+	$2 \text{H}_3\text{O}^+$	\rightarrow	$\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$	+	$\text{CO}_2(\text{g})$	+	$3 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
proportions	1		2		1		1		3
quantités (mol)	0,10		0,20		0,10		0,10		0,30

L'équation de la réaction montre qu'il faut utiliser une quantité de matière d'ions H_3O^+ double de celle de tartre.

La quantité de matière de tartre peut être calculé par $n(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3)}$

$$M(\text{CaCO}_3) = M(\text{Ca}) + M(\text{C}) + 3M(\text{O}) = 40,1 + 12,0 + 3 \times 16,0 = 100,1 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$n(\text{CaCO}_3) = 0,10 \text{ mol}$$

Donc il faut utiliser $n(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,20 \text{ mol}$.

2. Dans une solution de pH 1 la concentration en ions H_3O^+ est $C = 10^{-\text{pH}} = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$

$$V = \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)}{C} = \frac{0,20}{0,10} = 2,0 \text{ L}$$

(en pratique on aura cependant intérêt à utiliser un volume plus important afin d'avoir un excès d'ions H_3O^+ , pour que le détartrage se fasse assez rapidement)

3. La quantité de matière de dioxyde de carbone produite est, d'après l'équation, égale à celle de tartre dissous, donc 0,10 mol.

4. Le dioxyde de carbone est un gaz : $V = n \cdot V_m = 0,10 \times 24 = 2,4 \text{ L}$

5. On doit s'assurer, avant de détartrer à l'acide, que le dioxyde de carbone gazeux produit pourra être évacué facilement, de manière à ne pas créer de surpression (un appareil de grande dimension bien entarté peut contenir beaucoup plus de 10g de tartre et donc le volume de CO_2 produit peut être très important).

