

<p>6 SA Contrôle formatif. La correction vous parviendra dans quelques jours. Bon travail ! Mme Hogenboom</p>	<p>Les réactions acidobasiques Correctif</p>	<p>Savoir : /10 Savoir-faire : /40 Compétence : /10 Total : /60</p>
---	--	---

1) Corriger si nécessaire les affirmations suivantes. /10

- Il y a des ions H^+ libres dans une solution aqueuse.
- **Non, les ions H^+ se fixent sur la molécule H_2O pour former l'ion hydronium H_3O^+**
- L'ion hydrogencarbonate est une base faible.
- **Non. C'est un ampholyte car on le retrouve dans deux couples A/B**
- L'ion hydroxyde est l'acide le plus fort qu'il est possible de retrouver dans une solution aqueuse.
- **Non. C'est la base la plus forte.**
- Dans une solution aqueuse, on peut négliger la concentration en eau.
- **La concentration en eau est 55,5 mol/L, elle est intégrée dans le K_c qui devient K_a .**
- Dans une solution aqueuse d'acide faible, la concentration en acide faible est minoritaire par rapport à l'ion hydronium.
- **Non. Car un acide faible se dissocie peu en solution aqueuse. Réaction avec l'eau incomplète.**

2) Calculer le pH des solutions suivantes : /12

➤ 8 g de chlorure de potassium dans 200 mL d'eau pure.

K^+ : ion neutre

Cl^- : base nulle car conjuguée à un AF

C'est l'eau qui fixe le pH, donc $pH = 7$

➤ 150 mL d'acide acétique 0,01 mol/L

Acide faible $pK_a = 4,75$

$pH = \frac{1}{2} pK_a - \frac{1}{2} \log C_a$

$pH = \frac{1}{2} \cdot 4,75 - \frac{1}{2} \log 0,01$

$$\text{pH} = 3,375$$

➤ 2 L d'acide chlorhydrique 0,01 mol/L

Acide fort

$$\text{pH} = -\log C_a$$

$$\text{pH} = -\log 0,01$$

$$\text{pH} = 2$$

➤ 100 mL d'hydroxyde de sodium 0,01 mol/L

Base forte

$$\text{pH} = 14 + \log C_b$$

$$\text{pH} = 14 + \log 0,01$$

$$\text{pH} = 12$$

3) On réalise le mélange de deux solutions : HNO_3 et NaF /8

1. Identifier toutes les espèces chimiques présentes dans chaque solution initiale.



2. Rechercher les ions acteurs susceptibles de réagir lors du mélange.

Ions acteurs : H_3O^+ et F^-

Na^+ : ion neutre

NO_3^- : base nulle car conjuguée à un AF

3. Vérifier à l'aide des tables du K_a si le transfert d'un proton est possible.

Couples : $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ $K_a : 55,5$

HF/F^- $K_a : 6,3 \cdot 10^{-4}$

La règle du gamma ok pour la réaction entre H_3O^+ et F^-

4. Si oui, écrire l'équation ionique correspondant.



4) On ajoute 10 mL d'eau pure à chaque solution ci-dessous. Comment variera le pH ? Effectue les calculs nécessaires pour justifier les réponses. /20

➤ Solution A : 10 mL de nitrate d'hydrogène 0,1 mol/L

Solution HNO_3 : AF

pH initial : $\text{pH} = -\log 0,1 = 1$

Après ajout de 10 mL : dilution de 2

C finale acide : 0,05 M

pH final : $\text{pH} = -\log 0,05 = 1,3$

Variation de $\text{pH} = 0,3$ Le pH augmente

➤ Solution B : 10 mL de nitrite d'hydrogène 0,1 mol/L

Solution HNO_2 : af $\text{pKa} = 3,3$

pH initial : $\text{pH} = \frac{1}{2} \text{pKa} - \frac{1}{2} \log 0,1 = 2,15$

Après ajout de 10 mL : dilution de 2

C finale acide : 0,05 M

pH final : $\text{pH} = \frac{1}{2} \text{pKa} - \frac{1}{2} \log 0,05 = 2,3$

Variation de $\text{pH} = 0,15$ Le pH augmente

➤ Solution C : 10 mL d'hydroxyde de sodium 0,1 mol/L

Solution NaOH : BF

pH initial : $\text{pH} = 14 + \log 0,1 = 13$

Après ajout de 10 mL : dilution de 2

C finale base : 0,05 M

pH final : $\text{pH} = 14 + \log 0,05 = 12,7$

Variation de $\text{pH} = -0,3$ Le pH diminue

➤ Solution D : 10 mL de fluorure d'hydrogène 0,1 mol/L
10 mL de fluorure de sodium 0,1 mol/L

Solution tampon : HF/F^-

pH initial = $\text{pKa} + \log \text{Cb}/\text{Ca} = 3,2 + \log 0,1/0,1 = 3,2$

