

**Module CHIM102A : 2<sup>ème</sup> session (durée : 1h30) CORRIGE**

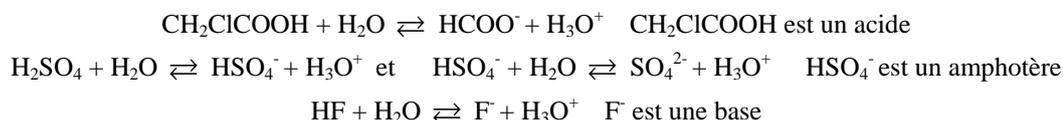
**Exercice n°1 : /3**

1) Quel(le)s sont les acides ou les bases conjugué(e)s des espèces suivantes ? Certaines(s) d'entre elles pouvant participer à plusieurs couples, les donner tous.

$\text{CH}_2\text{ClCOOH}$ ,  $\text{HSO}_4^-$ ,  $\text{F}^-$

$\text{CH}_2\text{ClCOOH}/\text{CH}_2\text{ClCOO}^-$      $\text{H}_2\text{SO}_4/\text{HSO}_4^-$  et  $\text{HSO}_4^-/\text{SO}_4^{2-}$      $\text{HF}/\text{F}^-$

2) Pour chaque couple, écrire la réaction d'équilibre avec l'eau et préciser le caractère acide ou basique des espèces. Commentaire.


**Exercice n°2 : /10**

Sur l'étiquette d'une eau minérale gazeuse, on peut lire la composition suivante en  $\text{mg.L}^{-1}$  :

$\text{HCO}_3^-$	403	$\text{Na}^+$	14
$\text{Cl}^-$	24	$\text{K}^+$	44
$\text{SO}_4^{2-}$	540	$\text{Ca}^{2+}$	155
		$\text{Mg}^{2+}$	110

1) Donner le nom des anions contenus dans cette eau minérale.

ions chlorure  $\text{Cl}^-$ , sodium  $\text{Na}^+$ , sulfate  $\text{SO}_4^{2-}$ , magnésium  $\text{Mg}^{2+}$ , calcium  $\text{Ca}^{2+}$ , potassium  $\text{K}^+$ , hydrogénocarbonate  $\text{HCO}_3^-$

2) Exprimer la composition de cette eau en  $\text{mol.L}^{-1}$ .

$$\begin{aligned} [\text{Cl}^-] &= 0,68 \text{ mM} & [\text{Na}^+] &= 0,61 \text{ mM} & [\text{SO}_4^{2-}] &= 5,62 \text{ mM} & [\text{Mg}^{2+}] &= 4,52 \text{ mM} \\ [\text{Ca}^{2+}] &= 3,87 \text{ mM} & [\text{K}^+] &= 1,12 \text{ mM} & [\text{HCO}_3^-] &= 6,60 \text{ mM} \end{aligned}$$

3) Rappeler la définition de l'électroneutralité d'une solution aqueuse ionique.

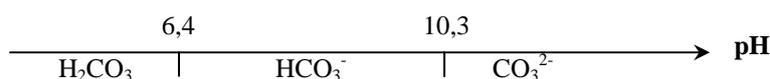
$$[\text{Na}^+] + [\text{K}^+] + 2[\text{Ca}^{2+}] + 2[\text{Mg}^{2+}] = [\text{Cl}^-] + [\text{HCO}_3^-] + 2[\text{SO}_4^{2-}] = 18,5 \text{ mM}$$

4) Pour les ions de cette eau minérale, l'électroneutralité est-elle vérifiée ?

l'électroneutralité est vérifiée

5) L'eau gazeuse tient sa propriété du dioxyde de carbone dissous. On admettra donc que seuls les couples  $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}/\text{HCO}_3^-$  et  $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$  contribuent à fixer le pH.

a) Tracer le diagramme de prédominance pour ces 2 couples.

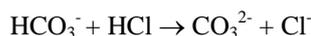


b) Le pH de l'eau minérale est de 7,3. Quelle est l'espèce majoritaire ?

$\text{HCO}_3^-$  est l'espèce majoritaire

6) Un volume  $V_1 = 20,0 \text{ mL}$  d'eau minérale est dosé par de l'acide chlorhydrique de concentration molaire  $C_2 = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ . Soit  $V$  le volume d'acide ajouté. La courbe de dosage est représentée ci-dessous.

a) Ecrire l'équation de la réaction de dosage.



b) Parmi les indicateurs colorés proposés, quel est celui qui est le plus adapté à ce dosage ? Justifier.

pH à l'équivalence  $\approx 4,4$  : on choisit le vert de Bromocrésol

c) Déterminer la concentration de l'espèce majoritaire. Comparer à la valeur attendue. Conclusion.

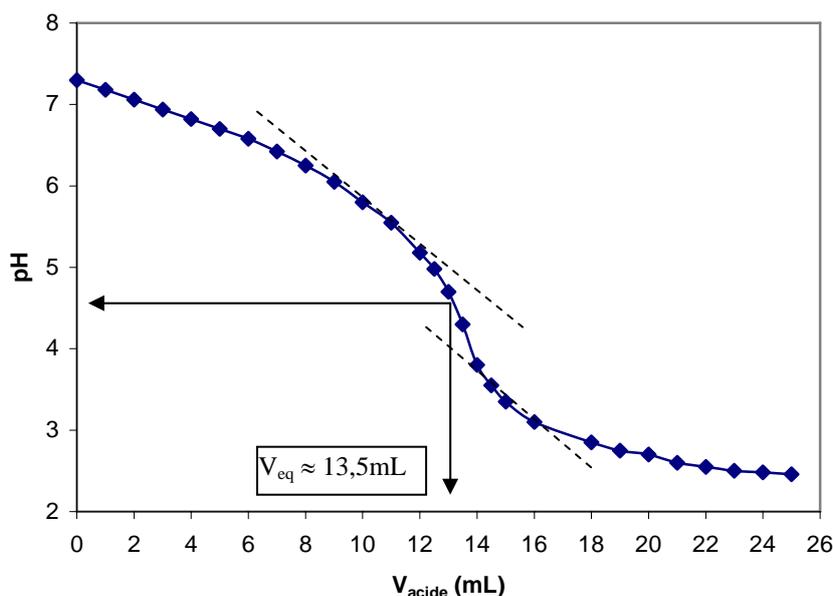
$$C_b = \frac{C_a V_{a,eq}}{V_b} = 6,75 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} = [\text{HCO}_3^-] = 412 \text{ mg.L}^{-1} \text{ à comparer à } 403 \text{ mg.L}^{-1} ; \text{ le dosage est correct}$$

• Masses molaires : H :  $1,01 \text{ g.mol}^{-1}$  ; C :  $12,01 \text{ g.mol}^{-1}$  ; O :  $16,00 \text{ g.mol}^{-1}$  ; Na :  $22,99 \text{ g.mol}^{-1}$  ; Mg :  $24,31 \text{ g.mol}^{-1}$  ; S :  $32,06 \text{ g.mol}^{-1}$  ; Cl :  $35,45 \text{ g.mol}^{-1}$  ; K :  $39,10 \text{ g.mol}^{-1}$  ; Ca :  $40,08 \text{ g.mol}^{-1}$  ;

•  $pK_a(\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}/\text{HCO}_3^-)$  : 6,40 ;  $pK_a(\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-})$  = 10,30

• Indicateurs colorés : Vert de bromocrésol : jaune  $3,8 < \text{pH} < 5,4$  bleu  
Bleu de bromothymol : jaune  $6,0 < \text{pH} < 7,6$  bleu  
Phénolphthaléine : incolore  $8,2 < \text{pH} < 9,8$  rouge-violet

**Dosage d'une eau minérale**



**Exercice n°3 : /2**

Equilibrer les réactions chimiques suivantes :



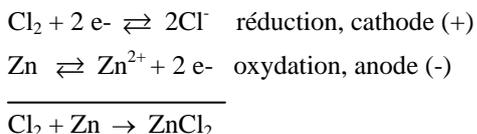
**Exercice n°4 : /5**

En 1874, pour la représentation inaugurale, l'éclairage de l'opéra de Paris fut assuré par un ensemble de piles zinc-chlore constituées de la manière suivante :



Dans ce système, le carbone est chimiquement inerte: il joue uniquement un rôle de conducteur électronique. Les ions Cl<sup>-</sup> et Zn<sup>2+</sup> diffusent librement dans la pile. On se place dans les conditions standard.

1) Ecrire les demi-réactions et la réaction d'oxydo-réduction. Préciser la polarité de chaque électrode.



2) Donner pour cette pile, l'expression générale des potentiels d'électrode et de la différence de potentiel aux bornes de la pile.

$$\begin{aligned} E_{(-)} &= E^\circ(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) + \frac{0,06}{2} \log[\text{Zn}^{2+}] & E_{(+)} &= E^\circ(\text{Cl}^-/\text{Cl}_2) + \frac{0,06}{2} \log \frac{P_{\text{Cl}_2}/P^\circ}{[\text{Cl}^-]^2} \\ E_{(+)} - E_{(-)} &= E^\circ(\text{Cl}^-/\text{Cl}_2) - E^\circ(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) + \frac{0,06}{2} \log \frac{P_{\text{Cl}_2}/P^\circ}{[\text{Cl}^-]^2 [\text{Zn}^{2+}]} \end{aligned}$$

3) Calculer cette différence de potentiel initiale dans le cas où les concentrations initiales sont : [Zn<sup>2+</sup>]<sub>0</sub> = 0,1 mol.L<sup>-1</sup> et [Cl<sup>-</sup>]<sub>0</sub> = 0,2 mol.L<sup>-1</sup> et où la pression de chlore gazeux est maintenue égale à 1 bar.

$$E_{(+)} - E_{(-)} = 2,22 \text{ V}$$

4) Quelle est la variation de masse de l'électrode de zinc lorsque l'installation a débité 50000 ampères pendant 4 heures ?

$$\text{l'électrode de zinc perd une masse } m = \frac{i \times t}{2\mathfrak{F}} \times M(\text{Zn}) = 243,9 \text{ kg}$$

- $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,39 \text{ V}$  ;  $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$  ;      1 Ampère = 1 Coulomb par seconde
- Masse molaire : Zn : 65,37 g.mol<sup>-1</sup> ;      1 Faraday = 96480 C