

# Transformations acido-basiques

## Couples acide-base

### Exercice 1 : Mesure du pKa de l'aspirine

oral CCINP PSI |  1 |  1 | 

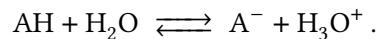
- ▷ Constante d'acidité;
- ▷ Conductimétrie.

Pour information, cet exercice est en fait un exercice ... de bac, session 2004.

1 Par définition,

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

La réaction a pour équation



En négligeant la concentration initiale en  $\text{H}^+$ , de l'ordre de  $1 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  pour de l'eau pure, on en déduit

$$x_f = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

2 D'après la loi de Kohlrausch,

$$\sigma = \Lambda_1 [\text{H}_3\text{O}^+] + \Lambda_2 [\text{A}^-] = (\Lambda_1 + \Lambda_2) x_f$$

d'où on déduit

$$x_f = \frac{\sigma}{\Lambda_1 + \Lambda_2} = 1,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Attention, l'utilisation des valeurs tabulées de  $\Lambda^\circ$  dans la loi de Kohlrausch utilise l'unité SI des concentrations, c'est-à-dire  $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$ .

3 D'après un bilan de matière évident,

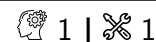
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-] = x_f = 1,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad \text{et} \quad [\text{AH}] = C - x_f = 4,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$


Comme le système est à l'équilibre (hypothèse implicite), on en déduit

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{A}^-]}{[\text{AH}]} = 2,9 \cdot 10^{-4} \quad \text{d'où} \quad \text{p}K_a = -\log K_a = 3,5.$$

4 La méthode pH-métrique fait intervenir un logarithme, qui écrase toutes les différences, alors que la méthode conductimétrique est linéaire. C'est donc **la méthode conductimétrique** qui est la plus précise.

## Exercice 2 : Courbes de distribution



-   $\triangleright$  Diagramme de distribution ;  
 $\triangleright$  Diagramme de prédominance.

**1** Les différentes formes basiques issues du diacide sulfureux sont évidemment  $\text{HSO}_3^-$  et  $\text{SO}_3^{2-}$ . Plus une forme est protonée (porteuse de protons  $\text{H}^+$ ), plus elle est dominante à bas pH. On en déduit que la courbe en traits pointillés bleus est associée à  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , celle en trait plein vert à  $\text{HSO}_3^-$  et celle en traits alternés rouge à  $\text{SO}_3^{2-}$ .

**2** D'après la relation de Henderson, le pH est égal au  $\text{p}K_a$  du couple lorsque les deux formes acide et basique coexistent en même proportion. Par lecture graphique, on en déduit

$$\boxed{\text{p}K_a(\text{H}_2\text{SO}_3/\text{HSO}_3^-) = 1,8 \quad \text{et} \quad \text{p}K_a(\text{HSO}_3^-/\text{SO}_3^{2-}) = 7,2.}$$

**3** Voir figure 1.




**Figure 1 – Diagramme de prédominance de l'acide sulfureux.**

**4** Compte tenu des courbes de distribution, la concentration en forme la plus basique  $\text{SO}_3^{2-}$  est négligeable à  $\text{pH} = 2,5$ . On lit sur les courbes qu'à ce pH les dérivés de l'acide sulfureux se trouvent 82 % sous forme de  $\text{HSO}_3^-$  et à 18 % sous forme de  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , d'où on déduit les concentrations,

$$\boxed{[\text{HSO}_3^-] = 0,82 c_t = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad \text{et} \quad [\text{H}_2\text{SO}_3] = 0,18 c_t = 0,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.}$$

## Exercice 3 : Équilibres acido-basiques de l'acide tartrique



-   $\triangleright$  Diagramme de prédominance ;  
 $\triangleright$  Répartition des formes acido-basiques.

**1** La fraction massique  $\tau$  de la solution est définie à partir de la masse  $m$  d'acide tartrique (sous toutes ses formes) qu'elle contient rapportée à sa masse totale  $m_{\text{tot}}$ ,

$$\tau = \frac{m}{m_{\text{tot}}}.$$

Elle est donc reliée à la concentration molaire totale  $C$  par

$$\tau = \frac{nM}{\rho V} = \frac{CM}{\rho}$$

d'où on déduit

$$\boxed{C = \frac{\tau\rho}{M} = 0,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.}$$

**2** On constate sur le diagramme de prédominance, figure 2, que le pH de la solution se trouve dans le domaine de prédominance de  $\text{HT}^-$ . Comme  $\text{pH} > \text{p}K_{a1} + 1$ , on en déduit que  $[\text{H}_2\text{T}]$  est négligeable. En revanche, il est trop proche de la frontière avec  $\text{T}^{2-}$  pour faire la même hypothèse. Ainsi,

$$C = [\text{H}_2\text{T}] + [\text{HT}^-] + [\text{T}^{2-}] \simeq [\text{HT}^-] + [\text{T}^{2-}].$$

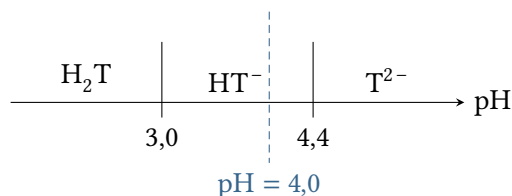


Figure 2 – Diagramme de prédominance de l'acide tartrique.

3 D'après la loi d'action des masses appliquée à l'équilibre entre  $\text{HT}^-$  et  $\text{T}^{2-}$ ,

$$K_{a2} = \frac{[\text{T}^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HT}^-]} \quad \text{d'où} \quad K_{a2}(C - [\text{T}^{2-}]) = [\text{T}^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{soit} \quad [\text{T}^{2-}] = \frac{C}{1 + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_{a2}}}$$

et ainsi

$$[\text{T}^{2-}] = \frac{C}{1 + 10^{-\text{pH} + \text{p}K_{a2}}} = 0,14 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

On en déduit directement

$$[\text{HT}^-] = C - [\text{T}^{2-}] = 0,36 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

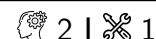
Enfin, la concentration résiduelle en  $[\text{H}_2\text{T}]$  se détermine à partir de la loi d'action des masses appliquée à l'équilibre entre  $\text{H}_2\text{T}$  et  $\text{HT}^-$ ,

$$K_{a1} = \frac{[\text{HT}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{T}]} \quad \text{donc} \quad [\text{H}_2\text{T}] = \frac{[\text{HT}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{K_{a1}} = 3,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

*Ce n'est pas parce que  $[\text{H}_2\text{T}]$  est négligeable devant les deux autres qu'elle est nulle !*

*On peut vérifier la cohérence des résultats avec l'analyse qualitative :  $\text{HT}^-$  est bien la forme la plus concentrée, et la concentration en  $\text{H}_2\text{T}$  est effectivement bien plus faible que celle des autres formes. De là à dire qu'elle est négligeable ... disons que cela simplifie l'exercice ☺*

#### Exercice 4 : Point isoélectrique d'un acide aminé



- Diagramme de prédominance ;
- Répartition des formes acido-basiques.

1 La forme neutre du groupe amine est la forme basique, prédominante pour  $\text{pH} > \text{p}K_{a2} = 9,6$ , alors que la forme neutre du groupe acide carboxylique est la forme acide, prédominante pour  $\text{pH} < \text{p}K_{a1} = 2,4$ . Il n'y a donc pas de domaine de pH pour lequel les deux formes neutres prédominent, en revanche pour  $\text{p}K_{a1} < \text{pH} < \text{p}K_{a2}$  la glycine est bien sous forme d'amphion.

2 Par définition du point isoélectrique, compte tenu des charges portées par chaque forme acido-basique,

$$1 \times [\text{H}_2\text{A}^+] + 0 \times [\text{HA}^\pm] + (-1) \times [\text{A}^-] = 0 \quad \text{soit} \quad [\text{H}_2\text{A}^+] = [\text{A}^-].$$

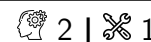
3 Exprimons chacun des deux termes à l'aide des constantes d'acidité,

$$\frac{[\text{HA}^\pm][\text{H}_3\text{O}^+]}{K_{a1}} = \frac{K_{a2}[\text{HA}^\pm]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \quad \text{d'où} \quad [\text{H}_3\text{O}^+]^2 = K_{a1}K_{a2}$$

d'où on déduit le pH isoélectrique

$$\text{pH}_I = \frac{\text{p}K_{a1} + \text{p}K_{a2}}{2}.$$

## Exercice 5 : Mesure de la constante d'acidité d'un indicateur coloré



- Loi de Beer-Lambert ;
- Répartition des formes acido-basiques.

**1** La couleur d'une substance est la couleur complémentaire de celle qu'elle absorbe le plus. Pour HIn, la longueur d'onde du maximum d'absorption est associée au violet, donc une solution contenant uniquement HIn est **jaune**. Réciproquement, la longueur d'onde la plus absorbée par In<sup>-</sup> est rouge, si bien qu'une solution ne contenant que la forme basique apparaît **bleue**.

**2** Dans la zone de virage, les deux formes acide et basique sont présentes en quantités macroscopiques et la couleur de la solution est donnée par les règles de la synthèse soustractive (chaque forme absorbe une partie du rayonnement). Elle apparaît **verte**.

**3** L'absorbance d'une solution contenant  $N$  espèces colorées est donnée par

$$A = \sum_{n=1}^N \varepsilon_n(\lambda) \ell c_n,$$

où  $\ell$  est la longueur de la cuve de spectrophotométrie,  $\varepsilon_n(\lambda)$  le coefficient d'absorption molaire de l'espèce  $n$  à la longueur d'onde de travail  $\lambda$  et  $c_n$  la concentration molaire de l'espèce en question. Cette loi est valable tant que les solutions sont suffisamment diluées.

**4** Notons respectivement  $\varepsilon_a$  et  $\varepsilon_b$  les coefficients d'absorption molaire des formes acide et basique à la longueur d'onde  $\lambda_1$ . Par définition,  $c = [\text{HIn}] + [\text{In}^-]$ .

▸ En milieu fortement acide, la forme acide est très majoritaire donc  $[\text{HIn}] \simeq c$  et

$$A_1 = \varepsilon_a \ell c.$$

▸ En milieu fortement basique, c'est cette fois la forme basique qui est très majoritaire et

$$A_2 = \varepsilon_b \ell c.$$

▸ Pour le pH intermédiaire, les deux formes contribuent à l'absorbance de la solution,

$$A_S = \varepsilon_a \ell [\text{HIn}]_S + \varepsilon_b \ell [\text{In}^-]_S.$$

En combinant ces différents résultats,

$$A_1 - A_S = \varepsilon_a \ell (c - [\text{HIn}]_S) - \varepsilon_b \ell [\text{In}^-]_S \quad \text{et} \quad A_S - A_2 = \varepsilon_a \ell [\text{HIn}]_S + \varepsilon_b \ell ([\text{In}^-]_S - c).$$

Comme  $c = [\text{HIn}]_S + [\text{In}^-]_S$  alors

$$A_1 - A_S = (\varepsilon_a - \varepsilon_b) \ell [\text{In}^-]_S \quad \text{et} \quad A_S - A_2 = (\varepsilon_a - \varepsilon_b) \ell [\text{HIn}]_S$$

d'où on conclut

$$\boxed{\frac{A_1 - A_S}{A_S - A_2} = \frac{[\text{In}^-]_S}{[\text{HIn}]_S}}.$$

**5** Comme le pH de la solution  $S$  est connu, le  $\text{p}K_a$  s'en déduit directement :

$$\text{pH}_S = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{In}^-]_S}{[\text{HIn}]_S} \quad \text{d'où} \quad \boxed{\text{p}K_a = \text{pH}_S - \log \frac{A_1 - A_S}{A_S - A_2} = 7,2}.$$

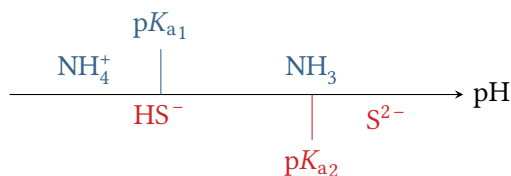


Figure 3 – Diagrammes de prédominance.

## Calculs de pH

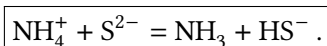
### Exercice 6 : Mise en solution du sulfure d'ammonium



- Calcul d'une constante d'équilibre ;
- Calcul de pH.

1 Voir figure 3.

2 On constate sur les diagrammes de prédominance que **les ions NH<sub>4</sub><sup>+</sup> et S<sup>2-</sup> sont incompatibles**. Lorsque le sulfure d'ammonium se dissout en ses ions constitutifs, la réaction qui a lieu s'écrit



Sa constante d'équilibre s'écrit

$$K = \frac{[\text{NH}_3][\text{HS}^-]}{[\text{NH}_4^+][\text{S}^{2-}]} = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \times \frac{[\text{HS}^-]}{[\text{S}^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}$$

ce qui permet d'identifier

$$\boxed{K = \frac{K_{a1}}{K_{a2}} = 10^{\text{p}K_{a2} - \text{p}K_{a1}} = 10^{3,8} .}$$

3 Compte tenu de la stoechiométrie du solide, la quantité de matière initiale en ammonium est le double de celle en sulfure. On en déduit le tableau d'avancement, écrit en termes de concentration ( $c = n/V = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ) car toutes les espèces sont en solution.

	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	+	S <sup>2-</sup>	=	NH <sub>3</sub>	+	HS <sup>-</sup>
état initial	2c		c		0		0
état d'équilibre	2c - x <sub>éq</sub>		c - x <sub>éq</sub>		x <sub>éq</sub>		x <sub>éq</sub>

Compte tenu de la valeur de la constante d'équilibre, on peut considérer la transformation quasi-totale, soit  $x_{\text{éq}} \simeq c$ . On en déduit toutes les concentrations finales, sauf celle du réactif limitant :

$$\boxed{[\text{NH}_4^+]_{\text{éq}} = [\text{NH}_3]_{\text{éq}} = [\text{HS}^-]_{\text{éq}} = c = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} .}$$

La concentration en réactif limitant se déduit de la loi d'action des masses,

$$\frac{[\text{NH}_3]_{\text{éq}} [\text{HS}^-]_{\text{éq}}}{[\text{NH}_4^+]_{\text{éq}} [\text{S}^{2-}]_{\text{éq}}} = K \quad \text{d'où} \quad [\text{S}^{2-}]_{\text{éq}} = \frac{[\text{NH}_3]_{\text{éq}} [\text{HS}^-]_{\text{éq}}}{[\text{NH}_4^+]_{\text{éq}} K} = \frac{c}{K}$$

et ainsi

$$\boxed{[\text{S}^{2-}]_{\text{éq}} = 1,6 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} .}$$

On vérifie bien que le réactif limitant est très minoritaire, et que l'hypothèse de transformation quasi-totale est justifiée.

4 Le pH se détermine grâce à la relation d'Henderson. Le mieux est d'utiliser le couple NH<sub>4</sub><sup>+</sup>/NH<sub>3</sub> car les deux espèces sont présentes en quantité macroscopique. Comme  $[\text{NH}_4^+]_{\text{éq}} = [\text{NH}_3]_{\text{éq}}$  alors

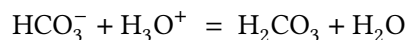
$$\text{pH} = \text{p}K_{a1} + \log 1 \quad \text{d'où} \quad \boxed{\text{pH} = 9,2 .}$$

## Exercice 7 : Mélange d'un acide fort et d'une base faible



- ▷ Calcul d'une constante d'équilibre ;
- ▷ Calculs de pH.

La solution d'acide chlorhydrique équivaut à une solution contenant des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  à la concentration  $C$ . Lors du mélange avec la solution d'hydrogénocarbonate de sodium (les ions sodium sont spectateurs), la réaction s'écrit



de constante d'équilibre  $1/K_a = 10^{+pK_a} = 10^{6,35}$ , ce qui permet de supposer la transformation quasi-totale. En fonction du rapport  $C'/C$ , le bilan de matière s'écrit :

	$\text{HCO}_3^-$	+	$\text{H}_3\text{O}^+$	=	$\text{H}_2\text{CO}_3$	+	$\text{H}_2\text{O}$
initial	$\frac{C'}{2}$		$\frac{C}{2}$		0		solvant
final	$\frac{C'}{2} - x$		$\frac{C}{2} - x$		$x$		solvant
si $C' = 10C$	$\approx \frac{C' - C}{2}$		$= \varepsilon \ll C$		$\frac{C}{2}$		solvant
si $C' = C$	$= \varepsilon \ll C$		$= \varepsilon \ll C$		$\frac{C}{2}$		solvant
si $C' = C/10$	$= \varepsilon' \ll C'$		$\approx \frac{C - C'}{2}$		$\frac{C'}{2}$		solvant

- ▷ Si  $C' = 10C$ ,

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{C' - C}{C} = \text{p}K_a + \log 9 = 7,30.$$

On vérifie bien  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 5,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \ll C'/2 = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , ce qui confirme la validité de l'hypothèse de transformation quasi-totale.

*Compte tenu de la valeur proche de 7 du pH, il faudrait en toute rigueur tenir compte également des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  apportés par l'auto-protolyse de l'eau. Par souci de simplicité, on ne le fera pas ici mais le résultat est donc peu précis.*

- ▷ Si  $C' = C$ , on utilise la LAM

$$\frac{C/2}{\varepsilon^2} = \frac{1}{K_a} \quad \text{d'où} \quad \varepsilon = \sqrt{\frac{K_a C}{2}} = 10^{-4,18} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 6,68 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \ll C,$$

ce qui confirme la validité de l'hypothèse de transformation quasi-totale et permet de conclure

$$\text{pH} = 4,18$$

- ▷ Si  $C' = C/10$ ,

$$\text{pH} = -\log \frac{C - C'}{2} = 3,05.$$

Vérifions la validité de l'hypothèse de transformation quasi-totale. D'après la LAM,

$$\frac{C/2}{\varepsilon' \times (C - C')/2} = \frac{1}{K_a} \quad \text{soit} \quad \varepsilon' = \frac{C}{C - C'} K_a = 5,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \ll \frac{C}{2} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

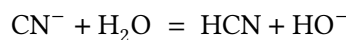
## Exercice 8 : Mesure de pKa par conductimétrie

2 | ✂ 1



- ▷ Calcul d'une constante d'équilibre ;
- ▷ Conductimétrie.

Les ions cyanure  $\text{CN}^-$  étant une base faible, ils réagissent avec l'eau selon la réaction



de constante d'équilibre telle que

$$K_b = \frac{[\text{HO}^-][\text{HCN}]}{[\text{CN}^-]} \times \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_e}{K_a}$$

Le tableau d'avancement de la réaction s'écrit

	$\text{CN}^-$	+	$\text{H}_2\text{O}$	=	$\text{HCN}$	+	$\text{HO}^-$
initial	$c$		solvant		0		0
final	$c - x$		solvant		$x$		$x$

Ainsi, d'après la loi de Kohlrausch, la conductivité de la solution s'écrit

$$\sigma = \lambda_{\text{HO}^-}^\circ x + \lambda_{\text{CN}^-}^\circ (c - x) + \lambda_{\text{K}^+}^\circ c \quad \text{d'où} \quad x = \frac{\sigma - (\lambda_{\text{CN}^-}^\circ + \lambda_{\text{K}^+}^\circ)c}{\lambda_{\text{HO}^-}^\circ - \lambda_{\text{CN}^-}^\circ} = 3,5 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{m}^{-3} = 3,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

**\*\*\* Attention !** La loi de Kohlrausch impose d'écrire toutes les grandeurs dans les unités SI... or l'unité SI du volume est le  $\text{m}^3$ , pas le litre. Par conséquent, les concentrations doivent être exprimées en  $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$  :  $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 10^3 \text{ mol} \cdot \text{m}^{-3}$  (se retrouve qualitativement :  $1 \text{ m}^3$  étant plus volumineux que 1 L, la quantité de matière y est plus importante à concentration fixée).

Le pH de la solution vaut alors

$$\text{pH} = -\log \frac{K_e}{x} = 10,5$$

Par ailleurs, d'après la LAM,

$$\frac{x^2}{c - x} = \frac{K_e}{K_a} \quad \text{d'où} \quad \text{p}K_a = -\log \frac{K_e(c - x)}{x^2} = 9,2$$

## Exercice 9 : Bicarbonate de soude

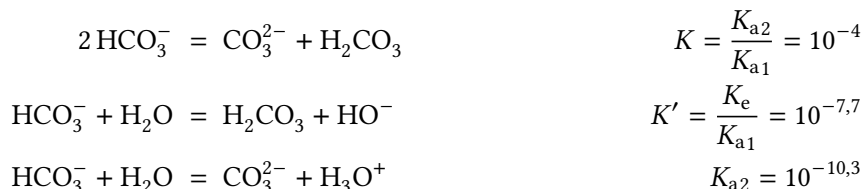
3 | ✂ 2



- ▷ Détermination de la réaction prépondérante ;
- ▷ Calcul de constantes d'équilibre ;
- ▷ Calcul de pH.

**1** Le bicarbonate de soude contient des ions  $\text{Na}^+$  et  $\text{HCO}_3^-$  et devrait donc s'appeler **hydrogénocarbonate de sodium**.

**2** Les trois réactions pouvant avoir lieu et leurs constantes d'équilibre sont :



Les expressions des constantes d'équilibre se trouvent en raisonnant sur la LAM avec la technique habituelle de multiplier haut et bas par  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ .

La réaction prépondérante est donc la première. On peut la supposer peu déplacée, d'avancement  $x \ll c$ , et d'après la LAM

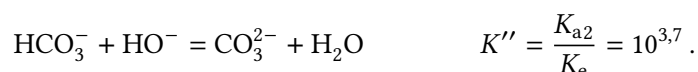
$$\frac{x^2}{(c-x)^2} \simeq \frac{x^2}{c^2} = K \quad \text{d'où} \quad x = \sqrt{\frac{K_{a2}}{K_{a1}}} c.$$

On en déduit le pH avec la relation d'Henderson,

$$\text{pH} = \text{p}K_{a2} + \log \frac{x}{c} \quad \text{d'où} \quad \boxed{\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_{a1} + \text{p}K_{a2}) = 8,3}$$

Il est remarquable que le pH de la solution ne dépende pas de la concentration apportée en bicarbonate de soude.

3 La réaction prépondérante est désormais celle entre les ions  $\text{HCO}_3^-$  et les ions  $\text{HO}^-$  apportés par la soude,



On peut la supposer quasi-totale, donc puisque  $\text{HO}^-$  est le réactif limitant on a à l'état final

$$[\text{HCO}_3^{2-}] = \frac{0,2 \text{ mol}}{100 \text{ mL}} = 2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad \text{et} \quad [\text{CO}_3^{2-}] = \frac{0,1 \text{ mol}}{100 \text{ mL}} = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

ce qui permet de déterminer le pH,

$$\boxed{\text{pH} = \text{p}K_{a2} + \log \frac{1}{2} = 10,0.}$$

On peut enfin vérifier la validité de l'hypothèse de réaction quasi-totale en déterminant la concentration résiduelle en  $\text{HO}^-$ ,

$$[\text{HO}^-] = K_e 10^{+\text{pH}} = 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1},$$

ce qui est bien négligeable devant les autres concentrations mises en jeu.